

**20 AÑOS DE PROBLEMAS
Y CUESTIONES DE QUÍMICA
EN LAS PRUEBAS DE ACCESO
A LA UNIVERSIDAD DE ALICANTE**

Sergio Menargues Irlés y Amparo Gómez Siurana

**37 AÑOS DE PROBLEMAS Y CUESTIONES DE QUÍMICA
EN LAS PRUEBAS DE ACCESO A LAS UNIVERSIDADES
PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD VALENCIANA (1987-2023)**

**SERGIO MENARGUES IRLES
AMPARO GÓMEZ SIURANA**

PRESENTACIÓN

Los autores me pidieron que escribiese la Presentación de este libro, apelando a que fui el primer coordinador de las Pruebas de Acceso a la naciente Universidad de Alicante en los años 80. Las Pruebas de Aptitud para el Acceso a la Universidad, denominación oficial con el que fueron establecidas en 1974 en aplicación del desarrollo de la Ley General de Educación de 1970, han recibido también el nombre usual de Selectividad debido a que, como decía la Ley, es una regulación “destinada a la selección de los más capacitados” para la incorporación y permanencia en las Facultades y Escuelas Técnicas Superiores. La Selectividad, denostada desde un principio por los estudiantes, sujetos sufridores de ella, y por muchos profesores, ha permanecido más de treinta años, sorteando las diversas leyes educativas posteriores a la Constitución, aunque, eso sí, sufriendo cambios y transformaciones en la estructura y número de las pruebas, en los contenidos y su calificación. Las Pruebas de Acceso a la Universidad han perdido parte de su carácter selectivo: en los principios de los ochenta, el número de alumnos que pasaban la Selectividad era de alrededor del 60 % y, sin embargo, ahora suele estar este porcentaje sobre el 95 %.

Dos pueden ser las virtudes o funciones positivas que se pueden atribuir aun a las Pruebas de Acceso a la Universidad, una particular y otra más general. La primera es todavía una función selectiva, como es ordenar los alumnos por notas para el ingreso únicamente en estudios con número limitado de plazas. La segunda función de las Pruebas de Acceso a la Universidad es fijar un nivel mínimo de conocimientos de las diversas materias para ingresar en la Universidad y contribuir así a una mayor homogeneidad de la enseñanza en los centros de secundaria, al tener todos ellos los mismos objetivos fijados por la Universidad a través de los múltiples ejercicios planteados durante años en los exámenes de Selectividad. En este sentido, el presente libro cumple ese papel de indicar a los alumnos y profesores de secundaria cuales son los conocimientos exigidos por la Universidad en la materia de Química. Este libro no es meramente una completa recopilación de los exámenes de Química propuestos en las Pruebas de Acceso durante 20 años en la Universidad de Alicante, sino que también contiene la resolución completa de todos los problemas y cuestiones de los ejercicios. Además, para facilitar su uso pedagógico por parte de alumnos y profesores, la ordenación de los exámenes no es cronológica sino en función de una clasificación temática, lo que le convierte en un excelente libro de ejercicios complementario del texto ordinario de Química.

La calidad del libro está garantizada por la experiencia y buen hacer de los autores. D. Sergio Menargues Irlés ha dedicado muchos años a la enseñanza de la Química como profesor de bachillerato y D^a. Amparo Gómez Siurana, profesora universitaria, ha impartido asignaturas de Química en diversos primeros cursos universitarios. No me cabe ninguna duda que este libro será bien acogido en el campo de la enseñanza de la Química de bachillerato como también en la de los primeros cursos universitarios.

Francisco Ruiz Beviá

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2º de bachillerato que eligen las opciones de “Ciencias de la Naturaleza y de la Salud” y “Tecnología”. Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas. En este contexto, las colecciones de problemas y cuestiones constituyen una excelente herramienta de apoyo.

En este trabajo se presenta una recopilación de 865 problemas y cuestiones correspondientes a los exámenes de las Pruebas de Acceso a la Universidad en el periodo 1987 - 2023, en la que los enunciados en color azul corresponden a los últimos diecisiete años. Los problemas y cuestiones se han clasificado por temas y se presentan completamente resueltos y se proponen como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de licenciaturas del área de Ciencia y Tecnología.

Los autores agradecen el impulso, apoyo e interés que ha prestado a este proyecto la Asociación y el Colegio de Químicos de la Comunidad Valenciana. Merecen también un agradecimiento muy especial los profesores V. Hernandis, J.L. Vázquez, M.L. Martín, J. Gómez, J.M. Moratal, A. Beltrán y J. Delgado, así como al resto de los ponentes, autores intelectuales de todos los exámenes, por permitir la utilización de los mismos para la realización de este trabajo.

Los autores

ÍNDICE

1. Estequiometría	1
1.1. Concepto de Mol y Número de Avogadro.....	1
1.2. Gases.....	4
1.3. Determinación de fórmulas.....	7
1.4. Cálculos en reacciones químicas.....	24
1.5. Disoluciones.....	56
2. Termoquímica y Termodinámica	69
2.1. Calorimetría.....	69
2.2. Entalpía y Ley de Hess.....	75
2.3. Termodinámica.....	107
3. Cinética Química	117
4. Equilibrio Químico	137
4.1. Cálculos de equilibrios.....	137
4.2. Equilibrios heterogéneos.....	193
4.3. Modificación del equilibrio. Principio de Le Châtelier.....	210
5. Reacciones de Precipitación	249
6. Ácidos y Bases	255
6.1. Teorías de ácidos y bases.....	255
6.2. Cálculos del pH de ácidos y bases.....	268
6.3. Hidrólisis.....	321
6.4. Disoluciones reguladoras.....	369
7. Electroquímica	371
7.1. Ajustes de reacciones redox.....	371
7.2. Espontaneidad de reacciones redox	430
7.3. Celdas electroquímicas.....	455
7.4. Celdas electrolíticas y leyes de Faraday.....	472
8. Estructura Atómica y Sistema Periódico	475
8.1. Estructura atómica.....	475
8.2. Sistema Periódico.....	495
9. Enlace Químico	573
9.1. Estructuras de Lewis y geometría molecular.....	573
9.2. Propiedades de los enlaces.....	640
10. Química Orgánica	651
11. Química y Medio Ambiente	677
12. Formulación y nomenclatura inorgánica y orgánica	685
Bibliografía.....	697

1. ESTEQUIOMETRÍA

1.1. Concepto de mol y Número de Avogadro

En este apartado se incluyen problemas en los que se debe establecer la relación entre la masa, el número de moles y el número de partículas de una sustancia, gaseosa o no.

Para resolver los ejercicios se hará uso exclusivamente del concepto de mol y de la estequiometría de la sustancia.

1. Se tiene una mezcla gaseosa formada por etano, C_2H_6 , y propano, C_3H_8 . Sabiendo que en 0,187 g de esta mezcla se tiene un total de 0,00480 mol, determine el porcentaje en moles de cada uno de los gases en la misma.

(U.A. Septiembre 1989)

Llamando x e y a los moles de C_2H_6 y C_3H_8 contenidos en la muestra, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mol } C_2H_6 + y \text{ mol } C_3H_8 = 0,00480 \text{ mol mezcla}$$

$$x \text{ mol } C_2H_6 \cdot \frac{30,0 \text{ g } C_2H_6}{1 \text{ mol } C_2H_6} + y \text{ mol } C_3H_8 \cdot \frac{44,0 \text{ g } C_3H_8}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 0,187 \text{ g mezcla}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 1,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_2H_6$$

$$y = 3,07 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_3H_8$$

El porcentaje en moles de cada compuesto en la mezcla es:

$$\frac{1,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_2H_6}{0,00480 \text{ mol mezcla}} \cdot 100 = 36,0 \% C_2H_6$$

$$\frac{3,07 \cdot 10^{-3} \text{ mol } C_3H_8}{0,00480 \text{ mol mezcla}} \cdot 100 = 64,0 \% C_3H_8$$

2. En una muestra de 0,400 mol de H_2S , calcule:

a) Gramos de H_2S .

b) Moléculas de H_2S .

c) Moles de azufre e hidrógeno.

d) Átomos de azufre e hidrógeno.

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1992)

a) Masa de H_2S :

$$0,400 \text{ mol } H_2S \cdot \frac{34,1 \text{ g } H_2S}{1 \text{ mol } H_2S} = 13,6 \text{ g } H_2S$$

b) Moléculas de H_2S :

$$0,400 \text{ mol } H_2S \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2S}{1 \text{ mol } H_2S} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2S$$

c) Moles de H y S:

$$0,400 \text{ mol } H_2S \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2S} = 0,800 \text{ mol H}$$

$$0,400 \text{ mol } H_2S \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol } H_2S} = 0,400 \text{ mol S}$$

d) Átomos de H y S:

$$0,400 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 4,82 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

$$0,400 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}$$

3. Muchos compuestos químicos derivados del ácido nítrico o del amoniaco se utilizan como fertilizantes agrícolas. Suponiendo que un agricultor consume anualmente 320 kg de nitrato de sodio, NaNO_3 , para abonar sus tierras:

a) ¿Cuántos moles y átomos de nitrógeno se aportan al año a dichas tierras?

b) Un año decide cambiar este abono por nitrato de amonio, NH_4NO_3 , ¿cuántos kg de este último deberá utilizar para que no varíe la aportación de nitrógeno?

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 1997)

a) Los moles de NaNO_3 son:

$$320 \text{ kg NaNO}_3 \cdot \frac{10^3 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ kg NaNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85,0 \text{ g NaNO}_3} = 3,76 \cdot 10^3 \text{ mol NaNO}_3$$

Relacionando moles de NaNO_3 con moles y átomos de N:

$$3,76 \cdot 10^3 \text{ mol NaNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 3,76 \cdot 10^3 \text{ mol N}$$

$$3,76 \cdot 10^3 \text{ mol N} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 2,26 \cdot 10^{27} \text{ átomos N}$$

b) Utilizando NH_4NO_3 en lugar de NaNO_3 , para tener los mismos moles de N:

$$3,76 \cdot 10^3 \text{ mol N} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{2 \text{ mol N}} = 1,88 \cdot 10^3 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3$$

Los kg de NH_4NO_3 que corresponden a ese número de moles:

$$1,88 \cdot 10^3 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3}{10^3 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} = 150 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3$$

4. a) Calcule la masa en gramos de la unidad de masa atómica.

b) Calcule el número de moles de átomos de carbono contenidos en 12,0 u.

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1998)

a) Aplicando el concepto de unidad de masa atómica (u):

“la doceava parte de la masa del isótopo de C-12”

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

b) Usando el dato obtenido en el apartado anterior:

$$12,0 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g C}}{1 \text{ u}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol C}$$

5. La masa de un átomo es 11 veces la masa de un átomo de C-12. Calcule la masa de este elemento en unidades de masa atómica y en gramos.

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 2001)

Aplicando el concepto de unidad de masa atómica:

$$M = 11 \cdot \frac{12,0 \text{ u}}{1 \text{ átomo}} = 132 \text{ u}$$

Cambiando unidades:

$$M = 132 \text{ u} \cdot \frac{1 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}} = 2,19 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

6. a) Indique de forma razonada cuál de las muestras siguientes contiene el mayor número de átomos: 1,00 g de oro sólido; 1,00 g de agua líquida; 1,00 g de helio gas y 1,00 g de octano líquido, C_8H_{18} .

b) Calcule cuántos átomos de oxígeno existen en una muestra de 42,0 g de dicromato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Junio 2003)

a) Para determinar que muestra contiene mayor número de átomos se aplica el concepto de mol:

$$1,00 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197 \text{ g Au}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au}}{1 \text{ mol Au}} = 3,06 \cdot 10^{21} \text{ átomos Au}$$

$$1,00 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ mol H y O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H y O}}{1 \text{ mol átomos H y O}} = 1,00 \cdot 10^{23} \text{ átomos H y O}$$

$$1,00 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,0 \text{ g He}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}$$

$$1,00 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{26 \text{ mol C y H}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C y H}}{1 \text{ mol átomos C y H}} = 1,48 \cdot 10^{23} \text{ átomos C y H}$$

La muestra que contiene mayor número de átomos es la de **1,00 g He**.

b) Para calcular el número de átomos de oxígeno que contiene la muestra de $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ se aplica el concepto de mol:

$$42,0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{252 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,167 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0,167 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{7 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol átomos O}} = 7,03 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

1.2. Gases

En este apartado se presentan ejercicios en los que se requiere determinar alguna de las propiedades que caracterizan el estado de una mezcla gaseosa.

Los problemas se resuelven aplicando el concepto de mol, conceptos fundamentales de estequiometría y balances de materia y la ecuación de estado del gas ideal.

1. En un cilindro de acero, de 10,0 L de capacidad, se introducen 10,0 g de hidrógeno y 64,0 g de oxígeno gaseosos. Se cierra el cilindro y se calienta a 300 °C.

a) Calcule la presión total de la mezcla a 300 °C.

b) Si se hace saltar una chispa para iniciar la reacción de formación de agua, calcule la presión total de la mezcla a la misma temperatura de 300 °C.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1992)

a) Para obtener la presión total de la mezcla se calcula previamente el número de moles de cada gas:

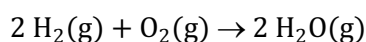
$$10,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} = 5,00 \text{ mol H}_2$$

$$64,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} = 2,00 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce la mezcla gaseosa dentro del cilindro es:

$$p = \frac{(5,00 + 2,00) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (300 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 32,9 \text{ atm}$$

b) Si se hace saltar una chispa en el cilindro la mezcla se incendia según la reacción:



La relación entre las cantidades molares de H_2 y O_2 es:

$$\frac{5,00 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ mol O}_2} = 2,50$$

Como la relación calculada es mayor que 2 quiere decir que **queda H_2 sin reaccionar** y que, por lo tanto, **O_2 es el reactivo limitante** que determina las cantidades de H_2 sobrante y de H_2O formada:

$$2,00 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 4,00 \text{ mol H}_2$$

$$5,00 \text{ mol H}_2 \text{ (inicial)} - 4,00 \text{ mol H}_2 \text{ (gastado)} = 1,00 \text{ mol H}_2 \text{ (exceso)}$$

$$2,00 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 4,00 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce la mezcla gaseosa resultante de la reacción dentro del cilindro es:

$$p = \frac{(4,00 + 1,00) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (300 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 23,5 \text{ atm}$$

2. La densidad de un cierto compuesto A, en fase gaseosa, es $1,26 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a $50 \text{ }^\circ\text{C}$ y 747 mmHg . Calcule la masa molar de A.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(U.A. Junio 1993)

A partir de la ecuación de estado del gas ideal y del concepto de número de moles de sustancia se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} pV = nRT \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \rightarrow pV = \frac{m}{M}RT$$

A partir de la ecuación anterior y del concepto de densidad se obtiene la ecuación que permite calcular la densidad de un gas ideal en cualesquiera condiciones de presión y temperatura:

$$\left. \begin{array}{l} pV = \frac{m}{M}RT \\ \rho = \frac{m}{V} \end{array} \right\} \rightarrow \rho = \frac{pM}{RT}$$

Considerando comportamiento ideal para el gas propuesto:

$$M = \frac{1,26 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (50 + 273,15) \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg}}{747 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm}} = 34,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

3. a) En una experiencia realizada en el laboratorio se obtienen $40,4 \text{ g}$ de un determinado gas inerte, que ocupan el mismo volumen que $8,00 \text{ g}$ de helio medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Indique de qué gas inerte se trata.

b) En una mezcla de gases ideales hay $3,00 \cdot 10^{23}$ moléculas del gas A y $1,50 \cdot 10^{24}$ moléculas del gas B. Si la presión total de la mezcla es $0,790 \text{ atm}$, calcule la presión parcial de cada gas.

(U.A. Septiembre 2002)

a) De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), si ambos gases ocupan el mismo volumen en idénticas condiciones de presión y temperatura, es que se trata de muestras gaseosas integradas por el mismo número de partículas (moles):

$$\text{moles gas X} = \text{moles He}$$

$$40,4 \text{ g X} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = 8,00 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,00 \text{ g He}}$$

Se obtiene, $M = 20,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Esa masa molar corresponde al gas inerte neón, **Ne**.

b) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Las fracciones molares se pueden calcular a partir de la relación entre el número de moléculas:

$$y_A = \frac{3,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas A}}{3,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas A} + 1,50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas B}} = 0,167$$

$$y_B = \frac{1,50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas B}}{3,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas A} + 1,50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas B}} = 0,833$$

Las presiones parciales son:

$$p_A = 0,790 \text{ atm} \cdot 0,167 = 0,132 \text{ atm}$$

$$p_B = 0,790 \text{ atm} \cdot 0,833 = 0,658 \text{ atm}$$

4. a) Calcule la presión que ejercen $1,00 \cdot 10^{20}$ moléculas de nitrógeno que se encuentran en el interior de un cilindro de 3,05 L de capacidad a 175 °C.

b) Calcule la densidad del oxígeno gas, a 25 °C y 0,987 atm de presión.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;

Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 2003)

a) El número de moles de gas encerrado en el cilindro es:

$$1,00 \cdot 10^{20} \text{ moléculas N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol N}_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el gas en el interior del cilindro es:

$$p = \frac{1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol N}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (175 + 273,15) \text{ K}}{3,05 \text{ L}} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

b) A partir de la ecuación de estado del gas ideal y del concepto de número de moles de sustancia se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} pV = nRT \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \rightarrow pV = \frac{m}{M} RT$$

A partir de la ecuación anterior y del concepto de densidad se obtiene la ecuación que permite calcular la densidad de un gas ideal en cualesquiera condiciones de presión y temperatura:

$$\left. \begin{array}{l} pV = \frac{m}{M} RT \\ \rho = \frac{m}{V} \end{array} \right\} \rightarrow \rho = \frac{pM}{RT}$$

Considerando comportamiento ideal para el gas propuesto:

$$\rho = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} = 1,29 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

1.3. Determinación de fórmulas

En esta sección se agrupan problemas en los que, como objetivo fundamental, se debe calcular la fórmula, empírica o molecular, de un compuesto. Dependiendo de cuál sea el enunciado planteado, se proponen dos procedimientos de resolución:

- Si en el enunciado se proporcionan datos que permiten calcular la masa molar del compuesto, se propone obtener en primer lugar la fórmula molecular relacionando directamente el número de moles de cada elemento con el número de moles de compuesto. De esta manera, se evitan posibles problemas relacionados con el redondeo de los resultados.
- Si no se puede calcular de forma inmediata la masa molar del compuesto, se propone el método habitual, que consiste en obtener la fórmula empírica relacionando directamente el número de moles de cada elemento con el número de moles del elemento que se encuentra en menor cantidad.

No hay que olvidar que el contenido en oxígeno de un compuesto nunca puede determinarse a partir de las cantidades de CO_2 y H_2O generados en la combustión del mismo ya que de esta manera se estaría considerando el O_2 aportado para la combustión.

En todos los casos debe considerarse que las masas atómicas que se requiera son un dato del problema.

1. Un determinado compuesto contiene 62,0 % de C, 10,4 % de H y 27,5 % de O en masa. A 100 °C y 1 atm se encuentra en fase gaseosa, y tiene una densidad de $1,90 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

a) Determine su masa molar y su fórmula empírica.

b) Escriba el nombre y la estructura de Lewis de al menos dos compuestos isómeros que respondan a dicha fórmula molecular.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1987)

a) Suponiendo que en estado gaseoso el compuesto X se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{1,90 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 58,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

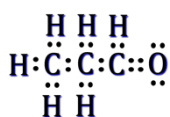
Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X y relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene la fórmula molecular:

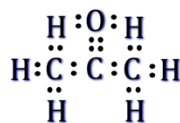
$$\left. \begin{array}{l} \frac{62,0 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{58,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{10,4 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{58,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{27,5 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{58,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. molecular: } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}$$

Como la fórmula obtenida no se puede simplificar, la fórmula empírica es la misma.

b) Compuestos que se corresponden con esa fórmula molecular y sus respectivas estructuras de Lewis son:



Propanal $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$



Acetona $\rightarrow \text{CH}_3\text{COCH}_3$

2. Se quema en el aire una muestra de 10,0 g de un compuesto orgánico que contiene C, H y O formándose 22,0 g de CO₂ y 12,0 g de H₂O. Se sabe además que el compuesto produce acetona (propanona) por oxidación suave.

a) Determine la fórmula empírica.

b) Identifique el compuesto.

(U.A. Junio 1988)

▪ El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO₂:

$$22,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,500 \text{ mol C}$$

▪ El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H₂O:

$$12,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,33 \text{ mol H}$$

▪ El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$10,0 \text{ g X} - 0,500 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 1,33 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 2,67 \text{ g O}$$

$$2,67 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,167 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,500 \text{ mol C}}{0,167 \text{ mol O}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{1,33 \text{ mol H}}{0,167 \text{ mol O}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: C}_3\text{H}_8\text{O}$$

b) Como se trata de un compuesto X que por oxidación suave produce acetona, C₃H₆O, el compuesto X debe ser un alcohol de 3 carbonos y como la acetona tiene el grupo funcional carbonilo procedente del grupo hidroxilo oxidado en el segundo carbono, el alcohol debe ser un alcohol secundario, por lo tanto, se trata del **2-propanol**, cuya fórmula estructural es **CH₃CHOHCH₃**.

3. La nicotina contiene 74,0 % de carbono, 8,70 % de hidrógeno y 17,3 % de nitrógeno. Determine los porcentajes de C, H y N, en número de átomos en la nicotina.

(U.A. Junio 1989)

Tomando como base de cálculo 100 g de nicotina:

$$\left. \begin{array}{l} 74,0 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,17 \text{ mol C} \\ 8,70 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} = 8,70 \text{ mol H} \\ 17,3 \text{ g N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} = 1,24 \text{ mol N} \end{array} \right\} \rightarrow 16,1 \text{ mol C, H y N}$$

El porcentaje en átomos es:

$$\frac{6,17 \text{ mol C}}{16,1 \text{ mol C, H y N}} \cdot 100 = 38,3 \% \text{ C}$$

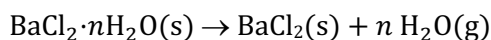
$$\frac{8,70 \text{ mol H}}{16,1 \text{ mol C, H y N}} \cdot 100 = 54,0 \% \text{ H}$$

$$\frac{1,24 \text{ mol N}}{16,1 \text{ mol C, H y N}} \cdot 100 = 7,70 \% \text{ N}$$

4. Se calientan 2,44 g de un hidrato de cloruro de bario hasta eliminar toda el agua. El polvo seco pesa 2,08 g. Calcule la fórmula del hidrato.

(U.A. Septiembre 1992)

La ecuación química correspondiente a la eliminación de agua del hidrato es:



La masa de H_2O contenida en la muestra es:

$$2,44 \text{ g de hidrato} - 2,08 \text{ g de sal anhidra} = 0,360 \text{ g H}_2\text{O}$$

La relación molar agua/cloruro de bario es:

$$\frac{0,360 \text{ g H}_2\text{O}}{2,08 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{208,3 \text{ g BaCl}_2}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 2 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol BaCl}_2}$$

La fórmula del hidrato es $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

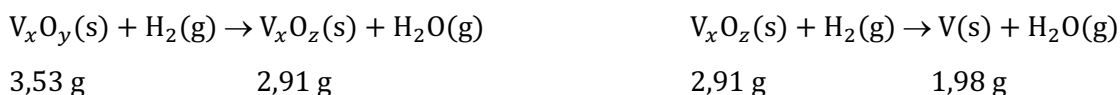
5. Una muestra de óxido de vanadio, de 3,53 g de masa, se calentó en presencia de hidrógeno dando agua y otro óxido de vanadio de masa 2,91 g. Este segundo óxido, se trató de nuevo con hidrógeno y se obtuvieron 1,98 g de vanadio metal.

a) Obtenga las fórmulas empíricas de los dos óxidos.

b) Calcule la cantidad total de agua formada en las dos reacciones.

(U.A. Septiembre 1993)

a) Las ecuaciones químicas (sin ajustar) correspondientes a la obtención de vanadio a partir de los óxidos son:



▪ La masa de oxígeno contenida en el primer óxido es:

$$3,53 \text{ g V}_x\text{O}_y - 1,98 \text{ g V} = 1,55 \text{ g O}$$

La relación molar oxígeno/vanadio es:

$$\frac{1,55 \text{ g O}}{1,98 \text{ g V}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{50,9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} = \frac{5 \text{ mol O}}{2 \text{ mol V}} \rightarrow \text{fórmula empírica: V}_2\text{O}_5$$

▪ La masa de oxígeno contenida en el segundo óxido es:

$$2,91 \text{ g V}_x\text{O}_z - 1,98 \text{ g V} = 0,930 \text{ g O}$$

La relación molar oxígeno/vanadio es:

$$\frac{0,930 \text{ g O}}{1,98 \text{ g V}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{50,9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol V}} \rightarrow \text{fórmula empírica: V}_2\text{O}_3$$

b) El oxígeno eliminado en la reducción de cada óxido se transforma en agua.

▪ 1ª reacción:

$$3,53 \text{ g V}_2\text{O}_5 - 2,91 \text{ g V}_2\text{O}_3 = 0,620 \text{ g O}$$

$$0,620 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,698 \text{ g H}_2\text{O}$$

▪ 2ª reacción:

$$2,91 \text{ g V}_2\text{O}_3 - 1,98 \text{ g V} = 0,930 \text{ g O}$$

$$0,930 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,05 \text{ g H}_2\text{O}$$

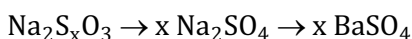
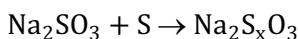
La masa total de H₂O producida es:

$$(0,698 + 1,05) \text{ g} = 1,75 \text{ g H}_2\text{O}$$

6. El sulfito de sodio reacciona con el azufre formando la sal sódica de un compuesto de azufre de fórmula Na₂S_xO₃. Determine la fórmula de este compuesto, sabiendo que, si dicho compuesto se oxida a sulfato y este se precipita como sulfato de bario, 0,318 g de la sal del compuesto dan lugar a 0,939 g de sulfato de bario.

(U.A. Septiembre 1995)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones propuestas son:



Relacionando estequiométricamente las cantidades propuestas:

$$0,939 \text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,3 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}_x\text{O}_3}{x \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{(46 + 32x + 48) \text{ g Na}_2\text{S}_x\text{O}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}_x\text{O}_3} = 0,318 \text{ g Na}_2\text{S}_x\text{O}_3$$

Se obtiene $x = 2$, por lo tanto, la fórmula del compuesto desconocido es Na₂S₂O₃, que corresponde al tiosulfato de sodio.

7. Una muestra de 1,306 g de un ácido orgánico diprótico producen por oxidación 1,714 g de dióxido de carbono y 0,526 g de agua. Si se obtiene la sal de plata de este ácido diprótico y se calcinan 5,217 g de la misma, se obtienen 3,236 g de plata. Obtenga la fórmula de este ácido orgánico.

(U.A. Junio 1996)

▪ Previamente, se determina la masa molar del ácido diprótico, H₂A:

$$3,236 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{A}}{2 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{M \text{ g Ag}_2\text{A}}{1 \text{ mol Ag}_2\text{A}} = 5,217 \text{ g Ag}_2\text{A}$$

de donde se obtiene la masa molar de la sal de plata, $M = 347,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Por lo tanto, la masa molar del ácido H₂A es:

$$347,9 \text{ g Ag}_2\text{A} - 2 \text{ mol Ag} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} + 2 \text{ mol H} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 134,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO₂:

$$\frac{1,714 \text{ g CO}_2}{1,306 \text{ g H}_2\text{A}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{134,1 \text{ g H}_2\text{A}}{1 \text{ mol H}_2\text{A}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol H}_2\text{A}}$$

▪ El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H₂O:

$$\frac{0,526 \text{ g H}_2\text{O}}{1,306 \text{ g H}_2\text{A}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{134,1 \text{ g H}_2\text{A}}{1 \text{ mol H}_2\text{A}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol H}_2\text{A}}$$

▪ El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$\frac{134,1 \text{ g H}_2\text{A} - \left(4 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(6 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol H}_2\text{A}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 5 \frac{\text{mol O}}{\text{mol H}_2\text{A}}$$

La fórmula molecular del ácido dicarboxílico es C₄H₆O₅.

Un compuesto con esa fórmula podría ser HOOC-CH₂-CHOH-COOH, que corresponde al ácido 2-hidroxi-butanodioico.

8. Una muestra de 1,370 g de un ácido orgánico monoprótico producen por oxidación 2,010 g de dióxido de carbono y 0,821 g de agua. Si se obtiene la sal de plata de este ácido y se calcan 2,158 g de la misma, se obtienen 1,395 g de plata. Obtenga la fórmula de este ácido orgánico.

(U.A. Septiembre 1996)

▪ Previamente, se determina la masa molar del ácido monoprótico, HA:

$$1,395 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgA}}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{M \text{ g AgA}}{1 \text{ mol AgA}} = 2,158 \text{ g AgA}$$

de donde se obtiene la masa molar de la sal de plata, $M = 166,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Por lo tanto, la masa molar del ácido HA es:

$$166,9 \text{ g AgA} - 1 \text{ mol Ag} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} + 1 \text{ mol H} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 60,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

▪ El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO_2 :

$$\frac{2,010 \text{ g CO}_2}{1,370 \text{ g HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{60,02 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol HA}}$$

▪ El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H_2O :

$$\frac{0,821 \text{ g H}_2\text{O}}{1,370 \text{ g HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{60,02 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol HA}}$$

▪ El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$\frac{60,02 \text{ g HA} - \left(2 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(4 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol HA}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol HA}}$$

La fórmula molecular del ácido monocarboxílico es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Un compuesto con esa fórmula podría ser CH_3COOH , que corresponde al ácido acético o etanoico.

9. En la combustión de 2,37 g de carbono se forman 8,69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido, medido a 1 atm y 273 K, tiene una masa de 1,98 g. Obtenga la fórmula del óxido gaseoso formado, suponiendo que se comporta como gas ideal.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1997)

Previamente, se determina la masa molar del óxido de carbono. Considerando comportamiento ideal para el gas propuesto:

$$M = \frac{1,98 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ L}} = 44,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La cantidad de carbono que contiene la muestra es:

$$\frac{2,37 \text{ g C}}{8,69 \text{ g óxido}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{44,3 \text{ g óxido}}{1 \text{ mol óxido}} = 1 \frac{\text{mol C}}{\text{mol óxido}}$$

La masa de oxígeno contenida en la muestra se obtiene por diferencia:

$$8,69 \text{ g óxido} - 2,37 \text{ g C} = 6,32 \text{ g O}$$

$$\frac{6,32 \text{ g O}}{8,69 \text{ g óxido}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{44,3 \text{ g óxido}}{1 \text{ mol óxido}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol óxido}}$$

La fórmula molecular del óxido es CO_2 .

10. Se sabe que los elementos presentes en un compuesto desconocido X son carbono, hidrógeno y oxígeno. En una experiencia analítica se quemaron totalmente 2,9 g de compuesto y se obtuvieron 6,6 g de dióxido de carbono y 2,7 g de agua.

a) Determine las fórmulas empírica y molecular del compuesto, sabiendo que su masa molecular está comprendida entre 50 y 60.

b) Indique, al menos, cuatro posibles fórmulas estructurales, con su nombre, que puedan corresponderse con el compuesto desconocido X.

c) La reducción del compuesto desconocido X da un determinado alcohol y, por oxidación, un determinado ácido. Indique los nombres del compuesto desconocido X y del alcohol que se forma por reducción, así como del ácido obtenido por oxidación.

(C.V. Junio 1997)

a) El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO₂:

$$6,6 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,15 \text{ mol C}$$

▪ El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H₂O:

$$2,7 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,30 \text{ mol H}$$

▪ El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

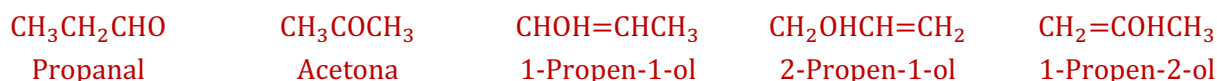
$$\left[2,9 \text{ g X} - \left(0,15 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \right) - \left(0,30 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) \right] \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,050 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,15 \text{ mol C}}{0,050 \text{ mol O}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{0,30 \text{ mol H}}{0,050 \text{ mol O}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (\text{C}_3\text{H}_6\text{O})_n$$

Para $n = 1$, la masa molecular de esta sustancia es 58; valor comprendido entre 50 y 60, por lo tanto, la **fórmula molecular** del compuesto es la misma, **C₃H₆O**.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados será C_nH_{2n+2}O, ya que un átomo de hidrógeno se sustituye por un grupo OH. Para $n = 3$, la fórmula debería ser C₃H₈O, como se observa una diferencia de 2 átomos de H entre la fórmula molecular obtenida y la del alcohol saturado, quiere decir que existe un doble enlace en la estructura, luego posibles fórmulas estructurales del compuesto X podrían ser:



c) Como por reducción del compuesto X se obtiene un alcohol, este debe ser un aldehído o una cetona; pero si al oxidarlo se obtiene un ácido carboxílico, debe tratarse de un aldehído, ya que la función oxigenada tiene que encontrarse en un átomo de carbono situado en un extremo de la cadena, por lo tanto:

- Compuesto X → **Propanal**
- Alcohol procedente de la reducción de X → **1-Propanol**
- Ácido procedente de la oxidación de X → **Propanoico**

11. Determine la fórmula y nombre IUPAC de un aldehído, sabiendo que por oxidación produce un ácido monocarboxílico que contiene un 48,65 % de carbono y un 43,24 % de oxígeno.

(C.V. Septiembre 1998)

Un ácido carboxílico contiene carbono, oxígeno e hidrógeno, por lo tanto, la cantidad de este último contenida en el ácido es:

$$100 \% \text{ ácido} - 48,65 \% \text{ C} - 43,24 \% \text{ O} = 8,11 \% \text{ H}$$

Tomando como base de cálculo 100 g del ácido X, las cantidades de los tres elementos que lo integran son:

$$48,65 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 4,05 \text{ mol C}$$

$$8,11 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} = 8,11 \text{ mol H}$$

$$43,24 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2,70 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{4,05 \text{ mol C}}{2,70 \text{ mol O}} = \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol O}} \\ \frac{8,11 \text{ mol H}}{2,70 \text{ mol O}} = \frac{6 \text{ mol H}}{2 \text{ mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2)_n$$

Haciendo $n = 1$ se obtiene la fórmula molecular del ácido monocarboxílico más sencillo es la misma, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, que corresponde al **ácido propanoico** cuya fórmula estructural es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$.

El aldehído que se obtiene por reducción de dicho ácido es el propanal, cuya fórmula es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$.

12. Una muestra de 0,500 g de bromuro de un metal, reacciona con una disolución de nitrato de plata produciendo un precipitado de 0,795 g de bromuro de plata. Si la masa molar del metal es $115,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, ¿cuál es la fórmula más sencilla de este bromuro metálico?

(U.A. Junio 1999)

A partir del bromuro de plata se obtiene la cantidad de bromo:

$$0,795 \text{ g AgBr} \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187,8 \text{ g AgBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}}{1 \text{ mol AgBr}} = 4,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol Br}$$

$$4,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol Br} \cdot \frac{79,9 \text{ g Br}}{1 \text{ mol Br}} = 0,338 \text{ g Br}$$

A partir del bromuro metálico se obtiene la cantidad de metal M:

$$(0,500 \text{ g MBr}_x - 0,338 \text{ g Br}) \text{ g M} \cdot \frac{1 \text{ mol M}}{115,0 \text{ g M}} = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol M}$$

La relación molar bromo/metal proporciona la fórmula más sencilla:

$$\frac{4,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol Br}}{1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol M}} = 3 \frac{\text{mol Br}}{\text{mol M}}$$

La fórmula empírica de la sal es MBr_3 .

A la vista de la masa molar del metal, $115,0 \text{ g}$, que es mayor que la de la plata, (grupo 11 de la tabla periódica y periodo 5) y de que su número de oxidación es +3, el metal en cuestión debe ser de un elemento del grupo 13 y del mismo periodo que la plata, es decir el **indio**.

13. Se analiza un compuesto orgánico que contiene nitrógeno y azufre. Al quemar 1,180 g del compuesto se forman 1,992 g de dióxido de carbono y 0,476 g de agua. El azufre del compuesto es oxidado a ácido sulfúrico y precipitado con una sal de bario; 0,635 g del compuesto dan lugar a 0,943 g de sulfato de bario. Por tratamiento del compuesto con ácido sulfúrico concentrado el nitrógeno del compuesto se transforma en amoníaco; 3,832 g del compuesto dan lugar a 0,415 g de amoníaco. Calcule:

a) La fórmula molecular del compuesto si el peso molecular es, aproximadamente, 157.

b) La composición centesimal de compuesto orgánico.

(U.A. Junio 2000)

a) A partir de la masa molar del compuesto X y de las cantidades dadas se calcula la fórmula molecular.

▪ El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO_2 :

$$\frac{1,992 \text{ g CO}_2}{1,180 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{157 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H_2O :

$$\frac{0,476 \text{ g H}_2\text{O}}{1,180 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{157 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 7 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El azufre contenido en la muestra se determina en forma de BaSO_4 :

$$\frac{0,943 \text{ g BaSO}_4}{0,635 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,3 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{157 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol S}}{\text{mol X}}$$

▪ El nitrógeno contenido en la muestra se determina en forma de NH_3 :

$$\frac{0,415 \text{ g H}_2\text{O}}{3,832 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{157 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$157 \text{ g X} - \left(6 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} + 7 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} + 1 \text{ mol S} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} + 1 \text{ mol N} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \right) = 31,9 \text{ g O}$$

$$\frac{31,9 \text{ g O}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_6\text{H}_7\text{NO}_2\text{S}$.

b) Teniendo en cuenta que la masa molar obtenida es $157 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, la composición centesimal es:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{157 \text{ g X}} \cdot 100 = 45,9 \% \text{ C}$$

$$\frac{7 \text{ mol H}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{157 \text{ g X}} \cdot 100 = 4,46 \% \text{ H}$$

$$\frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{157 \text{ g X}} \cdot 100 = 8,92 \% \text{ N}$$

$$\frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{157 \text{ g X}} \cdot 100 = 20,4 \% \text{ O}$$

$$\frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{157 \text{ g X}} \cdot 100 = 20,4 \% \text{ S}$$

14. Una muestra de 2,50 g de un compuesto que contiene litio, cloro y oxígeno se calienta a 300 °C, hasta peso constante. El residuo obtenido pesa 1,17 g. Este residuo por precipitación con nitrato de plata, da lugar a 3,96 g de cloruro de plata. Calcule:

- a) La fórmula más simple del compuesto.
b) La composición centesimal del compuesto.

(U.A. Septiembre 2000) (U.A. Septiembre 2003)

a) El cloro contenido en la muestra se determina en forma de AgCl:

$$3,96 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 2,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cl}$$

$$2,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cl} \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 0,980 \text{ g Cl}$$

▪ La pérdida de masa debida a la calcinación corresponde al oxígeno liberado:

$$2,50 \text{ g X} - 1,17 \text{ g residuo} = 1,33 \text{ g O}$$

$$1,33 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 8,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}$$

▪ La diferencia entre la masa de compuesto X y las masas de elementos calculadas proporciona la masa de litio contenida en la muestra de X:

$$2,50 \text{ g X} - (0,980 \text{ g Cl} + 1,33 \text{ g O}) = 0,190 \text{ g Li}$$

$$0,190 \text{ g Li} \cdot \frac{1 \text{ mol Li}}{6,97 \text{ g Li}} = 2,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol Li}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{2,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cl}}{2,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol Li}} = 1 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Li}} \\ \frac{8,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}}{2,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol Li}} = 3 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Li}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: LiClO}_3$$

b) La composición centesimal del compuesto es:

$$\frac{0,980 \text{ g Cl}}{2,50 \text{ g compuesto}} \cdot 100 = 39,2 \% \text{ Cl}$$

$$\frac{1,33 \text{ g O}}{2,50 \text{ g compuesto}} \cdot 100 = 53,2 \% \text{ O}$$

$$\frac{0,190 \text{ g Li}}{2,50 \text{ g compuesto}} \cdot 100 = 7,60 \% \text{ Li}$$

15. a) Una muestra de 0,500 mol de cierta sustancia contiene 2 mol de átomos de carbono; $30,1 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno y 12,5 g de magnesio. Deduzca la fórmula más simple del compuesto.

b) Al analizar un cierto compuesto se encontró que 3,62 g de elemento X estaban combinados con 0,571 g de carbono. Si una molécula del compuesto está formada por 4 átomos del elemento X y un átomo de C, calcule peso atómico del elemento X.

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Junio 2001)

a) La relación molar entre cada elemento y el compuesto X proporciona la fórmula molecular que, una vez simplificada, permite obtener la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{aligned} \frac{2 \text{ mol C}}{0,500 \text{ mol X}} &= 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{30,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{0,500 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} &= 10 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{12,5 \text{ g Mg}}{0,500 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} &= 1 \frac{\text{mol Mg}}{\text{mol X}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_4H_{10}Mg$$

Como la fórmula obtenida no se puede simplificar, la **fórmula empírica** o sencilla es la misma, $C_4H_{10}Mg$.

b) Teniendo en cuenta que la relación molar entre el elemento X y el C es 4/1 se puede obtener la masa molar de X:

$$\frac{3,62 \text{ g X}}{0,571 \text{ g C}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = 4 \frac{\text{mol X}}{\text{mol C}} \rightarrow M = 19,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Atendiendo a la masa molar obtenida y a la relación molar del compuesto formado por carbono y el **elemento X**, se puede afirmar que este es el **flúor** y el compuesto el CF_4 .

16. a) Dada una muestra de dicromato de amonio que contiene $8,03 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno, calcule los gramos de hidrógeno atómico que contiene.

b) Una muestra de un cierto compuesto contiene 0,667 moles de átomos de nitrógeno, 2,688 g de hidrógeno atómico, $2,01 \cdot 10^{23}$ átomos de cromo y un número de átomos de oxígeno que es la mitad del número de átomos de hidrógeno. Indique la fórmula más simple del compuesto.

Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Junio 2002)

a) La masa de hidrógeno contenida en la muestra de dicromato de amonio, $(NH_4)_2Cr_2O_7$, propuesta es:

$$\begin{aligned} 8,03 \cdot 10^{23} \text{ átomos N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}} \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2Cr_2O_7}{2 \text{ átomos N}} &= 0,667 \text{ mol } (NH_4)_2Cr_2O_7 \\ 0,667 \text{ mol } (NH_4)_2Cr_2O_7 \cdot \frac{8 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } (NH_4)_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}}{1 \text{ átomos H}} &= 5,34 \text{ g H} \end{aligned}$$

b) Las cantidades de cada uno de los elementos contenidos en el compuesto desconocido son:

$$\begin{aligned} 2,688 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} &= 2,688 \text{ mol H} \\ 2,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cr}} &= 0,334 \text{ mol Cr} \\ \frac{2,688}{2} \text{ mol O} &= 1,344 \text{ mol O} \end{aligned}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{2,688 \text{ mol H}}{0,334 \text{ mol Cr}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol Cr}} \\ \frac{0,667 \text{ mol N}}{0,334 \text{ mol Cr}} = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol Cr}} \\ \frac{1,344 \text{ mol O}}{0,334 \text{ mol Cr}} = 4 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Cr}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: CrH}_8\text{N}_2\text{O}_4$$

Ordenando los elementos, la fórmula empírica obtenida es $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$ que corresponde al cromato de amonio.

17. Un compuesto orgánico A contiene el 81,81 % de C y el 18,19 % de H. Cuando se introducen 6,58 g de dicho compuesto en un recipiente de 10,0 L de capacidad a 327 °C se alcanza una presión de 560 mmHg. Determine para el compuesto A:

- La fórmula empírica.
- La fórmula molecular.
- El nombre.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Septiembre 2002)

a-b) Suponiendo que en estado gaseoso el compuesto A se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{6,58 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg}}{560 \text{ mmHg} \cdot 10,0 \text{ L} \cdot 1 \text{ atm}} = 43,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular la fórmula molecular del compuesto A y, simplificando esta, obtener la fórmula empírica. Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto A:

$$\frac{81,81 \text{ g C}}{100 \text{ g A}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{43,9 \text{ g A}}{1 \text{ mol A}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol A}}$$

$$\frac{18,19 \text{ g H}}{100 \text{ g A}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} \cdot \frac{43,9 \text{ g A}}{1 \text{ mol A}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol A}}$$

La **fórmula molecular** que se obtiene es C_3H_8 y como no se puede simplificar la **empírica es la misma**.

c) El compuesto A es un hidrocarburo saturado, de fórmula general, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, y el que se corresponde con dicha fórmula molecular es el **propano**, cuya fórmula estructural es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

18. Un compuesto está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno y su masa molecular es $60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Cuando se queman 30 g del mismo en presencia de exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de dióxido de carbono y de agua. Sabiendo que el dióxido de carbono obtenido genera una presión de 2.449 mmHg en un recipiente de 10 L a 120 °C:

- Determine la fórmula empírica del compuesto.
- Escriba la fórmula molecular y el nombre del compuesto.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 2003)

a-b) Puesto que se conoce la masa molar del compuesto X, para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

Suponiendo comportamiento ideal se aplica la ecuación de estado y se obtiene el número de moles de CO_2 y H_2O .

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2.449 \text{ mmHg} \cdot 10 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (120 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,0 \text{ mol}$$

- El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO_2 :

$$\frac{1,0 \text{ mol CO}_2}{30 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{60 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H_2O :

$$\frac{1,0 \text{ mol H}_2\text{O}}{30 \text{ g X}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{60 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$\frac{60 \text{ g X} - \left(2 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(4 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, simplificando esta se obtiene que la fórmula empírica es CH_2O .

Algunos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

CH_3COOH , que corresponde al **ácido acético o etanoico**

HCOOCH_3 , que corresponde al **formiato de metilo**

OHCH=CHOH , que corresponde al **etenodiol**.

19. El análisis centesimal de un cierto ácido orgánico da el siguiente resultado, C = 40,00 %; H = 6,66 % y O = 53,34 %.

Por otra parte, 20 g de este compuesto ocupan un volumen de 11 L a la presión de 1,0 atm y temperatura de 400 K.

a) Determine la fórmula empírica del ácido.

b) Determine su fórmula molecular.

c) Nombre el compuesto.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2003)

a-b) Previamente, se determina la masa molar del compuesto X. Suponiendo que este se encuentra en estado gaseoso y que se comporta como gas ideal:

$$M = \frac{20 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{1,0 \text{ atm} \cdot 11 \text{ L}} = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto X:

$$\frac{40,00 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{60 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{6,66 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} \cdot \frac{60 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{53,34 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{60 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, simplificando esta se obtiene que la fórmula empírica es CH_2O .

c) Algunos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

CH_3COOH , que corresponde al **ácido acético o etanoico**

HCOOCH_3 , que corresponde al **formiato de metilo**

OHCH=CHOH , que corresponde al **etenodiol**.

20. Un compuesto A presenta la siguiente composición centesimal: C = 85,7 % y H = 14,3 %. Por otro lado, se sabe que 1,66 g del mismo ocupan un volumen de 1,00 L, a 27 °C y 740 mmHg. Determine:

a) Su fórmula empírica.

b) Su fórmula molecular.

c) Si un mol de A reacciona con un mol de bromuro de hidrógeno, se forma un compuesto B. Formule y nombre los compuestos A y B.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 2004)

a-b) Previamente, se determina la masa molar del compuesto X. Suponiendo que este se encuentra en estado gaseoso y que se comporta como gas ideal:

$$M = \frac{1,66 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (27 + 273,15) \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg}}{740 \text{ mmHg} \cdot 1,00 \text{ L}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 42,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto X:

$$\frac{85,7 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{42,0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{14,3 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} \cdot \frac{42,0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es C_3H_6 , simplificando esta se obtiene que la fórmula empírica es CH_2 .

c) El **compuesto A** es un alqueno u olefina, $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3$, **propeno**.

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico que se rige por la regla de Markovnikov (1869) que dice:

“en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, HOSO₃H) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado”.

La ecuación química correspondiente es:



El compuesto B formado es **2-bromopropano**.

21. Un compuesto orgánico presenta la siguiente composición centesimal: C = 58,5 %, H = 4,1 %, N = 11,4 % y O = 26,0 %.

Se sabe que 1,50 g de dicho compuesto en fase gaseosa a la presión de 1,0 atm y a la temperatura de 500 K ocupan un volumen de 500 mL. Determine:

a) La fórmula empírica del compuesto.

b) Su fórmula molecular.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2005)

a-b) Previamente, se determina la masa molar del compuesto X. Suponiendo que este se encuentra en estado gaseoso y que se comporta como gas ideal:

$$M = \frac{1,50 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K} \cdot 10^3 \text{ mL}}{1,0 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 123 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto X:

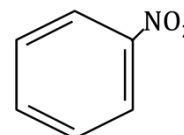
$$\frac{58,5 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{123 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{4,1 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} \cdot \frac{123 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 5 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{11,4 \text{ g N}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{123 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{26,0 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{123 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$ y como no se puede simplificar la **empírica es la misma**. Un compuesto compatible con dicha fórmula molecular es el nitrobeneno.



22. Cierta hidrocarburo gaseoso tiene un 81,82 % de carbono y el resto es hidrógeno. Sabiendo que 1,0 L de este gas a 1,0 atm de presión y una temperatura de 0 °C tiene una masa de 1,966 g. Determine:

- Su fórmula empírica.
- Su masa molecular.
- La fórmula molecular de este compuesto.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre2005)

b) Para facilitar los cálculos posteriores se determina previamente la masa molar del hidrocarburo X. Suponiendo que este se encuentra en estado gaseoso y que se comporta como gas ideal:

$$M = \frac{1,966 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,0 \text{ atm} \cdot 1,0 \text{ mL}} = 44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

a-c) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del hidrocarburo y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Tomando como base de cálculo 100 g del mismo:

$$\frac{81,82 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{44 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

$$\frac{(100 - 81,82) \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} \cdot \frac{44 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La **fórmula molecular** que se obtiene es C_3H_8 y como no se puede simplificar la **empírica es la misma**. Corresponde al $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$, **propano**.

23. Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Por combustión completa de 0,219 g del mismo se obtienen 0,535 g de dióxido de carbono y 0,219 g de vapor de agua. En estado gaseoso, 2,43 g de este compuesto ocupan un volumen de 1,09 L a la temperatura de 120 °C y a la presión de 1 atm. Determine:

- La fórmula empírica del compuesto.
- Su fórmula molecular.
- Nombre al menos dos compuestos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio2006)

a-b) Previamente, se determina la masa molar del compuesto X. Suponiendo que este se encuentra en estado gaseoso y que se comporta como gas ideal:

$$M = \frac{2,43 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (120 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 1,09 \text{ L}} = 71,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

- El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO_2 :

$$\frac{0,535 \text{ g CO}_2}{0,219 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{71,9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H_2O :

$$\frac{0,219 \text{ g H}_2\text{O}}{0,219 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{71,9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$\frac{71,9 \text{ g X} - \left(4 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(8 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ y como no se puede simplificar la empírica es la misma.

c) Los compuestos con esa fórmula molecular presentan una insaturación (doble enlace) ya que el hidrocarburo saturado de cuatro carbonos tendría por fórmula molecular C_4H_{10} y en el mismo se han reemplazado dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno.

Dos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$, que corresponde al **butanal**

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCH}_3$, que corresponde a la **butanona**.

24. Un compuesto orgánico contiene C, H y O. Cuando se produce la combustión de 4,6 g del mismo con 9,6 g de oxígeno, se obtienen 8,8 g de dióxido de carbono y 5,4 g de agua. Además, se sabe que 9,2 g de dicho compuesto en estado gaseoso, ocupan un volumen de 5,80 L medidos a la presión de 780 mmHg y temperatura de 90 °C. Determine:

a) La fórmula empírica del compuesto.

b) Su fórmula molecular.

c) Nombre al menos dos compuestos compatibles con la fórmula molecular obtenida.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(C.V. Septiembre 2006)

a-b) Previamente, se determina la masa molar del compuesto X. Suponiendo que este se encuentra en estado gaseoso y que se comporta como gas ideal:

$$M = \frac{9,2 \text{ g} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (90 + 273,15) \text{ K}}{780 \text{ mmHg} \cdot 5,8 \text{ L}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

- El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO_2 :

$$\frac{8,8 \text{ g CO}_2}{4,6 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{46 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H_2O :

$$\frac{5,4 \text{ g H}_2\text{O}}{4,6 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{46 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$\frac{46 \text{ g X} - \left(2 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(6 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y como no se puede simplificar la **empírica es la misma**.

c) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, la fórmula general de los alcoholes saturados será $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$, ya que un átomo de hidrógeno se sustituye por un grupo OH.

Dos posibles fórmulas estructurales del compuesto X podrían ser:

Dos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, que corresponde al **etanol**

CH_3OCH_3 , que corresponde al **metoximetano** o **dimetil éter**.

25. El p-cresol es un compuesto de masa molecular relativa $M_r = 108,1$ que se utiliza como desinfectante y en la fabricación de herbicidas. El p-cresol solo contiene carbono, hidrógeno y oxígeno, y la combustión de una muestra de 0,3643 g de este compuesto produjo 1,0390 g de CO_2 y 0,2426 g de H_2O .

a) Calcule su composición centesimal en masa.

b) Determine sus fórmulas empírica y molecular.

(C.V. Junio 2014)

b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

▪ El carbono contenido en la muestra se determina en forma de CO_2 :

$$\frac{1,0390 \text{ g CO}_2}{0,3643 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{108,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 7 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El hidrógeno contenido en la muestra se determina en forma de H_2O :

$$\frac{0,2426 \text{ g H}_2\text{O}}{0,3643 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{108,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$\frac{108,1 \text{ g X} - \left(7 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(8 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\text{C}_7\text{H}_8\text{O}$ y como no se puede simplificar la **empírica es la misma**.

a) La composición centesimal es:

$$\frac{7 \text{ mol C}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{108,1 \text{ g X}} \cdot 100 = 77,7 \% \text{ C}$$

$$\frac{8 \text{ mol H}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{108,1 \text{ g X}} \cdot 100 = 7,40 \% \text{ H}$$

$$\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{108,1 \text{ g X}} \cdot 100 = 14,8 \% \text{ O}$$

26. La alicina es un compuesto orgánico que le da olor al ajo. El análisis químico de la alicina mostró la siguiente composición centesimal en masa: 44,4 % de C, 39,5 % de S, 9,86 % de O y 6,21 % de H. Se sabe que su masa molar está entre 160 y 165 g.

a) Determine su fórmula empírica y molecular.

b) Los ajos tienen, aproximadamente, un 0,23 % en masa de alicina. Si un diente de ajo pesa 12 g, ¿cuántos gramos de azufre provienen de la alicina?

(C.V. Septiembre 2020)

Tomando como base de cálculo 100 g de alicina, las cantidades de los cuatro elementos que la integran son:

$$44,4 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 3,70 \text{ mol C}$$

$$6,21 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,00 \text{ g H}} = 6,21 \text{ mol H}$$

$$9,86 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,616 \text{ mol O}$$

$$39,5 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} = 1,23 \text{ mol S}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{3,70 \text{ mol C}}{0,616 \text{ mol O}} = 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{6,21 \text{ mol H}}{0,616 \text{ mol O}} = 10 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \\ \frac{1,23 \text{ mol S}}{0,616 \text{ mol O}} = 2 \frac{\text{mol S}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (\text{C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2)_n$$

Haciendo $n = 1$ se obtiene que la fórmula molecular de la alicina es la misma, $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2$, ya que le corresponde una masa molar de $162 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, que está comprendida entre los valores propuestos.

b) El número de átomos de azufre que contiene la muestra es:

$$12,0 \text{ g ajo} \cdot \frac{0,23 \text{ g C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2}{100 \text{ g ajo}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2}{162 \text{ g C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol S}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}\text{OS}_2} = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol S}$$

$$1,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol S} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 1,0 \cdot 10^{20} \text{ átomos S}$$

1.4. Cálculos en Reacciones Químicas

Se presentan aquí aquellos ejercicios en los que se aplican los conceptos fundamentales de estequiometría a procesos que implican diferentes tipos de reacciones químicas. Los problemas propuestos requieren que el alumno conozca y domine los cálculos asociados a la determinación del reactivo limitante del proceso, a la pureza de los reactivos y al rendimiento de la reacción. Se incluye también algún ejercicio en el que se trabaja con gases húmedos y, por lo tanto, las mezclas gaseosas están formadas por los gases en cuestión y vapor de agua.

Obviamente, para resolver estos problemas habrá que hacer uso de los conceptos aplicados en los apartados 1.1 y 1.2 de este libro.

1. Cuando la fosfina, un gas venenoso de fórmula PH_3 , se quema con oxígeno los productos de reacción son agua líquida y un sólido de fórmula P_4O_{10} .

a) Escriba la ecuación ajustada de esta reacción.

b) Suponiendo que se han hecho reaccionar 6,80 g de fosfina con 6,40 g de oxígeno, ¿cuál es el peso teórico de P_4O_{10} que puede obtenerse?

c) ¿Qué reactivo se habrá consumido antes?

(U.A. Junio 1988)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del PH_3 es:



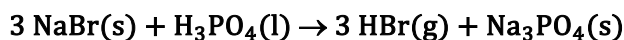
b-c) Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 6,80 \text{ g PH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol PH}_3}{34,0 \text{ g PH}_3} = 0,200 \text{ mol PH}_3 \\ 6,40 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,200 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,200 \text{ mol O}_2}{0,200 \text{ mol PH}_3} = 1,00$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra PH_3 , por lo que O_2 es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de P_4O_{10} que se obtiene:

$$0,200 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}}{8 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{284 \text{ g P}_4\text{O}_{10}}{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}} = 7,10 \text{ g P}_4\text{O}_{10}$$

2. Un estudiante prepara bromuro de hidrógeno gaseoso haciendo reaccionar bromuro de sodio con ácido fosfórico:



Necesita 50,0 g de HBr. Si el NaBr es el reactivo limitante y se va a emplear un exceso del 50 % de ácido fosfórico, ¿cuánto tiene que pesar de cada reactivo?

a) Suponiendo un rendimiento del 100 %.

b) Suponiendo un rendimiento del 80 %.

(U.A. Junio 1988)

a) Suponiendo un rendimiento del 100 %.

La cantidad de HBr a producir determina las cantidades de reactivos necesarias:

$$50,0 \text{ g HBr} \cdot \frac{1 \text{ mol HBr}}{80,9 \text{ g HBr}} = 0,618 \text{ mol HBr}$$

Relacionando HBr con ambos reactivos:

$$0,618 \text{ mol HBr} \cdot \frac{3 \text{ mol NaBr}}{3 \text{ mol HBr}} \cdot \frac{102,9 \text{ g NaBr}}{1 \text{ mol NaBr}} = 63,6 \text{ g NaBr}$$

$$0,618 \text{ mol HBr} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol HBr}} \cdot \frac{98,0 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{150 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ (exceso)}}{100 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ (teórico)}} = 30,3 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

b) Suponiendo un rendimiento del 80%.

El número de moles HBr a producir es:

$$0,618 \text{ mol HBr} \cdot \frac{100 \text{ mol HBr (teórico)}}{80 \text{ mol HBr (real)}} = 0,773 \text{ mol HBr}$$

Relacionando HBr con ambos reactivos:

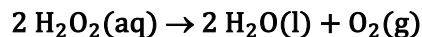
$$0,773 \text{ mol HBr} \cdot \frac{3 \text{ mol NaBr}}{3 \text{ mol HBr}} \cdot \frac{102,9 \text{ g NaBr}}{1 \text{ mol NaBr}} = 79,5 \text{ g NaBr}$$

$$0,773 \text{ mol HBr} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol HBr}} \cdot \frac{98,0 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{150 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ (exceso)}}{100 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ (teórico)}} = 37,9 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

3. La disolución de peróxido de hidrógeno que se vende como desinfectante (agua oxigenada) tiene un 3,00 % en masa de H_2O_2 y su densidad es $1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Exprese su concentración como molaridad y molalidad.

b) Calcule el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm , que es liberado cuando se descompone un mL de esta disolución de acuerdo con la reacción:



Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1988)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de agua oxigenada del 3,00 % en masa de H_2O_2 , la concentración de la misma expresada como molaridad y molalidad es:

$$\frac{3,00 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}} = 0,882 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\frac{3,00 \text{ g H}_2\text{O}_2}{(100 - 3,00) \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,910 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

b) El número de moles de H_2O_2 contenidos en 1 mL de agua oxigenada del 3,00 % en masa es:

$$1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}} \cdot \frac{3,00 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 3,00 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} = 8,82 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

Relacionando H_2O_2 con O_2 :

$$8,82 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 4,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{4,41 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,08 \cdot 10^{-2} \text{ L O}_2$$

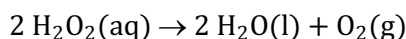
4. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , expuesto a la luz solar se descompone espontáneamente en agua y oxígeno. En un experimento, 25,0 mL de una disolución de peróxido de hidrógeno desprenden 125 mL de O_2 (g), a 15 °C y 770 mmHg.

¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno contiene un litro de la disolución? ¿Cuál es la molalidad de la disolución si su densidad es $1,01 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$?

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(U.A. Septiembre 1988)

La ecuación química correspondiente a la descomposición del H_2O_2 es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{770 \text{ mmHg} \cdot 125 \text{ mL}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (15 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{770 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 5,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Relacionando O_2 con H_2O_2 :

$$5,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0,364 \text{ g H}_2\text{O}_2$$

Las cantidades de H_2O_2 y de H_2O contenidas en 1 L de disolución de peróxido de hidrógeno son:

$$\frac{0,364 \text{ g H}_2\text{O}_2}{25,0 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot 1 \text{ L disolución} = 14,6 \text{ g H}_2\text{O}_2$$

$$1 \text{ L disolución} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1,01 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} - 14,6 \text{ g H}_2\text{O}_2 = 995 \text{ g H}_2\text{O}$$

La concentración de la disolución expresada como molalidad es:

$$\frac{14,6 \text{ g H}_2\text{O}_2}{995 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,432 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

5. Para eliminar indicios del CO del aire, se le hace pasar sobre I_2O_5 , para formar I_2 y CO_2 .

a) Escriba la ecuación química ajustada para esta reacción.

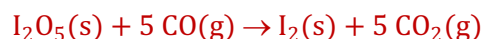
b) ¿Cuántos gramos de I_2O_5 se necesitan para suprimir 1,0 g de CO?

c) ¿Cuántos litros de aire a 25 °C y 1 atm que contengan 0,0020 % en moles de CO podrán purificarse con 1,0 g de I_2O_5 ?

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1988)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre I_2O_5 y CO es:



b) Relacionando I_2O_5 y CO:

$$1,0 \text{ g CO} \cdot \frac{1,0 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5}{5 \text{ mol CO}} \cdot \frac{334,0 \text{ g I}_2\text{O}_5}{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5} = 2,4 \text{ g I}_2\text{O}_5$$

c) Relacionando I_2O_5 con CO y, posteriormente, con aire contaminado:

$$1,0 \text{ g I}_2\text{O}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5}{334,0 \text{ g I}_2\text{O}_5} \cdot \frac{5 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5} \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{0,0020 \text{ mol CO}} = 7,5 \cdot 10^2 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

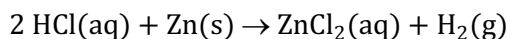
$$V = \frac{7,5 \cdot 10^2 \text{ mol aire} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,8 \cdot 10^4 \text{ L aire}$$

6. Deben obtenerse 50,0 L de H_2 gaseoso, medidos a 0 °C y 1,0 atm, a partir de zinc metálico y ácido clorhídrico al 20,0 % en masa. ¿Qué masas de estas dos sustancias serán necesarias, si el rendimiento de la reacción es del 90,0 %?

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1989)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de H_2 a partir de HCl y Zn es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas a obtener es:

$$n = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 50,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}} = 2,23 \text{ mol } H_2$$

Suponiendo un rendimiento del 90% el número de moles H_2 a producir es:

$$2,23 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{100 \text{ mol } H_2 \text{ (teórico)}}{90,0 \text{ mol } H_2 \text{ (real)}} = 2,48 \text{ mol } H_2$$

Relacionando H_2 con ambos reactivos:

$$2,48 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 162 \text{ g Zn}$$

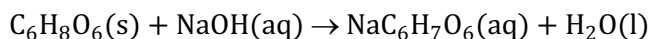
$$2,48 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 20,0 \%}{20,0 \text{ g HCl}} = 905 \text{ g HCl } 20,0 \%$$

7. Se analiza una pastilla de vitamina C (ácido ascórbico), $C_6H_8O_6$, disolviéndola en agua y valorándola con NaOH 0,125 M. Se gastan 22,2 mL de la disolución básica para la neutralización de una pastilla de 0,508 g. ¿Cuál es el porcentaje de ácido ascórbico en la pastilla?

Nota: El ácido ascórbico es monoprótico.

(U.A. Junio 1989)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización del $C_6H_8O_6$ con NaOH es:



Relacionando NaOH con $C_6H_8O_6$:

$$22,2 \text{ mL NaOH } 0,125 \text{ M} \cdot \frac{0,125 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,125 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } C_6H_8O_6}{1 \text{ mmol NaOH}} = 2,78 \text{ mmol } C_6H_8O_6$$

La masa de $C_6H_8O_6$ neutralizado es:

$$2,78 \text{ mmol } C_6H_8O_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_8O_6}{10^3 \text{ mmol } C_6H_8O_6} \cdot \frac{176,0 \text{ g } C_6H_8O_6}{1 \text{ mol } C_6H_8O_6} = 0,489 \text{ g } C_6H_8O_6$$

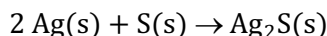
El porcentaje de $C_6H_8O_6$ en la pastilla es:

$$\frac{0,489 \text{ g } C_6H_8O_6}{0,508 \text{ g pastilla}} \cdot 100 = 96,3 \% C_6H_8O_6$$

8. Cuando se calientan juntamente plata y azufre reaccionan de forma que dos átomos de plata se combinan con un átomo de azufre. Si se parte de 10,0 g de plata y 1,00 g de azufre, ¿cuál es la máxima cantidad de producto buscado que se puede obtener?

(U.A. Septiembre 1989)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre azufre y plata es:



Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 10,0 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} = 0,0927 \text{ mol Ag} \\ 1,00 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g}} = 0,0311 \text{ mol S} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,0927 \text{ mol Ag}}{0,0311 \text{ mol S}} = 2,98$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra Ag, por lo que **S es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de Ag_2S que se obtiene:

$$0,0311 \text{ mol S} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{247,9 \text{ g Ag}_2\text{S}}{1 \text{ mol Ag}_2\text{S}} = 7,71 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

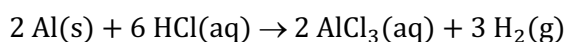
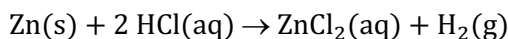
9. Una muestra de 0,136 g de una aleación de aluminio y zinc cuando se trata con exceso de ácido clorhídrico, desprende 129 mL de H_2 , medidos a 27 °C y 1,0 atm de presión.

Calcule el porcentaje en masa de ambos metales en la aleación.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1990)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de Zn y Al con HCl son:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 129 \text{ mL}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (27 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 5,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Llamando x e y , respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} + y \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} = 5,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x \text{ g Zn} + y \text{ g Al} = 0,136 \text{ g aleación}$$

$$(1,53 \cdot 10^{-2} x + 5,56 \cdot 10^{-2} y) \text{ mol H}_2 = 5,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 0,0576 \text{ g Zn}$$

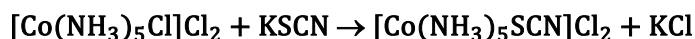
$$y = 0,0784 \text{ g Al}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0,0576 \text{ g Zn}}{0,136 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 42,4 \% \text{ Zn}$$

$$\frac{0,0784 \text{ g Al}}{0,136 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 57,7 \% \text{ Al}$$

10. Un estudiante debe preparar 20,0 g de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2$ a partir de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. La reacción para obtenerlo es:



Se le indica que debe emplear un exceso del 60,0 % de tiocianato de potasio, KSCN, y que el rendimiento de la reacción es del 55,0 %. ¿Cuántos gramos de cada uno de los reaccionantes debe emplear?

(U.A. Junio 1990)

La cantidad de $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2$ a producir suponiendo un rendimiento del 55,0 % es:

$$20,0 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2 \cdot \frac{100 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2 \text{ (teórico)}}{55,0 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2 \text{ (real)}} = 36,4 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2$$

$$36,4 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2}{273,0 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2} = 0,133 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2$$

Relacionando $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2$ con ambos reactivos:

$$0,133 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2}{1 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2} = 0,133 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$$

$$0,133 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \frac{250,4 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2}{1 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2} = 33,3 \text{ g } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$$

$$0,133 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol KSCN}}{0,133 \text{ mol } [\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2} \cdot \frac{97,2 \text{ g KSCN}}{1 \text{ mol KSCN}} = 12,9 \text{ g KSCN}$$

Considerando que del reactivo KSCN se debe añadir un exceso del 60,0 %:

$$12,9 \text{ g KSCN} \cdot \frac{160 \text{ g KSCN (exceso)}}{100 \text{ g KSCN (teórico)}} = 20,6 \text{ g KSCN}$$

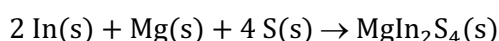
11. Se quiere sintetizar un compuesto en el que entran dos átomos de indio y cuatro de azufre por cada uno de magnesio.

a) Partiendo de 1,00 g de cada uno de los elementos, ¿cuál será el peso máximo del compuesto que se puede sintetizar?

b) ¿Qué peso de cada elemento se necesita para obtener 10,0 g del compuesto, si el rendimiento de la reacción en este caso es del 93,0 %?

(U.A. Septiembre 1990)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre indio, magnesio y azufre es:



Al existir cantidades de los tres reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$1,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} = 4,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol Mg}$$

$$1,00 \text{ g In} \cdot \frac{1 \text{ mol In}}{114,8 \text{ g In}} = 8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol In}$$

$$1,00 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} = 3,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol S}$$

Estudiando las respectivas relaciones molares que se obtienen:

$$\frac{8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol In}}{4,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol Mg}} = 2,11 < 2 \rightarrow \text{sobra Mg} \rightarrow \text{limitante In}$$

$$\frac{3,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol S}}{4,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol Mg}} = 0,757 < 4 \rightarrow \text{sobra Mg} \rightarrow \text{limitante S}$$

$$\frac{3,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol S}}{8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol In}} = 3,58 > 2 \rightarrow \text{sobra S} \rightarrow \text{limitante In}$$

El reactivo limitante es In que determina la cantidad de MgIn_2S_4 que se obtiene:

$$8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol In} \cdot \frac{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4}{2 \text{ mol In}} \cdot \frac{382,3 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} = 1,66 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4$$

Otra forma de calcularlo es ver cuál es la menor cantidad de MgIn_2S_4 que se obtiene, que sería la máxima a producir, a partir de las cantidades de reactivos propuestas:

$$1,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{382,3 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} = 15,7 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4$$

$$1,00 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4}{4 \text{ mol S}} \cdot \frac{382,3 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} = 2,97 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4$$

$$1,00 \text{ g In} \cdot \frac{1 \text{ mol In}}{114,8 \text{ g In}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4}{2 \text{ mol In}} \cdot \frac{382,3 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} = 1,67 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4$$

Como se observa, el elemento In es el que produce menor cantidad de producto, por lo tanto, se trata del reactivo limitante.

b) Suponiendo un rendimiento del 93,0 %, el número de moles de MgIn_2S_4 a producir es:

$$10,0 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4}{382,3 \text{ g MgIn}_2\text{S}_4} \cdot \frac{100 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4 \text{ (teórico)}}{93,0 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4 \text{ (real)}} = 0,0281 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4$$

Relacionando MgIn_2S_4 con cada uno de los elementos:

$$0,0281 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 0,682 \text{ g Mg}$$

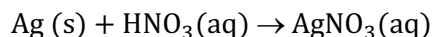
$$0,0281 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol In}}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} \cdot \frac{114,8 \text{ g In}}{1 \text{ mol In}} = 6,45 \text{ g In}$$

$$0,0281 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4 \cdot \frac{4 \text{ mol S}}{1 \text{ mol MgIn}_2\text{S}_4} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 3,61 \text{ g S}$$

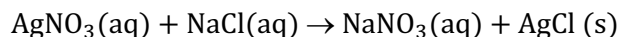
12. Una moneda de plata que pesa 5,82 g se disuelve en ácido nítrico. Se añade cloruro de sodio a la disolución anterior de forma que precipita toda la plata en forma de cloruro de plata, AgCl . Se obtienen 7,20 g de precipitado. Calcule el porcentaje de plata en la moneda.

(U.A. Junio-91)

La ecuación química (sin ajustar) correspondiente a la disolución de la plata en HNO_3 :



La ecuación química correspondiente a la precipitación del AgCl :



Relacionando la cantidad de AgCl que precipita con la muestra de moneda se obtiene el porcentaje de plata que contiene:

$$\frac{7,20 \text{ g AgCl}}{5,82 \text{ g moneda}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \cdot 100 = 93,1 \% \text{ Ag}$$

13. Una muestra de mineral que contenía exclusivamente carbonato de calcio, CaCO_3 , y carbonato de bario, BaCO_3 , pesó 6,94 g. Se calentó hasta la descomposición total de ambos compuestos, y el residuo sólido una vez eliminado el dióxido de carbono pesó 4,74 g. Calcule la riqueza en carbonato de bario de la muestra original.

(U.A. Septiembre-91)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de ambos carbonatos son:



Llamando x e y a las masas de CaCO_3 y BaCO_3 contenidas en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x \text{ g CaCO}_3 + y \text{ g BaCO}_3 = 6,94 \text{ g mezcla}$$

Relacionando las masas de CaCO_3 y MgCO_3 con los óxidos formados:

$$\left. \begin{array}{l} x \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{56,1 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = \frac{56,1 x}{100,1} \text{ g CaO} \\ y \text{ g BaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCO}_3}{197,3 \text{ g BaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol BaO}}{1 \text{ mol BaCO}_3} \cdot \frac{153,3 \text{ g BaO}}{1 \text{ mol BaO}} = \frac{153,3 y}{197,3} \text{ g BaO} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{56,1 x}{100,1} + \frac{153,3 y}{197,3} = 4,74$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 3,02 \text{ g CaCO}_3 \qquad y = 3,92 \text{ g BaCO}_3$$

El porcentaje en masa de cada carbonato en la mezcla es:

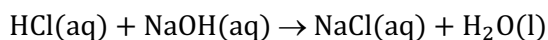
$$\frac{3,92 \text{ g BaCO}_3}{6,94 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 56,5 \% \text{ BaCO}_3$$

$$\frac{3,02 \text{ g CaCO}_3}{6,94 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 43,5 \% \text{ CaCO}_3$$

14. Se disolvió una muestra de 10,0 g de una sosa cáustica comercial en agua en un matraz aforado hasta completar su volumen de 1.000 cm^3 . Una porción de 25,0 cm^3 de esta disolución necesitó 50,0 cm^3 de disolución 0,100 M de ácido clorhídrico, HCl, para su neutralización. Calcule la riqueza en hidróxido de sodio, NaOH, de la sosa cáustica comercial.

(U.A. Junio 1992)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:



Relacionando HCl con NaOH se obtiene la cantidad neutralizada en la alícuota:

$$50,0 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ mmol NaOH}} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

La cantidad total de NaOH que contiene la disolución de sosa cáustica es:

$$\frac{5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{25,0 \text{ cm}^3 \text{ disolución NaOH}} \cdot 1.000 \text{ cm}^3 \text{ disolución NaOH} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 8,00 \text{ g NaOH}$$

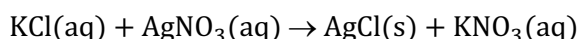
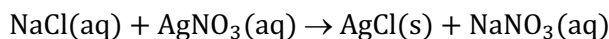
El porcentaje de NaOH en la sosa cáustica es:

$$\frac{8,00 \text{ g NaOH}}{10,0 \text{ g sosa}} \cdot 100 = 80,0 \% \text{ NaOH}$$

15. Se pesó una muestra de 5,49 g de una mezcla de cloruro de sodio, NaCl, y cloruro de potasio, KCl. Se disolvió la muestra en agua y se añadió un exceso de nitrato de plata, AgNO₃. El precipitado de cloruro de plata, AgCl, formado pesó 12,75 g. Calcule el porcentaje de cloruro de sodio en la mezcla inicial.

(U.A. Junio 1992)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre AgNO₃ y NaCl y KCl son, respectivamente:



Llamando x e y a las masas de NaCl y KCl contenidas en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x \text{ g NaCl} + y \text{ g KCl} = 5,49 \text{ g mezcla}$$

Relacionando las masas de NaCl y KCl con el precipitado formado:

$$x \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} + y \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 12,75 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 4,15 \text{ g NaCl} \qquad y = 1,34 \text{ g KCl}$$

El porcentaje en masa de cada cloruro en la mezcla es:

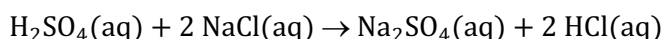
$$\frac{4,15 \text{ g NaCl}}{5,49 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 75,6 \% \text{ NaCl}$$

$$\frac{1,34 \text{ g KCl}}{5,49 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 24,4 \% \text{ KCl}$$

16. Una forma de preparar ácido clorhídrico, HCl, es calentando cloruro de sodio, NaCl, con ácido sulfúrico, H₂SO₄, concentrado. ¿Cuánto ácido sulfúrico del 90,0 % en masa se necesitará para obtener 1,00 t de ácido clorhídrico del 42,0 % en masa?

(U.A. Junio 1992)

La ecuación química correspondiente a la obtención de HCl es:



La cantidad de HCl a preparar es:

$$1,00 \text{ t HCl } 42,0 \% \cdot \frac{10^6 \text{ g HCl } 42,0 \%}{1 \text{ t HCl } 42,0 \%} \cdot \frac{42,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 42,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,15 \cdot 10^4 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con H₂SO₄:

$$1,15 \cdot 10^4 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} = 5,75 \cdot 10^3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H₂SO₄ de riqueza 90,0 %:

$$5,75 \cdot 10^3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 90,0 \%}{90,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 6,27 \cdot 10^5 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 90,0 \%$$

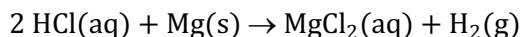
17. Se trataron 2,00 g de una mezcla de magnesio y óxido de magnesio, MgO, con un exceso de ácido clorhídrico, HCl, diluido y se recogieron 510 mL de hidrógeno sobre agua a 20 °C y 742 mmHg. ¿Cuántos moles de hidrógeno se formaron? ¿Qué porcentaje en masa de magnesio contenía la muestra inicial?

Datos. Presión de vapor del agua a 20 °C = 17,5 mmHg; 1 atm = 760 mmHg;

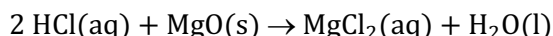
Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1993)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Mg y HCl es:



El MgO reacciona con HCl pero no produce desprendimiento de H₂:



Hay que tener en cuenta que el gas se encuentra recogido sobre agua y que, por ello, hay que descontar de la presión total la presión de vapor del agua para obtener la presión del H₂ seco. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total del gas húmedo es:

$$p = p_{\text{H}_2} + p^\circ$$

siendo p° la presión de vapor del agua

$$n = \frac{(742 - 17,5) \text{ mmHg} \cdot 510 \text{ mL}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 2,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2$$

Relacionando H₂ con Mg:

$$2,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 0,491 \text{ g Mg}$$

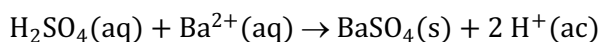
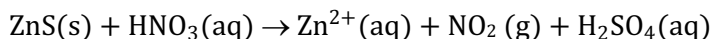
El porcentaje de Mg en la muestra es:

$$\frac{0,491 \text{ g Mg}}{2,00 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 24,6 \% \text{ Mg}$$

18. En el análisis de una blenda en la que todo el azufre se encuentra combinado como sulfuro de zinc, ZnS, se tratan 0,9364 g de mineral con ácido nítrico, HNO₃, concentrado. Todo el azufre pasa al estado de ácido sulfúrico y este precipita como sulfato de bario, BaSO₄. El precipitado se filtra, se lava, se seca y se pesa, obteniéndose 1,878 g de sulfato de bario. Calcule el porcentaje de sulfuro de zinc en la muestra de blenda analizada.

(U.A. Junio 1994)

Las ecuaciones químicas (sin ajustar) correspondientes al análisis de la blenda son:



Relacionando BaSO₄ con ZnS:

$$1,878 \text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,4 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{97,50 \text{ g ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} = 0,7845 \text{ g ZnS}$$

El porcentaje de ZnS que contiene la blenda es:

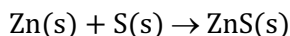
$$\frac{0,7845 \text{ g ZnS}}{0,9364 \text{ g blenda}} \cdot 100 = 83,78 \% \text{ ZnS}$$

19. Cuando se calientan conjuntamente azufre y zinc reaccionan para formar sulfuro de zinc, ZnS. Si se parte de 12,0 g de zinc y 7,50 g de azufre y se calienta a la temperatura adecuada para que reaccionen, determine:

- Cuál es el elemento limitante.
- Cantidad máxima, en gramos, de sulfuro de zinc formada.
- Cantidad en gramos de uno de los reactivos que queda sin reaccionar.

(U.A. Septiembre 1994)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre S y Zn es:



Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 12,0 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,183 \text{ mol Zn} \\ 7,50 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g}} = 0,234 \text{ mol S} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,183 \text{ mol Zn}}{0,234 \text{ mol S}} = 0,782$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir que sobra S, por lo que **Zn es el reactivo limitante** que **se consume** y determina las cantidades de ZnS que se obtiene y de S sin reaccionar.

b) Relacionando Zn con ZnS:

$$0,183 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{97,5 \text{ g ZnS}}{1 \text{ mol ZnS}} = 17,8 \text{ g ZnS}$$

c) Relacionando Zn con S:

$$0,183 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 5,87 \text{ g S}$$

Haciendo un balance materia de S:

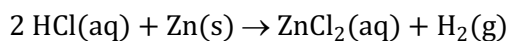
$$7,50 \text{ g S (inicial)} - 5,87 \text{ g S (reaccionado)} = 1,63 \text{ g S (sin reaccionar)}$$

20. Una muestra de 50,0 g de zinc con impurezas reacciona con 129 mL ácido clorhídrico, HCl, del 35,0 % de riqueza y densidad $1,19 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calcule la pureza del zinc de la muestra.

Nota: Las impurezas no reaccionan con ácido clorhídrico.

(U.A. Junio 1995)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:



La cantidad de HCl que reacciona es:

$$129 \text{ mL HCl } 35,0 \% \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl } 35,0 \%}{1 \text{ mL HCl } 35,0 \%} \cdot \frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 35,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,47 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con Zn:

$$1,47 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

El porcentaje de Zn en la muestra es:

$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 96,1 \% \text{ Zn}$$

21. Calcule la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio, CaCO_3 , es del 85,3 %, que se necesita para obtener por reacción con un exceso de ácido clorhídrico, HCl , 10,0 L de CO_2 medidos a 18 °C y 752 mmHg.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(U.A. Junio 1996)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CaCO_3 y HCl es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{752 \text{ mmHg} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (18 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,414 \text{ mol CO}_2$$

Relacionando CO_2 con CaCO_3 y con caliza:

$$0,414 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{85,3 \text{ g CaCO}_3} = 48,6 \text{ g caliza}$$

22. Por acción de un exceso de hidróxido de sodio, NaOH , sobre una muestra de 10,256 g de sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, se desprenden 3,62 L de amoníaco, NH_3 , medidos a 18 °C y 745 mmHg. Calcule la pureza del sulfato de amonio utilizado.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(U.A. Septiembre 1996)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre el NaOH y $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{745 \text{ mmHg} \cdot 3,62 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (18 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,149 \text{ mol NH}_3$$

Relacionando NH_3 con $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$0,149 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{132,1 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 9,84 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

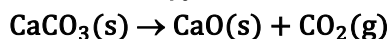
El porcentaje de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ en la muestra es:

$$\frac{9,84 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{10,256 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 96,0 \% (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

23. El mármol es una piedra ornamental que se extrae de ciertas canteras de piedra caliza, como las que se encuentran en Pinoso y Novelda (Alicante) y en otros puntos de la Comunidad Valenciana.

a) Con finalidad de determinar el contenido de carbonato de calcio de un mármol, se toma una muestra del mismo de 0,350 g y se hace reaccionar con un exceso de ácido clorhídrico, HCl , obteniéndose como producto 83,2 cm^3 de dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, medidos a 22 °C y 750 mmHg. Calcule el porcentaje de CaCO_3 de dicho mármol.

b) Se tiene una tonelada de piedra caliza cuya riqueza en CaCO_3 es del 90,0 % en masa, ¿qué masa de cal viva, CaO , se puede obtener al calcinar en un horno dicha materia prima, si el rendimiento del proceso es del 80 %?



Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 1997)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre CaCO_3 y HCl es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{750 \text{ mmHg} \cdot 83,2 \text{ cm}^3}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (22 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} = 3,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

Relacionando CO₂ con CaCO₃:

$$3,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,339 \text{ g CaCO}_3$$

El porcentaje de CaCO₃ que contiene el mármol es:

$$\frac{0,339 \text{ g CaCO}_3}{0,350 \text{ g mármol}} \cdot 100 = 96,9 \% \text{ CaCO}_3$$

b) La cantidad de CaCO₃ contenida en 1,00 t de caliza de riqueza 90,0 % es:

$$1,00 \text{ t caliza} \cdot \frac{10^6 \text{ g caliza}}{1,00 \text{ t caliza}} \cdot \frac{90,0 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} = 8,99 \cdot 10^3 \text{ mol CaCO}_3$$

Relacionando CaCO₃ con CaO teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$8,99 \cdot 10^3 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{80,0 \text{ mol CaO (real)}}{100 \text{ mol CaO (teórico)}} \cdot \frac{56,1 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 4,03 \cdot 10^5 \text{ g CaO}$$

24. El nitrato de plata, AgNO₃, reacciona tanto con cloruro de sodio, NaCl, como con cloruro de potasio, KCl, disueltos en agua formando un precipitado de cloruro de plata, AgCl. Si una muestra de 1,00 g se disuelve y al tratarla con AgNO₃ se obtienen 2,15 g de AgCl, la muestra podría estar formada por:

a) Solo KCl.

b) Solo NaCl.

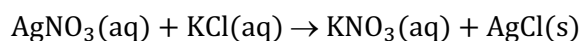
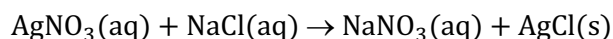
c) Una mezcla de KCl y NaCl.

d) No es posible determinarlo.

Razone las respuestas.

(U.A. Septiembre 1998)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre AgNO₃ y NaCl y KCl son, respectivamente:



a) Suponiendo que la muestra estuviera formada solo por KCl, la masa de AgCl que se obtiene es inferior a la propuesta:

$$1,00 \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol KCl}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,92 \text{ g AgCl}$$

Esta cantidad es inferior a los 2,15 g de AgCl que se deberían de haber obtenido, por lo tanto, la muestra no está formada solo por KCl.

b) Suponiendo que la muestra estuviera formada solo por NaCl, la masa de AgCl que se obtiene es superior a la propuesta:

$$1,00 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 2,45 \text{ g AgCl}$$

Esta cantidad es superior a los 2,15 g de AgCl que se deberían de haber obtenido, por lo tanto, la muestra no está formada solo por NaCl.

c) Verdadero. Teniendo en cuenta que los 2,15 g de AgCl que se obtienen están comprendidos entre los 1,92 g de una muestra con solo KCl y los 2,45 g de una muestra de NaCl, **la muestra inicial debe estar formada por una mezcla de ambas sustancias.**

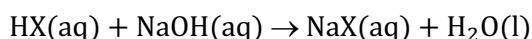
d) Según se ha visto en el problema 15 de esta sección, se puede calcular la composición de la muestra planteando un sistema de ecuaciones con los dos datos numéricos proporcionados.

25. Una muestra de 0,301 g de un ácido orgánico se disolvió en 100 mL de agua. Esta disolución se valoró con disolución de hidróxido de sodio 0,200 M y se necesitaron 20,9 mL de la misma para su neutralización. A partir de estos datos se podría deducir que el ácido orgánico es:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ b) $\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$ c) CH_3COOH .

(U.A. Junio 1999)

Se trata de ácidos monocarboxílicos. Llamando HX al ácido desconocido, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización del mismo es:



La cantidad de HX neutralizado con NaOH es:

$$20,9 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HX}}{1 \text{ mol NaOH}} = 4,18 \text{ mmol HX}$$

Relacionando masa y moles del ácido HX se obtiene su masa molar:

$$\frac{0,301 \text{ g HX}}{4,18 \text{ mmol HX}} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol HX}}{1 \text{ mol HX}} = 72,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los ácidos propuestos son:

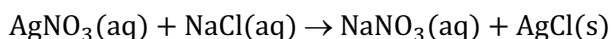
Ácido	propanoico	propenoico	etanoico
Fórmula	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	$\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$	CH_3COOH
M (g mol^{-1})	74,0	72,0	60,0

Como la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del $\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$, **ácido propenoico**, quiere decir que esta la sustancia problema.

26. En el análisis de una muestra de sal común se pesan 3,428 g de la sal y se disuelven en agua y se completa el volumen a 100,0 mL. Una porción de 25,00 mL de la disolución preparada se acidula con ácido nítrico y se le añade disolución de nitrato de plata, AgNO_3 , en exceso. El cloruro de plata, AgCl, que precipita se separa mediante filtración, se lava, se seca y se pesa, y se obtienen 2,064 g cloruro de plata. Calcule la riqueza en cloruro de sodio de la muestra de sal común.

(U.A. Septiembre 1999)

La ecuación química correspondiente a la precipitación de AgCl a partir del NaCl contenido en la sal común es:



Relacionando AgCl con NaCl se obtiene la cantidad de este contenido en la porción de 25,00 mL:

$$2,064 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,8420 \text{ g NaCl}$$

La cantidad de NaCl contenido en los 100,0 mL de la disolución es:

$$100,0 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0,8420 \text{ g NaCl}}{25,00 \text{ mL disolución}} = 3,368 \text{ g NaCl}$$

El porcentaje de NaCl que contiene la sal común es:

$$\frac{3,368 \text{ g NaCl}}{3,428 \text{ g sal común}} \cdot 100 = 98,25 \% \text{ NaCl}$$

27. A 100 mL de una disolución acuosa 0,500 M de cloruro de níquel(II), NiCl₂, se le añade disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 0,200 M hasta que la precipitación del níquel en forma de hidróxido de níquel(II), Ni(OH)₂, es completa. Calcule:

- El volumen de disolución 0,200 M de hidróxido de sodio que se necesita.
- Masa de precipitado que se obtiene.
- Moles de cada ion en la disolución después de la precipitación completa del níquel suponiendo que el hidróxido de níquel(II) es totalmente insoluble.
- Concentración molar de los iones del apartado anterior.

(U.A. Junio 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la precipitación de Ni(OH)₂ a partir de NiCl₂ es:



a) Relacionando NiCl₂ con NaOH:

$$100 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NiCl}_2}{1 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol NiCl}_2} = 100 \text{ mmol NaOH}$$

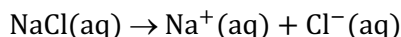
$$100 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH 0,200 M}}{0,200 \text{ mmol NaOH}} = 500 \text{ mL NaOH 0,200 M}$$

b) Relacionando NiCl₂ con Ni(OH)₂:

$$100 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NiCl}_2}{1 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ni}(\text{OH})_2}{1 \text{ mmol NiCl}_2} = 50,0 \text{ mmol Ni}(\text{OH})_2$$

$$50,0 \text{ mmol Ni}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}(\text{OH})_2}{10^3 \text{ mmol Ni}(\text{OH})_2} \cdot \frac{92,7 \text{ g Ni}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ni}(\text{OH})_2} = 4,64 \text{ g Ni}(\text{OH})_2$$

c) Una vez que ha precipitado el Ni(OH)₂ la única sustancia en disolución es NaCl que se encuentra disociado en iones de acuerdo con la ecuación:



Relacionando NiCl₂ con los iones en disolución:

$$100 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NiCl}_2}{1 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol NiCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol NaCl}} = 100 \text{ mmol Na}^+$$

$$100 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NiCl}_2}{1 \text{ mL NiCl}_2 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol NiCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}} = 100 \text{ mmol Cl}^-$$

d) Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de los iones procedentes del NaCl es:

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{100 \text{ mmol}}{(100 + 500) \text{ mL disolución}} = 0,167 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

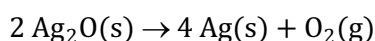
28. El oxígeno gas se puede obtener mediante la descomposición térmica de ciertas sustancias oxigenadas, como, por ejemplo:

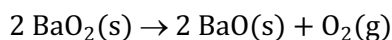
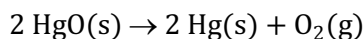
- Ag₂O(s) → Ag(s) + O₂(g)
- HgO(s) → Hg(s) + O₂(g)
- BaO₂(s) → BaO(s) + O₂(g)
- KNO₃(s) → KNO₂(s) + O₂(g)

Si el precio del kg de cada una de estas sustancias fuera el mismo, indique cuál resultaría más económica.

(U.A. Septiembre 2001)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la obtención de O₂ son:





En todos los casos se produce un mol de O_2 , suponiendo que el precio de todos los reactivos es el mismo, resulta más económica la sustancia de la que se necesite la menor cantidad, expresada en gramos, para producir 1 mol de O_2 :

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Ag}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{231,8 \text{ g Ag}_2\text{O}}{1 \text{ mol Ag}_2\text{O}} = 463,6 \text{ g Ag}_2\text{O}$$

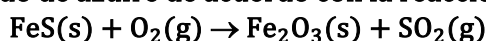
$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HgO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{216,6 \text{ g HgO}}{1 \text{ mol HgO}} = 433,2 \text{ g HgO}$$

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol BaO}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{169,3 \text{ g BaO}_2}{1 \text{ mol BaO}_2} = 338,6 \text{ g BaO}_2$$

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KNO}_3}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{101,1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} = 202,2 \text{ g KNO}_3$$

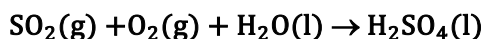
La sustancia más económica es el nitrato de potasio, KNO_3 .

29. La pirita es un mineral cuyo componente mayoritario es el sulfuro de hierro(II), FeS . La tostación de la misma a alta temperatura en presencia de oxígeno da lugar a óxido de hierro(III), Fe_2O_3 , y dióxido de azufre de acuerdo con la reacción no ajustada:



Calcule la pureza de una muestra de pirita si la tostación de 5,765 g de la misma produce 4,357 g de óxido de hierro(III).

Finalmente, el dióxido de azufre producido se utiliza en la síntesis de ácido sulfúrico de acuerdo con la reacción:

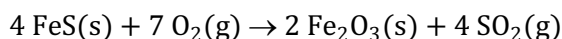


Calcule el volumen de aire (21,0 % vol. O_2), medido a 10 °C y 810 mmHg, necesario para producir una tonelada de ácido sulfúrico.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Septiembre 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de Fe_2O_3 es:



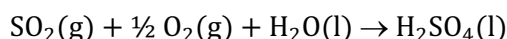
Relacionando Fe_2O_3 con FeS :

$$4,357 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,8 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol FeS}}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{87,9 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 4,793 \text{ g FeS}$$

El porcentaje de FeS contenido en la pirita es:

$$\frac{4,793 \text{ g FeS}}{5,765 \text{ g pirita}} \cdot 100 = 83,14 \% \text{ FeS}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de H_2SO_4 es:



La cantidad de H_2SO_4 a producir es:

$$1,00 \text{ t H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ t H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 1,02 \cdot 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Relacionando H_2SO_4 con O_2 :

$$1,02 \cdot 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0,5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{21,0 \text{ mol O}_2} = 2,43 \cdot 10^4 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{2,43 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (10 + 273,15) \text{ K}}{810 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 5,30 \cdot 10^5 \text{ L aire}$$

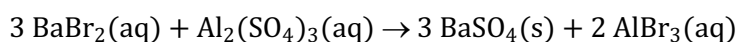
30. Cuando se mezclan 400 mL de disolución 0,300 M de sulfato de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, con 300 mL de disolución 0,500 M de bromuro de bario, BaBr_2 , se produce la precipitación del sulfato de bario, BaSO_4 . Calcule:

a) Número de moles de sulfato de bario que precipitan.

b) Número de moles y concentración molar de cada ion en la disolución después de la precipitación del sulfato de bario, suponiendo que este es totalmente insoluble.

(U.A. Septiembre 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la precipitación de BaSO_4 a partir de BaBr_2 es:



a) Como existen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{aligned} 300 \text{ mL BaBr}_2 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol BaBr}_2}{1 \text{ mL BaBr}_2 \text{ 0,500 M}} &= 150 \text{ mmol BaBr}_2 \\ 400 \text{ mL Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ 0,300 M} \cdot \frac{0,300 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mL Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ 0,300 M}} &= 120 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \end{aligned} \right\}$$

La relación molar que se obtiene es:

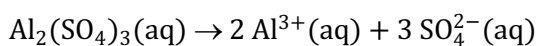
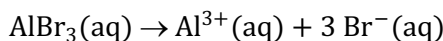
$$\frac{150 \text{ mmol BaBr}_2}{120 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 1,25$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, por lo que **BaBr₂ es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de BaSO_4 que se precipita.

Relacionando BaBr_2 con BaSO_4 :

$$150 \text{ mmol BaBr}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaBr}_2}{10^3 \text{ mmol BaBr}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol BaSO}_4}{3 \text{ mol BaBr}_2} = 0,150 \text{ mol BaSO}_4$$

b) Una vez que ha precipitado el BaSO_4 , las sustancias en disolución son AlBr_3 formado y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ sobrante, estas se encuentran disociadas en iones de acuerdo con las ecuaciones:



Relacionando BaBr_2 con AlBr_3 :

$$150 \text{ mmol BaBr}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaBr}_2}{10^3 \text{ mmol BaBr}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol AlBr}_3}{3 \text{ mol BaBr}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}^{3+}}{1 \text{ mol AlBr}_3} = 0,100 \text{ mol Al}^{3+}$$

$$150 \text{ mmol BaBr}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaBr}_2}{10^3 \text{ mmol BaBr}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol AlBr}_3}{3 \text{ mol BaBr}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol Br}^{-}}{1 \text{ mol AlBr}_3} = 0,300 \text{ mol Br}^{-}$$

Relacionando BaBr_2 con $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$150 \text{ mmol BaBr}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ mmol BaBr}_2} = 50,0 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

Haciendo un balance materia de S:

$$120 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (inicial)} - 50,0 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (reaccionado)} = 70,0 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (sin reaccionar)}$$

La cantidad de iones procedentes del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ en exceso es:

$$70,0 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{10^3 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}^{3+}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,140 \text{ mol Al}^{3+}$$

$$70,0 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{10^3 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{3 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,210 \text{ mol SO}_4^{2-}$$

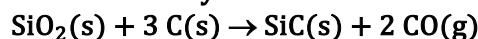
d) Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de los iones en disolución es:

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{(0,100 + 0,140) \text{ mol Al}^{3+}}{(300 + 400) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 0,343 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{0,300 \text{ mol Br}^-}{(300 + 400) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 0,429 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,210 \text{ mol SO}_4^{2-}}{(300 + 400) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

31. El carburo de silicio o carborundo es un abrasivo de gran aplicación industrial. Se obtiene a partir de dióxido de silicio y carbono de acuerdo con la reacción:



Calcule:

a) La cantidad de carburo de silicio (t) que se obtendría a partir de una tonelada de dióxido de silicio cuya pureza es del 93,0 %.

b) La cantidad de carbono (kg) necesaria para que se complete la reacción anterior.

c) El volumen de monóxido de carbono (m^3) medido a 20 °C y 705 mmHg producido como consecuencia de la reacción anterior.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 2005)

a) La cantidad de SiO_2 de la que se parte es:

$$1,00 \text{ t SiO}_2 \text{ 93,0 \%} \cdot \frac{10^6 \text{ g SiO}_2 \text{ 93,0 \%}}{1 \text{ t SiO}_2 \text{ 93,0 \%}} \cdot \frac{93,0 \text{ g SiO}_2}{100 \text{ g SiO}_2 \text{ 93,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} = 1,55 \cdot 10^4 \text{ mol SiO}_2$$

Relacionando SiO_2 con SiC:

$$1,55 \cdot 10^4 \text{ mol SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiC}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{40,0 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} \cdot \frac{1 \text{ t SiC}}{10^6 \text{ g SiC}} = 0,620 \text{ t SiC}$$

b) Relacionando SiO_2 con C:

$$1,55 \cdot 10^4 \text{ mol SiO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ kg C}}{10^3 \text{ g C}} = 558 \text{ kg C}$$

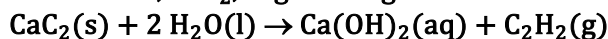
c) Relacionando SiO_2 con CO:

$$1,55 \cdot 10^4 \text{ mol SiO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol SiO}_2} = 3,10 \cdot 10^4 \text{ mol CO}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3,10 \cdot 10^4 \text{ mol CO} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{705 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 804 \text{ m}^3 \text{ CO}$$

32. Las lámparas antiguas de los mineros funcionaban quemando acetileno (etino) que proporciona una luz blanca brillante. El acetileno se producía al reaccionar el agua (se regulaba gota a gota) con carburo de calcio, CaC_2 , según la siguiente ecuación:



Calcule:

- a) La cantidad de agua (en g) que se necesita para reaccionar con 50,0 g de carburo de calcio del 80,0 % de pureza.
 b) El volumen de acetileno (en L) medido a 30 °C y 740 mmHg producido como consecuencia de la reacción anterior.
 c) La cantidad de hidróxido de calcio (en g) producido como consecuencia de la reacción anterior.
 Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Septiembre 2006)

La cantidad de CaC_2 de la que se parte es:

$$50,0 \text{ g CaC}_2 \cdot 80,0 \% \cdot \frac{80,0 \text{ g CaC}_2}{100 \text{ g CaC}_2 \cdot 93,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol CaC}_2}{64,1 \text{ g CaC}_2} = 0,624 \text{ mol CaC}_2$$

a) Relacionando CaC_2 con H_2O :

$$0,624 \text{ mol CaC}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaC}_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 22,5 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) Relacionando CaC_2 con C_2H_2 :

$$0,624 \text{ mol CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} = 0,624 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0,624 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 15,9 \text{ L C}_2\text{H}_2$$

c) Relacionando CaC_2 con $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$0,624 \text{ mol CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol CaC}_2} \cdot \frac{74,1 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 46,2 \text{ g Ca}(\text{OH})_2$$

33. En condiciones adecuadas el clorato de potasio, KClO_3 , reacciona con el azufre según la siguiente reacción no ajustada:

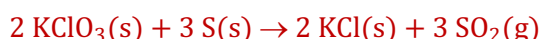


Se hacen reaccionar 15,0 g de clorato de potasio y 7,50 g de azufre en un recipiente de 0,500 L donde previamente se ha hecho el vacío.

- a) Escriba la ecuación ajustada de esta reacción.
 b) Explique cuál es el reactivo limitante y calcule la cantidad (en gramos) de KCl obtenido.
 c) Calcule la presión en el interior del recipiente si la reacción anterior se realiza a 300 °C.
 Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2008)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KClO_3 y S es:



b) Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 15,0 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g KClO}_3} = 0,122 \text{ mol KClO}_3 \\ 7,50 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} = 0,234 \text{ mol S} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,234 \text{ mol S}}{0,122 \text{ mol KClO}_3} = 1,92$$

Como la relación molar es mayor que 1,5 quiere decir que sobra S, por lo que KClO_3 es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de KCl que se obtiene.

Relacionando KClO_3 con KCl:

$$0,122 \text{ mol } \text{KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol } \text{KClO}_3} \cdot \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 9,10 \text{ g KCl}$$

c) El único gas contenido en el recipiente es SO_2 , considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce es:

$$0,122 \text{ mol } \text{KClO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } \text{SO}_2}{2 \text{ mol } \text{KClO}_3} = 0,183 \text{ mol } \text{SO}_2$$

$$p = \frac{0,183 \text{ mol } \text{SO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (300 + 273,15) \text{ K}}{0,500 \text{ L}} = 17,2 \text{ atm}$$

34. La urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, es un compuesto de gran importancia industrial en la fabricación de fertilizantes. Se obtiene haciendo reaccionar amoníaco, NH_3 , con dióxido de carbono, CO_2 , de acuerdo con la reacción (no ajustada):



Calcule:

a) La cantidad de urea (en g) que se obtendría al hacer reaccionar 30,6 g de amoníaco y 30,6 g de dióxido de carbono.

b) La cantidad (en g) del reactivo inicialmente presente en exceso que permanece sin reaccionar una vez se ha completado la reacción anterior.

c) La cantidad (en kg) de amoníaco necesaria para producir 1.000 kg de urea al reaccionar con exceso de dióxido de carbono.

(C.V. Junio 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y CO_2 es:



a) Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 30,6 \text{ g } \text{NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17,0 \text{ g } \text{NH}_3} = 1,80 \text{ mol } \text{NH}_3 \\ 30,6 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,0 \text{ g } \text{CO}_2} = 0,695 \text{ mol } \text{CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,80 \text{ mol } \text{NH}_3}{0,695 \text{ mol } \text{CO}_2} = 2,59$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra NH_3 , por lo que CO_2 es el reactivo limitante que se consume y determina las cantidades NH_3 en exceso y de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ que se obtiene.

Relacionando CO_2 con $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$:

$$0,695 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{60,0 \text{ g } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 41,7 \text{ g } \text{CO}(\text{NH}_2)_2$$

b) Relacionando CO_2 con NH_3 :

$$0,695 \text{ mol } \text{CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{17,0 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 23,6 \text{ g } \text{NH}_3$$

Haciendo un balance materia de NH_3 :

$$30,6 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ (inicial)} - 23,6 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ (reaccionado)} = 7,00 \text{ g } \text{NH}_3 \text{ (sin reaccionar)}$$

c) La cantidad de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ a producir es:

$$1.000 \text{ kg } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ kg } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{60,0 \text{ g } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 1,67 \cdot 10^4 \text{ mol } \text{CO}(\text{NH}_2)_2$$

Relacionando $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ con NH_3 :

$$1,67 \cdot 10^4 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \frac{17,0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg NH}_3}{10^3 \text{ g NH}_3} = 567 \text{ kg NH}_3$$

35. La primera etapa de la síntesis industrial del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , corresponde a la obtención del dióxido de azufre, SO_2 . Este óxido se puede preparar por calentamiento de pirita de hierro, FeS_2 , en presencia de aire, de acuerdo con la siguiente reacción ajustada:



Si el rendimiento de la reacción es del 80,0 % y la pureza de la pirita del 85,0 % (en masa), calcule:

a) La masa, en kg, de SO_2 que se obtendrá a partir de 500 kg de pirita.

b) El volumen de aire a 0,900 atm y 80 °C que se requerirá para el tratamiento de los 500 kg de pirita. Datos. El aire contiene 21,0 % en volumen de O_2 ; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2012)

La cantidad de FeS_2 que contiene la muestra de pirita es:

$$500 \text{ kg pirita} \cdot \frac{10^3 \text{ g pirita}}{1 \text{ kg pirita}} \cdot \frac{85,0 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{120,0 \text{ g FeS}_2} = 3,54 \cdot 10^3 \text{ mol FeS}_2$$

a) Relacionando FeS_2 con SO_2 teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$3,54 \cdot 10^3 \text{ mol FeS}_2 \cdot \frac{8 \text{ mol SO}_2}{4 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{80,0 \text{ mol SO}_2 (\text{real})}{100 \text{ mol SO}_2 (\text{teórico})} \cdot \frac{64,1 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg SO}_2}{10^3 \text{ g SO}_2} = 363 \text{ kg SO}_2$$

b) Relacionando FeS_2 con O_2 :

$$3,54 \cdot 10^3 \text{ mol FeS}_2 \cdot \frac{11 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol FeS}_2} = 9,74 \cdot 10^3 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{9,74 \cdot 10^3 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (80 + 273,15) \text{ K}}{0,900 \text{ atm}} = 3,14 \cdot 10^5 \text{ L O}_2$$

b) Relacionando O_2 con aire:

$$3,14 \cdot 10^5 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21,0 \text{ L O}_2} = 1,50 \cdot 10^5 \text{ L aire}$$

36. El titanio es un metal con numerosas aplicaciones debido a su baja densidad y resistencia a la corrosión. La primera etapa en la obtención del titanio es la conversión de la mena rutilo, $\text{TiO}_2(\text{s})$, en tetracloruro de titanio, $\text{TiCl}_4(\text{g})$, mediante reacción con carbono y cloro de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



a) Ajuste la reacción y calcule los gramos de TiCl_4 que se obtendrán al hacer reaccionar 500 g de una mena de TiO_2 del 85,3 % de riqueza con 426,6 g de cloro y un exceso de carbono.

b) Si la reacción anterior se lleva a cabo en un horno de 125 L de volumen cuya temperatura se mantiene a 800 °C, ¿cuál será la presión en el interior cuando finalice la reacción?

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2013)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del TiCl_4 es:



Al existir inicialmente cantidades de dos de los reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{aligned} 500 \text{ g rutilo} \cdot \frac{85,3 \text{ g TiO}_2}{100 \text{ g rutilo}} \cdot \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{122,6 \text{ g TiO}_2} &= 5,34 \text{ mol TiO}_2 \\ 426,6 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} &= 6,01 \text{ mol Cl}_2 \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{6,01 \text{ mol Cl}_2}{5,34 \text{ mol TiO}_2} = 1,13$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra TiO_2 , por lo que Cl_2 es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de TiCl_4 que se obtiene.

Relacionando Cl_2 con TiCl_4 :

$$6,01 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{74,6 \text{ g TiCl}_4}{1 \text{ mol TiCl}_4} = 571 \text{ g TiCl}_4$$

c) Los únicos gases contenidos en el recipiente al final de la reacción son $\text{TiCl}_4(\text{g})$ y $\text{CO}(\text{g})$, considerando comportamiento ideal, la presión que ambos ejercen es:

$$6,01 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol gas}}{2 \text{ mol Cl}_2} = 9,02 \text{ mol gas}$$

$$p = \frac{9,02 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (800 + 273,15) \text{ K}}{125 \text{ L}} = 6,35 \text{ atm}$$

37. La obtención de ácido fosfórico puro se realiza mediante un proceso que consta de dos etapas; en la 1 etapa tiene lugar la combustión del fósforo blanco con el oxígeno del aire, y en la 2 se hace reaccionar el óxido obtenido con agua. Las correspondientes reacciones ajustadas son:



a) Calcule el volumen (en L) de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm de presión, que ha reaccionado con 2,00 kg de fósforo blanco, P_4 .

b) Si se hace reaccionar 1,00 kg de P_4O_{10} con la cantidad adecuada de agua y el rendimiento de la etapa 2 es del 80,0 %, calcule el volumen (en L) que se obtendría de una disolución acuosa de ácido fosfórico de densidad $1,34 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y riqueza 50,0 % (en masa).

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2014)

a) Relacionando P_4 con O_2 :

$$2,00 \text{ kg P}_4 \cdot \frac{10^3 \text{ g P}_4}{1 \text{ kg P}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4}{124 \text{ g P}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol P}_4} = 80,6 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{80,6 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,97 \cdot 10^3 \text{ L O}_2$$

b) Relacionando P_4O_{10} con H_3PO_4 teniendo en cuenta el rendimiento del proceso y que se desea obtener disolución de riqueza 50,0 %:

$$1,00 \text{ kg P}_4\text{O}_{10} \cdot \frac{10^3 \text{ g P}_4\text{O}_{10}}{1,00 \text{ kg P}_4\text{O}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}}{284,0 \text{ g P}_4\text{O}_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}} \cdot \frac{98,0 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} = 1,38 \cdot 10^3 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

$$1,38 \cdot 10^3 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{80,0 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \text{ (real)}}{100 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{100 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}}{50,0 \text{ g H}_3\text{PO}_4} = 2,21 \cdot 10^3 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}$$

$$2,21 \cdot 10^3 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}}{1,34 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ L H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}}{10^3 \text{ mL H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}} = 1,65 \text{ L H}_3\text{PO}_4 \text{ 50,0 \%}$$

38. Una muestra de 15,0 g de calcita (mineral de CaCO_3), que contiene un 98,0 % en masa de carbonato de calcio puro, CaCO_3 , se hace reaccionar con ácido sulfúrico, H_2SO_4 , del 96 % en masa y densidad $1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, formándose sulfato de calcio, CaSO_4 , y agua, H_2O y desprendiéndose dióxido de carbono, CO_2 :



Calcule:

- a) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita?
 b) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se obtendrán en esta reacción?

(C.V. Junio 2015)

La cantidad de CaCO_3 que contiene la muestra de calcita es:

$$15,0 \text{ g calcita} \cdot \frac{98,0 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} = 0,147 \text{ mol CaCO}_3$$

a) Relacionando CaCO_3 con H_2SO_4 :

$$0,147 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 14,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

b) Como se dispone de disolución de riqueza 98 %:

$$14,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}}{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}} = 8,2 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}$$

b) Relacionando CaCO_3 con CaSO_4 :

$$0,147 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{98,1 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 20,0 \text{ g CaSO}_4$$

39. El ácido fluorhídrico, $\text{HF}(\text{aq})$, es capaz de disolver al vidrio, formado mayoritariamente por dióxido de silicio, $\text{SiO}_2(\text{s})$, de acuerdo con la reacción (no ajustada):



A 150 mL de una disolución 0,125 M de $\text{HF}(\text{aq})$ se le añaden 1,05 g de $\text{SiO}_2(\text{s})$ puro.

- a) Ajuste la reacción anterior y calcule los gramos de cada uno de los dos reactivos que quedan sin reaccionar.
 b) ¿Cuántos gramos de SiF_4 se habrán obtenido?

(C.V. Julio 2016)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del TiCl_4 es:



Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 150 \text{ mL HF } 0,125 \text{ M} \cdot \frac{0,125 \text{ mmol HF}}{1 \text{ mL HF } 0,125 \text{ M}} = 18,8 \text{ mmol HF} \\ 1,05 \text{ g SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 17,5 \text{ mmol SiO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{18,8 \text{ mmol HF}}{17,5 \text{ mmol SiO}_2} = 1,07$$

Como la relación molar es menor que 4 quiere decir que sobra SiO_2 , por lo que **HF es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de SiO_2 en exceso y de SiF_4 que se obtiene.

Relacionando HF con SiO_2 :

$$18,8 \text{ mmol HF} \cdot \frac{1 \text{ mol HF}}{10^3 \text{ mmol HF}} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{4 \text{ mol HF}} \cdot \frac{60,0 \text{ g SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 0,282 \text{ g SiO}_2$$

Haciendo un balance materia de SiO_2 :

$$1,05 \text{ g SiO}_2 \text{ (inicial)} - 0,282 \text{ g SiO}_2 \text{ (reaccionado)} = 0,768 \text{ g SiO}_2 \text{ (sin reaccionar)}$$

b) Relacionando HF con SiF_4 :

$$18,8 \text{ mmol HF} \cdot \frac{1 \text{ mol HF}}{10^3 \text{ mmol HF}} \cdot \frac{1 \text{ mol SiF}_4}{4 \text{ mol HF}} \cdot \frac{104,0 \text{ g SiF}_4}{1 \text{ mol SiF}_4} = 0,489 \text{ g SiF}_4$$

40. El carburo de silicio, SiC, es un material empleado en diversas aplicaciones industriales como, por ejemplo, para la construcción de componentes que vayan a estar expuestos a temperaturas extremas. El SiC se sintetiza de acuerdo con la reacción:



a) ¿Qué cantidad de SiC (en g) se obtendrá a partir de 4,5 g de SiO_2 cuya pureza es del 97 %?

b) ¿Cuántos gramos de SiC se obtendrían poniendo en contacto 10,0 g de SiO_2 puro con 15,0 g de carbono y qué masa sobraría de cada uno de los reactivos?

(C.V. Junio 2017)

a) Relacionando SiO_2 con SiC:

$$4,5 \text{ g SiO}_2 \text{ 97 \%} \cdot \frac{97 \text{ g SiO}_2}{100 \text{ g SiO}_2 \text{ 97 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol SiC}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{40,0 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} = 2,9 \text{ g SiC}$$

b) Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 15,0 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 1,25 \text{ mol C} \\ 10,0 \text{ g SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} = 0,167 \text{ mol SiO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,25 \text{ mol C}}{0,167 \text{ mol SiO}_2} = 7,49$$

Como la relación molar es mayor que 3 quiere decir que sobra C, por lo que SiO_2 es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de C en exceso y de SiC que se obtiene.

Relacionando SiO_2 con SiC:

$$0,167 \text{ mol SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiC}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{40,0 \text{ g SiC}}{1 \text{ mol SiC}} = 6,68 \text{ g SiC}$$

Relacionando SiO_2 con C:

$$0,167 \text{ mol SiO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 6,01 \text{ g C}$$

Haciendo un balance materia de C:

$$15,0 \text{ g C (inicial)} - 6,01 \text{ g C (reaccionado)} = 8,99 \text{ g C (sin reaccionar)}$$

41. La dureza de la cáscara de los huevos se puede determinar por la cantidad de carbonato de calcio, CaCO_3 , que contiene. El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico de acuerdo con la siguiente reacción:



Se hace reaccionar 0,412 g de cáscara de huevo limpia y seca con un exceso de ácido clorhídrico obteniéndose 87,0 mL de CO_2 medidos a 20 °C y 750 mmHg.

a) Determine el tanto por ciento en CaCO_3 en la cáscara de huevo.

b) Calcule el volumen de ácido clorhídrico 0,50 M sobrante si se añadieron 20 mL.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2017)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{750 \text{ mmHg} \cdot 87,0 \text{ mL}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

Relacionando CO₂ con CaCO₃:

$$3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,357 \text{ g CaCO}_3$$

El porcentaje de CaCO₃ que contiene la cáscara de huevo es:

$$\frac{0,357 \text{ g CaCO}_3}{0,412 \text{ g cáscara}} \cdot 100 = 86,7 \% \text{ CaCO}_3$$

Relacionando CO₂ con HCl:

$$3,57 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}}{0,50 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}} = 14,3 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M}$$

Haciendo un balance materia de HCl:

$$20 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M (inicial)} - 14,3 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M (reaccionado)} = 5,7 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M (sin reaccionar)}$$

42. En el proceso de elaboración del vino, la glucosa fermenta para producir etanol según la siguiente reacción (no ajustada):



a) Si, en un proceso de fabricación, se partió de 71,0 g de glucosa y se obtuvo el equivalente a 30,4 mL de etanol, ¿cuál fue el rendimiento de esta reacción?

b) ¿Cuál será el volumen de CO₂ obtenido en el apartado a), medido a 20 °C y 1,30 atm?

Datos. Densidad del etanol = 0,789 g·cm⁻³; constante de los gases, R = 0,08206 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

(C.V. Junio 2018)

a) Relacionando C₆H₁₂O₆ con C₂H₅OH se calcula la cantidad de este que se debería haber obtenido:

$$71,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 36,3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$36,3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 46,0 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{30,4 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH (real)}}{46,0 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH (teórico)}} \cdot 100 = 66,1 \%$$

b) Relacionando la cantidad de C₂H₅OH obtenido con CO₂:

$$30,4 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,838 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0,838 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{1,30 \text{ atm}} = 15,5 \text{ L CO}_2$$

43. El mercurio se puede obtener calentando a unos 600 °C, en presencia de aire, el cinabrio (mineral de sulfuro de mercurio(II), HgS, impuro). La reacción que tiene lugar es la siguiente:



Teniendo en cuenta que el cinabrio utilizado contiene un 85,0 % en masa de HgS y que el rendimiento del proceso es del 80,0 %, calcule:

a) Los kilogramos de mercurio que se obtendrán a partir del tratamiento de 100 kg de cinabrio.

b) El volumen (en litros) de SO₂ obtenido en la reacción anterior, medido a 600 °C y 1 atm.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2018)

a) La cantidad de HgS que contiene la muestra de cinabrio es:

$$100 \text{ kg cinabrio} \cdot \frac{10^3 \text{ g cinabrio}}{1 \text{ kg cinabrio}} \cdot \frac{85,0 \text{ g HgS}}{100 \text{ g cinabrio}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgS}}{232,7 \text{ g HgS}} = 365 \text{ mol HgS}$$

Relacionando HgS con Hg teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$365 \text{ mol HgS} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}}{1 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{80,0 \text{ mol Hg (real)}}{100 \text{ mol Hg (teórico)}} \cdot \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} \cdot \frac{1 \text{ kg Hg}}{10^3 \text{ g Hg}} = 58,6 \text{ kg Hg}$$

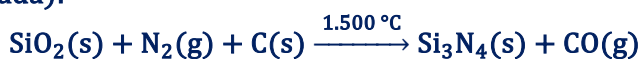
b) Relacionando HgS con SO₂ teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$365 \text{ mol HgS} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{80,0 \text{ mol SO}_2 \text{ (real)}}{100 \text{ mol SO}_2 \text{ (teórico)}} = 292 \text{ mol SO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{292 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (600 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2,09 \cdot 10^4 \text{ L SO}_2$$

44. El nitruro de silicio, Si₃N₄, se puede preparar mediante la reducción de sílice, SiO₂, con carbono (en presencia de N₂) a una temperatura de 1.500 °C, de acuerdo con la reacción siguiente (no ajustada):



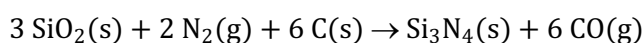
Si se utilizan 150 g de SiO₂ puro y 50,0 g de carbón cuya riqueza en carbono es del 80,0 % en presencia de un exceso de N₂(g):

a) Calcule la cantidad de Si₃N₄ (en gramos) que se obtendría mediante la reacción anterior ajustada.

b) Determine las cantidades de SiO₂ y carbón (en gramos) que quedarán tras completarse la reacción.

(C.V. Julio 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del Si₃N₄ es:



a) Al existir inicialmente cantidades de dos de los reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 150 \text{ g SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} = 2,50 \text{ mol SiO}_2 \\ 50,0 \text{ g carbón} \cdot \frac{80,0 \text{ g C}}{100 \text{ g carbón}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 3,33 \text{ mol C} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{3,33 \text{ mol C}}{2,50 \text{ mol SiO}_2} = 1,33$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra SiO₂, por lo que **C es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de SiO₂ en exceso y de Si₃N₄ que se obtiene.

Relacionando C con Si₃N₄:

$$3,33 \text{ mol C} \cdot \frac{1 \text{ mol Si}_3\text{N}_4}{6 \text{ mol C}} \cdot \frac{140,0 \text{ g Si}_3\text{N}_4}{1 \text{ mol Si}_3\text{N}_4} = 77,7 \text{ g Si}_3\text{N}_4$$

b) Relacionando C con SiO₂:

$$3,33 \text{ mol C} \cdot \frac{2 \text{ mol SiO}_2}{6 \text{ mol C}} \cdot \frac{60,0 \text{ g SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 99,9 \text{ g SiO}_2$$

Haciendo un balance materia de SiO₂:

$$150 \text{ g SiO}_2 \text{ (inicial)} - 99,9 \text{ g SiO}_2 \text{ (reaccionado)} = 50,1 \text{ g SiO}_2 \text{ (sin reaccionar)}$$

45. El acrilonitrilo, C₃H₃N, se usa para fabricar un tipo de fibra sintética acrílica resistente a los agentes atmosféricos y a la luz solar. En el método de obtención más conocido para obtener el acrilonitrilo se hace pasar propileno, C₃H₆, amoníaco, NH₃, y aire junto con un catalizador en un reactor, según la siguiente reacción (no ajustada):



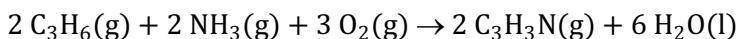
a) ¿Cuántos gramos de acrilonitrilo se pueden obtener a partir de 200 L de propileno, medidos a 1,20 atm de presión y 30 °C, y un exceso de NH₃ y O₂ si la reacción tiene un rendimiento del 93,0 %?

b) Calcule el volumen de aire, medido a 1 atm y 30 °C, necesario para que la experiencia anterior tenga lugar. Tenga en cuenta que el aire contiene un 21,0 % (en volumen) de O₂.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del C₃H₃N es:



a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C₃H₆(g) es:

$$n = \frac{1,20 \text{ atm} \cdot 200 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (30 + 273,15) \text{ K}} = 9,65 \text{ mol C}_3\text{H}_6$$

Relacionando C₃H₆ con C₃H₃N teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$9,65 \text{ mol C}_3\text{H}_6 \cdot \frac{2 \text{ mol C}_3\text{H}_3\text{N}}{2 \text{ mol C}_3\text{H}_6} \cdot \frac{93,0 \text{ mol C}_3\text{H}_3\text{N (real)}}{100 \text{ mol C}_3\text{H}_3\text{N (teórico)}} \cdot \frac{53,0 \text{ g C}_3\text{H}_3\text{N}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_3\text{N}} = 476 \text{ g C}_3\text{H}_3\text{N}$$

b) Relacionando C₃H₆ con O₂:

$$9,65 \text{ mol C}_3\text{H}_6 \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_3\text{H}_6} = 14,5 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el aire necesario para la reacción es:

$$V = \frac{14,5 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21,0 \text{ L O}_2} = 1,72 \cdot 10^3 \text{ L aire}$$

46. Una aleación empleada en la construcción de estructuras para aviones posee un 93,7 % en masa de aluminio, siendo el resto cobre. La aleación tiene una densidad de 2,85 g·cm⁻³. Una pieza de 0,691 cm³ de esta aleación reacciona con un exceso de ácido clorhídrico de acuerdo con la siguiente ecuación (no ajustada):



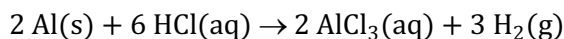
Suponiendo que todo el aluminio reacciona con este ácido, mientras que el cobre no lo hace en absoluto:

a) Determine la masa (en gramos) de hidrógeno obtenida.

b) Calcule la composición porcentual en masa de otra aleación de aluminio y cobre, de densidad 2,75 g·cm⁻³, sabiendo que una pieza de 0,540 cm³ de la misma consume 132,0 mL de una disolución de ácido clorhídrico 1,00 M para que se complete la reacción.

(C.V. Junio 2021)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Al y HCl es:



a) La cantidad de Al que contiene la muestra de aleación es:

$$0,691 \text{ cm}^3 \text{ aleación} \cdot \frac{2,85 \text{ cm}^3 \text{ aleación}}{1 \text{ cm}^3 \text{ aleación}} \cdot \frac{93,7 \text{ g Al}}{100 \text{ g aleación}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} = 6,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol Al}$$

Relacionando Al con H₂:

$$6,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol Al} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{2,02 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,207 \text{ g H}_2$$

b) Teniendo en cuenta que el Cu contenido en la aleación no reacciona con HCl pero sí con Al, la cantidad de HCl que reacciona es:

$$132,0 \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mmol HCl}} = 0,132 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con Al:

$$0,132 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 1,19 \text{ g Al}$$

El porcentaje en masa de Al que contiene la segunda aleación es:

$$\frac{1,19 \text{ g Al}}{0,540 \text{ cm}^3 \text{ aleación}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ aleación}}{2,75 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 80,1 \% \text{ Al}$$

El 19,9 % restante corresponde al Cu.

47. Para determinar la riqueza en zinc de una granalla comercial, se toman 50,0 g de muestra y se tratan con una disolución acuosa de HCl de una riqueza del 35,0 % en masa y densidad 1,18 g·mL⁻¹. En el proceso químico, descrito por la ecuación siguiente:



se consumen, hasta la total disolución del zinc, 129,0 mL de la disolución de HCl. Calcule:

- a) La concentración (en mol·L⁻¹) de la disolución de HCl utilizada.
b) El porcentaje, en masa, de zinc en la muestra.

(C.V. Julio 2021)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de HCl del 35,0 %:

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 35,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 35,0 \%}{1 \text{ mL HCl } 35,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 35,0 \%}{1 \text{ L HCl } 35,0 \%} = 11,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La cantidad de HCl que reacciona es:

$$129,0 \text{ mL HCl } 11,3 \text{ M} \cdot \frac{11,3 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 11,3 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mmol HCl}} = 1,46 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con Zn:

$$1,46 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 47,7 \text{ g Zn}$$

El porcentaje en masa de Zn que contiene la granalla es:

$$\frac{47,7 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g granalla}} \cdot 100 = 95,4 \% \text{ Zn}$$

48. En la fabricación del ácido sulfúrico, una de las etapas consiste en transformar el SO_2 en SO_3 en virtud de la siguiente ecuación química:



Un reactor de 150 L contiene aire (20,0 % vol. O_2 y 80,0 % vol. N_2) a una presión total de 2,00 atm y temperatura de 125 °C. En dicho reactor se introducen 2,00 mol de SO_2 . La reacción, a esta temperatura, tiene un rendimiento del 75,0 %.

a) Calcule cuántos moles de SO_2 y O_2 han sobrado, así como la masa (en gramos) de SO_3 obtenido.

b) Calcule la presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla final (N_2 , O_2 , SO_2 y SO_3) a la temperatura indicada, así como la presión total en el interior del reactor.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2022)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada uno de los componentes del aire es:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{2,00 \text{ atm} \cdot 150 \text{ L aire}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (125 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{20,0 \text{ L O}_2}{150 \text{ L aire}} = 1,84 \text{ mol O}_2$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{2,00 \text{ atm} \cdot 150 \text{ L aire}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (125 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{80,0 \text{ L N}_2}{150 \text{ L aire}} = 7,35 \text{ mol N}_2$$

Al existir inicialmente cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\frac{2,00 \text{ mol SO}_2}{1,84 \text{ mol O}_2} = 1,09$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra O_2 , por lo que SO_2 es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de O_2 en exceso y de SO_3 que se obtiene.

Teniendo en cuenta el rendimiento del proceso:

$$2,00 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{75,0 \text{ mol SO}_2 \text{ (reaccionado)}}{100 \text{ mol SO}_2 \text{ (total)}} = 1,50 \text{ mol SO}_2 \text{ (reaccionado)}$$

Haciendo un balance materia de SO_2 :

$$2,00 \text{ mol SO}_2 \text{ (inicial)} - 1,50 \text{ mol SO}_2 \text{ (reaccionado)} = 0,500 \text{ mol SO}_2 \text{ (sobrante)}$$

Relacionando SO_2 reaccionando con O_2 se determina la cantidad de este sobrante:

$$1,50 \text{ mol SO}_2 \text{ (reaccionado)} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol SO}_2} = 0,750 \text{ mol O}_2 \text{ (reaccionado)}$$

Haciendo un balance materia de O_2 :

$$1,84 \text{ mol O}_2 \text{ (inicial)} - 0,750 \text{ mol O}_2 \text{ (reaccionado)} = 1,09 \text{ mol O}_2 \text{ (sobrante)}$$

Relacionando SO_2 reaccionando con SO_3 se determina la masa de este que se obtiene:

$$1,50 \text{ mol SO}_2 \text{ (reaccionado)} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{80,1 \text{ g SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 120 \text{ g SO}_3$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada uno de los gases es:

$$p_{\text{N}_2} = \frac{7,35 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (125 + 273,15) \text{ K}}{150 \text{ L}} = 1,60 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{1,09 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (125 + 273,15) \text{ K}}{150 \text{ L}} = 0,237 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{0,500 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (125 + 273,15) \text{ K}}{150 \text{ L}} = 0,109 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_3} = \frac{1,50 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (125 + 273,15) \text{ K}}{150 \text{ L}} = 0,327 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{O}_2} + p_{\text{SO}_2} + p_{\text{SO}_3} = (1,00 + 0,237 + 0,109 + 0,327) = 2,27 \text{ atm}$$

49. El hierro metálico se disuelve en disoluciones de ácido clorhídrico, de acuerdo con la siguiente ecuación química (no ajustada):



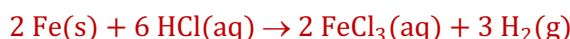
Una pieza de Fe puro se disolvió en 250,0 mL de una disolución de HCl 0,230 M. Tras la reacción se determinó que la concentración de HCl había disminuido hasta 0,146 M.

- Ajuste la ecuación química y calcule la masa (en g) de Fe metálico que reaccionó.
- Calcule la concentración molar de FeCl_3 en la disolución final.
- Calcule el volumen (en litros) de dihidrógeno generado, medido a 740 mmHg y 25 °C.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2022)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Fe y HCl es:



La cantidad de HCl que contiene la disolución inicial es:

$$250 \text{ mL HCl } 0,230 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,230 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,230 \text{ M}} \cdot \frac{0,230 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,230 \text{ M}} = 0,0575 \text{ mol HCl}$$

La cantidad de HCl que contiene la disolución final es:

$$250 \text{ mL HCl } 0,146 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,146 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,146 \text{ M}} \cdot \frac{0,146 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,146 \text{ M}} = 0,0365 \text{ mol HCl}$$

Haciendo un balance materia de HCl se obtiene la cantidad que reacciona con Fe:

$$0,0575 \text{ mol HCl (inicial)} - 0,0365 \text{ mol HCl (final)} = 0,0210 \text{ mol HCl (reaccionado)}$$

Relacionando HCl con Fe:

$$0,0210 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,391 \text{ g Fe}$$

b) Relacionando HCl con FeCl_3 y suponiendo que no se produce variación de volumen en la disolución:

$$\frac{0,0210 \text{ mol HCl}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol FeCl}_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0280 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Relacionando HCl con H_2 :

$$0,0210 \text{ mol HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{6 \text{ mol HCl}} = 0,0105 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0,0105 \text{ mol H}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 0,264 \text{ L H}_2$$

50. Un mordiente es una sustancia que sirve para fijar los colores en los tejidos. El acetato de calcio se utiliza como mordiente y se prepara al reaccionar ácido acético con hidróxido de calcio según la siguiente ecuación química no ajustada:

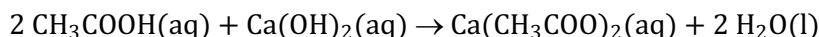


a) ¿Qué volumen de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,500 M se necesita para reaccionar completamente con 25,0 mL de una disolución de ácido acético de 58,0 % en masa y densidad $1,065 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$?

b) Si tras mezclar las dos disoluciones del apartado anterior se obtienen 17,9 g de acetato de calcio, calcule el rendimiento de la reacción, así como la masa de agua, en gramos, formada en la reacción.

(C.V. Junio 2023)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ es:



a) La cantidad de CH_3COOH que reacciona es:

$$25,0 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 58,0 \% \cdot \frac{1,065 \text{ g CH}_3\text{COOH } 58,0 \%}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 58,0 \%} \cdot \frac{58,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g CH}_3\text{COOH } 58,0 \%} = 15,4 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

Relacionando CH_3COOH con $\text{Ca}(\text{OH})_2$:

$$15,4 \text{ g CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 0,128 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2$$

Como se dispone de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cuya concentración es 0,500 M:

$$0,128 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ L Ca}(\text{OH})_2 \text{ 0,500 M}}{0,500 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL Ca}(\text{OH})_2 \text{ 0,500 M}}{1 \text{ L Ca}(\text{OH})_2 \text{ 0,500 M}} = 256 \text{ mL Ca}(\text{OH})_2 \text{ 0,500 M}$$

b) Relacionando $\text{Ca}(\text{OH})_2$ con $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ se calcula la cantidad de este que se debería haber obtenido:

$$0,128 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{158,0 \text{ g Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2} = 20,2 \text{ g Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{17,9 \text{ g Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \text{ (real)}}{20,2 \text{ g Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 88,6 \%$$

Relacionando $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ con H_2O se calcula la masa de esta que se obtiene:

$$17,9 \text{ g Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2}{158,1 \text{ g Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 4,08 \text{ g H}_2\text{O}$$

51. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , es una sal que se utiliza como fertilizante, aunque bajo ciertas condiciones, se descompone explosivamente según la siguiente ecuación química no ajustada:



Un bidón de 50,0 L contiene 0,500 kg de una sustancia que tiene una riqueza del 80,0 % en nitrato de amonio. Si se calienta y llegase a explotar totalmente, calcule:

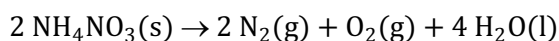
a) La presión total que ejercerían los gases liberados si la temperatura del recipiente es de 75 °C.

b) ¿Qué volumen de agua se obtendría?

Datos. Densidad del agua = $0,975 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2023)

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión del NH_4NO_3 es:



a) La cantidad de NH_4NO_3 que explota es:

$$0,500 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3 \text{ 80,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \text{ 80,0 \%}}{1 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3 \text{ 80,0 \%}} \cdot \frac{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{100 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \text{ 80,0 \%}} = 400 \text{ g NH}_4\text{NO}_3$$

$$400 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} = 5,00 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3$$

Relacionando NH_4NO_3 con los gases O_2 y N_2 :

$$5,00 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol gas}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 7,50 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla de gases es:

$$p = \frac{7,50 \text{ mol} \cdot (0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (75 + 273,15) \text{ K}}{50,0 \text{ L}} = 4,28 \text{ atm}$$

b) Relacionando NH_4NO_3 con H_2O :

$$5,00 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{0,975 \text{ g H}_2\text{O}} = 185 \text{ mL H}_2\text{O}$$

1.5. Disoluciones

En este apartado se presentan los problemas de disoluciones. En ellos se realizan cálculos en los que intervienen las diferentes formas de expresión de la concentración (molaridad, molalidad, porcentaje en masa, fracciones másicas y molares, razones másicas y molares y partes por millón).

Se incluyen problemas de mezclas de disoluciones, preparación de disoluciones diluidas a partir de otras concentradas y comparación de disoluciones. También se incluyen problemas en los que el soluto es una sal hidratada.

En aquellos casos en los que la ejecución del problema requiere considerar una base de cálculo, se ha considerado siempre la unidad a la que está referida la expresión de la concentración en cada caso. En ciertos ejercicios ha sido necesario realizar la suposición, y así se ha hecho constar, de que los volúmenes de disolución que se mezclaban eran aditivos.

1. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de ácido nítrico, HNO_3 , 4,550 molal de densidad $1,1294 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y 4,550 molar de densidad $1,1469 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. ¿Cuáles serán la molaridad y molalidad de la disolución resultante?

(U.A. Septiembre 1987)

Tomando como base de cálculo 1 L de cada una de las disoluciones y llamando D_A a la de concentración 4,550 molal y D_B a la de concentración 4,550 molar, previamente, se calculan las masas de HNO_3 y H_2O contenidas en ambas.

▪ Disolución D_A (4,550 m)

Para facilitar los cálculos se pasa de concentración molal a razón másica y fracción másica:

$$4,550 \text{ m} \rightarrow \frac{4,550 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{63,00 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{286,7 \text{ g HNO}_3}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} \rightarrow \frac{286,7 \text{ g HNO}_3}{1.287 \text{ g } D_A}$$

En 1,00 L de D_A :

$$1,000 \text{ L } D_A \cdot \frac{10^3 \text{ mL } D_A}{1 \text{ L } D_A} \cdot \frac{1,1294 \text{ g } D_A}{1 \text{ mL } D_A} = 1.129 \text{ g } D_A$$

Las masas de HNO_3 y H_2O contenidas en esa cantidad de D_A son:

$$1.129 \text{ g } D_A \cdot \frac{286,7 \text{ g HNO}_3}{1.287 \text{ g } D_A} = 251,5 \text{ g HNO}_3$$

$$1.129 \text{ g } D_A - 251,5 \text{ g HNO}_3 = 877,5 \text{ g H}_2\text{O}$$

▪ Disolución D_B (4,550 M)

En 1,00 L de D_B :

$$1,000 \text{ L } D_B \cdot \frac{10^3 \text{ mL } D_B}{1 \text{ L } D_B} \cdot \frac{1,1469 \text{ g } D_B}{1 \text{ mL } D_B} = 1.147 \text{ g } D_B$$

Las masas de HNO_3 y H_2O contenidas en esa cantidad de D_B son:

$$1,000 \text{ L } D_B \cdot \frac{4,550 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L } D_B} \cdot \frac{63,00 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 286,7 \text{ g HNO}_3$$

$$1.147 \text{ g } D_B - 286,7 \text{ g HNO}_3 = 860,3 \text{ g H}_2\text{O}$$

Las masas de totales HNO_3 y H_2O al mezclar ambas disoluciones son:

$$251,5 \text{ g HNO}_3 (D_A) + 286,7 \text{ g HNO}_3 (D_B) = 538,2 \text{ g HNO}_3$$

$$877,5 \text{ g H}_2\text{O} (D_A) + 860,3 \text{ g H}_2\text{O} (D_B) = 1.738 \text{ g H}_2\text{O}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{538,2 \text{ g HNO}_3}{(1,000+1,000) \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,00 \text{ g HNO}_3} = 4,271 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{538,2 \text{ g HNO}_3}{1.738 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,00 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 4,915 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

2. Una disolución preparada disolviendo 30,0 g de alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, en 50,0 g de tetracloruro de carbono, CCl_4 , tiene una densidad de $1,28 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcule la concentración de alcohol etílico en:

- Porcentaje en masa
- Fracción molar
- Molalidad
- Molaridad

(U.A. Junio 1988)

a) Porcentaje en masa:

$$\frac{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{(30,0 + 50,0) \text{ g disolución}} \cdot 100 = 37,5 \% \text{ C}_2\text{H}_6\text{O}$$

b) Fracción molar:

$$\frac{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}}{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} + 50,0 \text{ g CCl}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154,0 \text{ g CCl}_4}} = 0,668$$

c) Molalidad:

$$\frac{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{50,0 \text{ g CCl}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ g CCl}_4}{1 \text{ kg CCl}_4} = 13,0 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

d) Molaridad:

$$\frac{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{(30,0 + 50,0) \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{1,28 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 10,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

3. Se tienen 6,08 g de una disolución acuosa de hidróxido de litio, LiOH , en la que la fracción molar de esta sustancia es 0,0862. ¿Cuántos gramos de agua deben evaporarse para que la fracción molar de LiOH sea 0,1530?

(U.A. Junio 1988)

Llamando x a la masa de LiOH contenida en la disolución y aplicando el concepto de fracción molar:

$$\frac{x \text{ g LiOH} \cdot \frac{1 \text{ mol LiOH}}{24,0 \text{ g LiOH}}}{x \text{ g LiOH} \cdot \frac{1 \text{ mol LiOH}}{24,0 \text{ g LiOH}} + (6,08 - x) \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,0862$$

Se obtiene que la disolución inicial está formada por, $x = 2,08 \text{ g LiOH}$ y $(6,08 - x) = 5,40 \text{ g H}_2\text{O}$.

Si al evaporar H_2O la nueva disolución tiene una fracción molar de LiOH 0,1530; la masa de LiOH será la misma, por lo que aplicando de nuevo el concepto de fracción molar se obtiene la masa de H_2O que queda:

$$\frac{2,08 \text{ g LiOH} \cdot \frac{1 \text{ mol LiOH}}{24,0 \text{ g LiOH}}}{2,08 \text{ g LiOH} \cdot \frac{1 \text{ mol LiOH}}{24,0 \text{ g LiOH}} + y \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,1530$$

Se obtiene que la nueva disolución contiene $y = 2,82 \text{ g H}_2\text{O}$, por lo tanto, la masa de H_2O a evaporar es:

$$5,40 \text{ g H}_2\text{O} (\text{inicial}) - 2,82 \text{ g H}_2\text{O} (\text{final}) = 2,58 \text{ g H}_2\text{O}$$

4. Si se mezclan 30,0 mL de agua ($\rho = 1,0000 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$) con 70,0 mL de metanol, CH_4O , ($\rho = 0,7958 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$) la disolución resultante tiene una densidad de $0,8866 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcule la concentración de la disolución expresada como molaridad, molalidad, porcentaje en masa y fracción molar de metanol.

(U.A. Septiembre 1988)

Las masas de CH_4O y H_2O que se mezclan para preparar la disolución son:

$$70,0 \text{ mL CH}_4\text{O} \cdot \frac{0,7958 \text{ g CH}_4\text{O}}{1 \text{ mL CH}_4\text{O}} = 55,7 \text{ g CH}_4\text{O}$$

$$30,0 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1,0000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} = 30,0 \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de la disolución obtenida es:

$$55,7 \text{ g CH}_4\text{O} + 30,0 \text{ g H}_2\text{O} = 85,7 \text{ g disolución}$$

▪ La concentración de metanol expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{55,7 \text{ g CH}_4\text{O}}{85,7 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 65,0 \% \text{ CH}_4\text{O}$$

▪ La concentración de metanol expresada como molaridad es:

$$\frac{55,7 \text{ g CH}_4\text{O}}{85,7 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4\text{O}}{32,0 \text{ g CH}_4\text{O}} \cdot \frac{0,8866 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 18,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

▪ La concentración de metanol expresada como molalidad es:

$$\frac{55,7 \text{ g CH}_4\text{O}}{30,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4\text{O}}{32,0 \text{ g CH}_4\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 58,0 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

▪ La concentración de metanol expresada como fracción molar es:

$$\frac{55,7 \text{ g CH}_4\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4\text{O}}{32,0 \text{ g CH}_4\text{O}}}{55,7 \text{ g CH}_4\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4\text{O}}{32,0 \text{ g CH}_4\text{O}} + 30,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,511$$

5. ¿Hasta qué volumen final deben diluirse 100 mL de una disolución de cloruro de sodio, NaCl, al 15,0 % en masa y densidad $1,10 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$, para obtener una disolución 0,900 M?

(U.A. Junio 1989)

La cantidad de NaCl que contiene la disolución inicial es:

$$100 \text{ mL NaCl } 15,0 \% \cdot \frac{1,10 \text{ g NaCl } 15,0 \%}{1 \text{ mL NaCl } 15,0 \%} \cdot \frac{15,0 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g NaCl } 15,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,282 \text{ mol NaCl}$$

Si al diluir, la nueva concentración es 0,900 M, el volumen final de disolución será:

$$\frac{0,282 \text{ mol NaCl}}{V \text{ L disolución}} = 0,900 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad V = 0,313 \text{ L disolución}$$

6. La fracción molar del etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, en una disolución acuosa es 0,0532. Calcule:

a) La fracción molar del agua.

b) La molalidad del etanol.

c) Los porcentajes en masa de ambos componentes.

d) La molaridad del etanol, sabiendo que la densidad de la disolución es $0,980 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

(U.A. Junio 1990)

a) En una disolución formada por dos componentes, etanol y agua, se cumple que:

$$x_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} + x_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

En este caso,

$$0,0532 + x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \quad \rightarrow \quad x_{\text{H}_2\text{O}} = 0,947$$

b) Tomando como base de cálculo una cantidad de disolución tal que el número de moles de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ más el número de moles de H_2O sea la unidad, las masas de ambas sustancias que forman dicha disolución son:

$$\left. \begin{array}{l} 0,0532 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \frac{46,0 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2,45 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \\ 0,947 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 17,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \end{array} \right\} \rightarrow 19,5 \text{ g disolución}$$

La concentración de etanol expresada como molalidad es:

$$\frac{2,45 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{17,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ kg } \text{H}_2\text{O}} = 3,13 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

c) El porcentaje en masa de cada componentes de la disolución es:

$$\frac{2,45 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{19,5 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 12,6 \% \text{ C}_2\text{H}_6\text{O}$$

$$\frac{17,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{19,5 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 87,4 \% \text{ H}_2\text{O}$$

d) La concentración de etanol expresada como molaridad es:

$$\frac{2,45 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{19,5 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{0,980 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2,68 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

7. Se prepara una disolución mezclando volúmenes iguales de glicerina, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, ($\rho = 1,260 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$) y acetato de etilo, $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$, ($\rho = 0,900 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$). Calcule la fracción másica, la fracción molar, la molalidad y la molaridad del acetato de etilo en la disolución final, sabiendo que la densidad de dicha disolución es $1,125 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1990)

Tomando como base de cálculo 100 mL de cada una de las sustancias que se mezclan, las respectivas masas son:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ mL } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 \cdot \frac{1,260 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{1 \text{ mL } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} = 126 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 \\ 100 \text{ mL } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 \cdot \frac{0,900 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{1 \text{ mL } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2} = 90,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow 216 \text{ g disolución}$$

▪ La concentración de acetato de etilo expresada como fracción másica es:

$$\frac{90,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{216 \text{ g disolución}} = 0,417$$

▪ La concentración de acetato de etilo expresada como fracción molar es:

$$\frac{90,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{88,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}}{90,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{88,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2} + 126 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{92,0 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}} = 0,428$$

▪ La concentración de acetato de etilo expresada como molalidad es:

$$\frac{90,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{126 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{88,0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{1 \text{ kg } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} = 8,12 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

- La concentración de acetato de etilo expresada como molaridad es:

$$\frac{90,0 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{216 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{88,0 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}_2} \cdot \frac{1,125 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 5,33 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

8. Se quieren preparar 250 g de una disolución acuosa de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , al 10,0 % en masa, partiendo de la sal decahidratada, $\text{Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}$. ¿Qué cantidades de la sal hidratada y de agua son necesarias?

(U.A. Septiembre 1993)

La cantidad de Na_2CO_3 necesario para preparar 250 g de disolución al 10,0 % en masa es:

$$250 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10,0 \% \cdot \frac{10,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{100 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0,236 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

Como se dispone de $\text{Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}$ la masa necesaria es:

$$0,236 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{286,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 67,5 \text{ g Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

La masa de H_2O necesaria es:

$$250 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10,0 \% - 67,5 \text{ g Na}_2\text{CO}_3\cdot 10\text{H}_2\text{O} = 183 \text{ g H}_2\text{O}$$

9. Se añaden 6,00 g de cloruro de potasio, KCl, a 80,0 g de una disolución acuosa de cloruro de potasio al 12,0 % en masa. Calcule el porcentaje en masa de cloruro de potasio en la disolución resultante.

(U.A. Junio 1994)

La masa de KCl contenida en la disolución de concentración 12,0 % en masa es:

$$80,0 \text{ g KCl } 12,0 \% \cdot \frac{12,0 \text{ g KCl}}{100 \text{ g KCl } 12,0 \%} = 9,60 \text{ g KCl}$$

Al añadir 6,00 g de KCl a la disolución la nueva concentración es:

$$\frac{(9,60 + 6,00) \text{ g KCl}}{(80,0 + 6,00) \text{ g disolución}} \cdot 100 = 18,1 \% \text{ KCl}$$

10. Se quieren preparar 10,0 L de una disolución 0,200 M de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , y se dispone de una disolución de ácido sulfúrico del 98,0 % en masa y densidad $1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Calcule el volumen de esta última disolución que se necesita.

(U.A. Septiembre 1994)

La masa de H_2SO_4 necesario para preparar 10,0 L de disolución 0,200 M es:

$$10,0 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 196 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de una disolución concentrada de riqueza en H_2SO_4 del 98,0 % en masa:

$$196 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%}{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%} = 109 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%$$

11. Realice los cálculos necesarios y explique cómo prepararía en el laboratorio las siguientes disoluciones acuosas:

a) 250 mL de una disolución 0,500 M de sulfato de cobre(II), CuSO_4 .

b) 250 g de una disolución 0,500 m de sulfato de cobre(II).

En ambos casos se parte de sulfato de cobre (II) pentahidrato, $\text{CuSO}_4\cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

(U.A. Junio 1995)

a) La cantidad de CuSO_4 necesario para preparar la disolución 0,500 M es:

$$250 \text{ mL CuSO}_4 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{1 \text{ L CuSO}_4 \text{ 0,500 M}}{10^3 \text{ mL CuSO}_4 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{0,500 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L CuSO}_4 \text{ 0,500 M}} = 0,125 \text{ mol CuSO}_4$$

Como se dispone de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$0,125 \text{ mol CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 31,2 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

El procedimiento de preparación es:

- Pesar 31,2 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Introducirlos en un matraz aforado de 250 mL
- Añadir agua destilada y agitar hasta la disolución del sólido
- Con ayuda de un cuentagotas, completar con agua destilada hasta llegar al aforo.

b) Para preparar la disolución 0,500 m se cambia esta concentración a razón másica y fracción másica:

$$0,500 \text{ m} \rightarrow \frac{0,500 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{159,6 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{79,8 \text{ g CuSO}_4}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} \rightarrow 0,0739 \frac{\text{g CuSO}_4}{\text{g disolución}}$$

La cantidad necesaria de CuSO_4 es:

$$250 \text{ g disolución} \cdot \frac{0,0739 \text{ g CuSO}_4}{\text{g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,6 \text{ g CuSO}_4} = 0,116 \text{ mol CuSO}_4$$

Como se dispone de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$0,116 \text{ mol CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 29,0 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

El procedimiento de preparación es:

- Pesar 29,0 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Introducirlos en un matraz Erlenmeyer de 250 mL
- Añadir agua destilada hasta 250 g
- Remover hasta la disolución del sólido.

12. Se preparó una disolución de cloruro de sodio, NaCl, al 20,0 % en masa y se midió experimentalmente su densidad, resultando ser $1,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

a) Calcule la molaridad de la disolución.

b) A partir de la disolución inicial, ¿cómo se prepararían en el laboratorio 100 g de disolución 2,00 molal?

(U.A. Septiembre 1995)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución al 20 %, la molaridad de dicha disolución es:

$$\frac{20,0 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1,14 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3,90 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Para preparar la disolución 2,0 m se cambia esta concentración a razón másica y fracción másica:

$$2,00 \text{ m} \rightarrow \frac{2,00 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{117 \text{ g NaCl}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} \rightarrow 0,105 \frac{\text{g NaCl}}{\text{g disolución}}$$

La cantidad de disolución de NaCl al 20,0 % necesaria para preparar 100 g de disolución 2,00 m es:

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{0,105 \text{ g NaCl}}{\text{g disolución}} \cdot \frac{100 \text{ g NaCl 20,0 \%}}{20,0 \text{ g NaCl}} = 52,5 \text{ g NaCl 20,0 \%}$$

El procedimiento de preparación es:

- Pesar 52,5 g de NaCl 20,0 %
- Introducirlos en un matraz Erlenmeyer de 100 mL
- Añadir agua destilada hasta 100 g
- Remover hasta que la mezcla quede homogénea.

13. Calcule la cantidad de nitrato de cobalto(II) hexahidrato, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, que debe añadirse a 600 g de agua para formar una disolución al 5,00 % en masa de sal anhidra.

(U.A. Junio 1996)

Para resolver este problema hay que tener en cuenta que la sal hidratada aporta H_2O (disolvente) a la disolución. Por lo tanto, una manera adecuada de resolver el ejercicio consiste en comenzar calculando la relación másica entre $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ y $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{182,9 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{290,9 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 0,629 \frac{\text{g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2}{\text{g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}$$

Llamando x a la masa de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ que es necesario añadir a los 600 g de agua para conseguir la concentración del 5,00 %:

$$\frac{x \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{(x + 600) \text{ g disolución}} \cdot \frac{0,629 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 5,00 \% \text{ Co}(\text{NO}_3)_2$$

Se obtiene, $x = 51,8 \text{ g } \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

14. Calcule la densidad y la molalidad de una disolución acuosa de amoníaco, NH_3 , que contiene 20,3 % en masa de amoníaco y es 11,0 M.

(U.A. Septiembre 1996)

▪ Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de NH_3 al 20,3% en masa, a partir del concepto de molaridad se puede obtener la densidad de la disolución:

$$\frac{20,3 \text{ g } \text{NH}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17,0 \text{ g } \text{NH}_3} \cdot \frac{\rho \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Se obtiene, $\rho = 0,921 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

▪ La concentración de amoníaco expresada como molalidad es:

$$\frac{20,3 \text{ g } \text{NH}_3}{79,7 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17,0 \text{ g } \text{NH}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ kg } \text{H}_2\text{O}} = 15,0 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}$$

15. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar del soluto es 0,100?

(U.A. Junio 1997)

Si la fracción molar de soluto es 0,100 quiere decir que la disolución contiene 0,100 mol de soluto por cada 0,900 mol de agua.

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0,100 \text{ mol soluto}}{0,900 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ kg } \text{H}_2\text{O}}{10^3 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 6,17 \text{ mol } \text{kg}^{-1}$$

16. Se tienen dos disoluciones A y B a 20 °C:

Disolución A: 6 g de metanol, CH₃OH, en 1 kg de agua.

Disolución B: 6 g de metanol en 1 kg de tetracloruro de carbono, CCl₄.

Se observa que la densidad de la disolución A es menor que la de la disolución B.

Responda, de forma razonada, a las siguientes cuestiones relativas a estas disoluciones indicando si son verdaderas o falsas:

- Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
- Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
- Las fracciones molares del metanol en las disoluciones A y B son iguales.
- El porcentaje en masa de metanol es igual en ambas disoluciones.

(U.A. Septiembre 1997)

a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.

Ambas disoluciones contienen igual masa de soluto (m_s) y, por lo tanto, moles de soluto (n), idéntica masa de disolución (m_D) y de disolvente (m_d). Además, respecto de las densidades, expresadas en kg L⁻¹, se cumple que $\rho_A < \rho_B$.

Si $M_A = M_B$:

$$\left. \begin{aligned} M_A &= \frac{n \text{ mol CH}_3\text{OH}}{m_D \text{ kg A} \cdot \frac{1 \text{ L A}}{\rho_A \text{ kg A}}} \\ M_B &= \frac{n \text{ mol CH}_3\text{OH}}{m_D \text{ kg B} \cdot \frac{1 \text{ L B}}{\rho_B \text{ kg B}}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{M_A}{M_B} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Como $\rho_A < \rho_B$, se cumple, que $M_A < M_B$, por lo tanto, la propuesta es **falsa**.

b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.

$$\left. \begin{aligned} m_A &= \frac{n \text{ mol CH}_3\text{OH}}{m_d \text{ kg disolvente}} \\ m_B &= \frac{n \text{ mol CH}_3\text{OH}}{m_d \text{ kg disolvente}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{m_A}{m_B} = 1$$

Por lo tanto, la propuesta es **verdadera**.

c) Las fracciones molares del metanol en las disoluciones A y B son iguales.

$$\left. \begin{aligned} x_A &= \frac{n \text{ mol CH}_3\text{OH}}{n \text{ mol CH}_3\text{OH} + 10^3 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} \\ x_B &= \frac{n \text{ mol CH}_3\text{OH}}{n \text{ mol CH}_3\text{OH} + 10^3 \text{ g CCl}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154,0 \text{ g CCl}_4}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{x_A}{x_B} = \frac{n + 6,5}{n + 55,5} < 1$$

La disolución cuyo disolvente tiene mayor masa molar (CCl₄) tiene mayor fracción molar, por lo tanto, la propuesta es **falsa**.

d) El porcentaje en masa de metanol es igual en ambas disoluciones.

$$\left. \begin{aligned} \% A &= \frac{m_s \text{ g CH}_3\text{OH}}{m_D \text{ g disolución}} \cdot 100 \\ \% B &= \frac{m_s \text{ g CH}_3\text{OH}}{m_D \text{ g disolución}} \cdot 100 \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{\% A}{\% B} = 1$$

Como se observa, % CH₃OH (A) = % CH₃OH (B), por lo tanto, la propuesta es **verdadera**.

17. Un ácido clorhídrico concentrado contiene 35,2 % en masa de HCl y su densidad es 1,175 g·cm⁻³. Calcule:

a) La molaridad y molalidad del ácido.

b) El volumen de este ácido concentrado que se necesita para preparar 1,00 L de disolución 2,00 M, indicando de forma razonada, como lo prepararía en el laboratorio.

(U.A. Junio 1998)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución al 35,2 % en masa, la concentración de HCl expresada como molaridad es:

$$\frac{35,2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,175 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

▪ La concentración de HCl expresada como molalidad es:

$$\frac{35,2 \text{ g HCl}}{64,8 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 14,9 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

b) La cantidad de HCl necesario para preparar 1,00 L de disolución 2,00 M es:

$$1,00 \text{ L HCl } 2,00 \text{ M} \cdot \frac{2,00 \text{ mol HCl}}{1,00 \text{ L HCl } 2,00 \text{ M}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 73,0 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de disolución de HCl al 35,2 %:

$$73,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 35,2 \%}{35,2 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 35,2 \%}{1,175 \text{ g HCl } 35,2 \%} = 176 \text{ mL HCl } 35,2 \%$$

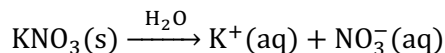
El procedimiento de preparación es:

- Medir 176 mL de HCl al 35,2 %
- Introducirlos en un matraz aforado de 1 L que contenga algo de agua
- Añadir más agua destilada y agitar
- Con ayuda de un cuentagotas, completar con agua destilada hasta llegar al aforo.

18. Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion nitrato sea 0,25 M. Se parte inicialmente de 0,50 L de disolución 0,20 M de nitrato de potasio, KNO₃, ¿qué volumen de disolución de nitrato de calcio, Ca(NO₃)₂, 0,30 M habría que añadir?

(U.A. Junio 1999)

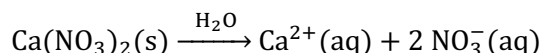
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KNO₃ es:



La cantidad de NO₃⁻ contenido en la disolución 0,20 M es:

$$500 \text{ mL KNO}_3 \text{ } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol KNO}_3}{1 \text{ mL KNO}_3 \text{ } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol KNO}_3} = 100 \text{ mmol NO}_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Ca(NO₃)₂ es:



La cantidad de NO₃⁻ contenido en V mL de disolución 0,30 M es:

$$V \text{ mL Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ } 0,30 \text{ M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ } 0,30 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,60 V \text{ mmol NO}_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos, el volumen de disolución de Ca(NO₃)₂ a añadir es:

$$\frac{(100 + 0,60 V) \text{ mmol NO}_3^-}{(500 + V) \text{ mL disolución}} = 0,25 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 71 \text{ mL Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,30 M}$$

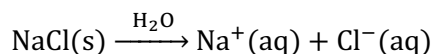
19. ¿En cuáles de las siguientes disoluciones acuosas hay el mismo número de partículas disueltas que en 250 mL de disolución 0,020 M de cloruro de sodio, NaCl?

- a) 1,0 L de etanol, CH₃CH₂OH, 0,010 M.
 b) 0,25 L de cloruro de calcio, CaCl₂, 0,030 M.
 c) 0,50 L de ácido clorhídrico, HCl, 0,010 M.
 d) 0,50 L de ácido acético, CH₃COOH, 0,010 M.

Razone las respuestas.

(U.A. Septiembre 1999)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



La cantidad de iones contenidos en 0,25 L de disolución 0,020 M de esta sustancia es:

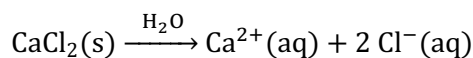
$$0,25 \text{ L NaCl } 0,020 \text{ M} \cdot \frac{0,020 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L NaCl } 0,020 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,010 \text{ mol iones}$$

a) El etanol, CH₃CH₂OH, en disolución acuosa no se encuentra disociado en iones, por lo tanto, el número de moles de moléculas (partículas) contenidas en 1,0 L de disolución 0,010 M de esta sustancia es:

$$1,0 \text{ L CH}_3\text{CH}_2\text{OH } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ L CH}_3\text{CH}_2\text{OH } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol moléculas}}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 0,010 \text{ mol moléculas}$$

luego 1,0 L de CH₃CH₂OH 0,010 M contienen el mismo número de partículas que la disolución inicial.

b) La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del CaCl₂ es:

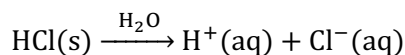


La cantidad de iones contenidos en 0,25 L de disolución 0,030 M de esta sustancia es:

$$0,25 \text{ L CaCl}_2 \text{ 0,030 M} \cdot \frac{0,030 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ L CaCl}_2 \text{ 0,030 M}} \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 0,023 \text{ mol iones}$$

luego 0,25 L de CaCl₂ 0,030 M contienen más partículas que la disolución inicial.

c) La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del HCl es:



La cantidad de iones contenidos en 0,50 L de disolución 0,010 M de esta sustancia es:

$$0,50 \text{ L HCl } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,010 \text{ mol iones}$$

luego 0,50 L de HCl 0,010 M contienen el mismo número de partículas que la disolución inicial.

d) El ácido acético, CH₃COOH, en disolución acuosa se encuentra muy poco disociado en iones y, se puede aproximar sin cometer demasiado error, que casi todas las partículas de la disolución son moléculas, por lo tanto, el número de moles de estas contenidas en 0,50 L de disolución 0,010 M de esta sustancia es:

$$0,50 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol moléculas}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 0,0050 \text{ mol moléculas}$$

luego 0,50 L de CH₃COOH 0,010 M contienen menos partículas que la disolución inicial.

20. La legislación medioambiental establece los siguientes límites para las concentraciones de iones de metales pesados en los vertidos de aguas residuales industriales:

$$\text{mercurio} < 0,0500 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1} \quad \text{plomo} < 7,50 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}.$$

Una industria obtiene como subproducto una disolución que es $1,00\cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, y $1,00\cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en nitrato de mercurio(II), $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Calcule:

a) Los contenidos de mercurio y plomo expresados en ppm.

b) ¿Qué cantidad de agua no contaminada debería mezclarse con cada litro de esta disolución para que el vertido fuese aceptable?

(C.V. Junio 2000)

a) Por tratarse de disoluciones acuosas diluidas se puede considerar la concentración en ppm como mg soluto/L agua.

▪ La concentración de Pb^{2+} de la disolución, expresada en mg L^{-1} , es:

$$\frac{1,00\cdot 10^{-5} \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{1 \text{ mol Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{207,2 \text{ g Pb}^{2+}}{1 \text{ mol Pb}^{2+}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Pb}^{2+}}{1 \text{ g Pb}^{2+}} = 2,07 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \rightarrow 2,07 \text{ ppm}$$

El valor $2,07 \text{ ppm} < 7,50 \text{ ppm}$, valor máximo permitido por la legislación, por lo que respecto al Pb^{2+} se puede realizar el vertido sin problemas.

▪ La concentración de Hg^{2+} , expresada en ppm, de la disolución es:

$$\frac{1,00\cdot 10^{-5} \text{ mol Hg}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}^{2+}}{1 \text{ mol Hg}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{200,6 \text{ g Hg}^{2+}}{1 \text{ mol Hg}^{2+}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Hg}^{2+}}{1 \text{ g Hg}^{2+}} = 2,01 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \rightarrow 2,01 \text{ ppm}$$

Respecto al Hg^{2+} , el valor $2,01 \text{ ppm} > 0,0500 \text{ ppm}$, valor máximo permitido por la legislación, por lo que es necesario diluir el residuo para poder realizar el vertido del agua contaminada.

b) Considerando volúmenes aditivos, y llamando V al volumen de agua, en litros, a añadir para conseguir la concentración permitida en el caso del Hg^{2+} :

$$\frac{2,01 \text{ mg Hg}^{2+}}{(1 + V) \text{ L disolución}} = 0,0500 \frac{\text{mg Hg}^{2+}}{\text{L disolución}} \quad \rightarrow \quad V = 39,2 \text{ L H}_2\text{O}$$

21. La disolución acuosa de ácido clorhídrico, HCl, al 20,0 % en masa posee una densidad de $1,056 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Calcule:

a) Concentración molar.

b) Fracción molar.

(C.V. Junio 2001)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución al 20,0 % en masa, la concentración de HCl expresada como molaridad es:

$$\frac{20,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 20,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,056 \text{ g HCl } 20,0 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 20,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 20,0 \%}{1 \text{ L HCl } 20,0 \%} = 5,79 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) La concentración de HCl expresada como fracción molar es:

$$\frac{20,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}}{20,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} + 80,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,110$$

22. Una disolución acuosa de ácido perclórico, HClO_4 , con un 35,0 % en peso de riqueza tiene una densidad de $1,251 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Calcule para dicha disolución:

- a) La concentración molar.
b) La concentración molal.

(C.V. Junio 2002)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución al 35,0 % en masa, la concentración de HClO_4 expresada como molaridad es:

$$\frac{35,0 \text{ g HClO}_4}{100 \text{ g HClO}_4 \text{ 35,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100,5 \text{ g HClO}_4} \cdot \frac{1,251 \text{ g HClO}_4 \text{ 35,0 \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ HClO}_4 \text{ 35,0 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HClO}_4 \text{ 35,0 \%}}{1 \text{ L HClO}_4 \text{ 35,0 \%}} = 4,36 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) La concentración de HClO_4 expresada como molalidad es:

$$\frac{35,0 \text{ g HClO}_4}{65,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100,5 \text{ g HClO}_4} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 5,36 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

23. a) Describa cómo se prepararían 50,0 g de una disolución de cloruro de bario, BaCl_2 , al 12,0 % en masa, partiendo de cloruro de bario dihidrato, $\text{BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$, y agua pura.

b) Calcule la molalidad de la disolución anterior.

(U.A. Junio 2003)

a) La cantidad de BaCl_2 necesario para preparar la disolución al 12,0 % en masa es:

$$50,0 \text{ g BaCl}_2 \text{ 12,0 \%} \cdot \frac{12,0 \text{ g BaCl}_2}{100 \text{ g BaCl}_2 \text{ 12,0 \%}} = 6,00 \text{ g BaCl}_2$$

$$6,00 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{208,3 \text{ g BaCl}_2} = 0,0288 \text{ mol BaCl}_2$$

Como se dispone de $\text{BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$:

$$0,0288 \text{ mol BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol BaCl}_2} \cdot \frac{244,3 \text{ g BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 7,04 \text{ g BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

El procedimiento de preparación es:

- Pesar 7,04 g de $\text{BaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Introducirlos en un matraz Erlenmeyer de 100 mL
- Añadir agua destilada hasta 50,0 g y agitar hasta la disolución del sólido

b) La concentración de BaCl_2 expresada como molalidad es:

$$\frac{6,00 \text{ g BaCl}_2}{(50,0 - 6,00) \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{208,3 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,655 \text{ mol}\cdot\text{kg}^{-1}$$

24. El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno. Se dispone en el laboratorio de una disolución de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , al 33,0 % en masa cuya densidad es $1,071 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución.
b) Las fracciones molares de peróxido de hidrógeno y de agua.
c) El volumen de esta disolución que debe tomarse para preparar 100 mL de una disolución cuya concentración sea 0,200 M.

(C.V. Septiembre 2004)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución al 33,0 % en masa, la concentración de H_2O_2 expresada como molaridad es:

$$\frac{33,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1,071 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}} = 10,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) La concentración de H_2O_2 expresada como molalidad es:

$$\frac{33,0 \text{ g H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}}{33,0 \text{ g H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} + 67,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,207$$

Las fracciones molares de una mezcla binaria cumplen que:

$$x_{\text{H}_2\text{O}_2} + x_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

La fracción molar del H_2O es:

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - x_{\text{H}_2\text{O}_2} = 1 - 0,207 = 0,793$$

c) La cantidad de H_2O_2 que se necesita para preparar la disolución propuesta es:

$$100 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 0,200 M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 0,200 M}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{0,200 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0,680 \text{ g H}_2\text{O}_2$$

Como se dispone de disolución concentrada de riqueza 33,0 % en masa:

$$0,680 \text{ g H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}}{33,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}}{1,071 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}} = 1,92 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 33,0 \%}$$

25. La etiqueta de una botella de una disolución acuosa de amoníaco, NH_3 , indica que su concentración es del 32,0 % en masa y su densidad $0,880 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule:

a) La concentración de la disolución en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

b) El volumen de esta disolución concentrada de amoníaco que debe tomarse para preparar 2,0 L de una disolución de amoníaco de concentración 0,50 M.

(C.V. Septiembre 2010)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución al 32,0 % en masa, la concentración de NH_3 expresada como molaridad es:

$$\frac{32,0 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g NH}_3 \text{ 32,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ g NH}_3 \text{ 32,0 \%}}{1 \text{ kg NH}_3 \text{ 32,0 \%}} \cdot \frac{0,880 \text{ kg NH}_3 \text{ 32,0 \%}}{1 \text{ L NH}_3 \text{ 32,0 \%}} = 16,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) La cantidad de NH_3 que se necesita para preparar la disolución propuesta es:

$$2,0 \text{ L NH}_3 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{0,50 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L NH}_3 \text{ 0,50 M}} \cdot \frac{17,0 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 17 \text{ g NH}_3$$

Como se dispone de disolución concentrada de riqueza 32,0 % en masa:

$$17 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{100 \text{ g NH}_3 \text{ 32,0 \%}}{32,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg NH}_3 \text{ 32,0 \%}}{10^3 \text{ g NH}_3 \text{ 32,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ L NH}_3 \text{ 32,0 \%}}{0,880 \text{ kg NH}_3 \text{ 32,0 \%}} = 0,060 \text{ L NH}_3 \text{ 32,0 \%}$$

26. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , del 20 % de riqueza (en masa) cuya densidad es $1,115 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule el volumen de esta disolución necesario para preparar 250 mL de otra disolución de HNO_3 , de concentración $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

(C.V. Junio 2019)

La cantidad de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución propuesta es:

$$250 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{10^3 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,50 M}}{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,50 M}} \cdot \frac{0,50 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 7,9 \text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de disolución concentrada de riqueza 20 % en masa:

$$7,9 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 20 \%}}{20 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg HNO}_3 \text{ 20 \%}}{10^3 \text{ g HNO}_3 \text{ 20 \%}} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 20 \%}}{1,115 \text{ kg HNO}_3 \text{ 20 \%}} = 0,044 \text{ L HNO}_3 \text{ 20 \%}$$

2. TERMOQUÍMICA Y TERMODINÁMICA

2.1. Calorimetría

En este apartado se incluyen aquellos problemas en los que se trabaja con sistemas aislados, esto es, sistemas que no intercambian ni materia ni energía con los alrededores. En ellos, el calor despendido por diferentes sistemas (cuerpos calientes, reacciones químicas, etc.) se relaciona con el calor sensible que absorbe una cierta sustancia.

1. Una muestra de 45,0 g de un metal se calentó hasta una temperatura de 90,0 °C y se introdujo en un recipiente aislado que contenía 82 g de agua a la temperatura de 23,5 °C. Una vez alcanzado el equilibrio la temperatura del agua fue de 26,25 °C. Calcule la capacidad calorífica específica del metal. (Considere que la capacidad calorífica del recipiente que contiene el agua es prácticamente despreciable).

Dato. Capacidad calorífica específica del agua = 4,184 J·g⁻¹·°C⁻¹.

(U.A. Septiembre 1994)

Considerando que el recipiente es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{metal}} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por el agua para pasar de } 23,5 \text{ a } 26,25 \text{ °C}$$

$$Q_{\text{metal}} = \text{calor cedido por el metal para pasar de } 90,0 \text{ a } 26,25 \text{ °C}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_0) + m_{\text{metal}} C_{\text{metal}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{metal}}) = 0$$

Sustituyendo se obtiene:

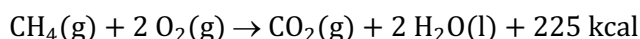
$$C_{\text{metal}} = - \frac{82,0 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (26,25 - 23,5) \text{ °C}}{45,0 \text{ g} \cdot (26,25 - 90,0) \text{ °C}} = 0,329 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1}$$

2. ¿Cuántos litros de agua pura ($\rho = 1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$) a 15,0 °C se pueden calentar hasta 95,0 °C aprovechando el 50,0 % del calor producido en la combustión de 200 L de metano medidos a 0 °C y 1 atm de presión.

Datos. Calor de combustión del metano = -225 kcal·mol⁻¹; capacidad calorífica específica del agua líquida = 1,00 cal·g⁻¹·°C⁻¹; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1995)

La ecuación termoquímica ajustada correspondiente a la combustión del CH₄ es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CH₄(g) se queman es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 200 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}} = 8,92 \text{ mol CH}_4$$

El calor desprendido en la combustión de esa cantidad de CH₄ teniendo en cuenta que solo se aprovecha el 50,0 % del calor generado es:

$$8,92 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{-225 \text{ kcal}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{50,0 \text{ kcal (real)}}{100 \text{ kcal (teórico)}} = -1,00 \cdot 10^3 \text{ kcal}$$

Considerando que el recipiente es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{combustión}} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por el agua para pasar de } 15,0 \text{ a } 95,0 \text{ °C}$$

$$Q_{\text{combustión}} = \text{calor cedido por la combustión del metano}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_0) + Q_{\text{combustión}} = 0$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = - \frac{-1,00 \cdot 10^3 \text{ kcal}}{1,00 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot (95,0 - 15,0) ^\circ\text{C}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} = 1,25 \cdot 10^4 \text{ g H}_2\text{O}$$

El volumen correspondiente es:

$$1,25 \cdot 10^4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{1,00 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{O}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}} = 12,5 \text{ L H}_2\text{O}$$

3. Conociendo que la energía de ionización del átomo de hidrógeno tiene un valor de $313,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$, ¿cuántos moles de agua líquida podrían aumentar su temperatura en $20,0 ^\circ\text{C}$ con la energía empleada en la ionización de $1,000 \text{ g}$ de átomos de hidrógeno?

Dato. Capacidad calorífica específica del agua líquida = $1,00 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1997)

El calor necesario para la ionización de $1,00 \text{ g}$ de H es:

$$1,000 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \cdot \frac{313,5 \text{ kcal}}{1 \text{ mol H}} = 311,0 \text{ kcal}$$

Considerando que se trata de un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{ionización}} = 0 \quad \text{donde}$$

$Q_{\text{H}_2\text{O}}$ = calor absorbido por el agua para aumentar su temperatura $20,0 ^\circ\text{C}$

$Q_{\text{ionización}}$ = calor empleado en la ionización del hidrógeno

$$n_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} \Delta T + Q_{\text{ionización}} = 0$$

Considerando que la energía empleada en la ionización equivale a una energía desprendida que pueda ser absorbida por el agua para elevar su temperatura, sustituyendo se obtiene:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = - \frac{-311,0 \text{ kcal}}{1,00 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot 20,0 ^\circ\text{C}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} = 1,56 \cdot 10^4 \text{ g H}_2\text{O}$$

El número de moles que corresponde a esa masa es:

$$1,56 \cdot 10^4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 867 \text{ mol H}_2\text{O}$$

4. El calor desprendido en la combustión del etileno gas, C_2H_4 , se utiliza para calentar agua líquida. Calcule:

a) El calor de combustión del etileno gas.

b) El volumen de agua líquida (m^3), inicialmente a $25,0 ^\circ\text{C}$, que se pueden transformar en vapor de agua a 100°C cuando se quema $1,00 \text{ m}^3$ de etileno gas, medido en condiciones normales, si la eficiencia de la reacción es del $70,0 \%$.

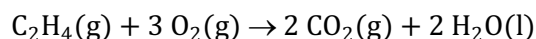
Datos. Entalpías de formación a $25 ^\circ\text{C}$ ($\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CO}_2(\text{g}) = -94,05$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68,32$; $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = 12,50$.

Entalpía de vaporización del agua (l) a $100 ^\circ\text{C}$ ($\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$) = $10,50$.

Capacidad calorífica específica del agua (l) = $1,00 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$; densidad del agua = $1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

(U.A. Junio 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ es:



a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) =$$

$$= [2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - [\Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)] =$$

$$= \left(2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-68,32 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + \left(2 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-94,05 \text{ kcal}}{\text{mol CO}_2} \right) - \left(1 \text{ mol C}_2\text{H}_4 \cdot \frac{12,50 \text{ kcal}}{\text{mol C}_2\text{H}_4} \right)$$

Se obtiene, $\Delta_c H^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = -337,2 \text{ kcal mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ se queman es:

$$n = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ m}^3}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 44,6 \text{ mol C}_2\text{H}_4$$

El calor desprendido en la combustión de esa cantidad de C_2H_4 teniendo en cuenta que solo se aprovecha el 70,0 % del calor generado es:

$$44,6 \text{ mol C}_2\text{H}_4 \cdot \frac{-337,2 \text{ kcal}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} \cdot \frac{70,0 \text{ kcal (real)}}{100 \text{ kcal (teórico)}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} = -1,05 \cdot 10^7 \text{ cal}$$

Considerando que el recipiente es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{vaporización}} + Q_{\text{combustión}} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por el agua para pasar de } 25,0 \text{ a } 100 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{vaporización}} = \text{calor absorbido por el agua para vaporizarse a } 100 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{combustión}} = \text{calor cedido por la combustión del etileno}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua}}) + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \Delta_{\text{vaporización}} H + Q_{\text{combustión}} = 0$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = - \frac{-1,05 \cdot 10^7 \text{ cal}}{1,00 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot (100 - 25,0) \text{ }^\circ\text{C} + 10,50 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,0 \text{ g}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}}} = 1,59 \cdot 10^4 \text{ g H}_2\text{O}$$

El volumen correspondiente es:

$$1,59 \cdot 10^4 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}}{1,00 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}}{10^6 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} = 0,0159 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}$$

5. Calcule la temperatura resultante cuando se mezclan:

a) 150 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ con 300 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a $50,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

b) 150 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ con 300 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a $50,0 \text{ }^\circ\text{C}$, siendo el estado final de la mezcla $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Datos. $C_p \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$; $\Delta_{\text{fusión}} H^\circ (\text{H}_2\text{O}(\text{s}), 0 \text{ }^\circ\text{C}, 1 \text{ atm}) = 334 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$.

(U.A. Junio 2002)

a) Considerando que la mezcla tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}(\text{fría})} + Q_{\text{H}_2\text{O}(\text{caliente})} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}(\text{fría})} = \text{calor absorbido por el agua para pasar de } 0 \text{ }^\circ\text{C a } T_{\text{eq}}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}(\text{caliente})} = \text{calor cedido por el agua para pasar de } 50,0 \text{ }^\circ\text{C a } T_{\text{eq}}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{fría}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{fría}}) + m_{\text{caliente}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{caliente}}) = 0$$

$$150 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot (T_{\text{eq}} - 0) \text{ }^\circ\text{C} + 300 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot (T_{\text{eq}} - 50,0) \text{ }^\circ\text{C} = 0$$

Se obtiene, $T_{\text{eq}} = 33,3 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

b) Considerando que la mezcla tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor y que al final la mezcla queda en estado líquido, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{fusión}} + Q_{\text{H}_2\text{O (fría)}} + Q_{\text{H}_2\text{O (caliente)}} = 0 \quad \text{donde}$$

$Q_{\text{fusión}}$ = calor absorbido por el agua sólida a $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ para fundirse

$Q_{\text{H}_2\text{O (fría)}}$ = calor absorbido por el agua para pasar de $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ a T_{eq}

$Q_{\text{H}_2\text{O (caliente)}}$ = calor cedido por el agua para pasar de $50,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ a T_{eq}

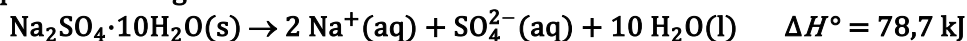
Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{fría}} \Delta_{\text{fusión}}H + m_{\text{fría}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{fría}}) + m_{\text{caliente}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{caliente}}) = 0$$

$$150 \text{ g} \cdot 334 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} + 150 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1} \cdot (T_{\text{eq}} - 0) \text{ }^{\circ}\text{C} + 300 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1} \cdot (T_{\text{eq}} - 50,0) \text{ }^{\circ}\text{C} = 0$$

Se obtiene, $T_{\text{eq}} = 6,70 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

6. En un modelo de calentador solar, no muy utilizado en la actualidad, la energía del sol se utiliza para producir la siguiente reacción endotérmica:



Si se invierte la reacción anterior, el calor desprendido se puede utilizar para calentar el agua líquida de un tanque de almacenamiento. Calcule:

- El calor desprendido si se utiliza 1,00 kg de sulfato de sodio decahidrato.
- El volumen de agua que se puede calentar desde $25,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $65,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ con el calor del apartado a).
- Los moles de sulfato de sodio decahidrato necesarios para calentar $19,0 \text{ m}^3$ de agua del tanque de almacenamiento desde $25,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ hasta $65,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Si se utilizara propano gaseoso, C_3H_8 , como combustible para calentar el agua del apartado c) ¿Cuántos m^3 de este gas, medidos en condiciones normales de presión y temperatura, se necesitarían?

Datos. Entalpía de combustión del $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -2.200 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; capacidad calorífica específica del $\text{H}_2\text{O} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$; densidad del $\text{H}_2\text{O} = 1.000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

(U.A. Septiembre 2002)

a) El calor desprendido a partir de 1,00 kg de sal hidratada es:

$$1,00 \text{ kg Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ kg Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{322,1 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 3,10 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

$$3,10 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{-78,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = -2,44 \cdot 10^5 \text{ J}$$

Obsérvese que se ha cambiado el signo de ΔH° ya que se ha invertido el sentido del proceso.

b) Considerando que la mezcla tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{cristalización}} = 0 \quad \text{donde}$$

$Q_{\text{H}_2\text{O}}$ = calor absorbido por el agua para pasar de $25,0$ a $65,0 \text{ }^{\circ}\text{C}$

$Q_{\text{cristalización}}$ = calor cedido por la cristalización de la sustancia

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_0) + Q_{\text{cristalización}} = 0$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = -\frac{-2,44 \cdot 10^5 \text{ J}}{4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (65,0 - 25,0) \text{ °C}} = 1,46 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O}$$

El volumen correspondiente es:

$$1,46 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}}{1.000 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}} = 1,46 \text{ L H}_2\text{O}$$

c) Considerando que la mezcla tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{cristalización}} = 0 \quad \text{donde}$$

$Q_{\text{H}_2\text{O}}$ = calor absorbido por el agua para pasar de 25,0 a 65,0 °C

$Q_{\text{cristalización}}$ = calor cedido por la cristalización de la sustancia

La cantidad de H_2O a calentar es:

$$19,0 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O} \cdot \frac{1.000 \text{ kg H}_2\text{O}}{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 1,90 \cdot 10^7 \text{ g H}_2\text{O}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_0) + n_{\text{cristal}} \Delta H^\circ = 0$$

$$n_{\text{cristal}} = -\frac{1,90 \cdot 10^7 \text{ g H}_2\text{O} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \cdot (65,0 - 25,0) \text{ °C}}{-78,7 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 4,04 \cdot 10^4 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

d) El calor necesario para calentar el agua del apartado anterior es:

$$4,04 \cdot 10^4 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{-78,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = -3,18 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

Relacionando este valor con la entalpía de combustión del C_3H_8 :

$$-3,18 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{-2.200 \text{ kJ}} = 1,45 \cdot 10^3 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{1,45 \cdot 10^3 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ C}_3\text{H}_8}{10^3 \text{ L C}_3\text{H}_8} = 32,5 \text{ m}^3 \text{ C}_3\text{H}_8$$

7. El calor de combustión del etano gaseoso, C_2H_6 , es $-1.560 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Suponiendo que el 60,0 % del calor de la combustión del gas es utilizable, calcule:

a) Cuántos litros de etano, medido en condiciones normales, se deben quemar para obtener el calor suficiente para calentar 50,0 kg de agua líquida desde 10,0 °C a 100 °C.

b) Cuántos litros de etano, medido en condiciones normales, se deben quemar para obtener el calor suficiente para convertir 50,0 kg de agua líquida a 10,0 °C en vapor de agua a 100 °C.

Datos. Entalpía de vaporización del agua (l) a 100 °C y 1 atm = $40,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; capacidad calorífica específica del agua (l) = $4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1}$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 2003)

a) Considerando que el recipiente es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{combustión}} = 0 \quad \text{donde}$$

$Q_{\text{H}_2\text{O}}$ = calor absorbido por el agua para pasar de 10,0 a 100 °C

$Q_{\text{combustión}}$ = calor cedido por la combustión del etano

Teniendo en cuenta que solo se aprovecha el 60,0 % del calor desprendido en la combustión del etano:

$$-1.560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot \frac{60,0 \text{ kJ (real)}}{100 \text{ kJ (teórico)}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = -936 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua}}) + n_{\text{C}_2\text{H}_6} \Delta_c H^\circ = 0$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = - \frac{50,0 \text{ kg H}_2\text{O} \cdot 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1} \cdot (100 - 10,0) ^\circ\text{C}}{-936 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 20,1 \text{ mol C}_2\text{H}_6$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{20,1 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 450 \text{ L C}_2\text{H}_6$$

b) Considerando que el recipiente es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{vaporización}} + Q_{\text{combustión}} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por el agua para pasar de } 10,0 \text{ a } 100 ^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{vaporización}} = \text{calor absorbido por el agua para vaporizarse a } 100 ^\circ\text{C}$$

$$Q_{\text{combustión}} = \text{calor cedido por la combustión del etano}$$

Sustituyendo se obtiene:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} C_{\text{H}_2\text{O}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua}}) + \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \Delta_{\text{vaporización}} H + n_{\text{C}_2\text{H}_6} \Delta_c H^\circ = 0$$

$$50,0 \text{ kg H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1} \cdot (100 - 10,0) ^\circ\text{C} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} +$$

$$+ 50,0 \text{ kg H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot 40,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} + n_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot (-936 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = 0$$

Se obtiene, $n_{\text{C}_2\text{H}_6} = 141 \text{ mol C}_2\text{H}_6$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{141 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} = 3,16 \cdot 10^3 \text{ L C}_2\text{H}_6$$

2.2. Entalpía y Ley de Hess

En esta sección se han agrupado los problemas en los que se deben calcular entalpías de reacción a partir de otras entalpías de reacción o de energías de enlace. En algunos casos se requiere aplicar algunos de los conceptos desarrollados en apartados anteriores (concepto de mol, estequiometría, reactivo limitante, etc.). Se han incluido también ejercicios o cuestiones donde ha de hacerse uso de otros conceptos fundamentales de la termodinámica clásica que se abordan más específicamente en la sección siguiente.

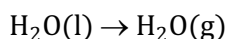
1. A 25 °C, el calor desprendido en la formación de un mol de agua en estado de vapor es de 57,80 kcal, mientras que, si el agua formada está en estado líquido, el calor desprendido en la formación de un mol de agua es de 68,32 kcal. Calcule el calor latente de vaporización o entalpía de vaporización del agua líquida a 25 °C en cal·mol⁻¹ y cal·g⁻¹, justificando el valor obtenido.

(U.A. Junio 1994) (U.A. Junio 1997)

Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la formación del H₂O(g) y H₂O(l) son, respectivamente:



La ecuación correspondiente al proceso de vaporización del H₂O es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = \\ &= 1 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{g}) \cdot \frac{-57,80 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}(\text{g})} - 1 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{l}) \cdot \frac{-68,32 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}(\text{l})} = 10,52 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Cambiando las unidades:

$$10,52 \frac{\text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} = 1,052 \cdot 10^4 \text{ cal mol}^{-1}$$

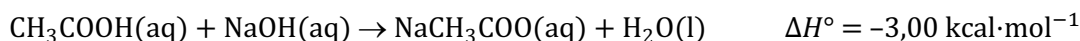
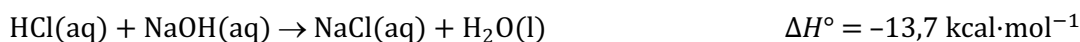
$$10,52 \frac{\text{kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 584 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$$

El valor de esta entalpía es positivo, ya que la vaporización del agua es un proceso en el que se rompen enlaces intermoleculares, por lo que se trata de un proceso endotérmico.

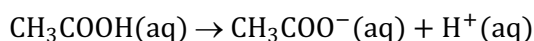
2. El calor desprendido en la reacción de neutralización (entalpía de neutralización) del hidróxido de sodio, NaOH, con ácido clorhídrico, HCl, es 13,7 kcal·mol⁻¹, mientras que el calor desprendido en la reacción de neutralización del ácido acético (ácido débil), CH₃COOH, con hidróxido de sodio es 3,00 kcal·mol⁻¹. Calcule el calor de ionización (entalpía de ionización) del ácido acético. Razone el resultado obtenido.

(U.A. Junio 1995)

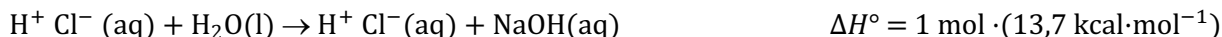
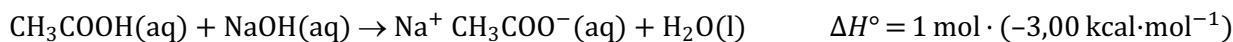
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la neutralización del HCl y CH₃COOH con NaOH son, respectivamente:



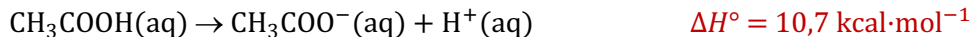
La ecuación química correspondiente a la ionización del CH₃COOH es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) se pueden reescribir las ecuaciones anteriores:

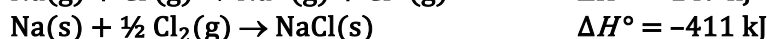
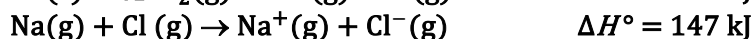
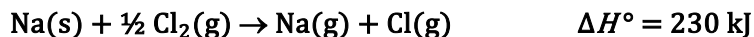


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



Se trata de un **proceso endotérmico** en el que el sistema absorbe calor para la rotura de enlaces O-H del grupo carboxilo del ácido acético.

3. Dadas las reacciones:



Calcule:

a) La variación de entalpía para la reacción $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$.

b) La cantidad de energía intercambiada en forma de calor al formarse 100 g de NaCl (s) según la reacción del apartado a).

c) La entalpía de formación de NaCl(s) expresándola en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$.

d) La energía reticular del compuesto expresándola en $\text{kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dato. 1 cal = 4,184 J.

(C.V. Septiembre 1997) (C.V. Junio 2005)

a) De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:



b) La cantidad de energía liberada al formarse 100 g de NaCl(s) es:

$$100 \text{ g NaCl}(\text{s}) \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}(\text{s})}{58,5 \text{ g NaCl}(\text{s})} \cdot \frac{-788 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NaCl}(\text{s})} = -1,35 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

c) De acuerdo con el concepto de entalpía de formación: *“el calor medido a presión constante, intercambiado en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”*, la tercera ecuación química que aparece en el enunciado es la que corresponde a la entalpía de formación del NaCl(s), que expresada en las unidades requeridas:



$$\frac{-411 \text{ kJ}}{\text{mol NaCl}(\text{s})} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}(\text{s})}{58,5 \text{ g NaCl}(\text{s})} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}} = -7,03 \cdot 10^3 \text{ J g}^{-1}$$

d) La energía reticular se define como: *“la energía desprendida en la formación de un mol de sustancia cristalina a partir de los iones que la integran en estado gaseoso”*, que es la energía asociada a la reacción obtenida en el apartado a), que expresada en las unidades requeridas:

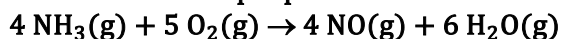


$$\frac{-788 \text{ kJ}}{\text{mol NaCl}(\text{s})} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{4,184 \text{ kJ}} = -188 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4. a) Escriba la reacción de formación del amoníaco gaseoso a partir de sus elementos, explicando qué enlaces se forman y cuáles se rompen en la misma. Calcule:

b) La variación de entalpía para la reacción anterior, expresándola en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ de amoníaco.

c) La variación de entalpía para la oxidación del amoníaco:

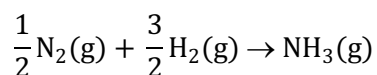


Datos. Energías de enlace ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{N}\equiv\text{N} = 941$; $\text{N}-\text{H} = 389$; $\text{H}-\text{H} = 436$;

Entalpías de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{NO}(\text{g}) = 90,4$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$.

(C.V. Junio 1998)

a) La ecuación química correspondiente a la formación del amoníaco es:



Enlaces formados: **3 mol de enlaces N-H**.

Enlaces rotos: **0,5 mol de enlaces $\text{N}\equiv\text{N}$ y 1,5 mol de enlaces H-H**.

b) La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlace de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_r E_{\text{enlace}} (\text{rotos en reactivos}) - \sum \nu_p E_{\text{enlace}} (\text{formados en productos}) \\ &= [1/2 E_{\text{N}\equiv\text{N}} + 3/2 E_{\text{H}-\text{H}}] - [3 E_{\text{N}-\text{H}}] = \\ &= \left(0,5 \text{ mol N}\equiv\text{N} \cdot \frac{941 \text{ kJ}}{1 \text{ mol N}\equiv\text{N}} \right) + \left(1,5 \text{ mol H-H} \cdot \frac{436 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H-H}} \right) - \left(3 \text{ mol N-H} \cdot \frac{389 \text{ kJ}}{1 \text{ mol N-H}} \right) \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta H^\circ = -42,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

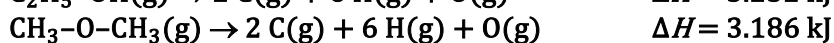
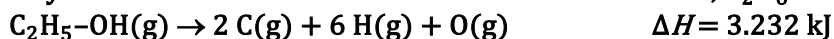
c) La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Para la reacción de oxidación del NH_3 :

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [6 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{NO})] - 4 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3) = \\ &= 6 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 4 \text{ mol NO} \cdot \frac{90,4 \text{ kJ}}{\text{mol NO}} - 4 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{-42,5 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3} = -919 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

5. El etanol y el dimetil éter tienen la misma fórmula molecular, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Sabiendo que:



Indique cuál, entre las siguientes, es la mejor explicación de la diferencia entre las entalpías de las citadas reacciones. Además, justifique la elección indicando por qué se descarta el resto.

a) El dimetil éter es más volátil que el etanol.

b) Los átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno se encuentran enlazados de distinta manera en los dos compuestos.

c) Un mol de etanol pesa más que un mol de dimetil éter.

d) La reacción de formación del dimetil éter es más exotérmica que la del etanol.

(C.V. Junio 1998)

a) *El dimetil éter es más volátil que el etanol.*

La volatilidad de una sustancia está relacionada con la rotura de enlaces intermoleculares para cambiar de estado y no con la rotura de enlaces intramoleculares para dejar átomos libres. En este caso, el dimetiléter, $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3(\text{l})$, es más volátil ya que las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{OH}(\text{l})$, son más intensas que las que existen entre las moléculas de dimetiléter que, por lo tanto, pueden romperse con más facilidad para dar lugar a la formación de $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3(\text{g})$.

La propuesta es **falsa**.

b) Los átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno se encuentran enlazados de distinta manera en los dos compuestos.

La entalpía de una reacción puede calcularse, de forma aproximada, a partir de las energías de enlace, como se observa, las entalpías de reacción son diferentes, por lo tanto, los átomos se encuentran unidos de distinta manera. De hecho, en la reacción del etanol se rompen 1 enlace C-C, 5 enlaces C-H, 1 enlace C-O y 1 enlace O-H por cada molécula de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH}$, mientras que en la reacción del dimetil éter se rompen 6 enlaces C-H y 2 enlaces C-O por cada molécula de $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.

La propuesta es **verdadera**.

c) Un mol de etanol pesa más que un mol de dimetil éter.

La masa molar no tiene nada que ver con la variación de entalpía asociada a una reacción química. Por otro lado, puesto que ambos tienen la misma fórmula molecular, es evidente que tienen la misma masa molar.

La propuesta es **falsa**.

d) La reacción de formación del dimetil éter es más exotérmica que la del etanol.

Las reacciones inversas a las escritas en el enunciado no corresponden a procesos de formación, ya que estos requieren que los productos se formen a partir de elementos en su forma más estable en condiciones estándar. La forma más estable del carbono es C(grafito), del hidrógeno es $\text{H}_2(\text{g})$ y del oxígeno es $\text{O}_2(\text{g})$, mientras que aquí todos los elementos se encuentran en forma atómica en fase gaseosa que no constituye la forma más estable de un elemento en condiciones estándar.

La propuesta es **falsa**.

6. Durante la década de los cuarenta y debido a la escasez de gasolina, se utilizó como combustible para automóviles el monóxido de carbono obtenido a partir del carbón en los "gasógenos". Sabiendo que la combustión del $\text{CO}(\text{g})$ para dar $\text{CO}_2(\text{g})$ tiene una variación de entalpía de $-283 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ a 25°C , calcule:

a) La variación de entalpía en la formación del monóxido de carbono.

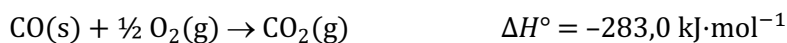
b) ¿Qué cantidad de calor que podría obtener al quemar 100 m^3 de CO medidos a 25°C y 750 mmHg ?

c) ¿Qué volumen ocuparía el $\text{O}_2(\text{g})$ necesario para la combustión del apartado anterior, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura que el CO ?

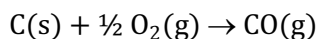
Datos. $\Delta_f H^\circ \text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 1998)

a) A partir de las ecuaciones termoquímicas propuestas:



La ecuación química correspondiente al proceso de formación de $\text{CO}(\text{g})$ es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO(g) se queman es:

$$n = \frac{750 \text{ mmHg} \cdot 100 \text{ m}^3}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 4,03 \cdot 10^3 \text{ mol CO}$$

Relacionando la cantidad de sustancia con la entalpía de combustión:

$$4,03 \cdot 10^3 \text{ mol CO} \cdot \frac{-283,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} = -1,14 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

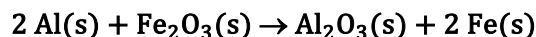
c) Relacionando CO con O₂:

$$4,03 \cdot 10^3 \text{ mol CO} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol CO}} = 2,02 \cdot 10^3 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{2,02 \cdot 10^3 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{750 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 5,01 \cdot 10^4 \text{ L O}_2$$

7. La soldadura aluminotérmica se basa en el calor generado en la reacción:



a) Si se parte de 100 g de cada uno de los reactivos, ¿qué masa de hierro se puede obtener? ¿Cuántos átomos de hierro componen dicha masa?

b) Indique qué especie se oxida y cuál se reduce en la reacción anterior, así como quién es el oxidante y quién es el reductor, justificando la respuesta.

c) Demuestre el carácter exotérmico de la reacción.

Datos. Entalpías de formación (kJ·mol⁻¹) Fe₂O₃(s) = -822; Al₂O₃(s) = -1.670; número de Avogadro, N_A = 6,022·10²³ mol⁻¹.

(C.V. Septiembre 1998)

a) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} = 3,70 \text{ mol Al} \\ 100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 0,627 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{3,70 \text{ mol Al}}{0,627 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 5,90$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra Al, por lo que Fe₂O₃ es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de Fe.

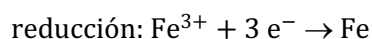
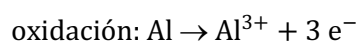
Relacionando Fe₂O₃ con Fe:

$$0,627 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 70,0 \text{ g Fe}$$

El número de átomos de Fe es:

$$0,627 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 7,55 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}$$

b) Las semirreacciones correspondientes al proceso redox que tiene lugar son:



El Al cede electrones y se oxida, por lo tanto, es la especie que se comporta como reductor; mientras que, el Fe₂O₃ capta electrones y se reduce, por lo que es la especie que se comporta como oxidante.

c) La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Para la reacción propuesta:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \\ &= 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-1.670 \text{ kJ}}{\text{mol Al}_2\text{O}_3} - 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-822 \text{ kJ}}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} = -848 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

El signo negativo de la entalpía de la reacción indica que se trata de un **proceso exotérmico** en el que se desprende calor.

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del Fe(s) y Al(s) ya que, por convenio, su valor es cero.

8. Analice justificadamente la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- a) En algunas reacciones el calor de reacción a presión constante es igual a la variación de energía interna.
 b) La condensación es un proceso endotérmico.
 c) Las entalpías de formación pueden ser positivas o negativas.

(C.V. Junio 1999)

a) En algunas reacciones el calor de reacción a presión constante es igual a la variación de energía interna.

El calor medido a presión constante es igual a la variación de entalpía, ΔH , y la relación entre esta y la variación de energía interna, ΔU , viene dada por la siguiente expresión:

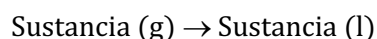
$$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT \quad \text{donde} \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

Para que se cumpla que $\Delta H = \Delta U$ es preciso que $\Delta n = 0$.

La propuesta es **verdadera**.

b) La condensación es un proceso endotérmico.

La condensación es un proceso de cambio de estado tal que:



En este proceso se forman enlaces intermoleculares entre las partículas (átomos, iones o moléculas) que forman la sustancia; y como siempre que se forman enlaces se desprende energía, el proceso en cuestión es exotérmico.

La propuesta es **falsa**.

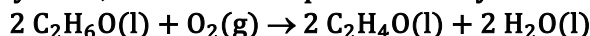
c) Las entalpías de formación pueden ser positivas o negativas.

La entalpía de formación de una sustancia se define como el calor medido a presión constante asociado al proceso de formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar.

En este proceso se rompen enlaces en los reactivos y se forman enlaces en los productos, de manera que realizando un balance de energía en el sistema, al final es posible que exista una absorción o un desprendimiento neto de calor.

La propuesta es **verdadera**.

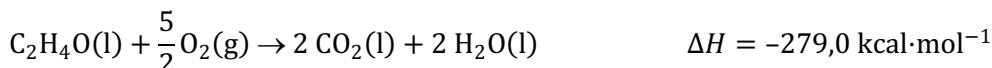
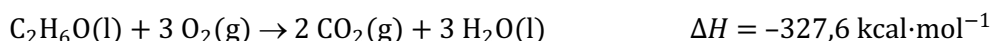
9. a) Las entalpías de combustión de los compuestos líquidos C_2H_6O y C_2H_4O son respectivamente $-327,6$ y $-279,0$ $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$. Aplicando la ley de Hess, calcule la variación de entalpía para la reacción:



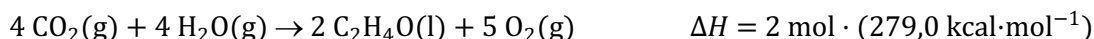
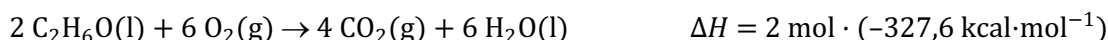
b) Escriba la fórmula desarrollada y el nombre sistemático de al menos un compuesto que corresponda a cada una de las fórmulas empíricas C_2H_6O y C_2H_4O . Indique el nombre de la función orgánica presente en cada compuesto.

(C.V. Septiembre 1999)

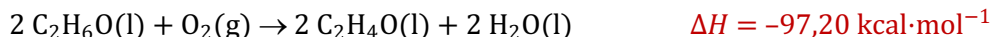
a) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a las combustiones de C_2H_6O y C_2H_4O son, respectivamente:



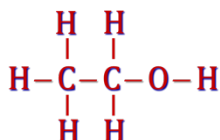
De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

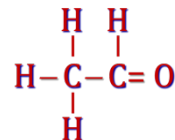


b) Una fórmula desarrollada para el C_2H_6O :



Se trata del **etanol** un alcohol que contiene el **grupo hidroxilo, -OH**.

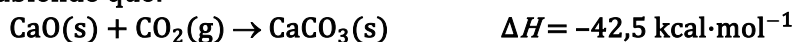
Una fórmula desarrollada para el C_2H_4O :



Se trata del **etanal** un aldehído que contiene el **grupo carbonilo, C=O**.

Obsérvese que para obtener las fórmulas desarrolladas de ambos compuestos se ha tenido en cuenta la reacción propuesta en el apartado a), que pone de manifiesto que, por oxidación de un alcohol primario saturado, $C_nH_{2n+2}O$, se obtiene el correspondiente aldehído.

10. Sabiendo que:



Indique cuál o cuáles de las siguientes mezclas de reactivos liberarán 42,5 kJ según la reacción anterior. Razone la respuesta.

a) 56,0 g de CaO y 44,0 g de CO_2 .

b) 13,44 g de CaO y 10,56 g de CO_2 .

c) 1,344 g de CaO y 1,056 g de CO_2 .

d) 234 g de CaO y 184 g de CO_2 .

e) 13,44 g de CaO y 21,12 g de CO_2 .

Dato. 1 cal = 4,18 J.

(C.V. Septiembre 1999)

a) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 56,0 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} = 1,00 \text{ mol CaO} \\ 44,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 1,00 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,00 \text{ mol CaO}}{1,00 \text{ mol CO}_2} = 1,00$$

Como la relación molar es igual a 1 quiere decir que trata de cantidades estequiométricas, por lo que ambos reactivos se consumen totalmente y cualquiera de ellos determina la cantidad de energía que se desprende.

Relacionando CaO con la entalpía de la reacción:

$$1,00 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-42,5 \text{ kcal}}{1,00 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = -178 \text{ kJ}$$

Al reaccionar 56,0 g de CaO y 44,0 g de CO₂ no se desprende la cantidad de energía requerida.

b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 13,44 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} = 0,240 \text{ mol CaO} \\ 10,56 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,240 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,240 \text{ mol CaO}}{0,240 \text{ mol CO}_2} = 1,00$$

Como la relación molar es igual a 1 quiere decir que trata de cantidades estequiométricas, por lo que ambos reactivos se consumen totalmente y cualquiera de ellos determina la cantidad de energía que se desprende.

Relacionando CaO con la entalpía de la reacción:

$$0,240 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-42,5 \text{ kcal}}{1,00 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = -42,6 \text{ kJ}$$

Al reaccionar 13,44 g de CaO y 10,56 g de CO₂ se desprende la cantidad de energía requerida.

c) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 1,344 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} = 0,0240 \text{ mol CaO} \\ 1,056 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,0240 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,0240 \text{ mol CaO}}{0,0240 \text{ mol CO}_2} = 1,00$$

Como la relación molar es igual a 1 quiere decir que trata de cantidades estequiométricas, por lo que ambos reactivos se consumen totalmente y cualquiera de ellos determina la cantidad de energía que se desprende.

Relacionando CaO con la entalpía de la reacción:

$$0,0240 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-42,5 \text{ kcal}}{1,00 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = -4,26 \text{ kJ}$$

Al reaccionar 1,344 g de CaO y 1,056 g de CO₂ no se desprende la cantidad de energía requerida.

d) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 234 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} = 4,17 \text{ mol CaO} \\ 184 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 4,18 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{4,17 \text{ mol CaO}}{4,18 \text{ mol CO}_2} \approx 1,00$$

Como la relación molar es igual a 1 quiere decir que trata de cantidades estequiométricas, por lo que ambos reactivos se consumen totalmente y cualquiera de ellos determina la cantidad de energía que se desprende.

Relacionando CaO con la entalpía de la reacción:

$$4,17 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-42,5 \text{ kcal}}{1,00 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = -741 \text{ kJ}$$

Al reaccionar 234 g de CaO y 184 g de CO₂ no se desprende la cantidad de energía requerida.

e) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 13,44 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} = 0,240 \text{ mol CaO} \\ 21,12 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,480 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,240 \text{ mol CaO}}{0,480 \text{ mol CO}_2} = 0,500$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir sobra CO₂, por lo que CaO es el reactivo limitante que determina la cantidad de energía que se desprende.

Relacionando CaO con la entalpía de la reacción:

$$0,240 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-42,5 \text{ kcal}}{1,00 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = -42,6 \text{ kJ}$$

Al reaccionar 13,44 g de CaO y 21,12 g de CO₂ se desprende la cantidad de energía requerida.

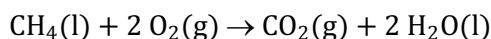
11. Las entalpías de formación en condiciones estándar del H₂O(g), H₂O(l), CO₂(g) y CH₄(g) son respectivamente, -57,80; -68,32; -94,05 y -17,87 kcal·mol⁻¹.

a) Calcule la entalpía de combustión máxima (agua en estado líquido) y la entalpía de combustión mínima (agua en estado vapor) del metano, CH₄.

b) Compare los valores obtenidos en el apartado anterior y justifique la diferencia entre ambos.

(U.A. Junio 2000)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del CH₄ es:



La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

▪ Para la reacción de combustión del CH₄ cuando se forma H₂O(l):

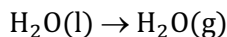
$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) = \\ &= 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-68,32 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-94,05 \text{ kcal}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{-17,87 \text{ kcal}}{\text{mol CH}_4} = -212,8 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

▪ Para la reacción de combustión del CH₄ cuando se forma H₂O(g):

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) = \\ &= 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-57,80 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-94,05 \text{ kcal}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{-17,87 \text{ kcal}}{\text{mol CH}_4} = -191,8 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

En ambos casos, no se tiene en cuenta la entalpía de formación del O₂(g) ya que, por convenio, su valor es cero.

b) Se desprende menos energía cuando en la combustión se produce $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ya que alcanza un producto con mayor contenido energético que cuando se forma $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. En efecto, la diferencia entre ambos valores proporciona la entalpía correspondiente al cambio de estado del H_2O :



▪ Para la reacción vaporización del H_2O :

$$\begin{aligned} \Delta_{\text{vapor}}H^\circ &= \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = \\ &= 1 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{g}) \cdot \frac{-57,80 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}(\text{g})} - 1 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{l}) \cdot \frac{-68,32 \text{ kcal}}{\text{mol H}_2\text{O}(\text{l})} = 10,52 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Este valor coincide con la diferencia entre las entalpías de combustión calculadas anteriormente:

$$\Delta_{\text{vapor}}H^\circ = \frac{-191,8 \text{ kcal}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{g})} - \frac{-212,8 \text{ kcal}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{l})} = -10,50 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

El signo de la entalpía demuestra que se trata de un proceso endotérmico, en el que el sistema absorbe calor que emplea en romper los enlaces intermoleculares de hidrógeno entre las moléculas de agua líquida.

12. a) Escriba la reacción ajustada de hidrogenación del etino (acetileno), C_2H_2 , para obtener eteno (etileno), C_2H_4 , y la reacción de hidrogenación del eteno para obtener etano, C_2H_6 , ambas a 25°C . La entalpía de hidrogenación del etino a eteno es $-174,5 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$, y la de hidrogenación del eteno a etano es $-137,3 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcule:

b) La entalpía de deshidrogenación del etano para obtener etino a 25°C .

c) La entalpía correspondiente a la deshidrogenación de 1,00 g de etano para obtener eteno a 25°C .

(C.V. Junio 2000)

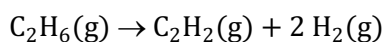
a) Las ecuaciones químicas correspondientes a la hidrogenación del C_2H_2 y C_2H_4 son, respectivamente:



b) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la hidrogenación del C_2H_2 y C_2H_4 son, respectivamente:



La ecuación química correspondiente a la deshidrogenación del etano para dar etino es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



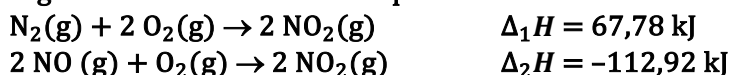
c) La ecuación termoquímica correspondiente a la deshidrogenación del etano para dar eteno es:



Relacionando la entalpía con la cantidad de sustancia:

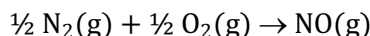
$$1,00 \text{ g C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30,0 \text{ g C}_2\text{H}_6} \cdot \frac{137,3 \text{ kcal}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 4,58 \text{ kcal}$$

13. Calcule la entalpía de formación estándar del monóxido de nitrógeno a presión constante, a partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:

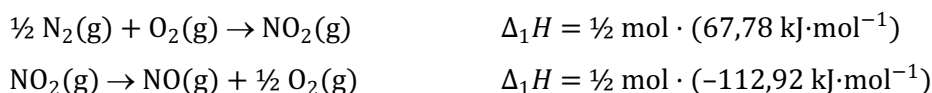


(C.V. Junio 2000)

La ecuación química correspondiente a la formación de NO es:



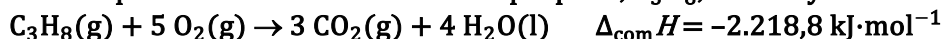
De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



14. Sabiendo que el calor de combustión del propano, C_3H_8 , a 25 °C y 1 atm es:



Calcule:

a) La variación de energía interna.

b) La entalpía de formación estándar del agua líquida.

Datos. Entalpías de formación a 25 °C ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -103,8$; constante de los gases, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2000)

La relación entre ΔH° y ΔU° viene dada por la expresión:

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta n RT \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

El valor de ΔU° es:

$$\Delta U^\circ = -2.218,8 \text{ kJ} - [(3 - 6) \text{ mol} \cdot (8,314 \cdot 10^{-3} \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = -2.211 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) La entalpía de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ puede calcularse a partir de la variación de entalpía de la reacción y de las entalpías de formación de productos y reactivos:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Para la reacción de combustión de 1 mol de C_3H_8 :

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [4 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 3 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) \\ -2.218,8 \text{ kJ} &= 4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 3 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-103,8 \text{ kJ}}{\text{mol C}_3\text{H}_8} \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

15. Las entalpías de combustión del carbono (s), y del benceno (l), C_6H_6 , son, respectivamente, $-393,5$ y $-3.267,0$ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y la entalpía de formación en condiciones estándar del agua líquida es $-285,8$ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

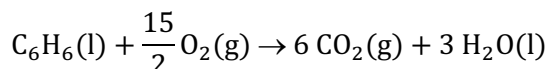
a) Calcule la entalpía de formación del benceno líquido en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ razonando el resultado obtenido.

b) Si la entalpía de formación en condiciones estándar del benceno (g) es $19,82$ $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcule la entalpía de vaporización del benceno. Razone el resultado obtenido.

Dato. 1 $\text{kcal} = 4,184$ kJ .

(U.A. Septiembre 2000)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del $C_6H_6(l)$ es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Teniendo en cuenta que la entalpía de combustión del C(s) es igual a la entalpía de formación del $CO_2(g)$ y aplicado a la combustión de 1 mol de benceno:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= [3 \Delta_f H^\circ(H_2O) + 6 \Delta_f H^\circ(CO_2)] - \Delta_f H^\circ(C_6H_6) \\ -3.267,0 \text{ kJ} &= 3 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O} + 6 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2} - 1 \text{ mol } C_6H_6 \cdot \Delta_f H^\circ(C_6H_6) \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(C_6H_6) = 48,60$ $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

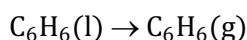
No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

Cambiando las unidades:

$$\frac{48,60 \text{ kJ}}{\text{mol } C_6H_6} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{4,184 \text{ kJ}} = 11,62 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

El signo de la entalpía demuestra que se trata de un **proceso endotérmico**, en el que el sistema absorbe calor.

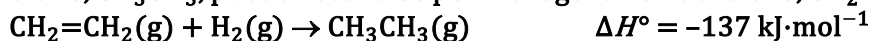
b) La ecuación química correspondiente a la vaporización del $C_6H_6(l)$ es:



$$\begin{aligned} \Delta_{\text{vapor}} H^\circ &= \Delta_f H^\circ(C_6H_6(g)) - \Delta_f H^\circ(C_6H_6(l)) = \\ &= 1 \text{ mol } C_6H_6(g) \cdot \frac{19,82 \text{ kcal}}{\text{mol } C_6H_6(g)} - 1 \text{ mol } C_6H_6(l) \cdot \frac{11,62 \text{ kcal}}{\text{mol } C_6H_6(l)} = 8,200 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

El signo de la entalpía demuestra que se trata de un **proceso endotérmico**, en el que el sistema absorbe calor que emplea en romper los enlaces intermoleculares entre las moléculas de benceno.

16. El etano, CH_3CH_3 , puede obtenerse por hidrogenación del eteno, $CH_2=CH_2$, a partir de la reacción:



a) Calcule la energía del enlace C=C teniendo en cuenta que las energías de los enlaces C-C, H-H y C-H son, respectivamente, 346, 391 y 413 $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) Razone cuáles serían las condiciones de presión y temperatura más adecuadas para obtener un elevado rendimiento en la producción de etano.

(C.V. Junio 2001)

a) En la hidrogenación del eteno para producir etano se forman 6 mol de enlaces C-H y 1 mol de enlaces C-C; mientras que se rompen 4 mol de enlaces C-H, 1 mol de enlaces C=C y 1 mol de enlaces H-H.

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlace de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_r E_{\text{enlace}} (\text{rotos en reactivos}) - \sum \nu_p E_{\text{enlace}} (\text{formados en productos})$$

$$= [6 E_{\text{C-H}} + E_{\text{C-C}}] - [4 E_{\text{C-H}} + E_{\text{H-H}} + E_{\text{C=C}}]$$

Aplicado al proceso de hidrogenación de 1 mol de eteno:

$$-137 \text{ kJ} = \left(2 \text{ mol C-H} \cdot \frac{413 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H-H}} \right) + \left(1 \text{ mol C-C} \cdot \frac{346 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C-C}} \right) -$$

$$- \left(1 \text{ mol H-H} \cdot \frac{391 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H-H}} \right) - (1 \text{ mol C=C} \cdot E_{\text{C=C}})$$

Se obtiene, $E_{\text{C=C}} = 644 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) Considerando que el sistema se encuentra en equilibrio a temperatura constante, **si se aumenta la presión** y de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884) que dice:

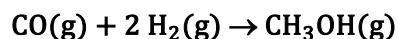
“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”,

el equilibrio se desplaza en el sentido en el que disminuya la presión, es decir, haciendo que descienda el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, por lo que el equilibrio **se desplaza hacia la formación de etano**.

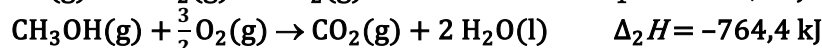
Considerando que el sistema se encuentra en equilibrio a temperatura constante, **si se disminuye la temperatura** y de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que aumente la temperatura, es decir, que se libere calor y como se trata de un proceso exotérmico el equilibrio **se desplaza hacia la formación de etano**.

Las **condiciones idóneas** para la obtención de etano mediante la reacción propuesta son **presiones elevadas y bajas temperaturas**.

17. El metanol, CH₃OH, se obtiene industrialmente a partir del monóxido de carbono e hidrógeno de acuerdo con la reacción:



Teniendo en cuenta las siguientes ecuaciones termoquímicas:



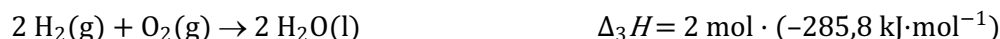
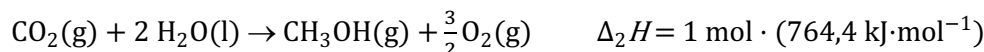
Calcule:

a) El cambio de entalpía para la reacción de obtención de metanol a partir de CO(g) y H₂(g), indicando si absorbe o cede calor.

b) ¿Qué cantidad de energía en forma de calor se absorberá o cederá en la síntesis de 1,00 kg de metanol?

(C.V. Septiembre 2001)

a) De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:



El signo negativo de la entalpía indica que se trata de un **proceso exotérmico en el que se libera calor**.

b) El **calor liberado** en la síntesis de 1,00 kg de CH₃OH es:

$$1,00 \text{ kg CH}_3\text{OH} \cdot \frac{10^3 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{-90,20 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = -2,82 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

18. El ácido acético, CH₃COOH, se obtiene industrialmente por reacción del metanol, CH₃OH, con el monóxido de carbono, CO.

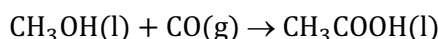
a) Razone si la reacción es exotérmica o endotérmica.

b) Calcule la cantidad de energía intercambiada al hacer reaccionar 50,0 kg de metanol con 30,0 kg de monóxido de carbono, siendo el rendimiento de la reacción del 80,0 %.

Datos. Entalpías de formación (kJ·mol⁻¹): CH₃OH(l) = -238; CH₃COOH(l) = -485; CO (g) = -110.

(C.V. Junio 2002)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención de CH₃COOH es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) - [\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO})] = \\ &= \left(1 \text{ mol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{-485 \text{ kJ}}{\text{mol CH}_3\text{COOH}} \right) - \left(1 \text{ mol CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-238 \text{ kJ}}{\text{mol CH}_3\text{OH}} \right) - \left(1 \text{ mol CO} \cdot \frac{-110 \text{ kJ}}{\text{mol CO}} \right) \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta H^\circ = -137 \text{ kJ mol}^{-1}$.

De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un **proceso exotérmico en el que se libera calor**.

b) Al disponer de cantidades de los dos reactivos es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada uno es:

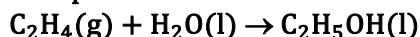
$$\left. \begin{aligned} 50,0 \text{ kg CH}_3\text{OH} \cdot \frac{10^3 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}} &= 1,56 \cdot 10^3 \text{ mol CH}_3\text{OH} \\ 30,0 \text{ kg CO} \cdot \frac{10^3 \text{ g CO}}{1 \text{ kg CO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} &= 1,07 \cdot 10^3 \text{ mol CO} \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{1,56 \cdot 10^3 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{1,07 \cdot 10^3 \text{ mol CO}} = 1,46$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra CH₃OH, por lo que **CO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de calor desprendido en la reacción con un rendimiento del 80,0 %:

$$1,07 \cdot 10^3 \text{ mol CO} \cdot \frac{80,0 \text{ mol CO (real)}}{100 \text{ mol CO (teórico)}} \cdot \frac{-137 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} = -1,17 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

19. Las entalpías de combustión en condiciones estándar, ΔH° , del eteno (g), C₂H₄, y del etanol (l), C₂H₅OH, son -1.411,0 y -1.366,7 kJ·mol⁻¹, respectivamente. Calcule:

a) La entalpía en condiciones estándar de la reacción:

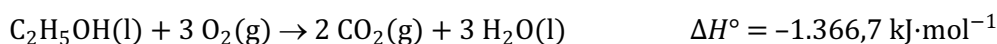
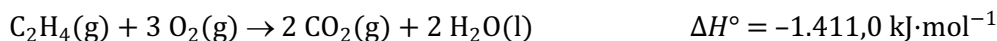


b) Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica.

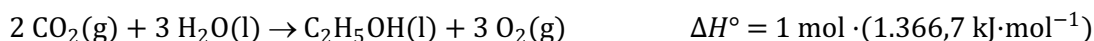
c) La cantidad de energía que es absorbida o cedida al sintetizar 75,0 g de etanol a partir de eteno y agua.

(C.V. Septiembre 2002)

a) Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la combustión de C₂H₄(g) y C₂H₅OH(l) son, respectivamente:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



b) De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un **proceso exotérmico en el que se libera calor**.

c) La cantidad de energía liberada al sintetizar 75,0 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ por medio de este proceso es:

$$75,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{-44,30 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -72,2 \text{ kJ}$$

20. El butano, C_4H_{10} , es un compuesto gaseoso que puede experimentar una reacción de combustión.

a) **Formule la reacción y ajústela estequiométricamente.**

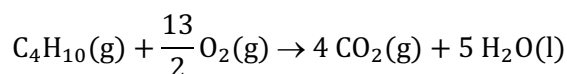
b) **Calcule el calor (en kcal) que puede suministrar una bombona que contiene 4,00 kg de butano.**

c) **Calcule el volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que será necesario para la combustión de todo el butano contenido en la bombona.**

Datos. Entalpías de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) = -125$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -394$; $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2003)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión de $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$ es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [5 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \\ &= 5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-286 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 4 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-394 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{-125 \text{ kJ}}{\text{mol C}_4\text{H}_{10}} = -2,88 \cdot 10^3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) El calor desprendido al quemar 4,00 kg de C_4H_{10} es:

$$4,00 \text{ kg C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{10^3 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ kg C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{-2,88 \cdot 10^3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{4,18 \text{ kJ}} = -4,75 \cdot 10^4 \text{ kcal}$$

c) Relacionando C_4H_{10} con O_2 :

$$4,00 \text{ kg C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{10^3 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ kg C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 448 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{448 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,00 \cdot 10^4 \text{ L O}_2$$

21. El óxido de calcio, CaO, se transforma en hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, tras reaccionar con agua. Calcule:

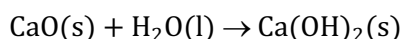
a) El cambio de entalpía molar, en condiciones estándar, de la reacción anterior. Indique si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica.

b) La cantidad de energía en forma de calor que es absorbida o cedida cuando 0,25 g de óxido de calcio se disuelven en agua.

Datos. $\Delta_f H^\circ$ (kJ·mol⁻¹): CaO(s) = -634,3; Ca(OH)₂(s) = -986,2; H₂O(l) = -285,8.

(C.V. Septiembre 2003)

a) La ecuación química correspondiente a la transformación de CaO en Ca(OH)₂ es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

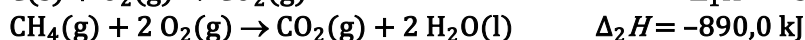
$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{Ca(OH)}_2) - [\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CaO})] = \\ &= 1 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{-986,2 \text{ kJ}}{\text{mol Ca(OH)}_2} - 1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} - 1 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-634,3 \text{ kJ}}{\text{mol CaO}} = -66,10 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un proceso exotérmico en el que se libera calor.

b) El calor desprendido al reaccionar 0,25 g de CaO es:

$$0,25 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{-66,10 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} = -0,29 \text{ kJ}$$

22. Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcule:

a) La variación de entalpía en la reacción de formación del metano.

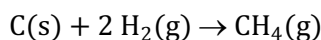
b) Calcule los litros de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y 1 atm, que se producen al quemar 100 g de metano.

c) La cantidad de calor que se intercambia al quemar los 100 g de metano.

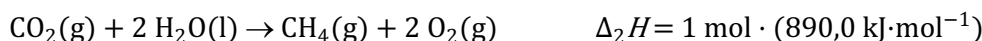
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2004)

a) La ecuación química correspondiente a la formación del CH₄(g) es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:



b) Relacionando CH₄ con CO₂:

$$100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 6,25 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{6,25 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 153 \text{ L CO}_2$$

c) El **calor liberado** en la combustión de 100 g de CH₄ es:

$$100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{-890,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_4} = -5,56 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

23. Bajo ciertas condiciones el cloruro de amonio, NH₄Cl, se disocia completamente en amoníaco (g), NH₃, y cloruro de hidrógeno (g), HCl. Calcule:

a) La variación de entalpía de la reacción de descomposición del cloruro de amonio en condiciones estándar, indicando si la reacción absorbe o desprende energía en forma de calor.

b) ¿Qué cantidad de energía en forma de calor absorberá o cederá la descomposición de una muestra de 87,0 g de cloruro de amonio de una pureza del 79,0 %?

c) Si la reacción del apartado anterior se lleva a cabo a 1.000 K en un horno eléctrico de 25,0 L de volumen, ¿cuál será la presión en su interior al finalizar la reacción?

Datos. Entalpías de formación estándar (kJ·mol⁻¹): NH₄Cl(s) = -315,4; NH₃(g) = -46,3; HCl(g) = -92,3;

constante de los gases, R = 0,08206 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

(C.V. Septiembre 2005)

a) La reacción de disociación de NH₄Cl es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [\Delta_f H^\circ(\text{HCl}) + \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3)] - \Delta_f H^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}) = \\ &= 1 \text{ mol HCl} \cdot \frac{-92,3 \text{ kJ}}{\text{mol HCl}} + 1 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{-46,3 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3} - 1 \text{ mol NH}_4\text{Cl} \cdot \frac{-315,4 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_4\text{Cl}} = 177 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

De acuerdo con el signo positivo de la entalpía se trata de un **proceso endotérmico en el que se absorbe calor**.

b) El calor absorbido en la descomposición de la muestra de NH₄Cl es:

$$87,0 \text{ g NH}_4\text{Cl } 79,0 \% \cdot \frac{79,0 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{100 \text{ g NH}_4\text{Cl } 79,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}} \cdot \frac{177 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 227 \text{ kJ}$$

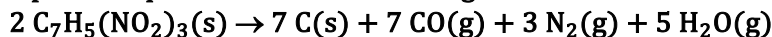
c) Relacionando NH₄Cl con los gases producidos, NH₃ y HCl:

$$87,0 \text{ g NH}_4\text{Cl } 79,0 \% \cdot \frac{79,0 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{100 \text{ g NH}_4\text{Cl } 79,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}} \cdot \frac{2 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 2,57 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejercen los gases en el interior del recipiente es:

$$p = \frac{2,57 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 1.000 \text{ K}}{25,0 \text{ L}} = 8,44 \text{ atm}$$

24. El trinitrotolueno (TNT), $C_7H_5(NO_2)_3$, es un explosivo muy potente que presenta como ventaja frente a la nitroglicerina su mayor estabilidad en caso de impacto. La descomposición explosiva del TNT se puede representar mediante la siguiente ecuación:



a) Calcule el calor producido al "explotar" 2,27 kg de TNT.

b) Calcule el volumen total (en litros) ocupado por los gases liberados en dicha explosión a 500 °C y 740 mmHg.

Datos. Entalpías de formación estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): TNT(s) = -364,1; CO (g) = -110,3; $H_2O(g)$ = -241,6;

constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 2006)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [5 \Delta_f H^\circ(H_2O) + 7 \Delta_f H^\circ(CO)] - \Delta_f H^\circ(\text{TNT}) = \\ &= 5 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-241,6 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O} + 7 \text{ mol } CO \cdot \frac{-110,3 \text{ kJ}}{\text{mol } CO} - 2 \text{ mol TNT} \cdot \frac{-364,1 \text{ kJ}}{\text{mol TNT}} = -1.252 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del C(s) y $N_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor desprendido en la explosión de la muestra de TNT es:

$$2,27 \text{ kg TNT} \cdot \frac{10^3 \text{ g TNT}}{1 \text{ kg TNT}} \cdot \frac{1 \text{ mol TNT}}{227,0 \text{ g TNT}} \cdot \frac{-1.252 \text{ kJ}}{2 \text{ mol TNT}} = -6,26 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

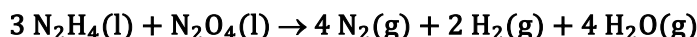
b) Relacionando TNT con los gases producidos, CO, N_2 y H_2O :

$$2,27 \text{ kg TNT} \cdot \frac{10^3 \text{ g TNT}}{1 \text{ kg TNT}} \cdot \frac{1 \text{ mol TNT}}{227,0 \text{ g TNT}} \cdot \frac{15 \text{ mol gas}}{2 \text{ mol TNT}} = 75,0 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los gases es:

$$V = \frac{75,0 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (500 + 273,15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 4,89 \cdot 10^3 \text{ L}$$

25. La mezcla constituida por hidrazina, N_2H_4 , y tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , se utiliza en propulsión de cohetes espaciales, ya que el extraordinario volumen gaseoso generado en la reacción produce el impulso al expeler los gases desde la cámara del cohete. La ecuación química ajustada es la siguiente:



a) Calcule la variación de entalpía estándar, $\Delta_r H^\circ$, para la reacción anterior, indicando si absorbe o cede energía en forma de calor.

b) ¿Qué cantidad de energía en forma de calor se absorberá o se cederá cuando reaccionen 4.500 g de hidrazina con la cantidad adecuada de N_2O_4 ?

c) Si la reacción propuesta se lleva a cabo a 800 °C y 740 mmHg, ¿cuál será el volumen que ocuparían los gases producto de la reacción?

Datos. Entalpías de formación estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $N_2H_4(l)$ = 50,63; $N_2O_4(l)$ = 9,160; $H_2O(g)$ = -241,82;

constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Septiembre 2006)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [4 \Delta_f H^\circ(H_2O)] - \Delta_f H^\circ(N_2O_4) + 3 \Delta_f H^\circ(N_2H_4) = \end{aligned}$$

$$= 4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,82 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} - 1 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{9,160 \text{ kJ}}{\text{mol N}_2\text{O}_4} - 3 \text{ mol N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{50,63 \text{ kJ}}{\text{mol N}_2\text{H}_4} = -1.128 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del $\text{N}_2(\text{s})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero. De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un **proceso exotérmico en el que se desprende calor**.

b) El calor desprendido en la reacción de la muestra de N_2H_4 es:

$$4.500 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{-1.128 \text{ kJ}}{3 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = -5,29 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

c) Relacionando N_2H_4 con los gases producidos, N_2 , H_2 y H_2O :

$$4.500 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{10 \text{ mol gas}}{3 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = 469 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los gases es:

$$V = \frac{469 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (800 + 273,15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 4,24 \cdot 10^4 \text{ L}$$

26. El propano, $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$, es un hidrocarburo que se utiliza habitualmente como combustible gaseoso. En un reactor de 25,0 L de volumen mantenido a una temperatura constante de 150 °C se introducen 17,6 g de propano y 72,0 g de oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$. La reacción de combustión se inicia mediante una chispa eléctrica. Calcule:

a) La cantidad (en gramos) de vapor de agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, obtenida tras finalizar la reacción de combustión del propano.

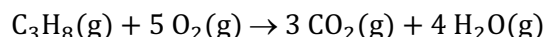
b) La cantidad de energía en forma de calor que se libera como consecuencia de la reacción de combustión anterior.

c) La presión total en el recipiente una vez finalizada la reacción.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -103,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$.

(C.V. Junio 2007)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión de $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ es:



Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 17,6 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8} = 0,400 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \\ 72,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 2,00 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{2,00 \text{ mol O}_2}{0,400 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 5,00$$

Como la relación molar es igual a 5 quiere decir que trata de cantidades estequiométricas, por lo que ambos reactivos se consumen totalmente y cualquiera de ellos determina la cantidad de productos formados y de energía que se desprende.

Relacionando C_3H_8 con H_2O :

$$0,400 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 28,8 \text{ g H}_2\text{O}$$

b) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) =$$

$$\begin{aligned}
 &= [4 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 3 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = \\
 &= 4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 3 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-103,8 \text{ kJ}}{\text{mol C}_3\text{H}_8} = -2.044 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor desprendido al quemar 0,400 mol de C_3H_8 es:

$$0,400 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-2.044 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = -818 \text{ kJ}$$

c) Relacionando C_3H_8 con los gases producidos, CO_2 y H_2O :

$$0,400 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{7 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 2,80 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejercen los gases en el interior del recipiente es:

$$p = \frac{2,80 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (150 + 273,15) \text{ K}}{25,0 \text{ L}} = 3,89 \text{ atm}$$

27. El octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$, es un hidrocarburo líquido de densidad $0,79 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$ y es el componente mayoritario de la gasolina. Teniendo en cuenta las entalpías de formación estándar que se dan al final del enunciado, calcule:

a) La entalpía molar de combustión del octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$, en condiciones estándar.

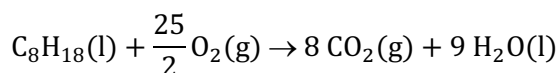
b) Si 1 L de octano cuesta 0,97 €, ¿cuál será el coste del combustible (octano) necesario para producir 10^6 J de energía en forma de calor?

c) ¿Cuál será en volumen de octano que ha de quemarse para fundir 1,00 kg de hielo si la entalpía de fusión del hielo es $6,01 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$?

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -249,9$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$.

(C.V. Septiembre 2007)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión de $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$ es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned}
 \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\
 &= [9 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 8 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \\
 &= 9 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 8 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{-249,9 \text{ kJ}}{\text{mol C}_8\text{H}_{18}} = -5.470 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) Relacionando el calor a producir con C_8H_{18} y su precio:

$$-1,0 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{-5.470 \text{ kJ}} \cdot \frac{114,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ kg C}_8\text{H}_{18}}{10^3 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}}{0,79 \text{ kg C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{0,97 \text{ €}}{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}} = 0,026 \text{ €}$$

c) Suponiendo que el hielo se encuentra a la temperatura de fusión, 0 °C y, considerando que la fusión del mismo se realiza en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{fusión}} + Q_{\text{combustión}} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{fusión}} = \text{calor absorbido por el hielo para fundirse}$$

$$Q_{\text{combustión}} = \text{calor cedido por la combustión del octano}$$

Sustituyendo se obtiene la cantidad de C_8H_{18} que debe quemarse para fundir el hielo:

$$m_{\text{hielo}} \Delta_{\text{fus}} H^\circ + n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} \Delta_c H^\circ = 0$$

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = - \frac{1,00 \text{ kg H}_2\text{O} \cdot 6,01 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{-5.470 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,061 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

El volumen correspondiente es:

$$0,061 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{114,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ kg C}_8\text{H}_{18}}{10^3 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}}{0,79 \text{ kg C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}} = 8,8 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}$$

28. El etanol, CH₃CH₂OH(l), está siendo considerado como un posible sustituto de los combustibles fósiles como el octano, C₈H₁₈(l), componente mayoritario de la gasolina. Teniendo en cuenta que la combustión, tanto del etanol como del octano, da lugar a CO₂(g) y H₂O(l), calcule:

a) La entalpía correspondiente a la combustión de 1 mol de etanol y la correspondiente a la combustión de 1 mol de octano.

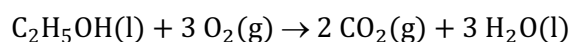
b) La cantidad de energía en forma de calor que se desprenderá al quemarse 1,00 g de etanol y compárela con la que se desprende en la combustión de 1,00 g de octano.

c) La cantidad de energía en forma de calor que se desprende en cada una de las reacciones de combustión (de etanol y octano) por cada mol de CO₂ que se produce.

Datos. Entalpías de formación estándar, Δ_fH° (kJ·mol⁻¹): CH₃CH₂OH(l) = -277,7; C₈H₁₈(l) = -250,1; CO₂(g) = -393,5; H₂O(l) = -285,8.

(C.V. Junio 2008)

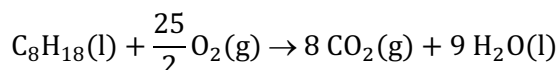
a) La ecuación química correspondiente a la combustión de etanol, C₂H₅OH(l) es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [3 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \\ &= 3 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 2 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{-277,7 \text{ kJ}}{\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -1.367 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

La ecuación química correspondiente a la combustión de octano, C₈H₁₈(l) es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [9 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 8 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \\ &= 9 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 8 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{-251,1 \text{ kJ}}{\text{mol C}_8\text{H}_{18}} = -5.470 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

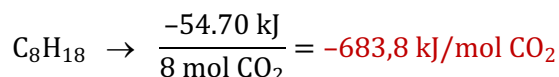
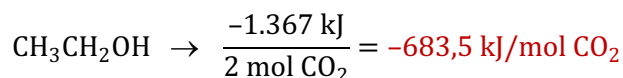
En ambos casos, no se tiene en cuenta la entalpía de formación del O₂(g) ya que, por convenio, su valor es cero.

b) El calor desprendido en la combustión de 1,00 g de cada una de las sustancias propuestas es:

$$1,00 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{-1.367 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = -29,7 \text{ kJ}$$

$$1,00 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{32,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-54.70 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = -48,0 \text{ kJ}$$

c) El calor desprendido en la combustión de cada una de las sustancias propuestas por cada mol de CO₂ que se forma es:



29. En la combustión de 9,200 g de etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$, a 25 °C se desprenden 274,1 kJ, mientras que en la combustión de 8,800 g de etanal, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{l})$, a 25 °C se desprenden 234,5 kJ. En estos procesos de combustión se forman $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ como productos.

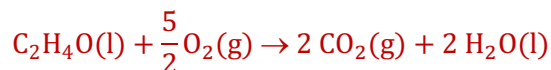
a) Escriba las ecuaciones ajustadas correspondientes a la combustión del etanol y a la del etanal.

b) Calcule el calor desprendido en la combustión de 1 mol de etanol así como en la combustión de 1 mol de etanal.

c) Mediante reacción con oxígeno (g) el etanol (l) se transforma en etanal (l) y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Calcule ΔH° para la transformación de 1 mol de etanol (l) en etanal (l).

(C.V. Septiembre 2008)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$ y etanal, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{l})$, respectivamente, son:

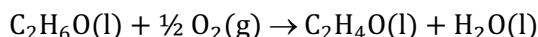


b) Relacionando las energías con las masas de las sustancias propuestas se obtienen las respectivas entalpías de combustión:

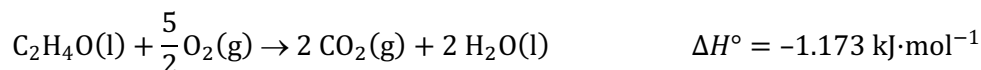
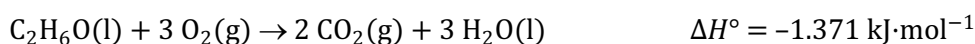
$$\frac{-274,1 \text{ kJ}}{9,200 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{46,00 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} = -1.371 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\frac{-234,5 \text{ kJ}}{8,800 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}} \cdot \frac{44,00 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}} = -1.173 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

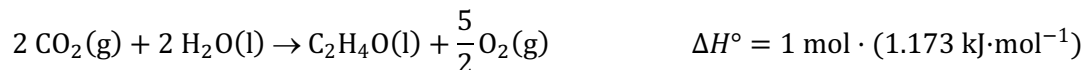
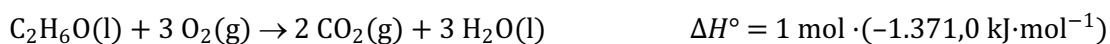
c) La ecuación química correspondiente a la oxidación de etanol a etanal es:



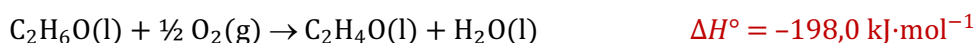
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la combustión de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})$ y $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



30. En 1947 un barco cargado de fertilizante a base de nitrato de amonio, NH_4NO_3 , estalló en Texas City (Texas, USA) al provocarse un incendio. La reacción de descomposición explosiva del nitrato de amonio se puede escribir según:



Calcule:

a) El volumen total, en litros, de los gases formados en la descomposición de 1.000 kg de nitrato de amonio, a la temperatura de 819°C y 740 mmHg .

b) La cantidad de energía en forma de calor que se desprende en la descomposición de 1.000 kg de nitrato de amonio.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$); $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) = -366,0$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,8$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(C.V. Junio 2009)

a) Relacionando NH_4NO_3 con los gases producidos, N_2 , O_2 y H_2O :

$$1.000 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{10^3 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{7 \text{ mol gas}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 4,38 \cdot 10^4 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los gases es:

$$V = \frac{4,38 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (819 + 273,15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 4,03 \cdot 10^6 \text{ L}$$

b) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= 4 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 2 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \\ &= 4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} - 2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{-366,0 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_4\text{NO}_3} = -235,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ y $\text{N}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor desprendido en la descomposición de la cantidad de NH_4NO_3 propuesta es:

$$1.000 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{10^3 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{-235,2 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = -1,47 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

31. La gasolina es una mezcla compleja de hidrocarburos que a efectos prácticos consideraremos que está constituida únicamente por octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$. La combustión de un hidrocarburo produce agua y dióxido de carbono. Se queman completamente $60,0 \text{ L}$ de octano. Calcule:

a) El volumen de aire, en m^3 , que se necesitará, medido a 765 mmHg y 25°C , para llevar a cabo esta combustión.

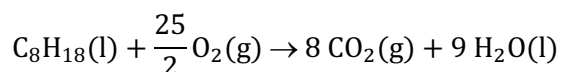
b) La masa de agua, en kg, producida en dicha combustión.

c) El calor que se desprende.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$. El aire contiene un $21,0\%$ en volumen de oxígeno. Densidad del octano = $0,800 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -249,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$.

(C.V. Septiembre 2009)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión de $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$ es:



La cantidad de C_8H_{18} que se quema es:

$$60,0 \text{ L C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{10^3 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{0,800 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mL C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} = 421 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

Considerando que, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la molar. Relacionando C_8H_{18} con O_2 y con aire:

$$421 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{25 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{21,0 \text{ mol } O_2} = 2,51 \cdot 10^4 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{2,51 \cdot 10^4 \text{ mol aire} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{765 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 610 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

b) Relacionando C_8H_{18} con H_2O :

$$421 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{9 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} \cdot \frac{18,0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{1 \text{ kg } H_2O}{10^3 \text{ g } H_2O} = 68,2 \text{ kg } H_2O$$

c) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [9 \Delta_f H^\circ(H_2O) + 8 \Delta_f H^\circ(CO_2)] - \Delta_f H^\circ(C_8H_{18}) = \\ &= 9 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O} + 8 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2} - 1 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{-249,8 \text{ kJ}}{\text{mol } C_8H_{18}} = -5.470 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor desprendido en la combustión de la cantidad de C_8H_{18} propuesta es:

$$421 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{-5.470 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} = -2,30 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

32. La reacción de la hidrazina, N_2H_4 , con el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , se usa en la propulsión de cohetes. La reacción ajustada que tiene lugar es:



a) Calcule la entalpía de formación estándar de la hidrazina.

b) Calcule el volumen total, en litros, de los gases formados al reaccionar 320 g de hidrazina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mmHg.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $H_2O_2(l) = -187,8$; $H_2O(g) = -241,8$.

Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(C.V. Junio 2010)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Aplicado a la combustión de 1 mol de hidrazina:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= 4 \Delta_f H^\circ(H_2O) - [2 \Delta_f H^\circ(H_2O_2) + \Delta_f H^\circ(N_2H_4)] \\ -642,2 \text{ kJ} &= 4 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O} - 2 \text{ mol } H_2O_2 \cdot \frac{-187,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O_2} - 1 \text{ mol } N_2H_4 \cdot \Delta_f H^\circ(N_2H_4) \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(N_2H_4) = 50,60 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $N_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) Relacionando N_2H_4 con los gases producidos, N_2 y H_2O :

$$320 \text{ g } N_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2H_4}{32,0 \text{ g } N_2H_4} \cdot \frac{5 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol } N_2H_4} = 50,0 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los gases es:

$$V = \frac{50,0 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (600 + 273,15) \text{ K}}{650 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 4,19 \cdot 10^3 \text{ L}$$

33. Las mezclas de termita se utilizan en algunas soldaduras debido al carácter fuertemente exotérmico de la siguiente reacción (no ajustada):



a) Ajuste la reacción anterior y calcule la cantidad de energía en forma de calor que se libera al reaccionar 2,00 g de Fe_2O_3 con la cantidad adecuada de Al.

b) ¿Qué cantidad de Al, en gramos, será necesaria que reaccione con la cantidad adecuada de Fe_2O_3 para que se liberen $1,0 \cdot 10^6 \text{ J}$ de energía en forma de calor?

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = -824$; $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1.676$.

(C.V. Septiembre 2010)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de la termita es:



La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Para la reacción propuesta:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \\ &= 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-1.676 \text{ kJ}}{\text{mol Al}_2\text{O}_3} - 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-824 \text{ kJ}}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del $\text{Fe}(\text{s})$ y $\text{Al}(\text{s})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor desprendido al reaccionar la cantidad de Fe_2O_3 propuesta es:

$$2,00 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{-852 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = -10,7 \text{ kJ}$$

b) Relacionando el calor a producir con el Al que se necesita:

$$-1,0 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{-852 \text{ kJ}} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 63 \text{ g Al}$$

34. El metanol se puede obtener a partir de la reacción:



a) Si la entalpía de formación del monóxido de carbono, $\text{CO}(\text{g})$, vale $-110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule la entalpía molar de formación del metanol líquido.

b) Si la entalpía de vaporización del metanol es $32,50 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcule la entalpía de formación del metanol gas.

(C.V. Junio 2011)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

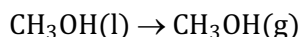
Aplicado a la obtención de 1 mol de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})) - \Delta_f H^\circ(\text{CO}) \\ -642,2 \text{ kJ} &= 1 \text{ mol CH}_3\text{OH}(\text{l}) \cdot \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})) - 1 \text{ mol CO} \cdot \frac{-110,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}} \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})) = -238,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{H}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) La ecuación química correspondiente a la vaporización del metanol es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Aplicado a la vaporización de 1 mol de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$:

$$\Delta H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}))$$

$$32,50 \text{ kJ} = 1 \text{ mol CH}_3\text{OH}(\text{g}) \cdot \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})) - 1 \text{ mol (CH}_3\text{OH}(\text{l})) \cdot \frac{-238,5 \text{ kJ}}{\text{mol (CH}_3\text{OH}(\text{l}))}$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})) = -206,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

35. En una fábrica de cemento se requiere aportar al horno 3.300 kJ por cada kg de cemento producido. La energía se obtiene por la combustión del gas metano, CH_4 , con oxígeno del aire de acuerdo con la reacción no ajustada:



Calcule:

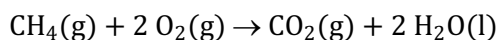
a) La cantidad de gas metano consumido, expresada en kg, para obtener 1.000 kg de cemento.

b) La cantidad de aire, en m^3 , medida a 1 atm y 25°C , necesaria para la combustión completa del metano del apartado anterior.

Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{CH}_4(\text{g}) = -74,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$. El aire contiene un 21,0 % en volumen de oxígeno.

(C.V. Septiembre 2011)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del CH_4 es:



La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) = \\ &= 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{-74,80 \text{ kJ}}{\text{mol CH}_4} = -890,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor necesario para producir la cantidad de cemento propuesta es:

$$1.000 \text{ kg cemento} \cdot \frac{3.300 \text{ kJ}}{1 \text{ kg cemento}} = 3,300 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

La cantidad de CH_4 a quemar para obtener esa cantidad de energía es:

$$-3,300 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{-890,3 \text{ kJ}} \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ kg CH}_4}{10^3 \text{ g CH}_4} = 59,3 \text{ kg CH}_4$$

b) La cantidad de CH_4 que se quema es:

$$59,3 \text{ kg CH}_4 \cdot \frac{10^3 \text{ g CH}_4}{1 \text{ kg CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 3,71 \cdot 10^3 \text{ mol CH}_4$$

Considerando que, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la molar. Relacionando CH_4 con O_2 y con aire:

$$3,71 \cdot 10^3 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{21,0 \text{ mol O}_2} = 3,53 \cdot 10^4 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3,53 \cdot 10^4 \text{ mol aire} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ aire}}{10^3 \text{ L aire}} = 864 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

36. El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación química siguiente:



Calcule:

a) La entalpía de formación de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$.

(C.V. Junio 2012)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

Aplicado a la obtención de 1 mol de glucosa:

$$\Delta H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - [6 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 6 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)]$$

$$3.402,8 \text{ kJ} = 1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - 6 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} - 6 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2}$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -673,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) El calor necesario para obtener la cantidad de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ propuesta es:

$$500 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{3.402,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 9,45 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

37. La combustión de mezclas hidrógeno-oxígeno se utiliza en algunas operaciones industriales cuando es necesario conseguir temperaturas elevadas. Teniendo en cuenta la reacción de combustión del hidrógeno en condiciones estándar,



y la reacción de condensación del agua en condiciones estándar,



Calcule:

a) La entalpía de combustión del hidrógeno cuando se forma vapor de agua:



b) La cantidad de energía en forma de calor que se liberará al quemar 9,00 g de hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, y 9,00 g de oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$, si el producto de la reacción es vapor de agua.

(C.V. Septiembre 2012)

a) De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 9,00 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} = 4,50 \text{ mol H}_2 \\ 9,00 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,281 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{4,50 \text{ mol H}_2}{0,281 \text{ mol O}_2} = 16,0$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que sobra H₂, por lo que O₂ es el reactivo limitante que determina la cantidad de calor que se desprende en la reacción:

$$0,281 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{0,5 \text{ mol O}_2} = -135 \text{ kJ}$$

38. La descomposición de la caliza, CaCO₃(s), en cal viva, CaO(s) y CO₂(g), se realiza en un horno de gas.

a) Escriba la reacción ajustada de la descomposición de la caliza y calcule la cantidad de energía, forma de calor, necesaria para obtener 1.000 kg de cal viva, CaO(s), por descomposición de la cantidad adecuada de CaCO₃(s).

b) Si el calor proporcionado al horno en el apartado anterior proviene de la combustión del butano, C₄H₁₀(g), ¿qué cantidad de butano (en kg) será necesario quemar para obtener los 1.000 kg de cal viva, CaO(s)?

Datos. Entalpías de formación estándar, Δ_fH° (kJ·mol⁻¹): CaCO₃(s) = -1.207; CaO(s) = -635,0; CO₂(g) = -393,5; C₄H₁₀(g) = -125,6; H₂O(l) = -285,8.

(C.V. Junio 2013)

a) La ecuación química correspondiente a la descomposición de la caliza es:



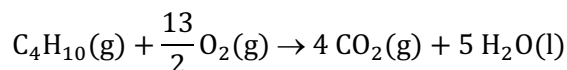
La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + \Delta_f H^\circ(\text{CaO})] - \Delta_f H^\circ(\text{CaCO}_3) = \\ &= 1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} + 1 \text{ mol CaO} \cdot \frac{-635,0 \text{ kJ}}{\text{mol CaO}} - 1 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{-1.207 \text{ kJ}}{\text{mol CaCO}_3} = 178,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

El calor necesario para obtener la cantidad de cal viva propuesta es:

$$1.000 \text{ kg CaO} \cdot \frac{10^3 \text{ g CaO}}{1 \text{ kg CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{178,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} = 3,18 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

b) La ecuación química correspondiente a la combustión de C₄H₁₀(g) es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [5 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \\ &= 5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 4 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{-125,6 \text{ kJ}}{\text{mol C}_4\text{H}_{10}} = -2,877 \cdot 10^3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del O₂(g) ya que, por convenio, su valor es cero.

La cantidad de C_4H_{10} que debe quemarse para conseguir el calor obtenido en el apartado anterior es:

$$-3,18 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{-2,877 \cdot 10^3 \text{ kJ}} \cdot \frac{58,0 \text{ g } C_4H_{10}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{1 \text{ kg } C_4H_{10}}{10^3 \text{ g } C_4H_{10}} = 64,1 \text{ kg } C_4H_{10}$$

39. Dadas las entalpías de combustión del hexano líquido, $C_6H_{14}(l)$, $C(s)$ y $H_2(g)$, calcule:

a) La entalpía de formación del hexano líquido, $C_6H_{14}(l)$.

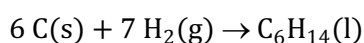
b) El número de moles de $H_2(g)$ consumidos en la formación de una cierta cantidad de $C_6H_{14}(l)$, si en la citada reacción se han liberado 30,0 kJ.

Datos. Entalpías de combustión estándar, $\Delta_c H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $C_6H_{14}(l) = -4.192,0$; $C(s) = -393,5$; $H_2(g) = -285,8$.

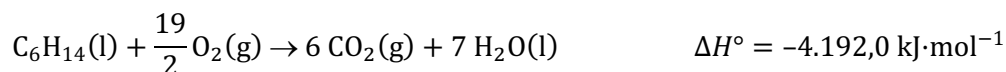
Nota. Considere que en los procesos de combustión donde se forme agua, esta se encuentra en estado líquido.

(C.V. Julio 2013)

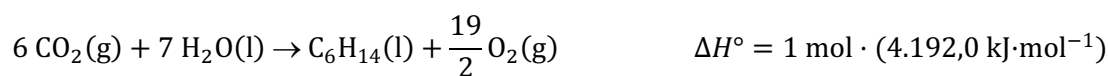
a) La ecuación química correspondiente a la formación de $C_6H_{14}(l)$ es:



Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la combustión de $C_6H_{14}(l)$, $C(s)$ y $H_2(g)$ son, respectivamente:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



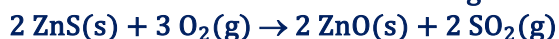
Sumando estas ecuaciones se obtiene:



b) De acuerdo con la reacción anterior, la cantidad de H_2 que debe consumirse para liberar la cantidad de energía propuesta es:

$$-30,0 \text{ kJ} \cdot \frac{7 \text{ mol } H_2}{-169,6 \text{ kJ}} = 1,24 \text{ mol } H_2$$

40. El sulfuro de zinc reacciona con el oxígeno según:



a) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción anterior.

b) Calcule la cantidad de energía en forma de calor que se absorbe o se libera cuando 17,0 g de sulfuro de zinc reaccionan con la cantidad adecuada de oxígeno a presión constante de 1 atm.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $ZnO(s) = -349,3$; $ZnS(s) = -184,1$; $SO_2(g) = -70,90$.

(C.V. Junio 2014)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [2 \Delta_f H^\circ(SO_2) + 2 \Delta_f H^\circ(ZnO)] - 2 \Delta_f H^\circ(ZnS) = \end{aligned}$$

$$= 2 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{-70,90 \text{ kJ}}{\text{mol SO}_2} + 2 \text{ mol ZnO} \cdot \frac{-394,3 \text{ kJ}}{\text{mol ZnO}} - 2 \text{ mol ZnS} \cdot \frac{-184,1 \text{ kJ}}{\text{mol ZnS}} = -562,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) La cantidad de calor que se desprende cuando reacciona la cantidad de ZnS propuesta es:

$$17,0 \text{ g ZnS} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97,5 \text{ g ZnS}} \cdot \frac{-562,2 \text{ kJ}}{2 \text{ mol ZnS}} = -49,0 \text{ kJ}$$

41. La variación de entalpía, en condiciones estándar, para la reacción de combustión de 1 mol de eteno, $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$, es $\Delta H^\circ = -1411,0 \text{ kJ}$, y para la combustión de 1 mol de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, es $\Delta H^\circ = -1.367,0 \text{ kJ}$, formándose en ambos casos agua líquida, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

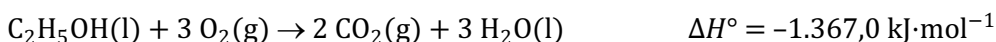
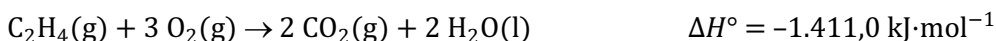
a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcule la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, e indique si la reacción es exotérmica o endotérmica:



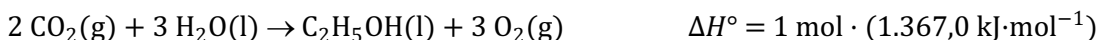
b) Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida al sintetizar 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

(C.V. Julio 2014)

Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la combustión de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ y $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$ son, respectivamente:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un **proceso exotérmico en el que se desprende calor**.

b) La cantidad de calor que se desprende cuando se obtiene la cantidad de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ propuesta es:

$$75,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{-44,00 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -71,7 \text{ kJ}$$

42. En enero de 2015 se produjo un grave accidente al estrellarse un caza F-16 contra otras aeronaves. Estos aviones de combate utilizan hidrazina, N_2H_4 , como combustible para una turbina auxiliar de emergencia que reacciona con dióxígeno según la reacción:



a) Calcule el volumen total de los gases producidos, medido a $650 \text{ }^\circ\text{C}$ y 700 mmHg , cuando se queman completamente 640 g de hidrazina.

b) Calcule la energía liberada en el proceso de combustión de los 640 g de hidrazina.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$: $-241,8$; $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l})$ = $95,4$. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(C.V. Junio 2015)

a) Relacionando N_2H_4 con los gases producidos en la combustión:

$$640 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = 60,0 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los gases es:

$$V = \frac{60,0 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (650 + 273,15) \text{ K}}{700 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 4,93 \cdot 10^3 \text{ L}$$

b) La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= 2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{N}_2\text{H}_4) = \\ &= 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} - 1 \text{ mol N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{95,4 \text{ kJ}}{\text{mol N}_2\text{H}_4} = -388 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, es nulo.

La energía liberada cuando reacciona la cantidad de N_2H_4 propuesta es:

$$640 \text{ g N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{-388 \text{ kJ}}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = -7,76 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

43. Tanto el metanol, CH_3OH , como el etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, han sido propuestos como una alternativa a otros combustibles de origen fósil. A partir de las entalpías de formación estándar que se dan al final del enunciado, calcule:

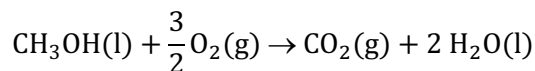
a) Las entalpías molares estándar de combustión del metanol y del etanol.

b) La cantidad de CO_2 (en gramos) que produciría la combustión de cada alcohol para generar $1,00 \cdot 10^6 \text{ kJ}$ de energía en forma de calor.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -277,7$; $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) = -238,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$.

(C.V. Julio 2015)

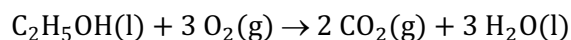
a) La ecuación química correspondiente a la combustión de metanol, $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = \\ &= 2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol CH}_3\text{OH} \cdot \frac{-238,7 \text{ kJ}}{\text{mol CH}_3\text{OH}} = -726,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la combustión de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [3 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \\ &= 3 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 2 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{-277,7 \text{ kJ}}{\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -1.367 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

En ambos casos, no se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) La masa de CO_2 que se emite a la atmósfera para obtener la cantidad de energía propuesta mediante la combustión de cada uno de los alcoholes es:

- En la combustión de metanol, $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$:

$$-1,00 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{-726,4 \text{ kJ}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 6,06 \cdot 10^4 \text{ g CO}_2$$

- En la combustión de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$:

$$-1,00 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{-1.367 \text{ kJ}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 6,44 \cdot 10^4 \text{ g CO}_2$$

44. El gasohol es una mezcla de gasolina (octano, C_8H_{18}) y etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) que se utiliza como combustible para reducir las emisiones de CO_2 . Calcule:

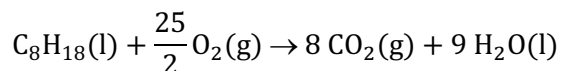
a) Las entalpías molares de combustión del octano y el etanol.

b) La cantidad de energía en forma de calor que se liberará al quemar 1,00 L de una mezcla que contiene 12,5 % (masa) de etanol (siendo el 87,5 % restante octano) si la densidad de la mezcla es $0,757 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Datos. Entalpías de formación estándar, $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -249,9$; $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) = -277,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$.

(C.V. Junio 2016)

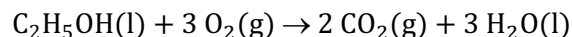
a) La ecuación química correspondiente a la combustión de octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$ es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [9 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 8 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \\ &= 9 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 8 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{-249,9 \text{ kJ}}{\text{mol C}_8\text{H}_{18}} = -5.470 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

- La ecuación química correspondiente a la combustión de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [3 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \\ &= 3 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} + 2 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} - 1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{-277,7 \text{ kJ}}{\text{mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -1.367 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

En ambos casos, no se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

b) Las cantidades de octano, $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$, y de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, contenidas en 1,00 L de gasohol son:

$$1,00 \text{ L gasohol} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ gasohol}}{1,00 \text{ L gasohol}} \cdot \frac{0,757 \text{ g gasohol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ gasohol}} \cdot \frac{87,5 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{100 \text{ g gasohol}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} = 5,81 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

$$1,00 \text{ L gasohol} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ gasohol}}{1,00 \text{ L gasohol}} \cdot \frac{0,757 \text{ g gasohol}}{1 \text{ cm}^3 \text{ gasohol}} \cdot \frac{12,5 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{100 \text{ g gasohol}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2,06 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

La energía desprendida al quemarse las cantidades anteriores es:

$$\left. \begin{array}{l} 5,81 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{-5.470 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = -3,18 \cdot 10^4 \text{ kJ} \\ 2,06 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{-1.367 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -2,82 \cdot 10^3 \text{ kJ} \end{array} \right\} \rightarrow Q = -3,46 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

2.3. Termodinámica

En esta sección se agrupan los problemas y cuestiones referentes a conceptos fundamentales de la Termodinámica clásica (Primer Principio, cálculo del trabajo de expansión y espontaneidad de los procesos).

1. Escriba la expresión matemática del Primer Principio de la Termodinámica indicando el sentido físico de cada término y sus unidades. Explique el significado de dicho Principio.

(C.V. Septiembre 1997)

La expresión matemática del Primer Principio de la Termodinámica es:

$$\Delta U = Q + W$$

▪ Si el sistema modifica su energía interna, ΔU , es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

▪ Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

▪ W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

El significado es que la energía de un sistema aislado se mantiene constante, el Primer Principio de la Termodinámica es una forma de ver el Principio de Conservación de la Energía.

2. Cuando se vaporizan 18 g de agua líquida a 100 °C frente a una presión exterior constante de 1 atm, se realiza un trabajo de expansión. ¿Qué porcentaje del calor empleado en la vaporización del agua líquida se consume en la realización del trabajo de expansión?

Considere el agua como un gas ideal y que el volumen de líquido es despreciable frente al volumen del gas.

Datos. Entalpía de vaporización del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a 100 °C = 9,7 kcal·mol⁻¹; constante de los gases, $R = 1,98 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1998)

La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del agua es:



Considerando el vapor de agua como un gas ideal y que el volumen ocupado por 18 g de H_2O (1 mol) es despreciable comparado con el volumen del gas, el trabajo de expansión asociado al proceso de vaporización viene dado por:

$$W = -p\Delta V = -\Delta nRT$$

donde, Δn es la variación entre el número de moles gaseosos en productos y reactivos, $\Delta n = 1 - 0 = 1$

$$W = -1 \cdot 1,98 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{10^3 \text{ cal}} = -0,74 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En valor absoluto, la relación entre W y $\Delta_{\text{vap}}H$ es:

$$\frac{W}{\Delta_{\text{vap}}H} = \frac{0,74 \text{ kcal mol}^{-1}}{9,7 \text{ kcal mol}^{-1}} \cdot 100 = 7,6 \%$$

3. A una determinada cantidad de moles de un gas ideal que se encuentra temperatura T se le suministra una cierta cantidad de calor. ¿Qué le sucederá a la temperatura del gas?

- Aumentará más si se trabaja a volumen constante.
- Aumentará más si se trabaja a presión constante.
- No variará, tanto si se trabaja a presión como a volumen constante.
- Disminuirá, tanto si se trabaja a presión como a volumen constante.

Razone las respuestas.

(U.A. Septiembre 1998)

a) Aumentará más si se trabaja a volumen constante.

El trabajo de expansión asociado a un proceso viene dado por la expresión:

$$W = -p\Delta V$$

Si se trabaja a V cte, se tiene que $\Delta V = 0$ y, entonces, $W = 0$. Por lo tanto, todo el calor que se suministra al sistema se emplea en aumentar la temperatura del gas, ya que no se produce trabajo de expansión.

La propuesta es **correcta**.

b) Aumentará más si se trabaja a presión constante.

El trabajo de expansión asociado a un proceso viene dado por la expresión:

$$W = -p\Delta V$$

Si se trabaja a p cte, se tiene que $W \neq 0$. Por lo tanto, se realiza trabajo sobre el entorno y se pierde parte de la energía suministrada, que ya no se empleará exclusivamente en aumentar la temperatura del gas.

La propuesta es **falsa**.

c) No variará, tanto si se trabaja a presión como a volumen constante.

De acuerdo con lo expuesto en los apartados a) y b) la propuesta es **falsa**.

d) Disminuirá, tanto si se trabaja a presión como a volumen constante.

De acuerdo con lo expuesto en los apartados a) y b) la propuesta es **falsa**.

4. La vaporización de 1 mol de mercurio a 350 °C y presión constante de 1 atm, absorbe 270 J·g⁻¹ de mercurio vaporizado. Calcule:

- El trabajo de expansión realizado en kJ·mol⁻¹ a presión constante.
- La variación de entalpía experimentada (kJ·mol⁻¹).
- La variación de energía interna experimentada (kJ·mol⁻¹).

Datos. Densidad del mercurio = 13,6 g·cm⁻³; 1 atm = 1,013·10⁵ Pa; constante de los gases, $R = 8,31$ J·mol⁻¹·K⁻¹.

(C.V. Junio 1999)

a) La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del mercurio es:



El trabajo de expansión a presión constante viene dado por la expresión:

$$W = -p\Delta V = -p(V_g - V_l)$$

Considerando comportamiento ideal, los volúmenes moles de Hg(g) y Hg(l) son, respectivamente:

$$V_g = \frac{1 \text{ mol} \cdot (8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (350 + 273,15) \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 5,11 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$V_l = 1 \text{ mol} \cdot \frac{200,6 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{13,6 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = 1,48 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$$

El trabajo de expansión por mol es:

$$W = -1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot (5,11 \cdot 10^{-2} - 1,48 \cdot 10^{-5}) \text{ m}^3 \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -5,17 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) La variación de entalpía molar asociada al proceso de vaporización es:

$$\Delta_{\text{vap}}H = \frac{270 \text{ J}}{\text{g}} \cdot \frac{200,6 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 54,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

c) De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la relación entre ΔU y ΔH viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H + W$$

El valor de la energía interna es:

$$\Delta U = (54,2 - 5,18) = 49,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

5. Explique brevemente y de forma razonada, la validez o falsedad de las siguientes proposiciones:

- Una reacción exotérmica es siempre espontánea.
- La entalpía de formación en condiciones estándar de bromo líquido es cero.
- Si ΔH y ΔS son positivos, ΔG debe disminuir al aumentar la temperatura.
- La fusión es un proceso exotérmico.

(U.A. Septiembre 2001)

La espontaneidad de un proceso depende del valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Este valor proporciona el criterio para decidir si un proceso es o no espontáneo. Así pues, para un proceso espontáneo se cumple que $\Delta G < 0$.

a) Una reacción exotérmica es siempre espontánea.

En proceso exotérmico, $\Delta H < 0$, en el que disminuye el desorden, $\Delta S < 0$, el valor de ΔG depende de cuál de los términos $|\Delta H|$ o $|T\Delta S|$ sea mayor, es decir, depende de cuál sea el valor de T . Si la temperatura es elevada, $|\Delta H| < |T\Delta S|$ y entonces $\Delta G > 0$ y la reacción es no espontánea.

La propuesta es **falsa**.

b) La entalpía de formación en condiciones estándar del bromo líquido es cero.

Por convenio, se asigna entalpía cero a un elemento en su forma más estable en condiciones estándar (estado tipo), que en el caso del elemento bromo corresponde al bromo en estado líquido.

La propuesta es **correcta**.

c) Si ΔH y ΔS son positivos, ΔG debe disminuir al aumentar la temperatura.

Si $|\Delta H| > 0$ y $|T\Delta S| > 0$, cuanto mayor sea el valor de T menor será el valor de ΔG .

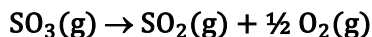
La propuesta es **correcta**.

d) La fusión es un proceso exotérmico.

Para que una sustancia se funda es preciso comunicar energía para que los enlaces intermoleculares que mantienen unidas a sus partículas en el estado sólido (átomos, moléculas o iones) se rompan, por lo que el proceso de fusión es endotérmico.

La propuesta es **falsa**.

6. Considere la reacción de descomposición del trióxido de azufre:



- a) Calcule la variación de entalpía de la reacción e indique si se absorbe o se cede calor.
 b) Si la variación de entropía de la reacción (por mol de SO_3 descompuesto) es $98,40 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, prediga si la reacción espontánea a 25°C y 1 atm.
 c) Calcule la temperatura a la que se alcanza el equilibrio.

Datos. Entalpías de formación estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{SO}_3(\text{g}) = -395,2$; $\text{SO}_2(\text{g}) = -296,1$.

(C.V. Junio 2004)

La variación de entalpía asociada a un proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{SO}_2) - \Delta_f H^\circ(\text{SO}_3) = \\ &= 1 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{-296,1 \text{ kJ}}{\text{mol SO}_2} - 1 \text{ mol SO}_3 \cdot \frac{-395,2 \text{ kJ}}{\text{mol SO}_3} = 99,10 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

De acuerdo con el signo positivo de la entalpía se trata de un **proceso endotérmico en el que se absorbe calor**.

b) La espontaneidad de un proceso depende del valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de la energía de Gibbs a 25°C es:

$$\Delta G^\circ = 99,10 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \left[(25 + 273,15) \text{ K} \cdot (98,40 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3} \right] = 69,76 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como $\Delta G^\circ > 0$ se trata de un **proceso no espontáneo** a 25°C .

c) Considerando que ΔH° y ΔS° son independientes de la temperatura, cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G^\circ = 0$, lo que permite calcular la temperatura del mismo:

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{99,10 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{98,40 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1.007 \text{ K}$$

7. En la siguiente tabla se indican los signos de ΔH y ΔS para cuatro procesos diferentes:

Proceso	I	II	III	IV
ΔH	-	+	-	+
ΔS	+	-	-	+

Razone, en cada caso, si el proceso será o no espontáneo.

(C.V. Septiembre 2004)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

Proceso (I) se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

Es un proceso **espontáneo a cualquier temperatura**, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

Proceso (II) se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S < 0$ disminuye el desorden

Es un proceso **no espontáneo a cualquier temperatura**, ya que, $|\Delta H| - |T\Delta S| > 0$.

Proceso (III) se caracteriza por tener:

- $\Delta H < 0$, se desprende calor (exotérmico)
- $\Delta S < 0$ disminuye el desorden

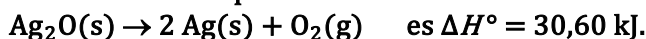
Es un proceso **espontáneo solo a temperatura bajas**, a las que se cumple que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

Proceso (IV) se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

Es un proceso **espontáneo solo a temperatura altas**, a las que se cumple que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

8. La variación de entalpía de la reacción:



Sabiendo que la variación de entropía de esta reacción viene dada por $\Delta S^\circ = 66,04 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$, y suponiendo que ΔH° y ΔS° permanecen constantes con la temperatura, calcule:

- a) La variación de energía de Gibbs a 25 °C, indicando si la reacción será o no espontánea.
- b) La temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

(C.V. Junio 2005)

a) La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 & \text{proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 & \text{proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de la energía de Gibbs a 25 °C es:

$$\Delta G^\circ = 30,60 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \left[(25 + 273,15) \text{ K} \cdot (66,04 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right] = 10,91 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como $\Delta G^\circ > 0$ se trata de un **proceso no espontáneo** a 25 °C.

b) Considerando que ΔH° y ΔS° son independientes de la temperatura, cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G^\circ = 0$, lo que permite calcular la temperatura del mismo:

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{30,60 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 10^3 \text{ J}}{66,04 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 1 \text{ kJ}} = 463,4 \text{ K}$$

Para valores de $T > 463,4 \text{ K}$ se obtiene un valor de $\Delta G < 0$, por lo que **la reacción se vuelve espontánea**.

9. La vaporización de un compuesto A puede expresarse por la ecuación:



Teniendo en cuenta que para el proceso anterior se tiene $\Delta H^\circ = 38,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta S^\circ = 112,9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

- a) Indique si el proceso de vaporización de A es espontáneo a 25 °C.
- b) Calcule la temperatura a la cual A(l) se encuentra en equilibrio con A(g).

(C.V. Septiembre 2006)

a) La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \Delta G > 0 & \text{proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 & \text{proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de la energía de Gibbs a 25 °C es:

$$\Delta G^\circ = 38,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \left[(25 + 273,15) \text{ K} \cdot (112,9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right] = 4,34 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como $\Delta G^\circ > 0$ se trata de un **proceso no espontáneo** a 25 °C.

b) Considerando que ΔH° y ΔS° son independientes de la temperatura, cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G^\circ = 0$, lo que permite calcular la temperatura del mismo:

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{38,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{112,9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 337 \text{ K}$$

10. Considere la siguiente reacción ajustada de descomposición del carbonato de calcio:



Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La reacción es espontánea a cualquier temperatura.
- La reacción es solo espontánea a bajas temperaturas.
- La variación de entropía se opone a la espontaneidad de la reacción.
- La reacción será espontánea a altas temperaturas.

(C.V. Septiembre 2010)

a) La reacción es espontánea a cualquier temperatura.

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow \begin{cases} \Delta G > 0 & \text{proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 & \text{proceso espontáneo} \end{cases}$$

Se trata de un proceso que se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

Es un proceso **espontáneo solo a temperatura altas**, a las que se cumple que $|\Delta H| - |T\Delta S| < 0$.

La propuesta es **falsa**.

b) La reacción es solo espontánea a bajas temperaturas.

De acuerdo con lo justificado en el apartado a), la propuesta es **falsa**.

c) La variación de entropía se opone a la espontaneidad de la reacción.

Se trata de una reacción en la que aumenta el desorden, $\Delta S > 0$, lo que favorece la espontaneidad de la misma.

La propuesta es **falsa**.

d) La reacción será espontánea a altas temperaturas.

De acuerdo con lo justificado en el apartado a), la propuesta es **verdadera**.

11. ¿Cuál de los siguientes procesos es siempre espontáneo y cuál no lo será nunca? Justifique la respuesta.

Proceso	ΔH	ΔS
1	$\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$
2	$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$
3	$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$
4	$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$

(C.V. Junio 2011)

Este problema se encuentra respondido en el problema 7 de esta misma sección propuesto en Septiembre 2004.

12. ¿Por encima de qué temperatura será espontánea una reacción con $\Delta H = 98 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 125 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$? Justifique la respuesta.

(C.V. Junio 2011)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow \begin{cases} \Delta G > 0 & \text{proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 & \text{proceso espontáneo} \end{cases}$$

El valor de la energía de Gibbs a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ es:

$$\Delta G^\circ = 98,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \left[(25 + 273,15) \text{ K} \cdot (125 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right] = 60,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como $\Delta G^\circ > 0$ se trata de un **proceso no espontáneo** a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

b) Considerando que ΔH° y ΔS° son independientes de la temperatura, cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G^\circ = 0$, lo que permite calcular la temperatura del mismo:

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{98,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}}{125 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 784 \text{ K}$$

Para valores de $T > 784 \text{ K}$ se obtiene un valor de $\Delta G < 0$, por lo que **la reacción se vuelve espontánea**.

13. Para una cierta reacción química, $\Delta H^\circ = 10,2 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = 45,8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$. Indique razonadamente si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- Se trata de una reacción espontánea porque aumenta la entropía.
- Se trata de una reacción que libera energía en forma de calor.
- Es una reacción en la que los productos están más ordenados que los reactivos.
- A $25 \text{ }^\circ\text{C}$ la reacción no es espontánea.

(C.V. Junio 2013)

a) Se trata de una reacción espontánea porque aumenta la entropía.

Se trata de una reacción en la que aumenta el desorden, $\Delta S > 0$, lo que favorece su espontaneidad.

La propuesta es **verdadera**.

b) Se trata de una reacción que libera energía en forma de calor.

El signo positivo de la entalpía indica que se trata de un proceso endotérmico en el que se absorbe calor.

La propuesta es **falsa**.

c) Es una reacción en la que los productos están más ordenados que los reactivos.

El signo positivo de la entropía indica que se trata de un proceso en el que aumenta el desorden, por lo que los productos están más desordenados que los reactivos.

La propuesta es **falsa**.

d) A $25 \text{ }^\circ\text{C}$ la reacción no es espontánea.

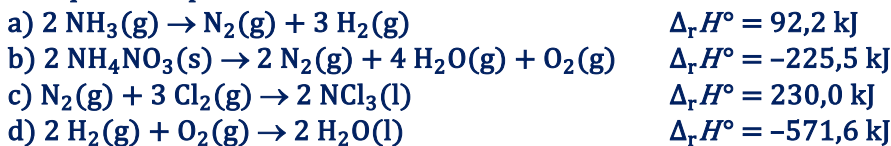
El valor de la energía de Gibbs a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ es:

$$\Delta G^\circ = 10,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} - \left[(25 + 273,15) \text{ K} \cdot (45,8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}) \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right] = -3,45 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Como $\Delta G^\circ < 0$ se trata de un proceso espontáneo a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

La propuesta es **falsa**.

14. Para cada una de las siguientes reacciones, justifique si será espontánea a baja temperatura, si será espontánea a alta temperatura, espontánea a cualquier temperatura o no será espontánea para cualquier temperatura.



(C.V. Julio 2013)

La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow \begin{cases} \Delta G > 0 \text{ proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 \text{ proceso espontáneo} \end{cases}$$

a) La reacción:



es un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ > 0$ (reacción endotérmica)
- $\Delta S^\circ > 0$ (aumenta el desorden, ya que hay más gases en los productos que en los reactivos)

por lo que, a **temperaturas elevadas**, $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción es **espontánea**.

b) La reacción:



es un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ < 0$ (reacción exotérmica)
- $\Delta S^\circ > 0$ (aumenta el desorden, ya que solo hay gases en los productos)

por lo que siempre, $\Delta G^\circ < 0$. Se trata de una reacción que es **espontánea a cualquier temperatura**.

c) La reacción:



es un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ > 0$ (reacción endotérmica)
- $\Delta S^\circ < 0$ (disminuye el desorden, ya que hay menos gases en los productos que en los reactivos)

por lo que siempre, $\Delta G^\circ > 0$. Se trata de una reacción que es **no espontánea a cualquier temperatura**.

d) La reacción:



es un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ < 0$ (reacción exotérmica)
- $\Delta S^\circ < 0$ (disminuye el desorden, ya que hay menos gases en los productos que en los reactivos)

por lo que, a **temperaturas bajas**, $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción es **espontánea**.

15. Responda, justificando brevemente la respuesta, a las siguientes cuestiones:

- Para una reacción espontánea con ΔS positivo, el valor de ΔH ¿será necesariamente negativo?
- ¿Qué debe cumplirse para que una reacción endotérmica sea espontánea?
- ¿Qué efecto tiene sobre ΔH de una reacción la adición de un catalizador?
- ¿Qué efecto tiene sobre la espontaneidad de una reacción química con valores de $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$ un aumento de la temperatura?

(C.V. Junio 2015)

a) Para una reacción espontánea con ΔS positivo, el valor de ΔH ¿será necesariamente negativo?

En un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ < 0$ (reacción exotérmica)
- $\Delta S^\circ > 0$ (aumenta el desorden)

por lo que siempre, $\Delta G^\circ < 0$. Se trata de una reacción que es **espontánea a cualquier temperatura**; sin embargo, en un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ > 0$ (reacción endotérmica)
- $\Delta S^\circ > 0$ (aumenta el desorden)

a **temperaturas elevadas**, $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción es **espontánea**.

b) ¿Qué debe cumplirse para que una reacción endotérmica sea espontánea?

La respuesta se ha justificado en el apartado a).

c) ¿Qué efecto tiene sobre ΔH de una reacción la adición de un catalizador?

Ninguno, la adición de un catalizador solo afecta al valor de ΔG .

d) ¿Qué efecto tiene sobre la espontaneidad de una reacción química con valores de $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$ un aumento de la temperatura?

La respuesta se ha justificado en el apartado a).

16. Considere la reacción de descomposición del cloruro de amonio, NH_4Cl , en cloruro de hidrógeno, HCl , y amoniaco, NH_3 :



Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Como ΔH° es positivo, la descomposición del NH_4Cl será espontánea a cualquier temperatura.
- La descomposición del NH_4Cl tiene un cambio de entropía, ΔS° , negativo.
- La síntesis de NH_4Cl a partir de HCl y NH_3 libera energía en forma de calor.
- Es previsible que la descomposición del NH_4Cl sea espontánea a temperaturas elevadas.

(C.V. Julio 2015)

a) Como ΔH° es positivo, la descomposición del NH_4Cl será espontánea a cualquier temperatura.

Se trata de un proceso en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ > 0$ (reacción endotérmica)
- $\Delta S^\circ > 0$ (aumenta el desorden, ya que hay más gases en los productos que en los reactivos)

por lo que, **solo a temperaturas elevadas**, $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces, $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción es **espontánea**.

La propuesta es **falsa**.

b) La descomposición del NH_4Cl tiene un cambio de entropía, ΔS° , negativo.

Se trata de una reacción en la que **aumenta el desorden**, ya que existe más gas en los productos que en los reactivos por lo que presenta un **cambio de entropía positivo**.

La propuesta es **falsa**.

c) La síntesis de NH_4Cl a partir de HCl y NH_3 libera energía en forma de calor.

El signo positivo de la entalpía indica que se trata de un proceso endotérmico en el que se **absorbe calor**.

La propuesta es **falsa**.

d) Es previsible que la descomposición del NH_4Cl sea espontánea a temperaturas elevadas.

La respuesta a esta cuestión de ha justificado en el apartado a).

La propuesta es **verdadera**.

17. Uno de los métodos más eficientes de los utilizados en la actualidad para obtener hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, es el reformado con vapor de agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, del metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, componente del gas natural:



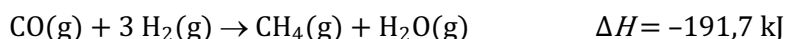
Discuta razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La formación de CH_4 y H_2O a partir de CO y H_2 absorbe energía en forma de calor.
- La energía que contienen los enlaces covalentes de los reactivos (CH_4 y H_2O) es mayor que la correspondiente a la de los enlaces covalentes de los productos (CO y H_2).
- La formación de CO y H_2 a partir de CH_4 y H_2O implica un aumento de la entropía del sistema.
- La reacción aumenta su espontaneidad con la temperatura.

(C.V. Junio 2016)

a) La formación de CH_4 y H_2O a partir de CO y H_2 absorbe energía en forma de calor.

La reacción problema, que se indica debajo, es la inversa a la reacción propuesta:



El signo negativo de la entalpía indica que se trata de un proceso exotérmico en el que se **desprende calor**.

La propuesta es **falsa**.

b) La energía que contienen los enlaces covalentes de los reactivos (CH_4 y H_2O) es mayor que la correspondiente a la de los enlaces covalentes de los productos (CO y H_2).

La entalpía de una reacción se puede calcular (de forma aproximada) a partir de las energías de enlace de las sustancias que intervienen en la reacción:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_r E_{\text{enlace}} (\text{rotos en reactivos}) - \sum \nu_p E_{\text{enlace}} (\text{formados en productos})$$

La reacción propuesta presenta $\Delta H > 0$ lo que quiere decir que:

$$\sum \nu_r E_{\text{enlace}} (\text{rotos en reactivos}) > \sum \nu_p E_{\text{enlace}} (\text{formados en productos})$$

La propuesta es **verdadera**.

c) La formación de CO y H_2 a partir de CH_4 y H_2O implica un aumento de la entropía del sistema.

Se trata de una reacción en la que **disminuye el desorden**, ya que existe menos gas en los productos que en los reactivos por lo que presenta un **cambio de entropía negativo**.

La propuesta es **falsa**.

d) La reacción aumenta su espontaneidad con la temperatura.

Se trata de una reacción en el que se cumple que:

- $\Delta H^\circ > 0$ (reacción endotérmica)
- $\Delta S^\circ < 0$ (disminuye el desorden, ya que hay menos gases en los productos que en los reactivos)

por lo que siempre, $\Delta G^\circ > 0$. Se trata de una reacción que es **no espontánea a cualquier temperatura**.

La propuesta es **falsa**.

3. CINÉTICA QUÍMICA

La cinética química se ha incorporado recientemente al programa de Química de 2º de Bachillerato. En esta sección se presentan los problemas que se han propuesto desde el curso 2004-2005. Se incluyen problemas de cinética química en los que la ley de velocidad es potencial.

1. Se ha comprobado que la reacción:



es de primer orden tanto respecto de A como de B. Cuando la concentración de A es $0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y la de B es $0,80 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la velocidad de reacción es $5,6\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Calcule:

a) El valor de la constante de velocidad de la reacción.

b) La velocidad de reacción cuando las concentraciones de A y B son de $0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

(C.V. Junio 2004)

a) La expresión general de la ley de velocidad para una reacción es:

$$v = k [A]^a [B]^b$$

donde:

v es la velocidad de reacción ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)

k es la constante de velocidad específica

a y b son los órdenes de reacción respecto de A y B, respectivamente.

Para esta reacción $a = b = 1$, por lo tanto, la expresión de la ley de velocidad es:

$$v = k [A] [B]$$

La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A][B]} = \frac{5,6\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}}{0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,80 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 3,5\cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{min}^{-1}$$

b) La velocidad cuando $[A] = [B] = 0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$v = 3,5\cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{min}^{-1} \cdot (0,30 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2 = 3,15\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$$

2. a) ¿Qué es el orden de una reacción?

b) ¿Cómo varía la velocidad de una reacción con la temperatura?

(C.V. Septiembre 2005)

a) La expresión general de la ley de velocidad para una reacción es:

$$v = k [A]^a [B]^b \dots$$

donde:

v es la velocidad de reacción ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)

k es la constante de velocidad específica

a y b son los órdenes de reacción respecto de A y B, respectivamente.

El **orden de velocidad** se define con respecto a cada reactivo, y es el exponente al que queda elevada la concentración de cada reactivo en la ley de velocidad. Así en este caso, la reacción es de:

orden a respecto al reactivo A, orden b respecto al reactivo B, siendo el *orden total* de la reacción $= a + b + \dots$

b) Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al **aumentar la temperatura, T , aumenta** el valor de k .

Como la **velocidad de reacción, v** , es directamente proporcional al valor de la **constante de velocidad, k** , si al **aumentar la temperatura, T** , aumenta el valor de k , también **aumenta** el valor de la **velocidad de reacción, v** .

3. La ley de velocidad para la reacción:



es de primer orden tanto respecto de X como de Y. Cuando la concentración de X es $0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y la de Y es $0,75 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la velocidad de reacción es $4,2\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Calcule:

a) El valor de la constante de velocidad de la reacción.

b) La velocidad de reacción cuando las concentraciones de X e Y son de $0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

(C.V. Junio 2006)

a) La expresión general de la ley de velocidad para una reacción es:

$$v = k [\text{X}]^a [\text{Y}]^b$$

donde:

v es la velocidad de reacción ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)

k es la constante de velocidad específica

a y b son los órdenes de reacción respecto de X e Y, respectivamente.

Para esta reacción $a = b = 1$, por lo tanto, la expresión de la ley de velocidad es:

$$v = k [\text{X}] [\text{Y}]$$

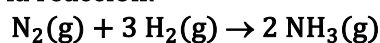
La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{X}] [\text{Y}]} = \frac{4,2\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,75 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 3,7\cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) La velocidad cuando $[\text{X}] = [\text{Y}] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$v = 3,7\cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{min}^{-1} \cdot (0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2 = 9,3\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

4. En la reacción:



en un determinado momento, el hidrógeno está reaccionando con una velocidad de $0,090 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Calcule:

a) La velocidad a la que está reaccionando el nitrógeno.

b) La velocidad con la que se está formando el amoníaco.

c) Justifique de cuáles de las siguientes magnitudes depende la constante de velocidad de una reacción:

i) de las concentraciones de los reactivos

ii) de las concentraciones de los productos

iii) de la temperatura.

(C.V. Septiembre 2006)

a) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

Conocida la velocidad de desaparición del hidrógeno, la del nitrógeno es:

$$\frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = \frac{1}{3} \cdot 0,090 = 0,030 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) Conocida la velocidad de desaparición del hidrógeno, la de formación del amoníaco es:

$$\frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = \frac{2}{3} \frac{d[\text{H}_2]}{dt} = \frac{2}{3} \cdot 0,090 = 0,060 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

c) Suponiendo una ley potencial y órdenes de reacción a y b con respecto al N_2 y H_2 , respectivamente, la ecuación de velocidad es:

$$v = k [\text{N}_2]^a [\text{H}_2]^b$$

de donde se obtiene que la constante de velocidad es:

$$k = \frac{v}{[\text{N}_2]^a [\text{H}_2]^b}$$

Si cambia la concentración, debe cambiar la velocidad de manera que el valor de la constante de velocidad, k , no varíe, por lo tanto, **la constante de velocidad de una reacción no depende de las concentraciones de reactivos ni productos.**

Arrhenius (1889) demostró experimentalmente que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde k_0 (factor preexponencial o factor de frecuencia) y E_A (energía de activación de la reacción) son los llamados parámetros cinéticos de la reacción, que sí que se mantienen constantes. Sin embargo, el valor de **la constante de velocidad depende de la temperatura** a la cual tenga lugar dicha reacción.

5. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , es una especie termodinámicamente inestable, por lo que en disolución acuosa (agua oxigenada) se descompone para dar oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$, y agua, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. La reacción es acelerada por el ion yoduro, I^- . La cinética de descomposición de H_2O_2 en presencia de I^- indica que es de primer orden tanto respecto del H_2O_2 como del I^- . Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La velocidad de la reacción no se ve afectada por una variación de la concentración de H_2O_2 .**
- La velocidad de la reacción aumenta a medida que se hace mayor la temperatura a la cual se lleva la reacción.**
- La velocidad de la reacción aumenta más al duplicar la concentración del ion yoduro, I^- , que al duplicar la concentración de H_2O_2 .**

(C.V. Junio 2009)

La expresión de la ley de velocidad para la reacción es:

$$v = k [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{I}^-]$$

a) La velocidad de la reacción no se ve afectada por una variación de la concentración de H_2O_2 .

De acuerdo la ley de velocidad propuesta, si $[\text{H}_2\text{O}_2]$ varía, también lo hace el valor de la velocidad de reacción, v .

La propuesta es **falsa**.

b) La velocidad de la reacción aumenta a medida que se hace mayor la temperatura a la cual se lleva la reacción.

Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k .

Como la velocidad de reacción, v , es directamente proporcional al valor de la constante de velocidad, k , **si al aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k , también aumenta el valor de la velocidad de reacción, v .**

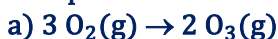
La propuesta es **verdadera**.

c) La velocidad de la reacción aumenta más al duplicar la concentración del ion yoduro, I^- , que al duplicar la concentración de H_2O_2 .

De acuerdo la ley de velocidad propuesta, la velocidad de reacción, v , aumenta por igual al duplicar la concentración de H_2O_2 o de I^- ya que el orden de reacción es el mismo respecto a cada uno de ellos.

La propuesta es **falsa**.

6. Escriba las expresiones de velocidad para las siguientes reacciones químicas referidas tanto a la desaparición de reactivos como a la formación de productos:



(C.V. Junio 2011)

a) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades para la reacción propuesta es:

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{O}_3]}{dt}$$

b) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades para la reacción propuesta es:

$$v = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt}$$

En ambos casos, el diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

7. En la reacción: $4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$

el oxígeno molecular en determinado instante se está consumiendo con una velocidad de $0,024 \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$.

a) ¿Con qué velocidad se está formando, en ese instante, el producto N_2O_5 ?

b) ¿Con qué velocidad se está consumiendo, en ese instante, el reactivo NO_2 ?

(C.V. Junio 2011)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = -\frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

a) Conocida la velocidad de desaparición del O_2 , la de formación del N_2O_5 es:

$$\frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = 2 \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = 2 \cdot 0,024 = 0,048 \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) Conocida la velocidad de desaparición del O_2 , la del NO_2 es:

$$\frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = 4 \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = 4 \cdot 0,024 = 0,096 \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$$

8. Dada la reacción:



a) Defina el término velocidad de reacción.

b) Experimentalmente se ha obtenido que la reacción anterior es de orden 2 respecto del NO y de orden 1 respecto del cloro. Escriba la ecuación de velocidad para la citada reacción e indique el orden total de la reacción.

c) Deduzca las unidades de la constante de velocidad de la reacción anterior.

(C.V. Septiembre 2012)

a) La **velocidad de reacción** se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo.

b) La expresión general de la ley de velocidad para una reacción es:

$$v = k [\text{A}]^a [\text{B}]^b$$

donde:

v es la velocidad de reacción ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)

k es la constante de velocidad específica

a y b son los órdenes de reacción respecto de A e B, respectivamente.

Para esta reacción $\text{A} = \text{NO}$ y $\text{B} = \text{Cl}_2$, siendo los respectivos órdenes parciales, $a = 2$ y $b = 1$, por lo tanto, la expresión de la **ley de velocidad** es:

$$v = k [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]$$

El **orden total de la reacción** es $(a + b) = 2 + 1 = 3$.

c) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}$$

y sus unidades son:

$$\frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$$

9. Para la reacción:



Cuando las concentraciones iniciales son $[\text{NO}]_0 = 2,0\cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ y $[\text{O}_2]_0 = 1,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la velocidad inicial de la reacción es $26,0\cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

a) Determine las unidades de la constante de velocidad.

b) Calcule el valor de la constante de velocidad.

c) Calcule la velocidad de la reacción si las concentraciones iniciales son $[\text{NO}]_0 = 1,0\cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ y $[\text{O}_2]_0 = 1,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

(C.V. Junio 2013)

a-b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]} = \frac{26,0\cdot 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{(2,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2 \cdot 1,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 6,5\cdot 10^3 \text{ mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$$

c) La velocidad cuando $[\text{NO}] = [\text{O}_2] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ es:

$$v = 6,5 \cdot 10^3 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot (1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^3 = 6,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

10. Para la reacción:



Cuando las concentraciones iniciales de NO y O₃ son $[\text{NO}]_0 = 1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{O}_3]_0 = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la velocidad inicial de reacción es $6,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a) Determine las unidades de la constante de velocidad k .

b) Calcule el valor de la constante de velocidad, k , de la reacción.

c) Calcule la velocidad de la reacción si las concentraciones iniciales son $[\text{NO}]_0 = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{O}_3]_0 = 9,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

(C.V. Junio 2014)

a-b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}] [\text{O}_3]} = \frac{6,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 2,2 \cdot 10^7 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad cuando $[\text{NO}] = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $[\text{O}_3] = 9,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ es:

$$v = 2,2 \cdot 10^7 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 9,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

11. La reacción $\text{A} + 2 \text{B} \rightarrow 2 \text{C} + 3 \text{D}$, tiene una velocidad de $1,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ en el momento en que $[\text{A}] = 0,258 \text{ M}$. Experimentalmente, se ha observado que la reacción es de segundo orden respecto de A y de orden cero respecto de B.

a) ¿Cuál es la velocidad de formación de D?

b) ¿Cuál es la velocidad de desaparición de B?

c) Escriba la ecuación de velocidad completa.

d) Calcule la constante de velocidad.

(C.V. Julio 2014)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{d[\text{A}]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{B}]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{C}]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[\text{D}]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

a) Conocida la velocidad de desaparición de A, la de formación de D es:

$$\frac{d[\text{D}]}{dt} = 3 \frac{d[\text{A}]}{dt} = 3 \cdot 1,75 \cdot 10^{-4} = 5,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Conocida la velocidad de desaparición de A, la de B es:

$$\frac{d[\text{B}]}{dt} = 2 \frac{d[\text{A}]}{dt} = 2 \cdot 1,75 \cdot 10^{-4} = 3,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La expresión de la **ley de velocidad** para esta reacción es:

$$v = k [\text{A}]^2$$

d) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{A}]^2} = \frac{1,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,258 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = 2,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

12. Indique, justificando brevemente la respuesta, si es verdadera o falsa cada una de las siguientes afirmaciones:

- Para la reacción $A + 2 B \rightarrow C$, todos los reactivos desaparecen a la misma velocidad.
- Unas posibles unidades de la velocidad de reacción son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- El orden de reacción respecto de cada reactivo coincide con su coeficiente estequiométrico.
- Al dividir por dos las concentraciones de reactivos, se divide por dos el valor de la constante de velocidad.

(C.V. Junio 2015)

a) Para la reacción $A + 2 B \rightarrow C$, todos los reactivos desaparecen a la misma velocidad.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las velocidades con la que desaparecen ambos reactivos es:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2}\frac{d[B]}{dt}$$

La propuesta es **falsa**.

b) Unas posibles unidades de la velocidad de reacción son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

La velocidad de reacción se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo y sus unidades pueden ser $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

La propuesta es **verdadera**.

c) El orden de reacción respecto de cada reactivo coincide con su coeficiente estequiométrico.

Eso solo ocurre en las reacciones elementales que son las que transcurren en una única etapa.

La propuesta es **falsa**.

d) Al dividir por dos las concentraciones de reactivos, se divide por dos el valor de la constante de velocidad.

La constante de velocidad es una de los parámetros cinéticos de una reacción química y, como su nombre indica, su valor es constante.

La propuesta es **falsa**.

13. La constante de velocidad para la reacción de segundo orden:



- Escriba la velocidad en función de la desaparición de reactivos y aparición de productos.
- Escriba la ecuación de velocidad en función de la concentración de reactivo.
- ¿Cómo se modificaría la velocidad de reacción si se triplicase la concentración de $[\text{NOBr}]$?
- Calcule la velocidad de la reacción a esta temperatura si $[\text{NOBr}] = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

(C.V. Julio 2015)

a) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{1}{2}\frac{d[\text{NOBr}]}{dt} = \frac{1}{2}\frac{d[\text{NO}]}{dt} = \frac{d[\text{Br}_2]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

b) La expresión de la **ley de velocidad** para esta reacción es:

$$v = k [\text{NOBr}]^2$$

c) Llamando c a la concentración de reactivo, si se triplica la concentración de este la velocidad de la reacción es:

$$v_2 = k [3c]^2 = 9 k c$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{9 k c}{k c} = 9 \rightarrow \text{la velocidad se hace 9 veces mayor}$$

d) La velocidad cuando $[\text{NOBr}] = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$v = 0,80 \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1} \cdot (0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2 = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

14. Considere la reacción $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ que resulta ser de orden uno respecto a cada uno de los reactivos. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Si la constante de velocidad es $0,021 \text{ M}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ y las concentraciones iniciales de A y B son $0,10 \text{ M}$ y $0,20 \text{ M}$, respectivamente, ¿cuál es la velocidad inicial de la reacción?

b) Calcule las velocidades de desaparición de A y B en esas condiciones.

c) Si, en un experimento distinto, la concentración de A se duplica respecto de las condiciones del apartado a), ¿cuál debe ser la concentración de B para que la velocidad inicial de la reacción sea la misma que en dicho apartado?

d) ¿Cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance el tiempo?

(C.V. Junio 2016)

a) La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [\text{A}] [\text{B}]$$

La velocidad cuando $[\text{A}] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y $[\text{B}] = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$v = 0,021 \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1} \cdot 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 4,2\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las velocidades con la que desaparecen ambos reactivos es:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[\text{A}]}{dt} = -\frac{d[\text{B}]}{dt}$$

Conocida la velocidad de reacción, las velocidades con la que desaparecen A y B son:

$$\frac{d[\text{A}]}{dt} = 2 \cdot 4,2\cdot 10^{-4} = 8,4\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

$$\frac{d[\text{B}]}{dt} = 4,2\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

c) Considerando que la velocidad de la reacción se mantiene constante, el valor de [B] cuando $[\text{A}] = 0,20 \text{ M}$ es:

$$[\text{B}] = \frac{v}{k [\text{A}]} = \frac{4,2\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{0,021 \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1} \cdot 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}} = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

d) De acuerdo con la ley de velocidad, conforme avanza el tiempo disminuye la concentración de los reactivos, por lo tanto, la velocidad de la reacción también disminuye.

15. Considere la reacción entre los reactivos A y B para dar lugar a los productos: $A + B \rightarrow \text{productos}$. La reacción es de primer orden respecto de A y de segundo orden respecto de B. Cuando las concentraciones de A y B son 0,100 M y 0,200 M, respectivamente, la velocidad de la reacción resulta ser $0,00125 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

a) Escriba la ley de velocidad y explique cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance la reacción.

b) Calcule la constante de velocidad de la reacción.

(C.V. Julio 2016)

a) La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [A] [B]^2$$

De acuerdo con la ley de velocidad, conforme avanza el tiempo disminuye la concentración de los reactivos, por lo tanto, la velocidad de la reacción también disminuye.

b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A] [B]^2} = \frac{0,00125 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot (0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2} = 0,313 \text{ mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$$

16. Considere la reacción: $A + B \rightarrow C$. Se ha observado que cuando se duplica la concentración de A la velocidad de la reacción se cuadruplica. Por su parte, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad de la reacción permanece inalterada.

Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Deduzca el orden de reacción respecto de cada reactivo y escriba la ley de velocidad de la reacción.

b) Cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0,20 y 0,10 M respectivamente, la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de $3,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$. Obtenga el valor de la constante de velocidad.

c) ¿Cómo variará la velocidad de la reacción a medida que avance el tiempo?

d) ¿Qué efecto tendrá sobre la velocidad de la reacción un aumento de la temperatura a la cual se lleva a cabo?

(C.V. Junio 2017)

a) La ley general de velocidad para la reacción propuesta es:

$$v_1 = k [A]^a [B]^b = v$$

▪ Si se duplica la concentración de A suponiendo que permanece constante la concentración de B:

$$v_2 = k [2A]^a [B]^b = 4v$$

▪ Si se reduce la concentración de B a la mitad suponiendo que permanece constante la concentración de A:

$$v_3 = k [A]^a [1/2B]^b = v$$

Relacionando las velocidades de las distintas experiencias se obtienen los órdenes parciales:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [2A]^a [B]^b}{k [A]^a [B]^b} = 4 \quad \rightarrow \quad 2^a = 2^2 \quad \rightarrow \quad a = 2$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k [A]^a [1/2B]^b}{k [A]^a [B]^b} = 1 \quad \rightarrow \quad 0,5^b = 1 \quad \rightarrow \quad b = 0$$

La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [A]^2$$

b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{3,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{(0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2} = 9,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

c) De acuerdo con la ley de velocidad, conforme avanza el tiempo disminuye la concentración de los reactivos, por lo tanto, la velocidad de la reacción también disminuye.

d) Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k .

Como la velocidad de reacción, v , es directamente proporcional al valor de la constante de velocidad, k , si al aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k , también aumenta el valor de la velocidad de reacción, v .

17. Para la reacción:



experimentalmente se determinó que, en un momento dado, la velocidad de formación del N_2 era de $0,270 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Responda a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál era la velocidad de la reacción en ese momento?

b) ¿Cuál era la velocidad de formación del agua en ese momento?

c) ¿A qué velocidad se estaba consumiendo el NH_3 en ese momento?

d) Si la ley de velocidad para esta reacción fuera, $v = k[\text{NH}_3]^2 [\text{O}_2]$, ¿cuáles serían las unidades de la constante de velocidad?

(C.V. Julio 2017)

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{1}{4} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

a) Conocida la velocidad de desaparición del nitrógeno, la de la reacción es:

$$v = \frac{1}{2} \frac{d[\text{N}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \cdot 0,270 = 0,135 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

b) Conocida la velocidad de la reacción, la de desaparición del agua es:

$$\frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt} = 6 v = 6 \cdot 0,135 = 0,810 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

c) Conocida la velocidad de la reacción, la de formación del amoníaco es:

$$\frac{d[\text{NH}_3]}{dt} = 4 v = 4 \cdot 0,135 = 0,540 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

d) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{NH}_3]^2 [\text{O}_2]}$$

y sus unidades son:

$$\frac{\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{(\text{mol L}^{-1})^3} = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

18. Considere la reacción siguiente:

$\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$, cuya ley de velocidad es, $v = k [\text{NO}_2]^2$. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La velocidad de desaparición del CO es igual que la del NO_2 .
- La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.
- El orden total de la reacción es cuatro.
- Las unidades de la constante de velocidad serán $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

(C.V. Junio 2018)

a) La velocidad de desaparición del CO es igual que la del NO_2 .

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, ambos reactivos tienen el mismo coeficiente estequiométrico por lo que **su velocidad de desaparición es la misma**:

$$v = -\frac{d[\text{CO}]}{dt} = -\frac{d[\text{NO}_2]}{dt}$$

La propuesta es **falsa**.

b) La constante de velocidad no depende de la temperatura porque la reacción se produce en fase gaseosa.

Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k .

La propuesta es **falsa**.

c) El orden total de la reacción es cuatro.

De acuerdo con la ley de velocidad propuesta, $v = k [\text{NO}_2]^2$, el orden total de la reacción es 2.

La propuesta es **falsa**.

d) Las unidades de la constante de velocidad serán $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}_2]^2}$$

y sus unidades son:

$$\frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})^2} = \text{mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

La propuesta es **verdadera**.

19. Considere la reacción: $2 A + 3 B \rightarrow 2 C$. Se ha observado que al aumentar al doble la concentración de A, la velocidad de la reacción se duplica mientras que al triplicar la concentración de B la velocidad de la reacción aumenta en un factor de 9. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) Determine los órdenes de reacción respecto de A y B y escriba la ley de velocidad de la reacción.
 b) Si en un determinado momento la velocidad de formación de C es $6,12 \cdot 10^{-4} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$, calcule la velocidad de la reacción.
 c) En las mismas condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de B.
 d) Se ha determinado que cuando las concentraciones iniciales de A y B son $0,100 \text{ M}$ y $0,200 \text{ M}$ respectivamente, la velocidad de la reacción es $2,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$. Calcule la constante de velocidad de la reacción.

(C.V. Julio 2018)

a) La ley general de velocidad para la reacción propuesta es:

$$v_1 = k [A]^a [B]^b = v$$

- Si se duplica la concentración de A suponiendo que permanece constante la concentración de B:

$$v_2 = k [2A]^a [B]^b = 2v$$

- Si se triplica la concentración de B suponiendo que permanece constante la concentración de A:

$$v_3 = k [A]^a [3B]^b = 9v$$

Relacionando las velocidades de las distintas experiencias se obtienen los órdenes parciales:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [2A]^a [B]^b}{k [A]^a [B]^b} = 2 \quad \rightarrow \quad 2^a = 2 \quad \rightarrow \quad a = 1$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k [A]^a [3B]^b}{k [A]^a [B]^b} = 9 \quad \rightarrow \quad 3^b = 3^2 \quad \rightarrow \quad b = 2$$

La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [A] [B]^2$$

b) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

Conocida la velocidad de formación del C, la de la reacción es:

$$v = \frac{d[C]}{dt} = 6,12 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

c) Conocida la velocidad de la reacción, la de desaparición de B es:

$$\frac{d[B]}{dt} = 3v = 6 \cdot (6,12 \cdot 10^{-4}) = 1,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

d) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{2,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot (0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2} = 0,580 \text{ mol}^{-2}\cdot\text{L}^2\cdot\text{s}^{-1}$$

20. Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La velocidad para cualquier reacción se expresa en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.
- Cuando se añade un catalizador a una reacción, esta se hace más exotérmica.
- La velocidad de reacción depende de la temperatura a la que tenga lugar la reacción.
- Para la reacción de segundo orden $A \rightarrow B + C$, si la concentración inicial de A es 0,17 M y la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de $6,8\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, la constante de velocidad vale $0,040 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

(C.V. Junio 2019)

a) La velocidad para cualquier reacción se expresa en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

La **velocidad de reacción** se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo y sus **unidades** son $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

La propuesta es **falsa**.

b) Cuando se añade un catalizador a una reacción, esta se hace más exotérmica.

La adición de un catalizador solo afecta al valor de ΔG , no tiene ninguna repercusión sobre el valor de ΔH .

La propuesta es **falsa**.

c) La velocidad de reacción depende de la temperatura a la que tenga lugar la reacción.

Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k .

Como la velocidad de reacción, v , es directamente proporcional al valor de la constante de velocidad, k , si **al aumentar la temperatura, T** , aumenta el valor de k , también **aumenta el valor de la velocidad de reacción, v** .

La propuesta es **verdadera**.

d) Para la reacción de segundo orden $A \rightarrow B + C$, si la concentración inicial de A es 0,17 M y la velocidad inicial de la reacción alcanza el valor de $6,8\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$, la constante de velocidad vale $0,040 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{6,8\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{(0,17 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1})^2} = 0,24 \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}\cdot\text{s}^{-1}$$

La propuesta es **falsa**.

21. Para la siguiente reacción en fase gaseosa:



Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- El reactivo A se consume más deprisa que el reactivo B.
- Las unidades de k son $L \cdot mol^{-1} \cdot min^{-1}$.
- Una vez iniciada la reacción, la velocidad de reacción es constante si la temperatura no varía.
- Al duplicar la concentración de A, a temperatura constante, el valor de la constante de velocidad se cuadruplica.

(C.V. Julio 2020)

a) El reactivo A se consume más deprisa que el reactivo B.

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, ambos reactivos tienen el mismo coeficiente estequiométrico por lo que **su velocidad de desaparición es la misma**:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt}$$

La propuesta es **verdadera**.

b) Las unidades de k son $L \cdot mol^{-1} \cdot min^{-1}$.

La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2}$$

y sus unidades son:

$$\frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(mol \cdot L^{-1})^2} = mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$$

La propuesta es **verdadera**.

c) Una vez iniciada la reacción, la velocidad de reacción es constante si la temperatura no varía.

De acuerdo con la ley de velocidad propuesta, conforme avanza el tiempo disminuye la concentración del reactivo A, por lo tanto, la velocidad de la reacción también disminuye.

La propuesta es **falsa**.

d) Al duplicar la concentración de A, a temperatura constante, el valor de la constante de velocidad se cuadruplica.

La constante de velocidad es una de los parámetros cinéticos de una reacción química y, como su nombre indica, su valor es constante.

La propuesta es **falsa**.

22. La descomposición del pentóxido de dinitrógeno:

$2 N_2O_5(g) \rightarrow 4 NO_2(g) + O_2(g)$, cuya ley de velocidad es, $v = k[N_2O_5]$. Responda las siguientes cuestiones:

- Compare la velocidad de aparición de NO_2 con la de aparición de O_2 .
- Indique el orden de reacción total y el orden de reacción respecto del N_2O_5 .
- Indique las unidades de la velocidad de reacción y de la constante de velocidad.
- Discuta si la constante de velocidad depende de la temperatura a la que se lleva a cabo la reacción.

(C.V. Septiembre 2020)

a) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la **velocidad de formación del NO_2 es 4 veces superior a la del O_2** :

$$v = \frac{1}{4} \frac{d[\text{NO}_2]}{dt} = \frac{d[\text{O}_2]}{dt}$$

b) De acuerdo con la ley de velocidad propuesta, $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]$, el **orden total** y el **orden parcial** respecto al N_2O_5 **es el mismo**, 1.

c) La **velocidad de reacción** se define como la cantidad de sustancia formada o transformada por unidad de tiempo y sus **unidades** son **$\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$** .

La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[\text{N}_2\text{O}_5]}$$

y sus unidades son:

$$\frac{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}}{\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}} = \text{s}^{-1}$$

d) Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al **aumentar la temperatura, T , aumenta el valor de k** .

23. A una temperatura determinada, se ha estudiado la transformación del NO_2 en N_2O_4 midiendo las velocidades iniciales de la reacción:



Se ha determinado que, cuando la concentración inicial de NO_2 es de 0,100 M, la velocidad inicial de la reacción es $1,45\cdot 10^{-4} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$, mientras que si la concentración inicial de NO_2 es de 0,200 M, la velocidad inicial de la reacción resulta ser $5,80\cdot 10^{-4} \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$. Responda cada una de las siguientes cuestiones:

a) Deduzca la ley de velocidad de la reacción.

b) Calcule la constante de velocidad de la reacción en estas condiciones.

c) Obtenga la velocidad de desaparición de NO_2 cuando su concentración es 0,150 M.

d) Discuta si la velocidad de la reacción aumentará o disminuirá al reducir la temperatura a la cual tiene lugar.

(C.V. Junio 2021)

a) La ley general de velocidad para la reacción propuesta es:

$$v = k [\text{NO}_2]^a$$

▪ Si $[\text{NO}_2] = 0,100 \text{ M}$, la ecuación queda como:

$$v_1 = k (0,100)^a = 1,45\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

▪ Si $[\text{NO}_2] = 0,200 \text{ M}$, la ecuación queda como:

$$v_2 = k (0,200)^a = 5,80\cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

Relacionando las velocidades de ambos experimentos se obtiene el orden respecto del NO_2 :

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k (0,200)^a}{k (0,100)^a} = \frac{5,80\cdot 10^{-4}}{1,45\cdot 10^{-4}} \rightarrow 2^a = 2^2 \rightarrow a = 2$$

La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [\text{NO}_2]^2$$

b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad. Usando los datos del experimento 1:

$$k = \frac{v}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1,45 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2} = 1,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) La velocidad de la reacción cuando $[\text{NO}_2] = 0,150 \text{ M}$ es:

$$v = 1,45 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot (0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 = 3,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

d) Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al reducir la temperatura, T , disminuye el valor de k .

Como la velocidad de reacción, v , es directamente proporcional al valor de la constante de velocidad, k , si **al reducir la temperatura, T** , disminuye el valor de k , también **disminuye el valor de la velocidad de reacción, v** .

24. Considere la reacción:



Se ha observado que, al duplicar la concentración de A, la velocidad de la reacción aumenta cuatro veces mientras que, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad disminuye en esa misma proporción.

a) Obtenga razonadamente la ley de velocidad de la reacción.

b) Cuando las concentraciones iniciales de A y B fueron $0,100 \text{ M}$ y $0,0500 \text{ M}$, respectivamente, la velocidad inicial de la reacción resultó ser $2,82 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcule el valor de la constante de velocidad.

c) En las condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de A y la velocidad de aparición de C.

d) Justifique por qué la velocidad de la reacción aumenta con la temperatura.

(C.V. Junio 2022)

a) La ley general de velocidad para la reacción propuesta es:

$$v_1 = k [\text{A}]^a [\text{B}]^b = v$$

▪ Si se duplica la concentración de A suponiendo que permanece constante la concentración de B:

$$v_2 = k [2\text{A}]^a [\text{B}]^b = 4v$$

▪ Si se reduce la concentración de B a la mitad suponiendo que permanece constante la concentración de A:

$$v_3 = k [\text{A}]^a [\frac{1}{2}\text{B}]^b = \frac{1}{2} v$$

Relacionando las velocidades de las distintas experiencias se obtienen los órdenes parciales:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [2\text{A}]^a [\text{B}]^b}{k [\text{A}]^a [\text{B}]^b} = 4 \quad \rightarrow \quad 2^a = 2^2 \quad \rightarrow \quad a = 2$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k [\text{A}]^a [\frac{1}{2}\text{B}]^b}{k [\text{A}]^a [\text{B}]^b} = \frac{1}{2} \quad \rightarrow \quad \frac{1}{2}^b = \frac{1}{2} \quad \rightarrow \quad b = 1$$

La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [A]^2 [B]$$

b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2 [B]} = \frac{2,82 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,100 \text{ M})^2 \cdot (0,0500 \text{ M})} = 0,564 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{1}{3} \frac{d[A]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[C]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

Conocida la velocidad inicial de la reacción, la de desaparición A es:

$$\frac{d[A]}{dt} = 3 \cdot (2,82 \cdot 10^{-4}) = 8,46 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

Conocida la velocidad inicial de la reacción, la de aparición C es:

$$\frac{d[C]}{dt} = 2 \cdot (2,82 \cdot 10^{-4}) = 5,64 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

d) Arrhenius (1889) demostró que la constante de velocidad de una reacción varía con la temperatura de acuerdo con la expresión:

$$k = k_0 \exp\left(-\frac{E_A}{RT}\right)$$

donde:

k_0 es el factor preexponencial o factor de frecuencia (mismas unidades que k)

E_A es la energía de activación de la reacción ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)

De acuerdo con la ecuación propuesta, al **aumentar la temperatura, T , aumenta** el valor de k .

Como la **velocidad de reacción, v** , es directamente proporcional al valor de la **constante de velocidad, k** , si al **aumentar la temperatura, T** , aumenta el valor de k , también **aumenta** el valor de la **velocidad de reacción, v** .

25. La cinética de la descomposición del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , al reaccionar con el ion yoduro, I^- , es de primer orden tanto respecto del H_2O_2 como del I^- . Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Un aumento en la concentración de H_2O_2 no tiene ningún efecto sobre la velocidad de reacción.
- Al aumentar la temperatura a la que se produce la descomposición del peróxido de hidrógeno, aumenta la velocidad de la reacción.
- La variación en la concentración del ion yoduro afecta más al valor de la velocidad de reacción que la variación de la concentración de H_2O_2 .
- La velocidad de la reacción se duplica al duplicar el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura.

(C.V. Julio 2022)

a) Un aumento en la concentración de H_2O_2 no tiene ningún efecto sobre la velocidad de reacción.

Este apartado está resuelto en el ejercicio 5 a) de esta sección.

La propuesta es **falsa**.

b) Al aumentar la temperatura a la que se produce la descomposición del peróxido de hidrógeno, aumenta la velocidad de la reacción.

Este apartado está resuelto en el ejercicio 5 b) de esta sección.

La propuesta es **verdadera**.

c) La variación en la concentración del ion yoduro afecta más al valor de la velocidad de reacción que la variación de la concentración de H_2O_2 .

De acuerdo con la expresión de la ley de velocidad para la reacción, **las variaciones en las concentraciones de $[H_2O_2]$ y $[I^-]$ afectan por igual a la velocidad de la reacción.**

La propuesta es **falsa**.

d) La velocidad de la reacción se duplica al duplicar el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura.

Llamando c a la concentración de cada uno de los reactivos, si se duplica el volumen del reactor la velocidad de la reacción es:

$$v_2 = k [c/2] [c/2]$$

Relacionando ambas velocidades:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [c/2] [c/2]}{k c c} = \frac{1}{4} \rightarrow \text{la velocidad se hace 4 veces menor}$$

La propuesta es **falsa**.

26. Considere la reacción química: $A(g) + 2 B(g) \rightarrow C(g)$. Se ha observado que, al duplicar la concentración de A, la velocidad de la reacción se cuadruplica mientras que, al disminuir la concentración de B a la mitad, la velocidad disminuye en esa misma proporción. Responda a las siguientes cuestiones:

a) Obtenga la ley de velocidad de la reacción.

b) En un recipiente de 5,0 L de volumen mantenido a temperatura constante se añadieron 1,0 mol de A y 2,0 mol de B. La velocidad inicial de la reacción resultó ser $4,72 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$. Calcule la constante de velocidad (con unidades).

c) En las condiciones del apartado b), calcule la velocidad de desaparición de B y la velocidad de aparición de C.

d) Si una vez iniciada la reacción el reactor se comprime, discuta si ello producirá un aumento o una disminución en la velocidad de la reacción.

(C.V. Junio 2023)

a) La ley general de velocidad para la reacción propuesta es:

$$v_1 = k [A]^a [B]^b = v$$

▪ Si se duplica la concentración de A suponiendo que permanece constante la concentración de B:

$$v_2 = k [2 A]^a [B]^b = 4v$$

▪ Si se reduce la concentración de B a la mitad suponiendo que permanece constante la concentración de A:

$$v_3 = k [A]^a [0,5 B]^b = 0,5v$$

Relacionando las velocidades de las distintas experiencias se obtienen los órdenes parciales:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k [2 A]^a [B]^b}{k [A]^a [B]^b} = 4 \rightarrow 2^a = 2^2 \rightarrow a = 2$$

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k [A]^a [0,5 B]^b}{k [A]^a [B]^b} = 0,5 \quad \rightarrow \quad 0,5^b = 0,5 \quad \rightarrow \quad b = 1$$

La expresión de la ley de velocidad para esta reacción es:

$$v = k [A]^2 [B]$$

b) La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2 [B]} = \frac{4,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}}{(1,0 \text{ mol}/5,0 \text{ L})^2 \cdot (2,0 \text{ mol}/5,0 \text{ L})} = 0,30 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{min}^{-1}$$

c) De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las distintas velocidades es:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

El diferente signo de la velocidad de productos y reactivos es debido a que las concentraciones de los reactivos disminuyen con el tiempo, mientras que las de los productos aumentan.

Las velocidades de desaparición de B y de formación de C son:

$$\frac{d[B]}{dt} = 2 \frac{d[A]}{dt} = 2 \cdot (4,72 \cdot 10^{-3}) = 9,44 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$\frac{d[C]}{dt} = \frac{d[A]}{dt} = 4,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

d) Si el reactor se comprime, aumenta la presión y, considerando comportamiento ideal, también se produce un aumento en la concentración de las especies, por lo tanto, teniendo en cuenta que la velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración, la velocidad de la reacción aumenta.

27. La ley de velocidad para la reacción $A(g) + B(g) \rightarrow C(g) + D(g)$ es $v = k [A]^2$. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El reactivo A se consume más deprisa que el B.

b) La velocidad de la reacción aumentará el doble al disminuir el volumen a la mitad.

c) Las unidades de la velocidad de reacción son $(\text{tiempo})^{-1}$.

d) Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de la reacción.

(C.V. Julio 2023)

a) *El reactivo A se consume más deprisa que el B.*

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, la relación existente entre las velocidades con la que desaparecen los reactivos y se forman los productos es:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{d[D]}{dt}$$

Como se puede observar, A y B se consumen con la misma velocidad.

La propuesta es falsa.

b) *La velocidad de la reacción aumentará el doble al disminuir el volumen a la mitad.*

Si el volumen del reactor se reduce a la mitad, aumenta la presión y, considerando comportamiento ideal, también se produce un aumento hasta el doble en la concentración de las especies, por lo tanto, teniendo en cuenta que la velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de A, la velocidad de la reacción se duplica.

La propuesta es verdadera.

La constante de velocidad se obtiene a partir de la ley de velocidad:

$$k = \frac{v}{[A]^2 [B]} = \frac{4,72 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}}{(1,0 \text{ mol/5,0 L})^2 \cdot (2,0 \text{ mol/5,0 L})} = 0,30 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{min}^{-1}$$

c) Las unidades de la velocidad de reacción son $(\text{tiempo})^{-1}$.

Se encuentra resuelta en el ejercicio 12 de esta sección.

La propuesta es **falsa**.

d) Al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de la reacción.

Se encuentra resuelta en el ejercicio 5 de esta sección.

La propuesta es **verdadera**.

4. EQUILIBRIO QUÍMICO

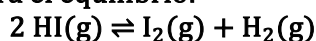
4.1. Cálculos de equilibrios

En esta sección se han incluido los problemas de cálculos de equilibrio químico en sistemas gaseosos. Se trata de ejercicios en los que se debe plantear la constante de equilibrio K_c o K_p y relacionarla con las concentraciones o con las presiones parciales de los componentes del sistema, en algunos casos haciendo uso del grado de disociación.

En general, los problemas se han resuelto partiendo siempre de la tabla de moles o de concentraciones en la que se reflejan las cantidades de cada componente iniciales, transformadas, formadas y en el equilibrio. Aunque puede usarse indistintamente la tabla de moles o la de concentraciones, suele resultar conveniente utilizar la tabla de moles en aquellos problemas en los que se trabaja con K_p , mientras que, para el cálculo de K_c suele ser indiferente usar un tipo de tabla u otro.

Aunque se ha dedicado una sección específica para los problemas en los que se analiza el desplazamiento de los equilibrios, aquí también se incluyen algunos ejercicios en que, además de intervenir cálculos de K_c o K_p , también se debe estudiar cualitativa o cuantitativamente, el efecto sobre el sistema de ciertas modificaciones. Dependiendo de cuál sea la perturbación del equilibrio, el problema se resuelve mediante el cociente de reacción, Q_c o Q_p , y su comparación con la constante de equilibrio, o mediante la aplicación de la ecuación de van't Hoff o del Principio de Le Châtelier.

1. Para el equilibrio:



a) Calcule la constante de equilibrio sabiendo que si se parte de HI puro con una concentración 0,500 M, una vez alcanzado el equilibrio, esta pasa a ser 0,100 M.

b) A partir de dicho valor de K_c decida en qué sentido se efectuará la reacción si se parte de una mezcla con las siguientes concentraciones iniciales: HI 0,100 M, H_2 0,500 M e I_2 0,200 M?

¿Cuál será la concentración de H_2 una vez alcanzado el equilibrio?

(U.A. Junio 1987)

a) La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HI	I_2	H_2
c_{inicial}	0,500	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$2x$	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,500 - 2x$	x	x

Como el valor de [HI] en el equilibrio es 0,10 M, de ahí se puede obtener el valor de la cantidad disociada:

$$0,500 - 2x = 0,100 \quad \rightarrow \quad x = 0,200 \text{ M}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{I}_2][\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c , se obtiene que el valor de la constante es:

$$K_c = \frac{x^2}{(0,500 - 2x)^2} = \frac{0,200^2}{(0,500 - 2 \cdot 0,200)^2} = 4,00$$

b) Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_c , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_c :

$$Q_c = \frac{[\text{I}_2]_0 [\text{H}_2]_0}{[\text{HI}]_0^2} = \frac{0,200 \cdot 0,500}{0,100^2} = 10,0 > 4,00$$

Como $Q_c > K_c$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_c disminuya hasta que se iguale al valor de K_c , para eso debe disminuir el numerador y aumentar el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la izquierda**, es decir, **hacia la formación de HI**.

La tabla de concentraciones del nuevo equilibrio es:

	HI	I ₂	H ₂
c_{inicial}	0,100	0,200	0,500
$c_{\text{transformado}}$	—	x	x
c_{formado}	$2x$	—	—
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,100 + 2x$	$0,200 - x$	$0,500 - x$

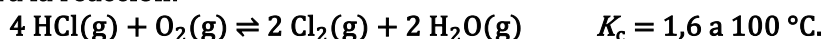
Sustituyendo en la expresión de K_c :

$$4,00 = \frac{(0,500 - x) \cdot (0,200 - x)}{(0,100 + 2x)^2} \rightarrow x = 0,0227 \text{ M}$$

El valor de $[H_2]$ al alcanzarse el equilibrio a esa temperatura es:

$$[H_2] = 0,50 - 0,0227 = 0,477 \text{ M}$$

2. Para la reacción:



Prediga de forma razonada el sentido en el que se producirá la reacción para alcanzar el equilibrio si se parte de:

a) $[\text{HCl}] = [\text{O}_2] = [\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,80 \text{ M}$.

b) $p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{HCl}} = 0,10 \text{ atm}$; $p_{\text{O}_2} = p_{\text{Cl}_2} = 0,20 \text{ atm}$.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1988)

a) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}$$

Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_c , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_c :

$$Q_c = \frac{[\text{Cl}_2]_0^2 [\text{H}_2\text{O}]_0^2}{[\text{HCl}]_0^4 [\text{O}_2]_0} = \frac{0,80^2 \cdot 0,80^2}{0,80^4 \cdot 0,80} = 1,3 < 1,6$$

Como $Q_c < K_c$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_c aumente hasta que se iguale al valor de K_c , para eso debe aumentar el numerador y disminuir el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la derecha**, es decir, **hacia la formación de Cl₂ y H₂O**.

b) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{Cl}_2})^2 (p_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(p_{\text{HCl}})^4 p_{\text{O}_2}}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gaseosos} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gaseosos} = 4 - 5 = -1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_p es:

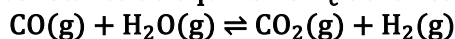
$$K_p = 1,6 \cdot [0,082 \cdot (100 + 273,15)]^{-1} = 0,052$$

El valor de Q_p :

$$Q_p = \frac{(p_{\text{Cl}_2})_0^2 (p_{\text{H}_2\text{O}})_0^2}{(p_{\text{HCl}})_0^4 (p_{\text{O}_2})_0} = \frac{0,20^2 \cdot 0,10^2}{0,10^4 \cdot 0,20} = 20 > 0,052$$

Como $Q_p > K_p$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_p disminuya hasta que se iguale al valor de K_p , para eso debe disminuir el numerador y aumentar el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la izquierda**, es decir, **hacia la formación de HCl y O₂**.

3. La constante de equilibrio K_c de la reacción:



es 4,00 a 500 °C. Calcule las concentraciones de todas las especies en el equilibrio, si las concentraciones iniciales fueron:

a) $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,100 \text{ M}$, $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0 \text{ M}$

b) $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,0400 \text{ M}$.

(U.A. Septiembre 1989)

a) La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
c_{inicial}	0,100	0,100	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
c_{formado}	—	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - x$	$0,100 - x$	x	x

a) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c :

$$4,00 = \frac{x^2}{(0,100 - x)^2} \rightarrow x = 0,0667 \text{ M}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,100 - 0,0667 = 0,0333 \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,0667 \text{ M}$$

b) Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_c , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_c :

$$Q_c = \frac{[\text{CO}_2]_0 [\text{H}_2]_0}{[\text{CO}]_0 [\text{H}_2\text{O}]_0} = \frac{0,0400 \cdot 0,0400}{0,0400 \cdot 0,0400} = 1,00 < 4,00$$

Como $Q_c < K_c$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_c aumente hasta que se iguale al valor de K_c , para eso debe aumentar el numerador y disminuir el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la derecha**, es decir, **hacia la formación de CO₂ y H₂**.

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
c_{inicial}	0,0400	0,0400	0,0400	0,0400
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
c_{formado}	—	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0400 - x$	$0,0400 - x$	$0,0400 + x$	$0,0400 + x$

Sustituyendo en la expresión de K_c :

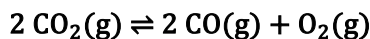
$$4,00 = \frac{(0,0400 + x)^2}{(0,0400 - x)^2} \rightarrow x = 0,0133 \text{ M}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,0400 - 0,0133 = 0,0267 \text{ M}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,0400 + 0,0133 = 0,0533 \text{ M}$$

4. A 2.000 °C y 1,00 atm de presión total, el dióxido de carbono está disociado un 1,80 %, según la reacción:



a) Calcule la constante de equilibrio K_p de dicha reacción.

b) Sabiendo que el valor de la constante de equilibrio anterior aumenta al aumentar la temperatura, indique si la reacción es endotérmica o exotérmica.

(U.A. Septiembre 1990)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y del número de moles iniciales es:

	CO ₂	CO	O ₂
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$\frac{1}{2} n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$\frac{1}{2} n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + \frac{1}{2} n\alpha = n (1 + \frac{1}{2} \alpha)$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Los valores de las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{CO}} = p \frac{n\alpha}{n(1 + \frac{1}{2} \alpha)} = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{0,0180}{1 + (0,5 \cdot 0,0180)} = 0,0178 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = p \frac{\frac{1}{2} n\alpha}{n(1 + \frac{1}{2} \alpha)} = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{0,5 \cdot 0,0180}{1 + (0,5 \cdot 0,0180)} = 0,00892 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \frac{1}{2} \alpha)} = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{1 - 0,0180}{1 + (0,5 \cdot 0,0180)} = 0,973 \text{ atm}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}})^2 p_{\text{O}_2}}{(p_{\text{CO}_2})^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,0178^2 \cdot 0,00892}{0,973^2} = 2,99 \cdot 10^{-6}$$

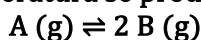
b) Para determinar si la reacción es exotérmica o endotérmica a partir del valor de la constante de equilibrio, se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \Delta H^\circ = R \frac{\ln (K_{p_2}/K_{p_1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

En este caso, **la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura**. Por lo tanto, se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} T_2 > T_1 \rightarrow \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) > 0 \\ K_{p_2} > K_{p_1} \rightarrow \ln \left(\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} \right) > 0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H^\circ > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

5. Una sustancia gaseosa A se introduce en un recipiente cerrado y a un valor determinado de temperatura se produce la reacción:



a) Obtenga el grado de disociación de A (α) en función de K_p y de la presión total p del sistema.

b) Determine los valores de α cuando p tiende a 0 y cuando p tiende a ∞ .

Razone los resultados.

(U.A. Junio 1991)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y del número de moles iniciales es:

	A	B
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—
n_{formado}	—	$2n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$2n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + 2n\alpha = n(1 + \alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_A = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_B = p \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_B)^2}{p_A}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{2\alpha}{1 + \alpha} \right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

De la ecuación anterior se obtiene que la expresión que proporciona el valor del grado de disociación es:

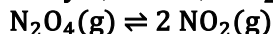
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4p + K_p}}$$

b) De acuerdo con la ecuación anterior:

$$p \rightarrow 0, \text{ entonces, } \alpha \rightarrow 1$$

$$p \rightarrow \infty, \text{ entonces, } \alpha \rightarrow 0$$

6. A 60 °C y 1,00 atm, el $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ se disocia en un 53,0 % de acuerdo con:



Calcule α a 60 °C, pero a una presión de 2,60 atm. Razone los resultados.

(U.A. Septiembre 1991)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y del número de moles iniciales es:

	N_2O_4	NO_2
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—
n_{formado}	—	$2n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$2n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + 2n\alpha = n(1 + \alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{NO}_2} = p \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

El valor de la constante K_p es:

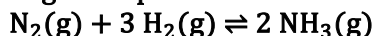
$$K_p = 1,00 \cdot \frac{4 \cdot 0,530^2}{1 - 0,530^2} = 1,56$$

Si se mantiene constante la temperatura y la presión es 2,60 atm, el valor del grado de disociación es:

$$1,56 = 2,60 \cdot \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2} \rightarrow \alpha = 0,361 \rightarrow 36,1 \%$$

Si aumenta la presión a temperatura constante, para que se mantenga el valor de la constante de equilibrio el cociente $\alpha^2/(1 - \alpha^2)$ debe disminuir aumentando el denominador y disminuyendo el numerador, esto se consigue si disminuye el valor del grado de disociación, α , por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia izquierda, hacia la formación de N_2O_4 .

7. Obtenga la expresión de la constante de equilibrio K_p en función de a , b y x de la siguiente reacción:



Si se parte de a mol de N_2 , b mol de H_2 y se forman x mol de NH_3 .

(U.A. Junio 1992)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	N_2	H_2	NH_3
n_{inicial}	a	b	—
$n_{\text{transformado}}$	$x/2$	$3/2 x$	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$a - x/2$	$b - 3x/2$	x
n_{total}	$(a - x/2) + (b - 3x/2) + x = (a + b - x)$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NH}_3} = p \frac{x}{a + b - x}$$

$$p_{\text{N}_2} = p \frac{a - x/2}{a + b - x}$$

$$p_{\text{H}_2} = p \frac{b - 3x/2}{a + b - x}$$

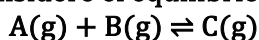
La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3})^2}{p_{\text{N}_2} (p_{\text{H}_2})^3}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{x}{a + b - x}\right)^2}{\left(p \frac{a - x/2}{a + b - x}\right) \left(p \frac{b - 3x/2}{a + b - x}\right)^3} = \frac{x^2 (a + b - x)^2}{p^2 \left(a - \frac{x}{2}\right) \left(b - \frac{3x}{2}\right)^3}$$

8. Considere el equilibrio:



Una mezcla de gases formada por 1,00 mol de A, 3,00 mol de B y 2,00 mol de C está en equilibrio a 300 K y 1,00 atm. Se aumenta la presión hasta un valor de 2,00 atm, manteniendo constante la temperatura. Calcule las nuevas cantidades de A, B y C en el equilibrio.

Razone la respuesta.

(U.A. Junio 1993)

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Los valores de las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_A = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{(1,00 + 3,00 + 2,00) \text{ mol}} = 0,167 \text{ atm}$$

$$p_B = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{3 \text{ mol}}{(1,00 + 3,00 + 2,00) \text{ mol}} = 0,500 \text{ atm}$$

$$p_C = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{(1,00 + 3,00 + 2,00) \text{ mol}} = 0,333 \text{ atm}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_C}{p_A \cdot p_B}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,333}{0,167 \cdot 0,500} = 3,99$$

Si aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de C, ya que así pasa de dos moléculas de A(g) y B(g) a una molécula de C(g).

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	A	B	C
n_{inicial}	1,00	3,00	2,00
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$1,00 - x$	$3,00 - x$	$2,00 + x$
n_{total}	$(1,00 - x) + (3,00 - x) + (2,00 + x) = (6,00 - x)$		

Las nuevas presiones parciales son:

$$p_A = 2,00 \text{ atm} \cdot \frac{(1,00 - x) \text{ mol}}{(6,00 - x) \text{ mol}}$$

$$p_B = 2,00 \text{ atm} \cdot \frac{(3,00 - x) \text{ mol}}{(6,00 - x) \text{ mol}}$$

$$p_C = 2,00 \text{ atm} \cdot \frac{(2,00 + x) \text{ mol}}{(6,00 - x) \text{ mol}}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_p :

$$\frac{2,00 \cdot \frac{(2,00 + x)}{(6,00 - x)}}{2,00 \cdot \frac{(1,00 - x)}{(6,00 - x)} \cdot 2,00 \cdot \frac{(3,00 - x)}{(6,00 - x)}} = 3,99 \quad \rightarrow x = 0,367 \text{ mol}$$

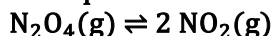
Las nuevas cantidades en el equilibrio son:

$$n_A = 1,00 - 0,367 = 0,633 \text{ mol A}$$

$$n_B = 3,00 - 0,367 = 2,63 \text{ mol B}$$

$$n_C = 2,00 + 0,367 = 2,37 \text{ mol C}$$

9. Para el equilibrio:



Obtenga el valor de la constante de equilibrio K_p en función de:

- a) El grado de disociación α y de la presión total p .
 b) El número de moles de NO_2 formados x y de la presión total p .

(U.A. Septiembre 1993)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y del número de moles iniciales es:

	N_2O_4	NO_2
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—
n_{formado}	—	$2n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$2n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + 2n\alpha = n(1 + \alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{NO}_2} = p \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

b) La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función de los moles iniciales y de los moles formados es:

	N_2O_4	NO_2
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$x/2$	—
n_{formado}	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - x/2$	x
n_{total}	$(n - x/2) + x = (n + x/2)$	

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = p \frac{n - x/2}{n + x/2}$$

$$p_{\text{NO}_2} = p \frac{x}{n + x/2}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{x}{n + x/2}\right)^2}{p \frac{n - x/2}{n + x/2}} = p \frac{x^2}{n^2 - \frac{x^2}{4}}$$

10. A 200 °C y 1,00 atm de presión, el pentacloruro de fósforo, PCl_5 , se disocia en un 48,5 % dando cloro, Cl_2 , y tricloruro de fósforo, PCl_3 . Calcule el grado de disociación a la misma temperatura, pero a una presión de 2,00 atm. Justifique el resultado obtenido.

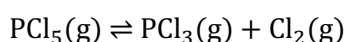
Nota: En las condiciones de trabajo todas las sustancias están en fase gaseosa.

(U.A. Junio 1994)

a) La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$		

El equilibrio correspondiente a la disociación del PCl_5 es:



De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{PCl}_5} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = p \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

El valor de la constante K_p es:

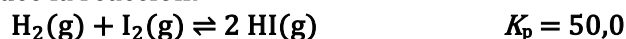
$$K_p = 1,00 \cdot \frac{0,485^2}{1 - 0,485^2} = 0,308$$

Si se mantiene constante la temperatura y la presión es 2,00 atm, el valor del grado de disociación es:

$$0,308 = 2,00 \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \quad \rightarrow \quad \alpha = 0,365 \rightarrow 36,5 \%$$

Si aumenta la presión a temperatura constante, para que se mantenga el valor de la constante de equilibrio el cociente $\alpha^2/(1 - \alpha^2)$ debe disminuir aumentando el denominador y disminuyendo el numerador, esto se consigue si **disminuye el valor del grado de disociación, α** , por lo tanto, **el equilibrio se desplaza hacia izquierda, hacia la formación de PCl_5** .

11. En un cilindro de reacción de 5,00 L de capacidad, donde previamente se ha hecho vacío, se introducen 1,00 g de hidrógeno, H_2 , y 127 g de yodo, I_2 . Se calienta el sistema hasta 448 °C y se produce la reacción:



Cuando se alcanza el equilibrio, calcule:

a) Las presiones parciales de cada una de las sustancias.

b) La presión total.

c) Los moles y gramos de yodo que quedan sin reaccionar.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1995)

a) Las concentraciones iniciales son:

$$[H_2] = \frac{1,00 \text{ g } H_2}{5,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,00 \text{ g } H_2} = 0,100 \text{ M} \quad [I_2] = \frac{127,0 \text{ g } H_2}{5,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } I_2}{253,8 \text{ g } I_2} = 0,100 \text{ M}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 50,0$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	H_2	I_2	HI
c_{inicial}	0,100	0,100	—
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—
c_{formado}	—	—	$2x$
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - x$	$0,100 - x$	$2x$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$50,0 = \frac{(2x)^2}{(0,100 - x)^2} \rightarrow x = 0,0779 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2] = [I_2] = 0,100 - 0,0779 = 0,0221 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[HI] = 2 \cdot 0,0779 = 0,156 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones de todas las especies en el equilibrio son:

$$p_{H_2} = p_{I_2} = 0,0221 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (448 + 273,15) \text{ K} = \mathbf{1,31 \text{ atm}}$$

$$p_{HI} = 0,156 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (448 + 273,15) \text{ K} = \mathbf{9,23 \text{ atm}}$$

b) De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{H_2} + p_{I_2} + p_{HI} = (1,31 + 1,31 + 9,23) = \mathbf{11,9 \text{ atm}}$$

c) La cantidad de I_2 que permanece en el equilibrio sin reaccionar, expresada como concentración molar, es:

$$0,0221 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 5,00 \text{ L} = \mathbf{0,111 \text{ mol } I_2}$$

La masa correspondiente es:

$$0,111 \text{ mol I}_2 \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 28,2 \text{ g I}_2$$

12. En un recipiente de 1,00 L de capacidad se introducen 6,00 g de PCl_5 sólido. Se hace el vacío, se cierra el recipiente y se calienta a 250°C . A esta temperatura el PCl_5 sólido pasa al estado de vapor y se disocia parcialmente dando Cl_2 y PCl_3 ambos en fase gas. Se alcanza el equilibrio y la presión es de 2,078 atm. Calcule:

a) El grado de disociación del PCl_5 .

b) La constante de equilibrio K_p a 250°C .

c) La constante de equilibrio K_c a 250°C .

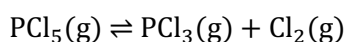
d) El grado de disociación 250°C , pero a una presión de 10,0 atm.

Razone los resultados obtenidos.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Junio 1996) (U.A. Septiembre 2001)

a) El equilibrio correspondiente a la disociación del PCl_5 es:



La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$		

Considerando comportamiento ideal, a partir de la presión total en el equilibrio se puede obtener el grado de disociación del PCl_5 :

$$2,078 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ L} = 6,00 \text{ g PCl}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol PCl}_5}{208,5 \text{ g PCl}_5} \cdot (1 + \alpha) \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (250 + 273,15) \text{ K}$$

Se obtiene, $\alpha = 0,682 \rightarrow 68,2\%$

b) De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{PCl}_5} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = p \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 2,078 \cdot \frac{0,682^2}{1 - 0,682^2} = 1,81$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 1,81 \cdot [0,08206 \cdot (250 + 273,15)]^{-1} = 4,22 \cdot 10^{-2}$$

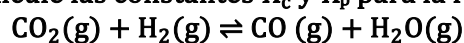
d) Si se mantiene constante la temperatura y la presión es 10,0 atm, el valor del grado de disociación es:

$$1,81 = 10,0 \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \rightarrow \alpha = 0,391 \rightarrow 39,1 \%$$

Si aumenta la presión a temperatura constante, para que se mantenga el valor de la constante de equilibrio el cociente $\alpha^2/(1 - \alpha^2)$ debe disminuir aumentando el denominador y disminuyendo el numerador, esto se consigue si **disminuye el valor del grado de disociación, α** , por lo tanto, **el equilibrio se desplaza hacia izquierda, hacia la formación de PCl_5** .

13. En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 0,61 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ y 0,39 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ y se calienta a 1.250 °C. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla y se encuentra que contiene 0,35 mol de CO_2 .

a) Calcule las constantes K_c y K_p para la reacción:



b) Prediga, de forma razonada, lo que sucederá con las concentraciones de todas las especies, si se añade una pequeña cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ a temperatura constante.

c) Tras alcanzarse el equilibrio planteado en el enunciado, se añaden 0,22 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ a temperatura constante. Calcule los moles de cada una de las especies existentes en el nuevo equilibrio.

(C.V. Junio 1997)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO_2	H_2	CO	H_2O
n_{inicial}	0,61	0,39	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,61 - x$	$0,39 - x$	x	x

Si la mezcla en equilibrio contiene 0,35 mol de CO_2 la cantidad que se transforma es:

$$0,61 \text{ mol} - x = 0,35 \text{ mol} \rightarrow x = 0,26 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,26^2}{0,35 \cdot (0,39 - 0,26)} = 1,5$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 1,5$

b) Si se introduce $\text{H}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de hidrógeno. Este reacciona con el $\text{CO}_2(\text{g})$ y el sistema se desplaza hacia la derecha, hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

c) La nueva tabla de moles después de añadir 0,22 mol de H_2 al equilibrio anterior es:

	CO_2	H_2	CO	H_2O
n_{inicial}	0,35	0,13 + 0,22	0,26	0,26
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,35 - x$	$0,35 - x$	$0,26 + x$	$0,26 + x$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c :

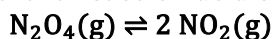
$$\frac{(0,26 + x)^2}{(0,35 - x)^2} = 1,5 \quad \rightarrow \quad x = 0,076 \text{ mol}$$

Las cantidades existentes al alcanzarse de nuevo el equilibrio son:

$$n_{\text{CO}} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,26 + 0,076 = 0,34 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{H}_2} = 0,35 - 0,076 = 0,27 \text{ mol}$$

14. Para la reacción de disociación del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ según la ecuación:



K_p es 2,49 a 60 °C si se expresa la presión en atmósferas.

a) Calcule el grado de disociación a esta temperatura y una presión total en el equilibrio de 1,00 atm.

b) Suponiendo que se disminuye el volumen a temperatura constante, prediga de forma razonada:

b1) ¿Qué le sucede a la cantidad (moles) de NO_2 ?

b2) ¿Qué le sucede a la concentración de NO_2 ?

(C.V. Septiembre 1997)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y del número de moles iniciales es:

	N_2O_4	NO_2
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—
n_{formado}	—	$2n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$2n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + 2n\alpha = n(1 + \alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{NO}_2} = p \frac{2n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}_2})^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2}{p \frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = p \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2}$$

El valor del grado de disociación es:

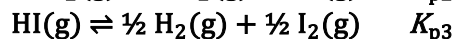
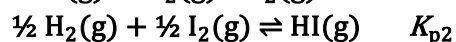
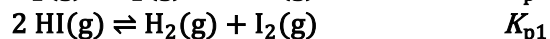
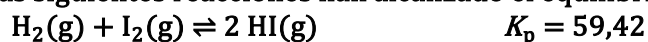
$$1,00 \cdot \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} = 2,49 \quad \rightarrow \quad \alpha = 0,620 \rightarrow 62,0 \%$$

b) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **augmenta la presión**. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_4** , ya que así pasa de dos moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$.

b1) De acuerdo con lo expuesto, **el número de moles de NO_2 disminuye**.

b2) Respecto a la concentración de NO_2 , la disminución en el número de moles de esta sustancia se ve compensada con la disminución del volumen, no obstante, el valor concreto dependerá de cuál de las dos variables disminuya más.

15. Las siguientes reacciones han alcanzado el equilibrio a una misma temperatura:



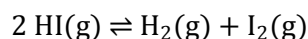
Calcule el valor de las constantes K_{p1} , K_{p2} y K_{p3} .

(C.V. Septiembre 1997)

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{HI}})^2}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}} = 59,42$$

▪ Para la reacción:



La expresión de la constante K_{p1} es:

$$K_{p1} = \frac{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}}{(p_{\text{HI}})^2}$$

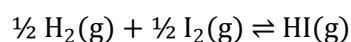
La relación que existe entre las constantes K_p y K_{p1} es:

$$K_{p1} = \frac{1}{K_p}$$

El valor de la constante K_{p1} es:

$$K_{p1} = \frac{1}{59,42} = 1,683 \cdot 10^{-2}$$

▪ Para la reacción:



La expresión de la constante K_{p2} es:

$$K_{p2} = \frac{p_{\text{HI}}}{(p_{\text{H}_2})^{1/2} \cdot (p_{\text{I}_2})^{1/2}}$$

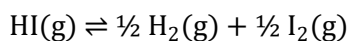
La relación que existe entre las constantes K_p y K_{p2} es:

$$K_{p2} = (K_p)^{1/2}$$

El valor de la constante K_{p2} es:

$$K_{p1} = \sqrt{59,42} = 7,708$$

▪ Para la reacción:



La expresión de la constante K_{p3} es:

$$K_{p3} = \frac{(p_{\text{H}_2})^{1/2} \cdot (p_{\text{I}_2})^{1/2}}{p_{\text{HI}}}$$

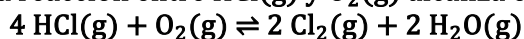
La relación que existe entre las constantes K_p y K_{p3} es:

$$K_{p3} = \frac{1}{(K_p)^{1/2}}$$

El valor de la constante K_{p3} es:

$$K_{p3} = \frac{1}{\sqrt{59,42}} = 0,130$$

16. La reacción entre HCl(g) y $\text{O}_2(\text{g})$ alcanza el siguiente equilibrio:



Si el recipiente en el que se produce la reacción tiene un volumen de 1 litro se parte inicialmente de 1 mol de HCl y 4 mol de O_2 .

Calcule la fracción molar de Cl_2 en el equilibrio:

a) Si se llama x al número de moles de Cl_2 que se forman.

b) Si se llama y al número de moles de HCl que desaparecen.

(U.A. Septiembre 1997) (U.A. Junio 1999)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
n_{inicial}	1	4	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$2x$	$x/2$	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$1 - 2x$	$4 - x/2$	x	x
n_{total}	$(1 - 2x) + (4 - x/2) + x + x = 5 - x/2$			

La fracción molar del Cl_2 es:

$$y_{\text{Cl}_2} = \frac{x \text{ mol Cl}_2}{(5 - x/2) \text{ mol mezcla}} = \frac{2x}{10 - x}$$

b) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
n_{inicial}	1	4	—	—
$n_{\text{transformado}}$	y	$y/4$	—	—
n_{formado}	—	—	$y/2$	$y/2$
$n_{\text{equilibrio}}$	$1 - y$	$4 - y/4$	$y/2$	$y/2$
n_{total}	$(1 - y) + (4 - y/4) + y/2 + y/2 = 5 - y/4$			

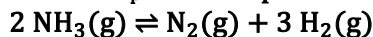
La fracción molar del Cl_2 es:

$$y_{\text{Cl}_2} = \frac{y/2 \text{ mol Cl}_2}{(5 - y/4) \text{ mol mezcla}} = \frac{2y}{20 - y}$$

17. A la temperatura de 400 °C, el amoniaco se encuentra disociado en un 40,0 % en N₂ y H₂ cuando la presión total del sistema es 710 mmHg. Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio.
b) Sabiendo que el volumen del recipiente es 486,5 L, calcule el número de moles de cada especie en el equilibrio.

c) El valor de K_p a 400 °C para la reacción:



Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 1998)

La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	NH ₃	N ₂	H ₂
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$0,5n\alpha$	$1,5n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$0,5n\alpha$	$1,5n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + 0,5n\alpha + 1,5n\alpha = n(1 + \alpha)$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NH}_3} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = 710 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 - 0,400}{1 + 0,400} = 0,400 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = p \frac{0,5n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{0,5\alpha}{1 + \alpha} = 710 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{0,5 \cdot 0,400}{1 + 0,400} = 0,133 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = p \frac{1,5n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1,5\alpha}{1 + \alpha} = 710 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1,5 \cdot 0,400}{1 + 0,400} = 0,400 \text{ atm}$$

b) Considerando comportamiento ideal, las cantidades de cada una de las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{H}_2} = \frac{0,400 \text{ atm} \cdot 486,5 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (400 + 273,15) \text{ K}} = 3,52 \text{ mol NH}_3$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{0,133 \text{ atm} \cdot 486,5 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (400 + 273,15) \text{ K}} = 1,17 \text{ mol N}_2$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{0,400 \text{ atm} \cdot 486,5 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (400 + 273,15) \text{ K}} = 3,52 \text{ mol H}_2$$

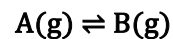
c) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2} \cdot (p_{\text{H}_2})^3}{(p_{\text{NH}_3})^2}$$

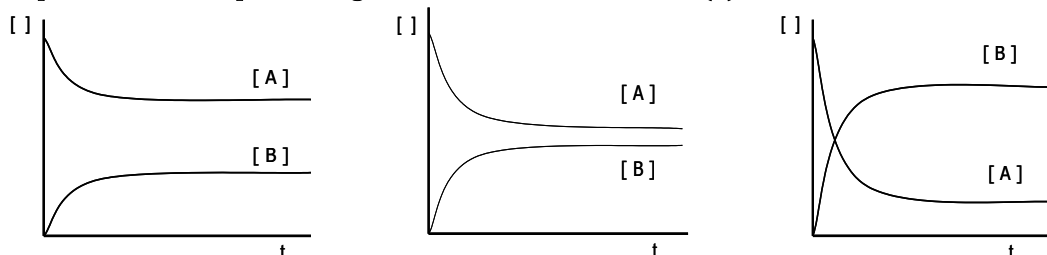
El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,133 \cdot 0,400^3}{0,400^2} = 5,32 \cdot 10^{-2}$$

18. Para una hipotética reacción, cuya ecuación química es,



se plantean como posibles gráficas Concentración = f (t):



Justifique qué gráfica corresponderá a cada uno de los siguientes casos:

- $K_c \gg \gg \gg 1$
- $K_c \ll \ll \ll 1$
- $K_c \approx 1$

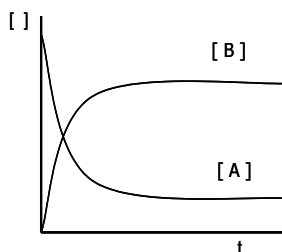
(C.V. Junio1998)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[B]}{[A]}$$

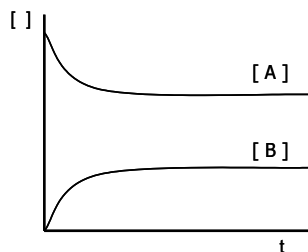
- a) $K_c \gg \gg \gg 1$ corresponde al caso en el que en el equilibrio se cumpla que, $[B] \gg \gg \gg [A]$.

Esta situación se ve reflejada en la siguiente gráfica:



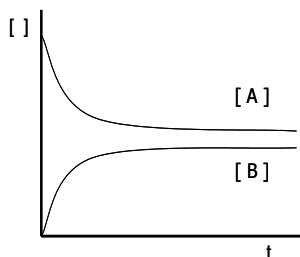
- b) $K_c \ll \ll \ll 1$ corresponde al caso en el que en el equilibrio se cumpla que, $[B] \ll \ll \ll [A]$.

Esta situación se ve reflejada en la siguiente gráfica:



- c) $K_c \approx 1$ corresponde al caso en el que en el equilibrio se cumpla que, $[B] \approx [A]$.

Esta situación se ve reflejada en la siguiente gráfica:



19. El fosgeno, COCl_2 , se descompone a elevada temperatura según la ecuación:



En una experiencia se inyectan 0,631 g de fosgeno en un recipiente rígido de 472 cm^3 a 1.000 K. Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión total es de 2,175 atm.

a) Calcule la constante de equilibrio K_c a 1.000 K.

b) Una vez alcanzado el equilibrio, se disminuye el volumen a la mitad manteniendo constante la temperatura. Indique de forma cualitativa qué sucederá con el número de moles y con la concentración de las especies existentes.

(C.V. Septiembre 1998)

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	COCl_2	CO	Cl_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	—	—
n_{formado}	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - x$	x	x
n_{total}	$(n - x) + x + x = n + x$		

La cantidad inicial de COCl_2 es:

$$0,631 \text{ g COCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol COCl}_2}{99,0 \text{ g COCl}_2} = 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol COCl}_2$$

Considerando comportamiento ideal:

$$pV = (n + x)RT \quad \rightarrow \quad x = \frac{pV}{RT} - n$$

Considerando comportamiento ideal, a partir de la presión en el equilibrio se obtiene la cantidad de COCl_2 que se transforma:

$$x = \frac{2,175 \text{ atm} \cdot 472 \text{ cm}^3}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 1.000 \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} - 6,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 6,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}] [\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{6,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{472 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \right)^2}{\left(\frac{6,37 \cdot 10^{-3} - 6,14 \cdot 10^{-3}}{472 \text{ cm}^3} \right) \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}}} = 0,347$$

b) Si se reduce el volumen a la mitad a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) se duplica la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de COCl_2 , ya que así pasa de dos moléculas de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{COCl}_2(\text{g})$, por lo que:

- El número de moles de COCl_2 aumenta y su concentración también, ya que a la vez que el número de moles aumenta disminuye el volumen.
- El número de moles de CO y Cl_2 disminuye, pero dicha disminución del número de moles se ve compensada con la disminución del volumen de forma que las concentraciones aumentan y así se mantiene el valor de la constante de equilibrio.

20. A 480 °C y presión de 1,00 atm, el amoniaco está disociado en un 66,0 % en N₂ y H₂. Calcule:

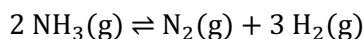
a) El valor de la constante de equilibrio, K_p , a esa temperatura.

b) Las presiones parciales de cada componente cuando, a 480 °C, se aumenta la presión hasta 20,0 atm.

Justifique cualquier aproximación que realice y razone el resultado obtenido.

(U.A. Junio 2000)

a) La ecuación química correspondiente a la disociación del amoniaco es:



La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	NH ₃	N ₂	H ₂
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$0,5n\alpha$	$1,5n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$0,5n\alpha$	$1,5n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + 0,5n\alpha + 1,5n\alpha = n(1 + \alpha)$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NH}_3} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{1 - 0,660}{1 + 0,660} = 0,205 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = p \frac{0,5n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{0,5\alpha}{1 + \alpha} = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{0,5 \cdot 0,660}{1 + 0,660} = 0,199 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = p \frac{1,5n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1,5\alpha}{1 + \alpha} = 1,00 \text{ atm} \cdot \frac{1,5 \cdot 0,660}{1 + 0,660} = 0,596 \text{ atm}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2} \cdot (p_{\text{H}_2})^3}{(p_{\text{NH}_3})^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,199 \cdot 0,596^3}{0,205^2} = 1,00$$

b) Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de NH₃, ya que así pasa de cuatro moléculas de N₂(g) y H₂(g) a dos moléculas de NH₃(g).

Sustituyendo en la expresión de K_p las expresiones de las presiones parciales obtenidas en el apartado anterior:

$$K_p = \frac{p \frac{0,5\alpha}{1 + \alpha} \cdot \left(p \frac{1,5\alpha}{1 + \alpha}\right)^3}{\left(p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}\right)^2} = \frac{27 p^2}{16} \cdot \frac{\alpha^4}{(1 - \alpha^2)^2}$$

Para resolver la ecuación se puede considerar que $\alpha \ll 1$, por lo que se puede aproximar que $1 - \alpha^2 \approx 1$, con lo que la expresión de K_p queda como:

$$K_p = \frac{27 p^2}{16} \alpha^4$$

El valor del grado de disociación a la misma temperatura y presión de 20,0 atm es:

$$\frac{27 \cdot 20,0^2}{16} \alpha^4 = 1,00 \quad \rightarrow \quad \alpha = 0,196 \rightarrow 19,6 \%$$

De acuerdo con lo expuesto anteriormente, el grado de disociación del NH_3 ha disminuido. Por otro lado, queda justificada la aproximación realizada de que $(1 - \alpha^2) \approx 1$, ya que efectivamente, $(1 - 0,196^2) = 0,962$.

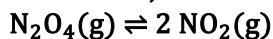
Las nuevas presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NH}_3} = 20,0 \text{ atm} \cdot \frac{1 - 0,196}{1 + 0,196} = 13,4 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = 20,0 \text{ atm} \cdot \frac{0,5 \cdot 0,196}{1 + 0,196} = 1,64 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = 20,0 \text{ atm} \cdot \frac{1,5 \cdot 0,196}{1 + 0,196} = 4,92 \text{ atm}$$

21. En un recipiente de paredes rígidas se hace el vacío y después se introduce $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ hasta alcanzar una presión de 1,00 atm a 100 °C. El N_2O_4 se disocia parcialmente según la reacción:



Al alcanzarse el equilibrio la presión total es de 1,78 atm a 100 °C. Calcule:

- La concentración inicial de N_2O_4 expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- El grado de disociación del N_2O_4 a 100 °C.
- Las concentraciones en el equilibrio de ambos compuestos, expresadas en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- Las constantes K_c y K_p para la reacción de disociación a 100 °C.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, la concentración inicial de N_2O_4 es:

$$c = \frac{1,00 \text{ atm}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}} = 3,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) La tabla de moles correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y la concentración inicial es:

	N_2O_4	NO_2
c_{inicial}	c	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—
c_{formado}	—	$2c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - c\alpha$	$2c\alpha$
c_{total}	$(c - c\alpha) + 2c\alpha = c(1 + \alpha)$	

Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular el grado de disociación:

$$p = c(1 + \alpha)RT \quad \rightarrow \quad \alpha = \frac{p}{cRT} - 1$$

El valor del grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{1,78 \text{ atm}}{3,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}} - 1 = 0,778 \rightarrow 77,8 \%$$

c) Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 3,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot (1 - 0,778) = 7,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2] = 2 \cdot 3,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,778 = 5,09 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(5,09 \cdot 10^{-2})^2}{7,26 \cdot 10^{-3}} = 0,357$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

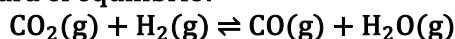
siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c RT$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,357 \cdot [0,08206 \cdot (100 + 273,15)] = 10,9$$

22. Para el equilibrio:



la constante K_c es 4,40 a 2.000 K.

a) Calcule la concentración de cada especie en el equilibrio si inicialmente se han introducido 1,00 mol de CO_2 y 1,00 mol de H_2 , en un recipiente de 4,68 L, a 2.000 K.

b) Calcule que sucederá, tras alcanzarse el equilibrio, si manteniendo la temperatura constante se reduce el volumen a la mitad. ¿Cuáles serán ahora las concentraciones de las especies existentes?, ¿y la presión total?

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2000)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO_2	H_2	CO	H_2O
n_{inicial}	1,00	1,00	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$1,00 - x$	$1,00 - x$	x	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(1,00 - x)^2} = 4,40 \quad \rightarrow \quad x = 0,677 \text{ mol}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,677 \text{ mol}}{4,68 \text{ L}} = 0,145 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{(1,00 - 0,677) \text{ mol}}{4,68 \text{ L}} = 0,0690 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Si se reduce el volumen a la mitad a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) se duplica la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, no se produce ningún desplazamiento, el único cambio es que las concentraciones se hacen el doble:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{0,677 \text{ mol}}{2,34 \text{ L}} = 0,290 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{(1,00 - 0,677) \text{ mol}}{2,34 \text{ L}} = 0,138 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión total de la mezcla en equilibrio es:

$$p_t = \frac{2,00 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 2.000 \text{ K}}{2,34 \text{ L}} = 140 \text{ atm}$$

23. La constante de equilibrio del sistema:



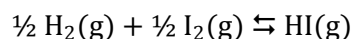
- a) ¿Cuál es el valor de la constante para el proceso de formación de 1,0 mol de yoduro de hidrógeno?
 b) ¿Cuál es el valor de la constante para el proceso de descomposición de 1,0 mol de yoduro de hidrógeno?
 c) Si en un matraz se introducen, en las condiciones iniciales de trabajo, 0,30 mol de hidrógeno, 0,27 moles de yodo y 1,0 mol de yoduro de hidrógeno, ¿hacia dónde se desplazará el equilibrio?

(C.V. Junio 2001)

a) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = 54,27$$

Para la reacción:



La expresión de la constante K_{c1} es:

$$K_{c1} = \frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{1/2} [\text{I}_2]^{1/2}}$$

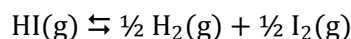
La relación que existe entre las constantes K_c y K_{c1} es:

$$K_{c1} = (K_c)^{1/2}$$

El valor de la constante K_{c1} es:

$$K_{c1} = \sqrt{54,27} = 7,367$$

b) Para la reacción:



La expresión de la constante K_{c2} es:

$$K_{c2} = \frac{[\text{H}_2]^{1/2} [\text{I}_2]^{1/2}}{[\text{HI}]}$$

La relación que existe entre las constantes K_c y K_{c2} es:

$$K_{c2} = \frac{1}{(K_c)^{1/2}}$$

El valor de la constante K_{c2} es:

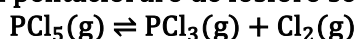
$$K_{c2} = \frac{1}{\sqrt{54,27}} = 0,136$$

c) Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_c , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_c :

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]_0^2}{[\text{H}_2]_0 [\text{I}_2]_0} = \frac{1^2}{0,30 \cdot 0,27} = 12,35 < 54,27$$

Como $Q_c < K_c$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_c aumente hasta que se iguale al valor de K_c , para eso debe aumentar el numerador y disminuir el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la derecha**, es decir, **hacia la formación de HI**.

24. El pentacloruro de fósforo se disocia según el equilibrio homogéneo en fase gas siguiente:



A una temperatura determinada, se introducen en un matraz de 1,0 L de capacidad 1,0 mol de pentacloruro de fósforo y se alcanza el equilibrio cuando se disocia el 35 % de la cantidad de pentacloruro inicial. Si la presión de trabajo resulta ser de 1,5 atm, se desea saber:

- La constante de equilibrio en función de las concentraciones molares.
- Las presiones parciales de los gases en el momento del equilibrio.
- La constante de equilibrio en función de las presiones parciales.

(C.V. Septiembre 2001)

a) La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$		

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = \frac{1,0 \cdot 0,35 \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,35 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{PCl}_5] = \frac{1,0 \cdot (1 - 0,35) \text{ mol}}{1,0 \text{ L}} = 0,65 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,35 \cdot 0,35}{0,65} = 0,19$$

b) De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{PCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = p \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{\alpha}{1 + \alpha} = 1,5 \text{ atm} \cdot \frac{0,35}{1 + 0,35} = 0,39 \text{ atm}$$

$$p_{\text{PCl}_5} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} = 1,5 \text{ atm} \cdot \frac{1 - 0,35}{1 + 0,35} = 0,72 \text{ atm}$$

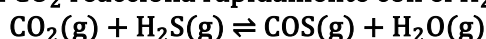
c) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,39 \cdot 0,39}{0,72} = 0,21$$

25. El CO_2 reacciona rápidamente con el H_2S , a altas temperaturas, según la siguiente reacción:



En una experiencia se colocaron 4,40 g de CO_2 en una vasija de 2,50 L, a 337 °C, y una cantidad suficiente de H_2S para que la presión total fuese de 10,0 atm una vez alcanzado el equilibrio. En la mezcla que se obtiene una vez alcanzado el equilibrio existían 0,0100 mol de agua. Determine:

a) El número de moles de cada una de las especies en el equilibrio.

b) El valor de las constantes K_c y K_p .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2002) (C.V. Julio 2014) (C.V. Junio 2021)

a) El número de moles iniciales de CO_2 es:

$$4,40 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,100 \text{ mol CO}_2$$

Llamando n a los moles iniciales de H_2S , la tabla de moles en el equilibrio es:

	CO_2	H_2S	COS	H_2O
n_{inicial}	0,100	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - x$	$n - x$	x	x
n_{total}	$(0,100 - x) + (n - x) + x + x = (0,100 + n)$			

La cantidad de H_2O presente en el equilibrio permiten calcular las cantidades del resto de las especies:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{COS}} = x = 0,0100 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = (0,100 - 0,0100) = 0,0900 \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión de la mezcla en el equilibrio permite calcular la cantidad inicial de H_2S :

$$n = \frac{10,0 \text{ atm} \cdot 2,50 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (337 + 273,15) \text{ K}} - 0,100 = 0,400 \text{ mol H}_2\text{S}$$

La cantidad de H_2S en el equilibrio es:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = (0,400 - 0,0100) = 0,390 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{COS}] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] [\text{H}_2\text{S}]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,0100 \cdot 0,0100}{0,0900 \cdot 0,390} = 2,85 \cdot 10^{-3}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

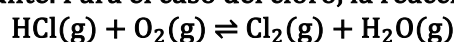
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 2,85 \cdot 10^{-3}$

(En 2021 se pregunta la concentración en el equilibrio).

26. La obtención de un halógeno en el laboratorio puede realizarse tratando un hidrácido con un oxidante. Para el caso del cloro, la reacción viene dada por el equilibrio:



a) Ajuste la reacción.

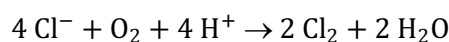
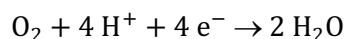
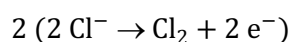
b) Escriba la expresión matemática de la constante de equilibrio K_c .

c) Si en un recipiente de 2,5 L se introducen 0,070 mol de cloruro de hidrógeno y la mitad de esa cantidad de oxígeno, se alcanza el equilibrio cuando se forman 0,010 mol de cloro e igual cantidad de agua. Calcule el valor de la constante de equilibrio.

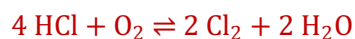
(C.V. Septiembre 2002)

a) Como se trata de una reacción de oxidación-reducción, para el ajuste de la misma se aplica el método del ion-electrón.

Las semirreacciones y la reacción global que tienen lugar son:



La ecuación molecular final:



b) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}$$

c) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
n_{inicial}	0,070	0,035	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	$x/4$	—	—
n_{formado}	—	—	$x/2$	$x/2$
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,070 - x$	$0,035 - x/4$	$x/2$	$x/2$

La cantidad de H₂O presente en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{Cl}_2} = \frac{x}{2} \rightarrow 0,010 = \frac{x}{2} \rightarrow x = 0,020 \text{ mol}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{Cl}_2] = \frac{0,010 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

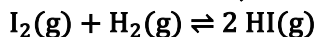
$$[\text{HCl}] = \frac{(0,070 - 0,020) \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{(0,035 - 0,0050) \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(4,0 \cdot 10^{-3})^2 \cdot (4,0 \cdot 10^{-3})^2}{(2,0 \cdot 10^{-2})^4 \cdot 1,2 \cdot 10^{-2}} = 0,133$$

27. Cuando se calientan, a 470 °C, 46,0 g de yodo y 1,00 g de hidrógeno y se alcanza el equilibrio:



Si la mezcla en equilibrio contiene 1,90 g de yodo. Calcule:

- a) Los moles de cada especie presentes en el equilibrio.
b) La constante de equilibrio K_p .

(U.A. Septiembre 2002)

a) Las cantidades iniciales son:

$$1,00 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} = 0,500 \text{ mol H}_2$$

$$46,0 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 0,181 \text{ mol I}_2$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	H ₂	I ₂	HI
n_{inicial}	0,50	0,18	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—
n_{formado}	—	—	$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,50 - x$	$0,18 - x$	$2x$

La cantidad de I₂ presente en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$n_{\text{I}_2} = 1,9 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol I}_2$$

$$0,18 - x = 7,5 \cdot 10^{-3} \quad \rightarrow \quad x = 0,17 \text{ mol transformado}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,50 - 0,17 = 0,33 \text{ mol H}_2$$

$$n_{\text{HI}} = 2 \cdot 0,17 = 0,34 \text{ mol HI}$$

b) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{HI}})^2}{p_{\text{H}_2} \cdot p_{\text{I}_2}}$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

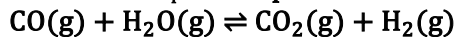
$$p_{\text{HI}} = \frac{0,34 \text{ mol} \cdot R \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot T \text{ K}}{V \text{ L}} = \frac{0,34 RT}{V} \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{0,33 \text{ mol} \cdot R \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot T \text{ K}}{V \text{ L}} = \frac{0,33 RT}{V} \text{ atm}$$

$$p_{\text{I}_2} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot R \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot T \text{ K}}{V \text{ L}} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} RT}{V} \text{ atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{\left(\frac{0,34 RT}{V}\right)^2}{\frac{0,33 RT}{V} \cdot \frac{7,5 \cdot 10^{-3} RT}{V}} = 47$$

28. La constante K_p correspondiente al equilibrio:

es 10,0 a la temperatura de 690 K. Si inicialmente se introducen en un reactor de 15,0 L, 0,300 mol de CO y 0,200 mol de H₂O, calcule:

- Las concentraciones de cada una de las especies una vez que el sistema alcanza el equilibrio.
- La presión en el recipiente tras alcanzarse el equilibrio.
- Si la constante de equilibrio K_p correspondiente a este mismo equilibrio alcanza un valor de 66,2 a la temperatura de 550 K, deduzca si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2003)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
n_{inicial}	0,300	0,200	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,300 - x$	$0,200 - x$	x	x
n_{total}	$(0,300 - x) + (0,200 - x) + x + x = 0,500$			

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(0,300 - x) \cdot (0,200 - x)} = 10,0 \quad \rightarrow \quad x = 0,677 \text{ mol}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{0,175 \text{ mol}}{15,0 \text{ L}} = 1,17 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = \frac{(0,300 - 0,175) \text{ mol}}{15,0 \text{ L}} = 8,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{(0,200 - 0,175) \text{ mol}}{15,0 \text{ L}} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión total de la mezcla en equilibrio es:

$$p_t = \frac{0,500 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 690 \text{ K}}{15,0 \text{ L}} = 1,89 \text{ atm}$$

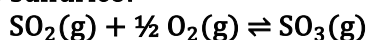
b) Para determinar si la reacción es exotérmica o endotérmica a partir del valor de la constante de equilibrio, se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ = R \frac{\ln(K_{p_2}/K_{p_1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

En este caso, **la constante de equilibrio aumenta al disminuir la temperatura**. Por lo tanto, se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} T_2 < T_1 \rightarrow \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) < 0 \\ K_{p_2} > K_{p_1} \rightarrow \ln \left(\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} \right) > 0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H^\circ < 0 \text{ (proceso exotérmico)}$$

29. La formación del SO_3 a partir de SO_2 y O_2 es una etapa intermedia en la síntesis industrial del ácido sulfúrico:



Se introducen 128 g de SO_2 y 64 g de O_2 en un recipiente cerrado de 2,0 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta a 830 °C y tras alcanzar el equilibrio se observa que ha reaccionado el 80 % del SO_2 inicial.

a) Calcule la composición en moles de la mezcla en equilibrio y el valor de K_c .

b) Calcule la presión parcial de cada componente de la mezcla en equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K_p .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2003)

a) Las cantidades iniciales son:

$$128 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64,1 \text{ g SO}_2} = 2,00 \text{ mol SO}_2 \qquad 64 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 2,0 \text{ mol O}_2$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	SO_2	O_2	SO_3
n_{inicial}	2,00	2,0	—
$n_{\text{transformado}}$	x	$x/2$	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$2,00 - x$	$2,0 - x/2$	x

La cantidad de SO_2 que reacciona en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$x = 2,00 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{80,0 \text{ mol SO}_2 \text{ (transformado)}}{100 \text{ mol SO}_2 \text{ (inicial)}} = 1,60 \text{ mol SO}_2$$

$$n_{\text{SO}_2} = 2,00 - 1,60 = 0,400 \text{ mol SO}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = 2,0 - \frac{1,60}{2} = 1,2 \text{ mol O}_2$$

$$n_{\text{SO}_3} = 1,60 \text{ mol SO}_3$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{SO}_2][\text{O}_2]^{1/2}}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\frac{1,60}{2,0}}{\frac{0,400}{2,0} \cdot \left(\frac{1,2}{2,0}\right)^{1/2}} = 2,85 \cdot 10^{-3}$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{0,400 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (830 + 273,15) \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 18 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{1,2 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (830 + 273,15) \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 54 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_3} = \frac{1,6 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (830 + 273,15) \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 72 \text{ atm}$$

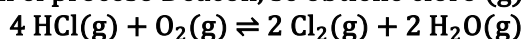
La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}}{p_{\text{SO}_2} \cdot (p_{\text{O}_2})^{1/2}}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{72}{18 \cdot 54^{1/2}} = 0,54$$

30. En el proceso Deacon, se obtiene cloro (g) por medio del siguiente equilibrio:



Se introducen 3,285 g de HCl(g) y 3,616 g de O₂(g) en un recipiente cerrado de 10,0 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla a 390 °C y cuando se ha alcanzado el equilibrio a esta temperatura se observa la formación de 2,655 g de Cl₂(g). Calcule:

a) El valor de la constante K_c .

b) La presión parcial de cada componente de la mezcla en equilibrio, y a partir de los valores de las presiones parciales calcule el valor de la constante K_p .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2004)

a) Las concentraciones iniciales son:

$$[\text{HCl}] = \frac{3,285 \text{ g HCl}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 9,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2] = \frac{3,616 \text{ g O}_2}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCl	O ₂	H ₂ O	Cl ₂
c_{inicial}	$9,00 \cdot 10^{-3}$	$1,13 \cdot 10^{-2}$	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$4x$	x	—	—
c_{formado}	—	—	$2x$	$2x$
$c_{\text{equilibrio}}$	$9,00 \cdot 10^{-3} - 4x$	$1,13 \cdot 10^{-2} - x$	$2x$	$2x$

La cantidad de Cl₂ presente en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$[\text{Cl}_2] = [\text{H}_2\text{O}] = 2x = \frac{2,655 \text{ g Cl}_2}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} = 3,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow x = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HCl}] = 9,00 \cdot 10^{-3} - [4 \cdot (1,87 \cdot 10^{-3})] = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2] = 1,13 \cdot 10^{-2} - 1,87 \cdot 10^{-3} = 9,43 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{(3,74 \cdot 10^{-3})^2 \cdot (3,74 \cdot 10^{-3})^2}{(1,52 \cdot 10^{-3})^4 \cdot (9,43 \cdot 10^{-3})} = 3,89 \cdot 10^3$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{Cl}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = 3,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (390 + 273,15) \text{ K} = 0,204 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = 9,43 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (390 + 273,15) \text{ K} = 0,513 \text{ atm}$$

$$p_{\text{HCl}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (390 + 273,15) \text{ K} = 0,0827 \text{ atm}$$

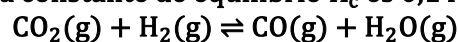
La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{Cl}_2})^2 \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(p_{\text{HCl}})^4 \cdot p_{\text{O}_2}}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,204^2 \cdot 0,204^2}{0,0827^4 \cdot 0,513} = 72,2$$

31. La constante de equilibrio K_c es 0,140 a 550 °C para la siguiente reacción:



En un recipiente de 5,00 L se introducen 11,0 g de dióxido de carbono, 0,500 g de hidrógeno y se calienta hasta 550 °C. Calcule:

a) La composición de la mezcla de gases en el equilibrio.

b) La composición de la mezcla cuando se alcance el equilibrio después de añadir 11,0 g más de dióxido de carbono a la mezcla anterior.

(C.V. Septiembre 2004)

a) Las concentraciones iniciales son:

$$[\text{CO}_2] = \frac{11,0 \text{ g CO}_2}{5,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,500 \text{ g H}_2}{5,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} = 0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ O
c_{inicial}	0,0500	0,0500	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
c_{formado}	—	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0500 - x$	$0,0500 - x$	x	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2] [\text{H}_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(0,0500 - x) \cdot (0,0500 - x)} = 0,140 \quad \rightarrow \quad x = 0,0136 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,0136 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,0500 - 0,0136 = 0,0364 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Si se introduce CO₂(g) a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso del mismo. Este reacciona con el H₂(g) y el sistema se desplaza hacia la derecha, hacia la formación de CO(g) y H₂O(g).

La nueva concentración de CO_2 inicial es:

$$[\text{CO}_2] = 0,0364 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} + \frac{11,0 \text{ g CO}_2}{5,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,0864 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La nueva tabla de concentraciones es:

	CO_2	H_2	CO	H_2O
c_{inicial}	0,0864	0,0364	0,0136	0,0136
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
c_{formado}	—	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0864 - x$	$0,0364 - x$	$0,0136 + x$	$0,0136 + x$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{(0,0136 + x)^2}{(0,0864 - x) \cdot (0,0364 - x)} = 0,140 \quad \rightarrow \quad x = 5,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,0136 + 5,20 \cdot 10^{-3} = 0,0188 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2] = 0,0864 - 5,20 \cdot 10^{-3} = 0,0812 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2] = 0,0364 - 5,20 \cdot 10^{-3} = 0,0312 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

32. En un recipiente de 200 mL de capacidad y mantenido a 400 °C se introducen 2,56 g de yoduro de hidrógeno alcanzándose el equilibrio siguiente:



La constante de equilibrio en esas condiciones vale $K_p = 0,0170$. Se desea saber:

a) El valor de K_c para ese equilibrio.

b) La concentración de cada uno de los componentes en el equilibrio.

c) La presión total en el equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2007)

a) La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_c = K_p = 0,0170$

b) La concentración inicial de HI es:

$$[\text{HI}] = \frac{2,56 \text{ g HI}}{200 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol HI}}{127,9 \text{ g HI}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HI	H_2	I_2
c_{inicial}	0,100	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$2x$	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - 2x$	x	x
c_{total}	$(0,100 - 2x) + x + x = 0,100$		

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(0,100 - 2x)^2} = 0,0170 \quad \rightarrow \quad x = 6,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 6,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 0,100 - [2 \cdot (6,10 \cdot 10^{-3})] = 8,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Considerando comportamiento ideal, la presión de la mezcla en equilibrio es:

$$p_t = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (400 + 273,15) \text{ K} = 5,52 \text{ atm}$$

33. El yodo reacciona con el hidrógeno según la siguiente ecuación:



El análisis de una mezcla gaseosa de $\text{I}_2(\text{g})$, $\text{H}_2(\text{g})$, HI (g) contenida en un recipiente de 1,00 L a 227 °C, donde se ha alcanzado el equilibrio, va a dar el resultado siguiente: $2,21 \cdot 10^{-3}$ mol de HI; $1,46 \cdot 10^{-3}$ mol de I_2 y $2,09 \cdot 10^{-3}$ mol de H_2 .

a) ¿Cuál es la presión de cada uno de los gases en el equilibrio a 227 °C, y la presión total en el interior del recipiente?

b) Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p para la reacción indicada y calcule su valor numérico.

c) En el mismo recipiente, después de hacer el vacío, se introducen 10,0 g de I_2 y 10,0 g de HI y se mantiene a 227 °C. Calcule la cantidad (en gramos) de cada uno de los componentes de la mezcla cuando se alcance el equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2007)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

Teniendo en cuenta que $V = 1,00 \text{ L}$, el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{2,09 \cdot 10^{-3} \cdot 1,46 \cdot 10^{-3}}{(2,21 \cdot 10^{-3})^2} = 0,625$$

a) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{H}_2} = 2,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (227 + 273,15) \text{ K} = 0,0858 \text{ atm}$$

$$p_{\text{I}_2} = 1,46 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (227 + 273,15) \text{ K} = 0,0599 \text{ atm}$$

$$p_{\text{HI}} = 2,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (227 + 273,15) \text{ K} = 0,0907 \text{ atm}$$

b) La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 0,625$

c) Las cantidades iniciales de I_2 y HI son:

$$n_{\text{I}_2} = 10,0 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 0,0394 \text{ mol I}_2$$

$$n_{\text{HI}} = 10,0 \text{ g HI} \cdot \frac{1 \text{ mol HI}}{127,9 \text{ g HI}} = 0,0782 \text{ mol HI}$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HI	H ₂	I ₂
n_{inicial}	0,0782	—	0,0394
$n_{\text{transformado}}$	$2x$	—	—
n_{formado}	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,0782 - 2x$	x	$0,0394 + x$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{x \cdot (0,0394 + x)}{(0,0782 - 2x)^2} = 0,625 \quad \rightarrow \quad x = 0,0184 \text{ mol}$$

Las masas de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{H}_2} = 0,0184 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,00 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,0368 \text{ g H}_2$$

$$n_{\text{I}_2} = (0,0394 + 0,0184) \text{ mol I}_2 \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 14,7 \text{ g I}_2$$

$$n_{\text{HI}} = [0,0782 - (2 \cdot 0,0184)] \text{ mol HI} \cdot \frac{127,9 \text{ g HI}}{1 \text{ mol HI}} = 5,30 \text{ g HI}$$

34. La formamida, HCONH₂, es un compuesto orgánico de gran importancia en la obtención de fármacos y fertilizantes agrícolas. A altas temperaturas, la formamida se disocia en amoníaco, NH₃, y monóxido de carbono, CO, de acuerdo con el equilibrio:



En un recipiente de almacenamiento industrial de 200 L (en el que previamente se ha hecho el vacío) manteniendo una temperatura de 400 K se añade formamida hasta que la presión inicial en su interior es de 1,45 atm. Calcule:

a) Las cantidades de formamida, amoníaco y monóxido de carbono que contiene el recipiente una vez que se alcance el equilibrio.

b) El grado de disociación de la formamida en estas condiciones (porcentaje de reactivo disociado en el equilibrio).

c) Deduzca razonadamente si el grado de disociación de la formamida aumentaría o disminuiría si a la mezcla del apartado anterior se le añade NH₃.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2008)

a) Considerando comportamiento ideal, la presión inicial permite calcular la cantidad inicial de HCONH₂:

$$n = \frac{1,45 \text{ atm} \cdot 200 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}} = 8,83 \text{ mol HCONH}_2$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HCONH ₂	NH ₃	CO
n_{inicial}	8,83	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	—	—
n_{formado}	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$8,83 - x$	x	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3] [\text{CO}]}{[\text{HCONH}_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{\frac{x^2}{200^2}}{\frac{8,83 - x}{200}} = 4,84 \quad \rightarrow \quad x = 8,75 \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{CO}} = 8,75 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCONH}_2} = 8,83 - 8,75 = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

b) El grado de disociación de la formamida al alcanzarse el equilibrio es:

$$\alpha = \frac{8,75 \text{ mol HCONH}_2 \text{ (disociado)}}{8,83 \text{ mol HCONH}_2 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 99,1 \%$$

c) Si se introduce $\text{NH}_3(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso del mismo. Este reacciona con el $\text{CO}(\text{g})$ y el sistema se desplaza hacia la izquierda, hacia la formación de $\text{HCONH}_2(\text{g})$, por lo tanto, el grado de disociación disminuye.

35. A 500°C el fosgeno se descompone según el equilibrio:



a) Calcule el valor de K_c y K_p a 500°C , si una vez alcanzado el equilibrio a dicha temperatura las presiones parciales de COCl_2 , CO y Cl_2 son $0,217 \text{ atm}$; $0,413 \text{ atm}$ y $0,237 \text{ atm}$, respectivamente.

b) Si en un matraz de $5,00 \text{ L}$ de volumen, mantenido a 500°C , se introducen los tres componentes COCl_2 , CO y Cl_2 tal que sus presiones parciales son $0,689 \text{ atm}$; $0,330 \text{ atm}$ y $0,250 \text{ atm}$, respectivamente ¿en qué sentido se producirá la reacción para alcanzar el equilibrio?

c) Calcule las presiones parciales de los tres gases una vez alcanzado el equilibrio en las condiciones del apartado anterior.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2009)

a) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{COCl}_2}}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,413 \cdot 0,237}{0,217} = 0,451$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 0,451 \cdot [0,08206 \cdot (500 + 273,15)]^{-1} = 7,11 \cdot 10^{-3}$$

b) Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_p , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_p :

El valor de Q_p :

$$Q_p = \frac{(p_{\text{CO}})_0 (p_{\text{Cl}_2})_0}{(p_{\text{COCl}_2})_0} = \frac{0,330 \cdot 0,250}{0,689} = 0,119 < 0,451$$

Como $Q_p < K_p$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_p aumente hasta que se iguale al valor de K_p , para eso debe aumentar el numerador y disminuir el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la derecha**, es decir, **hacia la formación de CO y Cl₂**.

c) La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	COCl ₂	CO	Cl ₂
p_{inicial}	0,689	0,330	0,250
$p_{\text{transformado}}$	p	—	—
p_{formado}	—	p	p
$p_{\text{equilibrio}}$	$0,689 - p$	$0,330 + p$	$0,250 + p$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$\frac{(0,330 + p) \cdot (0,250 + p)}{(0,689 - p)} = 0,451 \quad \rightarrow \quad p = 0,188 \text{ atm}$$

Las presiones parciales de todas las especies en el equilibrio son:

$$p_{\text{CO}} = 0,330 + 0,188 = \mathbf{0,518 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = 0,250 + 0,188 = \mathbf{0,438 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{COCl}_2} = 0,689 - 0,188 = \mathbf{0,501 \text{ atm}}$$

36. En un recipiente cerrado y vacío de 10,0 L de capacidad, se introducen 0,0400 mol de monóxido de carbono e igual cantidad de cloro gas. Cuando a 525 °C se alcanza el equilibrio, se observa que ha reaccionado el 37,5 % del cloro inicial, según la reacción:



Calcule:

a) El valor de K_p y K_c .

b) La cantidad, en gramos, de monóxido de carbono (CO) existente cuando se alcanza el equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2010)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO	Cl ₂	COCl ₂
n_{inicial}	0,0400	0,0400	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,0400 - x$	$0,0400 - x$	x

La cantidad de Cl₂ que reacciona en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$x = 0,0400 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{37,5 \text{ mol Cl}_2 \text{ (transformado)}}{100 \text{ mol Cl}_2 \text{ (inicial)}} = 0,0150 \text{ mol Cl}_2$$

$$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{CO}} = (0,0400 - 0,0150) = 0,0250 \text{ mol}$$

$$n_{\text{COCl}_2} = 0,0150 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{Cl}_2] [\text{CO}]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\frac{0,0150}{10,0}}{\frac{0,0250}{10,0} \cdot \frac{0,0250}{10,0}} = 240$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 1 - 2 = -1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 240 \cdot [0,08206 \cdot (525 + 273,15)]^{-1} = 3,66$$

b) La masa de CO presente en el equilibrio es:

$$0,0250 \text{ mol CO} \cdot \frac{28,0 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 0,700 \text{ g CO}$$

37. En un recipiente cerrado y vacío de 5,00 L de capacidad, a 727 °C, se introducen 1,00 mol de selenio y 1,00 mol de hidrógeno, alcanzándose el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio se observa que la presión en el interior del recipiente es de 18,1 atm. Calcule:

a) Las concentraciones de cada uno de los componentes en el equilibrio.

b) El valor de K_p y K_c .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2011)

a) Las concentraciones iniciales son:

$$[\text{Se}] = [\text{H}_2] = \frac{1,00 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	Se	H ₂	H ₂ Se
c_{inicial}	0,200	0,200	—
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—
c_{formado}	—	—	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,200 - x$	$0,200 - x$	x
c_{total}	$(0,200 - x) + (0,200 - x) + x = (0,400 - x)$		

Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular la cantidad de especie que se transforma:

$$x = 0,400 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} - \frac{18,1 \text{ atm}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (727 + 273,15) \text{ K}} = 0,179 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{H}_2] = [\text{Se}] = 0,400 - 0,179 = 0,0210 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{Se}] = 0,179 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{Se}]}{[\text{Se}] [\text{H}_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,179}{0,0210 \cdot 0,0210} = 406$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 1 - 2 = -1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 406 \cdot [0,08206 \cdot (727 + 273,15)]^{-1} = 4,95$$

38. A 400 K el trióxido de azufre, SO_3 , se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio:



Se introducen 2,00 mol de $\text{SO}_3(\text{g})$ en un recipiente cerrado de 10,0 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta a 400 K, cuando se alcanza el equilibrio a esta temperatura hay 1,40 mol de SO_3 . Calcule:

a) El valor de K_c y K_p .

b) La presión parcial de cada gas en el interior del recipiente cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura citada.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2011)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	SO_3	SO_2	O_2
n_{inicial}	2,00	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$2x$	—	—
n_{formado}	—	$2x$	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$2,00 - 2x$	$2x$	x

La cantidad de SO_3 presente en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$2,00 - 2x = 1,40 \text{ mol} \quad \rightarrow \quad x = 0,300 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2 \cdot 0,300}{10,0}\right)^2 \cdot \frac{0,300}{10,0}}{\left(\frac{1,40}{10,0}\right)^2} = 5,51 \cdot 10^{-3}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 3 - 2 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c RT$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 5,51 \cdot 10^{-3} \cdot (0,08206 \cdot 400) = 0,181$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{2 \cdot 0,300 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 1,97 \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{0,300 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 0,985 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_3} = \frac{1,40 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 4,59 \text{ atm}$$

39. A 375 K, el $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio:



Se introducen 0,050 mol de $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ en un recipiente cerrado de 2,0 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta a 375 K. Cuando se alcanza el equilibrio a esta temperatura, calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a esta temperatura.

b) El grado de disociación del $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ a esta temperatura.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2012)

a) Considerando comportamiento ideal, la presión inicial del SO_2Cl_2 es:

$$p = \frac{0,050 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 375 \text{ K}}{2,0 \text{ L}} = 0,77 \text{ atm}$$

La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	SO_2Cl_2	SO_2	Cl_2
p_{inicial}	0,77	—	—
$p_{\text{transformado}}$	p	—	—
p_{formado}	—	p	p
$p_{\text{equilibrio}}$	$0,77 - p$	p	p

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SO}_2} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$\frac{p^2}{0,77 - p} = 2,4 \quad \rightarrow \quad p = 0,61 \text{ atm}$$

Las presiones parciales de todas las especies en el equilibrio son:

$$p_{\text{SO}_2} = p_{\text{Cl}_2} = 0,61 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 0,77 - 0,61 = 0,16 \text{ atm}$$

b) Como la presión es directamente proporcional al número de moles de sustancia, la relación entre las presiones de reactivo inicial y transformado permite calcular grado de disociación al alcanzarse el equilibrio:

$$\alpha = \frac{0,61 \text{ atm (disociado)}}{0,77 \text{ atm (inicial)}} \cdot 100 = 79 \%$$

40. A 182 °C, el pentacloruro de antimonio, $\text{SbCl}_5(\text{g})$, se disocia parcialmente según el siguiente equilibrio:



Se introduce cierta cantidad de $\text{SbCl}_5(\text{g})$ en un recipiente cerrado, en el que previamente se ha hecho el vacío y se calienta a 182 °C. Cuando se alcanza el equilibrio, a la citada temperatura, la presión total en el interior del recipiente es de 1,00 atm y el grado de disociación del $\text{SbCl}_5(\text{g})$ es del 29,2 %.

a) Calcule el valor de K_p y K_c .

b) Si cuando se alcanza el equilibrio, a la citada temperatura, el $\text{SbCl}_5(\text{g})$ se ha disociado al 60,0 %, ¿cuál será la presión total en el interior del recipiente.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2013)

a) La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	SbCl_5	SbCl_3	Cl_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{SbCl}_5} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{SbCl}_3} = p_{\text{Cl}_2} = p \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{SbCl}_3} \cdot p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{SbCl}_5}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 1,00 \cdot \frac{0,292^2}{1 - 0,292^2} = 9,32 \cdot 10^{-2}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 9,32 \cdot 10^{-2} \cdot [0,08206 \cdot (182 + 273,15)^{-1}] = 2,50 \cdot 10^{-3}$$

b) Si se mantiene constante la temperatura y $\alpha = 60,0\%$, la presión en el equilibrio es:

$$9,32 \cdot 10^{-2} = p \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2} \quad \rightarrow \quad p = 0,166 \text{ atm}$$

41. El yodo, $I_2(s)$, es poco soluble en agua. Sin embargo, en presencia del ion yoduro, $I^-(aq)$, aumenta su solubilidad debido a la formación del ion triyoduro, $I_3^-(aq)$, de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Si a 50,0 mL de una disolución 0,0250 M en yoduro, $I^-(aq)$, se le añaden 0,1586 g de yodo, $I_2(s)$, calcule:

a) La concentración de cada una de las especies presentes en la disolución una vez se alcance el equilibrio.

b) Si una vez alcanzado el equilibrio en el apartado a) se añaden 0,0635 g de yodo (s) a los 50,0 mL de la mezcla anterior, ¿cuál será la concentración de yodo cuando se alcance el nuevo equilibrio?

(C.V. Junio 2013)

a) La concentración inicial de I_2 es:

$$[I_2] = \frac{0,1586 \text{ g } I_2}{50,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol } I_2}{253,8 \text{ g } I_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,0125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	I_2	I^-	I_3^-
c_{inicial}	0,0125	0,0250	—
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—
c_{formado}	—	—	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0125 - x$	$0,0250 - x$	x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[I_3^-]}{[I_2][I^-]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(0,0125 - x) \cdot (0,0250 - x)} = 720 \quad \rightarrow \quad x = 0,0114 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[I_3^-] = 0,0114 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[I_2] = 0,0125 - 0,0114 = 1,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[I^-] = 0,0250 - 0,0114 = 0,0136 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Si se añade más yodo al equilibrio anterior a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume el exceso del mismo. Este reacciona con el $I^-(aq)$ y el sistema se desplaza hacia la derecha, hacia la formación de $I_3^-(aq)$.

La nueva concentración inicial de I_2 es:

$$[I_2] = 1,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} + \frac{0,0635 \text{ g } I_2}{50,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol } I_2}{253,8 \text{ g } I_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 6,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	I_2	I^-	I_3^-
c_{inicial}	$6,10 \cdot 10^{-3}$	0,0136	0,0114
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—
c_{formado}	—	—	x

$$c_{\text{equilibrio}} \quad | \quad 6,10 \cdot 10^{-3} - x \quad | \quad 0,0136 - x \quad | \quad 0,0114 + x$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{(0,0114 + x)}{(6,10 \cdot 10^{-3} - x) \cdot (0,0136 - x)} = 720 \quad \rightarrow \quad x = 3,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de I_2 al alcanzarse de nuevo el equilibrio:

$$[\text{I}_2] = 6,10 \cdot 10^{-3} - 3,90 \cdot 10^{-3} = 2,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

42. El tetraóxido de dinitrógeno, N_2O_4 , se disocia parcialmente según el siguiente equilibrio:



Se introducen 0,375 mol de N_2O_4 en un recipiente cerrado de 5,00 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta a 50 °C. Cuando se alcanza el equilibrio, a la citada temperatura, la presión total en el interior del recipiente es de 3,33 atm.

a) Calcule el valor de K_p y K_c .

b) La presión parcial de cada uno de los gases en el equilibrio a la citada temperatura.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2013)

a) La concentración inicial de N_2O_4 es:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{0,375 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}_4}{5,00 \text{ L}} = 0,0750 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	N_2O_4	NO_2
c_{inicial}	0,0750	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—
c_{formado}	—	$2x$
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0750 - x$	$2x$
c_{total}	$(0,0750 - x) + 2x = (0,0750 + x)$	

Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular la cantidad de especie que se transforma:

$$x = \frac{3,33 \text{ atm}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (50 + 273,15) \text{ K}} - 0,0750 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,0506 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{NO}_2] = 2 \cdot 0,0506 = 0,101 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0750 - 0,0506 = 0,0244 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,101^2}{0,0244} = 0,418$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,418 \cdot 0,08206 \cdot (50 + 273,15) = 11,1$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{NO}_2} = 0,101 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (50 + 273,15) \text{ K} = 2,68 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,0244 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (50 + 273,15) \text{ K} = 0,647 \text{ atm}$$

44. En un recipiente de 1,00 L, mantenido a la temperatura de 2.000 K, se introducen 0,0120 mol de CO_2 y una cierta cantidad de H_2 , estableciéndose el equilibrio:



Si, tras alcanzarse el equilibrio en estas condiciones, la presión total dentro del recipiente es de 4,25 atm, calcule:

a) El número de moles de H_2 inicialmente presentes en el recipiente.

b) El número de moles de cada una de especies químicas que contiene el recipiente en el equilibrio.

(C.V. Junio 2015)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO_2	H_2	CO	H_2O
n_{inicial}	0,0120	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,0120 - x$	$n - x$	x	x
n_{total}	$(0,0120 - x) + (n - x) + x + x = (0,0120 + n)$			

Considerando comportamiento ideal, a partir de la presión en el equilibrio se obtiene la cantidad inicial de H_2 :

$$x = \frac{4,25 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 2.000 \text{ K}} - 0,0120 \text{ mol} = 0,0139 \text{ mol H}_2$$

b) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(0,0120 - x) \cdot (0,0139 - x)} = 4,40 \quad \rightarrow \quad x = 8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{CO}} = 8,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0,0120 - 8,71 \cdot 10^{-3} = 3,29 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,0139 - 8,71 \cdot 10^{-3} = 5,19 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

45. El equilibrio siguiente es importante en la producción de ácido sulfúrico:



Cuando se introduce una muestra de 0,020 mol de SO_3 en un recipiente de 1,5 L mantenido a 900 K en el que previamente se ha hecho el vacío, se obtiene una presión total en el equilibrio de 1,1 atm. Calcule:

a) La presión parcial de cada componente de la mezcla gaseosa en el equilibrio.

b) Los valores de K_c y K_p .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2015)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	SO_3	SO_2	O_2
n_{inicial}	0,020	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$2x$	—	—
n_{formado}	—	$2x$	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,020 - 2x$	$2x$	x
n_{total}	$(0,020 - 2x) + 2x + x = (0,020 + x)$		

Considerando comportamiento ideal, a partir de la presión en el equilibrio se obtiene la cantidad de especie que se transforma:

$$x = \frac{1,1 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 900 \text{ K}} - 0,020 \text{ mol} = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{O}_2} = 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_2} = 2 \cdot 2,3 \cdot 10^{-3} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{SO}_3} = 0,020 - 2,3 \cdot 10^{-3} = 0,015 \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{O}_2} = \frac{2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 900 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 0,11 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{2 \cdot 2,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 900 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 0,22 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_3} = \frac{0,015 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 900 \text{ K}}{1,5 \text{ L}} = 0,74 \text{ atm}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}{[\text{SO}_3]^2}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{2 \cdot 2,3 \cdot 10^{-3}}{1,5}\right)^2 \cdot \frac{2,3 \cdot 10^{-3}}{1,5}}{\left(\frac{0,015}{1,5}\right)^2} = 1,4 \cdot 10^{-4}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 3 - 2 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c RT$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 1,4 \cdot 10^{-4} \cdot (0,08206 \cdot 900) = 0,010$$

46. En un recipiente de 25,0 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se depositan 10,0 mol de CO y 5,00 mol de H₂O a la temperatura de 900 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Calcule una vez que se alcanza el equilibrio:

a) Las concentraciones de todos los componentes (en mol·L⁻¹).

b) La presión total de la mezcla.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2016)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
n_{inicial}	10,0	5,00	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$10,0 - x$	$5,00 - x$	x	x
n_{total}	$(10,0 - x) + (5,00 - x) + x + x = 15,0$			

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(10,0 - x) \cdot (5,00 - x)} = 8,25 \quad \rightarrow \quad x = 4,54 \text{ mol}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = \frac{4,54 \text{ mol}}{25,0 \text{ L}} = 0,182 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = \frac{(10,0 - 4,54) \text{ mol}}{25,0 \text{ L}} = 0,218 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{(5,00 - 4,54) \text{ mol}}{25,0 \text{ L}} = 0,0184 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión total de la mezcla en equilibrio es:

$$p = \frac{15,0 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (900 + 273,15) \text{ K}}{25,0 \text{ L}} = 57,8 \text{ atm}$$

47. A 415 °C el yodo reacciona con el hidrógeno según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0,500 mol de yodo y 0,500 mol de hidrógeno. Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total en el interior del recipiente es de 1,50 atm. Calcule:

- a) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a 415 °C.
b) El porcentaje en masa de yodo que ha reaccionado.

(C.V. Julio 2016)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	I ₂	H ₂	HI
<i>n</i> _{inicial}	0,500	0,500	—
<i>n</i> _{transformado}	<i>x</i>	<i>x</i>	—
<i>n</i> _{formado}	—	—	2 <i>x</i>
<i>n</i> _{equilibrio}	0,500 - <i>x</i>	0,500 - <i>x</i>	2 <i>x</i>
<i>n</i> _{total}	(0,500 - <i>x</i>) + (0,500 - <i>x</i>) + 2 <i>x</i> = 1,00		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p \cdot y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{HI}} = p \frac{2x}{1,00} = 2xp$$

$$p_{\text{I}_2} = p_{\text{H}_2} = p \frac{0,500 - x}{1,00} = p(0,500 - x)$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{HI}})^2}{p_{\text{I}_2} \cdot p_{\text{H}_2}}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{(2xp)^2}{[p(0,500 - x)]^2} = \frac{4x^2}{(0,500 - x)^2}$$

Se obtiene que la cantidad que se transforma es:

$$54,7 = \frac{4x^2}{(0,500 - x)^2} \quad \rightarrow \quad x = 0,394 \text{ mol}$$

Los valores de las presiones parciales son:

$$p_{\text{HI}} = 1,50 \text{ atm} \cdot 2 \cdot 0,394 = \mathbf{1,18 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{I}_2} = p_{\text{H}_2} = 1,50 \text{ atm} \cdot (0,500 - 0,394) = \mathbf{0,159 \text{ atm}}$$

b) Como la masa es directamente proporcional al número de moles de sustancia, la relación entre los moles de I₂ inicial y transformado permite calcular grado de conversión al alcanzarse el equilibrio:

$$\frac{0,394 \text{ mol I}_2 \text{ (transformado)}}{0,500 \text{ mol I}_2 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = \mathbf{78,8 \%}$$

48. A 1.200 °C el $I_2(g)$, se disocia parcialmente según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado de 10,0 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce 1,00 mol de yodo. Una vez alcanzado el equilibrio a 1.200 °C, el 15,0 % de las moléculas de yodo se han disociado en átomos de yodo. Calcule:

a) Los valores de K_c y K_p .

b) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a 1.200 °C.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2017)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	I_2	I
n_{inicial}	1,00	—
$n_{\text{transformado}}$	x	—
n_{formado}	—	$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	$1,00 - x$	$2x$

La cantidad de I_2 que reacciona en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$x = 1,00 \text{ mol } I_2 \cdot \frac{15,0 \text{ mol } I_2 \text{ (transformado)}}{100 \text{ mol } I_2 \text{ (inicial)}} = 0,150 \text{ mol } I_2$$

$$n_{I_2} = 1,00 - 0,150 = 0,850 \text{ mol } I_2$$

$$n_I = 2 \cdot 0,150 = 0,300 \text{ mol I}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[I]^2}{[I_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{0,300}{10,0}\right)^2}{\frac{0,850}{10,0}} = 0,0106$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,0106 \cdot 0,08206 \cdot (1.200 + 273,15) = 1,28$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{I_2} = \frac{0,850 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (1.200 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 10,3 \text{ atm}$$

$$p_I = \frac{0,300 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (1.200 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 3,63 \text{ atm}$$

49. El metanol, CH_3OH , se obtiene por reacción del $\text{CO}(\text{g})$ con $\text{H}_2(\text{g})$ según el siguiente equilibrio:



En un recipiente cerrado de 2,00 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 1,00 mol de $\text{CO}(\text{g})$ y 2,00 mol de $\text{H}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio a 210 °C la presión en el interior del recipiente resulta ser de 33,82 atm. Calcule:

a) La presión parcial de cada uno de los gases presentes en el equilibrio a 210 °C.

b) El valor de cada una de las constantes de equilibrio K_p y K_c .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2018)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	CO	H_2	CH_3OH
n_{inicial}	1,00	2,00	—
$n_{\text{transformado}}$	x	$2x$	—
n_{formado}	—	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$1,00 - x$	$2,00 - 2x$	x
n_{total}	$(1,00 - x) + (2,00 - 2x) + x = (3,00 - 2x)$		

Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular la cantidad de especie que se transforma:

$$3,00 - 2x = \frac{33,82 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (210 + 273,15) \text{ K}} \rightarrow x = 0,647 \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{CH}_3\text{OH}} = 0,647 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}} = 1,00 - 0,647 = 0,353 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 2,00 - (2 \cdot 0,647) = 0,706 \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{0,647 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (210 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 12,8 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = \frac{0,353 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (210 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 7,00 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{0,706 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (210 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 14,0 \text{ atm}$$

b) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{p_{\text{CO}} \cdot (p_{\text{H}_2})^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{12,8}{7,00 \cdot 14,0^2} = 9,33 \cdot 10^{-3}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 1 - 3 = -2$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^2$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 9,33 \cdot 10^{-3} \cdot [0,08206 \cdot (210 + 273,15)]^2 = 14,7$$

50. Sometida a altas temperaturas, la formamida, HCONH_2 , se descompone en amoníaco, NH_3 , y monóxido de carbono, CO , de acuerdo con el equilibrio:



En un recipiente de 10,0 L de volumen (en el que se ha hecho previamente el vacío) se depositan 0,200 mol de formamida y se calienta hasta alcanzar la temperatura de 500 K. Una vez se establece el equilibrio, la presión en el interior del reactor alcanza el valor de 1,56 atm. Calcule:

a) El valor de las constantes K_p y K_c .

b) ¿Cuál debería ser la concentración inicial de formamida para que su grado de disociación fuera 0,500 a esta temperatura?

(C.V. Junio 2019)

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	HCONH_2	NH_3	CO
n_{inicial}	0,200	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	—	—
n_{formado}	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,200 - x$	x	x
n_{total}	$(0,200 - x) + x + x = (0,200 + x)$		

Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular la cantidad de especie que se transforma:

$$x = \frac{1,56 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} - 0,200 = 0,180 \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{CO}} = 0,180 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCONH}_2} = 0,200 - 0,180 = 0,0200 \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{NH}_3} = p_{\text{CO}} = \frac{0,180 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 0,739 \text{ atm}$$

$$p_{\text{HCONH}_2} = \frac{0,0200 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 0,0821 \text{ atm}$$

b) La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{NH}_3}}{p_{\text{HCONH}_2}}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,739^2}{0,0821} = 6,65$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-1}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 6,65 \cdot (0,08206 \cdot 500)^{-1} = 0,162$$

b) La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	HCONH ₂	NH ₃	CO
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{HCONH}_2} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_{\text{NH}_3} = p_{\text{CO}} = p \frac{n\alpha}{n(1 + \alpha)} = p \frac{\alpha}{1 + \alpha}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = p \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

La expresión que permite calcular la presión total en el equilibrio es:

$$p = n(1 + \alpha) \frac{RT}{V}$$

Combinando las expresiones de K_p y p se obtiene:

$$K_p = \frac{nRT}{V} \cdot \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Esta expresión permite calcular cuál debe ser el número de moles iniciales para obtener un determinado grado de disociación a la misma temperatura.

Si $\alpha = 0,500$ se obtiene:

$$\alpha = \frac{1 - 0,500}{0,500^2} \cdot 6,65 \cdot \frac{10,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 500 \text{ K}} = 3,24 \text{ mol}$$

51. Considere el siguiente equilibrio que tiene lugar a 150 °C:



a) En un recipiente de 5,00 L de capacidad, se disponen 0,00150 mol de yodo y 0,00150 mol de Br₂. Calcule la concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio a 150 °C.

b) En otro experimento, se introducen 0,200 mol·L⁻¹ de IBr en el mismo recipiente vacío. Calcule las concentraciones de todas las especies cuando se establezca un nuevo equilibrio a 150 °C.

(C.V. Julio 2020)

a) Las concentraciones iniciales de I₂ y Br₂ son idénticas:

$$[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = \frac{0,00150 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 3,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	I ₂	Br ₂	IBr
c _{inicial}	3,00·10 ⁻⁴	3,00·10 ⁻⁴	—
c _{transformado}	x	x	—
c _{formado}	—	—	2x
c _{equilibrio}	3,00·10 ⁻⁴ - x	3,00·10 ⁻⁴ - x	2x

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{IBr}]^2}{[\text{I}_2][\text{Br}_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{(2x)^2}{(3,00 \cdot 10^{-4} - x) \cdot (3,00 \cdot 10^{-4} - x)} = 120 \quad \rightarrow \quad x = 2,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{IBr}] = 2 \cdot 2,54 \cdot 10^{-4} = 5,08 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = 3,00 \cdot 10^{-4} - 2,54 \cdot 10^{-4} = 4,60 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al nuevo equilibrio es:

	I ₂	Br ₂	IBr
c _{inicial}	—	—	0,200
c _{transformado}	—	—	2x
c _{formado}	x	x	—
c _{equilibrio}	x	x	0,200 - 2x

Sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{(0,200 - 2x)^2}{x^2} = 120 \quad \rightarrow \quad x = 0,0154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{IBr}] = 0,200 - (2 \cdot 0,0154) = 0,169 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{I}_2] = [\text{Br}_2] = 0,0154 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

52. En un recipiente de 1,00 L de capacidad, en el que se ha hecho vacío, se introducen 0,920 g de N₂O₄(g) y 0,230 g de NO₂(g). El recipiente se calienta a 100 °C, produciéndose la disociación del N₂O₄ para dar NO₂ de acuerdo con el equilibrio siguiente:



Cuando se alcanza el equilibrio a 100 °C, la presión total del sistema es de 0,724 atm.

a) Determine el valor de las constantes de equilibrio, K_p y K_c.

b) Calcule la presión en el recipiente en el equilibrio si inicialmente solo se hubieran introducido 0,920 g de N₂O₄.

(C.V. Septiembre 2020)

a) Las cantidades iniciales son:

$$0,920 \text{ g N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{92,0 \text{ g N}_2\text{O}_4} = 0,0100 \text{ mol N}_2\text{O}_4$$

$$0,230 \text{ g NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,0 \text{ g NO}_2} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol NO}_2$$

Como dice que para alcanzarse el equilibrio el N₂O₄ se disocia, la reacción transcurre hacia la derecha y la tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	N ₂ O ₄	NO ₂
n_{inicial}	0,0100	$5,00 \cdot 10^{-3}$
$n_{\text{transformado}}$	x	$2x$
n_{formado}	—	—
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,0100 - x$	$5,00 \cdot 10^{-3} + 2x$
n_{total}	$(0,0100 - x) + (5,00 \cdot 10^{-3} + 2x) = (0,0150 + x)$	

Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular la cantidad de especie que se transforma:

$$x = \frac{0,724 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}} - 0,0150 = 8,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0,0100 - 8,64 \cdot 10^{-3} = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 5,00 \cdot 10^{-3} + (2 \cdot 8,64 \cdot 10^{-3}) = 0,0223 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

Teniendo en cuenta que $V = 1,00 \text{ L}$, el valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,0223^2}{1,36 \cdot 10^{-3}} = 0,366$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,366 \cdot 0,08206 \cdot (100 + 273,15) = 11,2$$

b) Si se parte solo de la misma cantidad de N₂O₄ del apartado anterior y se alcanza el equilibrio a la misma temperatura, la tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	N ₂ O ₄	NO ₂
n_{inicial}	0,0100	—
$n_{\text{transformado}}$	x	—
n_{formado}	—	$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,0100 - x$	$2x$
n_{total}	$(0,0100 - x) + 2x = 0,0100 + x$	

Teniendo en cuenta que $V = 1,00 \text{ L}$, sustituyendo en la expresión de K_c se obtiene:

$$\frac{(2x)^2}{0,0100 - x} = 0,366 \quad \rightarrow \quad x = 9,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión de la mezcla en equilibrio es:

$$p = \frac{(0,0100 + 9,10 \cdot 10^{-3}) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ L}} = 0,585 \text{ atm}$$

53. En un matraz de 10,0 L, se introduce una mezcla de 2,00 mol de dinitrógeno, N_2 , y 1,00 mol de dióxígeno, O_2 , y se calienta hasta 2.300 K, estableciéndose el equilibrio:



Si en estas condiciones ha reaccionado el 3,00 % del nitrógeno inicial, calcule:

a) Los valores de K_p y K_c .

b) Las presiones parciales de todos los gases en el equilibrio, así como la presión total en el interior del matraz.

(C.V. Julio 2021)

a) Las concentraciones iniciales son:

$$[N_2] = \frac{2,00 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[O_2] = \frac{1,00 \text{ mol}}{10,0 \text{ L}} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	N_2	O_2	NO
c_{inicial}	0,200	0,100	—
$c_{\text{transformado}}$	x	x	—
c_{formado}	—	—	$2x$
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,200 - x$	$0,100 - x$	$2x$

La concentración de N_2 que reacciona en el equilibrio permite calcular las concentraciones del resto de las especies:

$$x = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot \frac{3,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (transformado)}}{100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (inicial)}} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[N_2] = 0,200 - 6,00 \cdot 10^{-3} = 0,194 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[O_2] = 0,100 - 6,00 \cdot 10^{-3} = 0,0940 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[NO] = 2 \cdot 6,00 \cdot 10^{-3} = 0,0120 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{0,0120^2}{0,194 \cdot 0,0940} = 7,90 \cdot 10^{-3}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 7,90 \cdot 10^{-3}$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{N_2} = 0,194 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 2.300 \text{ K} = 36,6 \text{ atm}$$

$$p_{O_2} = 0,0940 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 2.300 \text{ K} = 17,7 \text{ atm}$$

$$p_{NO} = 0,0120 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 2.300 \text{ K} = 2,26 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{O}_2} + p_{\text{NO}} = (36,6 + 17,7 + 2,26) = 56,6 \text{ atm}$$

54. Un reactor de 10,0 L a 1000 °C contiene una mezcla en equilibrio formada por 6,30 mol de CO₂, 2,10 mol de H₂, 8,40 mol de CO y un número indeterminado de moles de H₂O. La presión total del reactor es 209 atm.

a) Calcule K_c y K_p para el equilibrio:



b) Si se extraen del reactor los gases CO y H₂O en su totalidad, calcule la cantidad (en moles) de las cuatro sustancias una vez se haya alcanzado el nuevo equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2022)

a) Considerando comportamiento ideal, la presión en el equilibrio permite calcular la cantidad de H₂O presente en el mismo:

$$(6,30 + 2,10 + 8,40 + n) = \frac{209 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (1.000 + 273,15) \text{ K}} \rightarrow n = 3,20 \text{ mol}$$

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{CO}}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V}\right)}{\left(\frac{n_{\text{CO}_2}}{V}\right)\left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)} = \frac{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{CO}_2} \cdot n_{\text{H}_2}}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$K_c = \frac{8,40 \cdot 3,20}{6,30 \cdot 2,10} = 2,03$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_p = K_c = 2,03$

a) La tabla de moles correspondiente al equilibrio después de eliminar CO y H₂O es:

	CO ₂	H ₂	CO	H ₂ O
n_{inicial}	6,30	2,10	—	—
$n_{\text{transformado}}$	x	x	—	—
n_{formado}	—	—	x	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$6,30 - x$	$2,10 - x$	x	x

Sustituyendo en la expresión de la constante K_c se obtiene:

$$\frac{x^2}{(6,30 - x) \cdot (2,10 - x)} = 2,03 \rightarrow x = 1,76 \text{ mol}$$

Las cantidades de todas las especies en el equilibrio son:

$$n_{\text{CO}} = n_{\text{H}_2\text{O}} = 1,76 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = (6,30 - 1,76) = 4,54 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = (2,10 - 1,76) = 0,340 \text{ mol}$$

55. En un reactor de 1,00 L de capacidad, se introducen 0,100 mol de PCl_5 y se calienta a $250\text{ }^\circ\text{C}$. A esa temperatura se produce la disociación del PCl_5 , según la ecuación química:



Una vez alcanzado el equilibrio, el porcentaje de disociación del PCl_5 es del 48,0 %. Calcule:

- La presión total en el interior del reactor una vez alcanzado el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a la temperatura de trabajo.
- Indique razonadamente si, al disminuir el volumen del reactor a la mitad, manteniendo la temperatura constante, el porcentaje de disociación del PCl_5 aumentará o disminuirá.

(C.V. Julio 2022)

a) La tabla correspondiente al equilibrio en función de los moles iniciales y del grado de disociación es:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$n\alpha$	$n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$n\alpha$	$n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + n\alpha + n\alpha = n(1 + \alpha)$		

Considerando comportamiento ideal, la presión de la mezcla en equilibrio es:

$$p = \frac{0,100 \cdot (1 + 0,480) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (250 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ L}} = 6,35 \text{ atm}$$

b) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{n\alpha}{V} \cdot \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} = \frac{n\alpha^2}{(1-\alpha)V}$$

El valor de K_c es:

$$K_c = \frac{0,100 \cdot 0,480^2}{(1 - 0,480) \cdot 1,00} = 4,43 \cdot 10^{-2}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 1 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c (RT)$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = (4,43 \cdot 10^{-2}) \cdot 0,08206 \cdot (250 + 273,15) = 1,90$$

c) Si se reduce el volumen a la mitad a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) la presión se duplica. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de PCl_5 , ya que así pasa de dos moléculas a una molécula, por lo tanto, el grado de disociación disminuye.

Otra forma de verlo es a partir de la expresión anterior de K_c :

$$K_c = \frac{n\alpha^2}{(1-\alpha)V} \quad \text{de la que se despeja } \alpha \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_c}{K_c + \frac{n\alpha^2}{V}}}$$

Si el volumen V se reduce, el grado de disociación α disminuye.

56. Para la reacción en equilibrio:

En un recipiente de 2,00 L, mantenido a la temperatura de 240 °C, se introduce una cantidad indeterminada de NOCl. Cuando se establece el equilibrio, la presión parcial de NOCl es de 0,160 atm.

a) Calcule el valor de K_c y las presiones parciales de los gases NO y Cl_2 en el equilibrio.

b) Calcule la cantidad (en moles) de NOCl que se ha introducido inicialmente.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2023)

a) La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	NOCl	NO	Cl_2
p_{inicial}	p	—	—
$p_{\text{transformado}}$	$2x$	—	—
p_{formado}	—	$2x$	x
$p_{\text{equilibrio}}$	$p - 2x$	$2x$	x

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{Cl}_2}) (p_{\text{NO}})^2}{(p_{\text{NOCl}})^2}$$

Conocidos K_p y la presión parcial del NOCl en el equilibrio se pueden calcular el resto de las presiones:

$$\frac{x \cdot (2x)^2}{0,160^2} = 0,0168 \quad \rightarrow \quad x = 0,0476 \text{ atm}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NO}} = 2 \cdot 0,0476 = \mathbf{0,0952 \text{ atm}}$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \mathbf{0,0476 \text{ atm}}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gaseosos} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gaseosos} = (2 + 1) - 2 = 1$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 0,0168 \cdot [0,08206 \cdot (240 + 273,15)]^{-1} = \mathbf{3,99 \cdot 10^{-4}}$$

b) La presión del NOCl en el equilibrio permite calcular la cantidad que inicialmente se había introducido en el recipiente:

$$p - (2 \cdot 0,0476) = 0,160 \text{ atm} \quad \rightarrow \quad p = 0,255 \text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de NOCl introducida en el recipiente es:

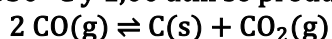
$$n = \frac{0,255 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{(0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (240 + 273,15) \text{ K}} = \mathbf{0,0121 \text{ mol NOCl}}$$

4.2. Equilibrios heterogéneos

Esta sección es análoga a la anterior salvo que ahora se consideran solo equilibrios en sistemas heterogéneos. En todos los casos se trata de sistemas formados por uno o varios sólidos y por gases.

Dependiendo del tipo de datos que se proporciona en el enunciado del problema, cuando se requiera, se plantea la tabla de moles o de presiones parciales, para indicar las cantidades de cada sustancia inicial, transformada, formada y en el equilibrio. En la tabla no se ha incluido a las sustancias sólidas ya que estas no aparecen en expresión de la constante de equilibrio. Cuando ha sido preciso calcular cantidades de dichas sustancias sólidas, estas se han relacionado con algunas de las especies gaseosas en función de la estequiometría de la reacción.

1. A 850 °C y 1,00 atm se produce el siguiente equilibrio:



y del análisis de la fase gaseosa, se obtiene que contiene un 93,8 % de CO. Calcule la composición de la mezcla gaseosa en equilibrio, a la misma temperatura, pero a una presión total de 5,00 atm. Justifique el resultado obtenido.

(U.A. Septiembre 1996)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), si la mezcla contiene 93,8 % en volumen de CO, su fracción molar será 0,938. Las fracciones molares de los dos componentes de la mezcla son:

$$y_{\text{CO}} = 0,938$$

como en toda mezcla gaseosa se cumple que:

$$\sum y_i = 1 \quad \rightarrow \quad y_{\text{CO}_2} = 1 - 0,938 = 0,0620$$

Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}_2}}{(p_{\text{CO}})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{CO}_2} = p y_{\text{CO}_2}$$

$$p_{\text{CO}} = p y_{\text{CO}}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{p y_{\text{CO}_2}}{(p y_{\text{CO}})^2} = \frac{1}{p} \cdot \frac{(1 - y_{\text{CO}})}{(y_{\text{CO}})^2}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{1}{1,00} \cdot \frac{(1 - 0,938)}{0,938^2} = 7,05 \cdot 10^{-2}$$

A partir de la expresión anterior se puede obtener la composición de la mezcla cuando la presión sea 5,00 atm a la misma temperatura:

$$7,05 \cdot 10^{-2} = \frac{1}{5,00} \cdot \frac{(1 - y_{\text{CO}})}{(y_{\text{CO}})^2} \quad \rightarrow \quad y_{\text{CO}} = 0,784 \rightarrow 78,4 \%$$

El 21,6 % restante corresponde al CO_2 .

Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la

formación de CO_2 , ya que así pasa de dos moléculas de $\text{CO}(\text{g})$ a una molécula de $\text{CO}_2(\text{g})$, por lo tanto, la cantidad de CO disminuye.

2. En un recipiente cerrado, en el que se ha eliminado totalmente el aire, se calienta hasta 298 K una cierta cantidad de hidrogenosulfuro de amonio sólido, NH_4HS . Este se disocia a esta temperatura produciendo sulfuro de hidrógeno, H_2S y amoniaco, NH_3 , ambos en fase gas, quedando hidrogenosulfuro de amonio sólido.

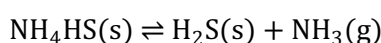
a) Al alcanzarse el equilibrio a 298 K, calcule la presión de cada uno de los componentes, la presión total y la constante de equilibrio K_p .

b) La presión de cada uno de los componentes y la presión total, cuando a 298 K, se alcanza el equilibrio en un recipiente cerrado, que contenía inicialmente hidrogenosulfuro de amonio sólido y amoniaco a una presión de 30,4 mmHg.

Dato. Presión de vapor del hidrogenosulfuro de amonio a 298 K = 50,0 mmHg, 1 atm = 760 mmHg.

(U.A. Septiembre 1998)

a) La ecuación química correspondiente al equilibrio de descomposición de NH_4HS es:



Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{S}} \cdot p_{\text{NH}_3}$$

Al alcanzarse el equilibrio se cumple que la presión del sistema es igual a la presión de vapor del NH_4HS :

$$p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_4\text{HS}}^0 = 50,0 \text{ mmHg}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de NH_3 y H_2S en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{H}_2\text{S}} \\ p_{\text{NH}_3} = p_{\text{H}_2\text{S}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{H}_2\text{S}} = p_{\text{NH}_3} = \frac{p_{\text{total}}}{2} = \frac{50,0 \text{ mmHg}}{2} = 25,0 \text{ mmHg}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \left(25,0 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right)^2 = 1,08 \cdot 10^{-3}$$

b) Se considera que en las condiciones iniciales el NH_4HS que contiene el recipiente vacío se encuentra en estado sólido y que no ha comenzado a descomponerse. Si, además, existe NH_3 que ejerce una presión de 30,4 mmHg, la tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	H_2S	NH_3
p_{inicial}	—	30,4
$p_{\text{transformado}}$	—	p
p_{formado}	p	p
$p_{\text{equilibrio}}$	p	30,4 + p

Sustituyendo las presiones parciales (en atm) en la expresión de K_p se obtiene:

$$1,08 \cdot 10^{-3} = \frac{p}{760} \cdot \frac{(p + 30,4)}{760} \rightarrow p = 14,0 \text{ mmHg}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

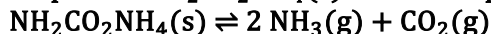
$$p_{\text{H}_2\text{S}} = 14,0 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{NH}_3} = 14,0 + 30,4 = 44,4 \text{ mmHg}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{H}_2\text{S}} + p_{\text{NH}_3} = (14,0 + 44,4) = 58,4 \text{ mmHg}$$

3. El compuesto $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4(\text{s})$ se descompone al calentarlo según la reacción:



En un recipiente en el que previamente se ha hecho el vacío, se calienta una cierta cantidad del compuesto sólido y se observa que la presión total del gas en el equilibrio es 0,843 atm a 400 K. Calcule:

a) Las constantes K_p y K_c para el equilibrio representado.

b) La cantidad (en moles) del compuesto sólido que quedará sin descomponer si se introduce 1,00 mol en un recipiente de 1,00 L y se calienta hasta 400 K.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 1999)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{CO}_2} \cdot (p_{\text{NH}_3})^2$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presión parcial del NH_3 son el doble que los de CO_2 en el equilibrio; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{CO}_2} \\ p_{\text{NH}_3} = 2 p_{\text{CO}_2} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{CO}_2} = \frac{p_{\text{total}}}{3} = \frac{0,843 \text{ atm}}{3} = 0,281 \text{ atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,281 \cdot (2 \cdot 0,281)^2 = 8,88 \cdot 10^{-2}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 3 - 0 = 3$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-3}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 8,88 \cdot 10^{-2} \cdot (0,08206 \cdot 400)^{-3} = 2,51 \cdot 10^{-6}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del CO_2 en el equilibrio permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,281 \text{ atm} \cdot 1,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 400 \text{ K}} = 8,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

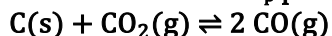
Relacionando CO_2 con el sólido se obtiene la cantidad que se descompone:

$$8,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4}{1 \text{ mol CO}_2} = 8,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4$$

Realizando un balance de materia del sólido se calcula la cantidad del mismo que queda sin descomponer al alcanzarse el equilibrio:

$$1,00 \text{ mol NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4 \text{ (inicial)} - 8,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4 \text{ (transformado)} = 0,991 \text{ mol NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4$$

4. A 817 °C la constante K_p para la reacción entre en el dióxido de carbono puro y el grafito caliente:



es 10,0. Calcule:

- a) La presión parcial del CO si en el equilibrio a 817 °C la presión total es de 4,00 atm.
b) La fracción molar del CO₂ en el equilibrio.

(C.V. Septiembre 1999)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}})^2}{p_{\text{CO}_2}}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{total}} = p_{\text{CO}} + p_{\text{CO}_2}$$

Sustituyendo las presiones parciales en la expresión de K_p se obtiene:

$$10,0 = \frac{(p_{\text{CO}})^2}{4,00 - p_{\text{CO}}} \rightarrow p_{\text{CO}} = 3,06 \text{ atm}$$

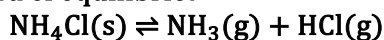
b) Según la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{CO}_2} = p \cdot y_{\text{CO}_2}$$

El valor de la la fracción molar del CO₂ es:

$$y_{\text{CO}_2} = \frac{(4,00 - 3,06) \text{ atm}}{4,00 \text{ atm}} = 0,235$$

5. Para el equilibrio:



el valor de K_p es $1,04 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^2$.

- a) Si 1,00 mol de NH₄Cl(s) se coloca en un recipiente de paredes rígidas, inicialmente vacío, y se cierra, ¿cuál será la presión parcial del HCl(g) en el equilibrio?
b) Si después de alcanzado el equilibrio se añade una pequeña cantidad de NH₄Cl(s), manteniendo el volumen y la temperatura constantes, ¿qué sucederá con las concentraciones de NH₃ y HCl?

(C.V. Septiembre 1999)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HCl}}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de NH₃ y HCl en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HCl}} \\ p_{\text{NH}_3} = p_{\text{HCl}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{HCl}} = p_{\text{NH}_3}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$(p_{\text{HCl}})^2 = 1,04 \cdot 10^{-2} \rightarrow p_{\text{HCl}} = 0,102 \text{ atm}$$

b) Si una vez alcanzado el equilibrio se añade NH₄Cl(s) manteniendo la temperatura y el volumen constantes, las concentraciones de HCl y NH₃ permanecen constantes, ya que como se observa, el NH₄Cl no aparece en la expresión de la constante de equilibrio. Basta con que exista una cierta cantidad de esta sustancia para que se alcance el equilibrio en un recipiente en determinadas condiciones de temperatura y volumen, todo lo que se añada de más permanece en el fondo del recipiente sin afectar al equilibrio.

6. En un recipiente vacío de 1,00 L de capacidad, se introducen 0,100 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ y 0,100 mol de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ y se añade un exceso de $\text{S}(\text{s})$, dejando que el sistema alcance el equilibrio a 100 °C. La constante de equilibrio, K_p , para la reacción vale 14,3 y la reacción es exotérmica.

a) Calcule las presiones del H_2 y H_2S en el equilibrio.

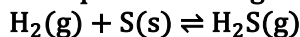
Qué le ocurrirá a la cantidad de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ que existe en el equilibrio, si:

b) Si se añade más $\text{S}(\text{s})$ a 100°C.

c) Se disminuye el volumen del recipiente, a temperatura constante.

d) Se disminuye la temperatura.

Considere que todos los gases se comportan como ideales y que el equilibrio que se alcanza es:



Razone todas las respuestas.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 2000)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = \frac{p_{\text{H}_2\text{S}}}{p_{\text{H}_2}}$$

Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_p , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_p :

El valor de Q_p :

$$Q_p = \frac{(p_{\text{H}_2\text{S}})_0}{(p_{\text{H}_2})_0} = \frac{\frac{0,100 RT}{V}}{\frac{0,100 RT}{V}} = 1,00 < 14,3$$

Como $Q_p < K_p$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_p aumente hasta que se iguale al valor de K_p , para eso debe aumentar el numerador y disminuir el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la derecha**, es decir, **hacia la formación de H_2S** .

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	H_2	H_2S
n_{inicial}	0,100	0,100
$n_{\text{transformado}}$	x	—
n_{formado}	—	x
$n_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - x$	$0,100 + x$

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de ambas especies en equilibrio son:

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{(0,100 + x) \text{ mol} \cdot R \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot T \text{ K}}{V L} = \frac{(0,100 + x) RT}{V} \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{(0,100 - x) \text{ mol} \cdot R \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot T \text{ K}}{V L} = \frac{(0,100 - x) RT}{V} \text{ atm}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$\frac{\frac{(0,100 + x) RT}{V}}{\frac{(0,100 - x) RT}{V}} = 14,3 \quad \rightarrow \quad x = 8,69 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, los valores de las presiones parciales de ambas especies en equilibrio son:

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{(0,100 + 8,69 \cdot 10^{-2}) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ L}} = 5,72 \text{ atm}$$

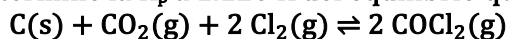
$$p_{\text{H}_2} = \frac{(0,100 - 8,69 \cdot 10^{-2}) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ L}} = 0,401 \text{ atm}$$

b) Si a la mezcla en equilibrio se le añade S, no ocurre ningún cambio, ya que el S por ser sólido no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y, por lo tanto, no afecta al equilibrio y la cantidad de H_2S permanece constante.

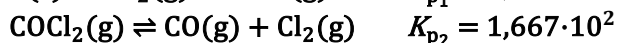
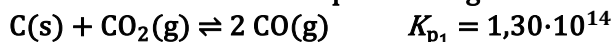
c) Si disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que descienda el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, no se produce ningún desplazamiento y, por lo tanto, la cantidad de H_2S permanece constante.

d) Si disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al tratarse de una reacción exotérmica, el sistema se desplace hacia la derecha y, por lo tanto, la cantidad de H_2S permanece aumenta.

7. Determine la K_p a 1.120 K del equilibrio químico representado por:



A partir de las constantes de equilibrio siguientes a 1.120 K:



(C.V. Septiembre 2000)

La expresión de la constante K_p de la reacción problema es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{COCl}_2})^2}{(p_{\text{CO}_2}) (p_{\text{Cl}_2})^2}$$

La expresión de la constante K_p de cada una de las reacciones dadas es:

$$K_{p_1} = \frac{(p_{\text{CO}})^2}{(p_{\text{CO}_2})} = 1,30 \cdot 10^{14} \quad K_{p_2} = \frac{(p_{\text{CO}}) (p_{\text{Cl}_2})}{(p_{\text{COCl}_2})} = 1,667 \cdot 10^2$$

Como se observa, el valor de p_{CO} no aparece en la expresión de la K_p a calcular, por lo tanto, despejando dicho valor en K_{p_1} y K_{p_2} se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} (p_{\text{CO}})^2 = K_{p_1} (p_{\text{CO}_2}) \\ (p_{\text{CO}})^2 = (K_{p_2})^2 \frac{(p_{\text{COCl}_2})^2}{(p_{\text{Cl}_2})^2} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{K_{p_1}}{(K_{p_2})^2} = \frac{(p_{\text{COCl}_2})^2}{(p_{\text{CO}_2}) (p_{\text{Cl}_2})^2} = K_p$$

Sustituyendo los valores de las constantes K_{p_1} y K_{p_2} se obtiene el valor de la constante K_p :

$$K_p = \frac{1,30 \cdot 10^{14}}{(1,667 \cdot 10^2)^2} = 4,68 \cdot 10^9$$

8. El hidrogenosulfuro de amonio sólido, NH_4HS , se descompone a temperatura ambiente produciendo sulfuro de hidrógeno, H_2S , y amoniaco, NH_3 , ambos en fase gas.

Si se introduce, a $25\text{ }^\circ\text{C}$, una muestra sólida de hidrogenosulfuro de amonio en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío:

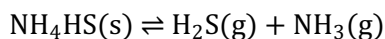
a) Calcule la presión de cada uno de los componentes y la presión total en el equilibrio.

b) Si se añade amoniaco gaseoso al recipiente para aumentar su presión parcial hasta un valor de $0,500\text{ atm}$, ¿cuál será el valor de la presión total del gas cuando se establezca el equilibrio?

Dato. K_p a $298\text{ K} = 0,108\text{ atm}^2$.

(U.A. Septiembre 2003)

a) La ecuación química correspondiente al equilibrio de descomposición del NH_4HS es:



Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{S}} \cdot p_{\text{NH}_3}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de NH_3 y H_2S en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{H}_2\text{S}} \\ p_{\text{NH}_3} = p_{\text{H}_2\text{S}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{H}_2\text{S}} = p_{\text{NH}_3} = p$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$p \cdot p = 0,108 \rightarrow p = p_{\text{H}_2\text{S}} = p_{\text{NH}_3} = 0,329\text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton, la presión total de la mezcla en el equilibrio es:

$$p_{\text{total}} = 0,329 + 0,329 = 0,658\text{ atm}$$

b) Se considera que en las condiciones iniciales el NH_4HS que contiene el recipiente vacío se encuentra en estado sólido y que no ha comenzado a descomponerse. Si, además, existe NH_3 que ejerce una presión de $0,500\text{ atm}$, la tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	H_2S	NH_3
p_{inicial}	—	0,500
$p_{\text{transformado}}$	—	—
p_{formado}	p	p
$p_{\text{equilibrio}}$	p	$0,500 + p$

Sustituyendo las presiones parciales en la expresión de K_p se obtiene:

$$0,108 = p (0,500 + p) \rightarrow p = 0,163\text{ atm}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

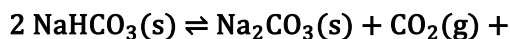
$$p_{\text{H}_2\text{S}} = 0,163\text{ atm}$$

$$p_{\text{NH}_3} = 0,500 + 0,163 = 0,663\text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton, la presión total de la mezcla en el equilibrio es:

$$p_{\text{total}} = 0,163 + 0,663 = 0,826\text{ atm}$$

9. A 400 °C el hidrogenocarbonato de sodio, NaHCO_3 , se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio:



Se introduce una cierta cantidad de NaHCO_3 en un recipiente cerrado de 2,00 L en el que previamente se ha hecho el vacío; se calienta a 400 °C, y cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura citada se observa que la presión en el interior del recipiente es de 0,962 atm.

a) Calcule el valor de las constantes K_p y K_c .

b) Calcule la cantidad (en gramos) de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ que se habrá descompuesto.

c) Si inicialmente hay 1,00 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ calcule la cantidad que se habrá descompuesto tras alcanzarse el equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2006)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_{\text{CO}_2}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}} \\ p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{p_{\text{total}}}{2} = \frac{0,962 \text{ atm}}{2} = 0,481 \text{ atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,481^2 = 0,231$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta\nu}$$

siendo, $\Delta\nu = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 0 = 2$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-2}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 0,231 \cdot [0,08206 \cdot (400 + 273,15)]^{-2} = 7,57 \cdot 10^{-5}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del CO_2 en el equilibrio permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,481 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (400 + 273,15) \text{ K}} = 1,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Relacionando CO_2 con NaHCO_3 se obtiene la cantidad que se descompone:

$$1,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{84,0 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 2,93 \text{ g NaHCO}_3$$

c) Si inicialmente hay en el recipiente 1,00 g de NaHCO_3 , **es imposible que se alcance el equilibrio** ya que, según se ha calculado en el apartado anterior, 2,93 g de NaHCO_3 es la mínima cantidad necesaria para que se alcance el equilibrio a 400 °C en un recipiente de 2,00 L.

10. A 427 °C el cloruro de amonio, NH_4Cl , se descompone parcialmente según la siguiente ecuación:



Se introduce una cierta cantidad de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ en un recipiente cerrado de 5,00 L en el que previamente se ha hecho el vacío; se calienta a 427 °C y, cuando se alcanza el equilibrio a la temperatura citada, se observa que la presión en el interior del recipiente es de 4.560 mmHg. Calcule:

a) El valor de K_p y de K_c .

b) La cantidad (en gramos) de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ que se habrá descompuesto.

c) Si inicialmente hay 10,0 g de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ calcule en este caso la cantidad que se habrá descompuesto.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(C.V. Septiembre 2008)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{NH}_3} \cdot p_{\text{HCl}}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de NH_3 y HCl en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{HCl}} \\ p_{\text{NH}_3} = p_{\text{HCl}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{HCl}} = p_{\text{NH}_3} = \frac{p_{\text{total}}}{2} = \frac{4.560 \text{ mmHg}}{2} = 2.280 \text{ mmHg}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \left(2.280 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right)^2 = 9,00$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 0 = 2$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-2}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 9,00 \cdot [0,08206 \cdot (427 + 273,15)]^{-2} = 2,73 \cdot 10^{-3}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del NH_3 en el equilibrio permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{2.280 \text{ mmHg} \cdot 5,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (427 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,261 \text{ mol}$$

Relacionando NH_3 con NH_4Cl se obtiene la cantidad que se descompone:

$$0,261 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 14,0 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

c) Si inicialmente hay en el recipiente 10,0 g de NH_4Cl , **es imposible que se alcance el equilibrio** ya que, según se ha calculado en el apartado anterior, 14,0 g de NH_4Cl es la mínima cantidad necesaria para que se alcance el equilibrio a 427 °C en un recipiente de 5,00 L.

11. Cuando el óxido de mercurio sólido, $\text{HgO}(s)$, se calienta en un recipiente cerrado en el que se ha hecho el vacío, se disocia irreversiblemente en vapor de mercurio y oxígeno, de acuerdo con el equilibrio:



Si tras alcanzar el equilibrio, la presión total fue de 0,185 atm a 380 °C. Calcule:

- Las presiones parciales de cada uno de los componentes gaseosos.
- Las concentraciones molares de los mismos.
- El valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p .

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2009)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{O}_2} \cdot (p_{\text{Hg}})^2$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presión parcial del NH_3 son el doble que los de CO_2 en el equilibrio; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{Hg}} + p_{\text{O}_2} \\ p_{\text{Hg}} = 2 p_{\text{O}_2} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{O}_2} = \frac{p_{\text{total}}}{3} = \frac{0,185 \text{ atm}}{3} = 0,0617 \text{ atm}$$

$$p_{\text{Hg}} = 2 \cdot 0,0617 = 0,124 \text{ atm}$$

b) Considerando comportamiento ideal, las concentraciones de ambas especies en el equilibrio son:

$$[\text{O}_2] = \frac{0,0617 \text{ atm}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (380 + 273,15)\text{K}} = 1,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{Hg}] = \frac{0,124 \text{ atm}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (380 + 273,15)\text{K}} = 2,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

c) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = [\text{O}_2] [\text{Hg}]^2$$

Los valores de las constantes K_c y K_p son:

$$K_c = 1,15 \cdot 10^{-3} \cdot (2,31 \cdot 10^{-3})^2 = 6,14 \cdot 10^{-9}$$

$$K_p = 0,0617 \cdot 0,124^2 = 9,49 \cdot 10^{-4}$$

12. A 700 K el sulfato de calcio, $\text{CaSO}_4(s)$, se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio:



Si se introduce una cierta cantidad $\text{CaSO}_4(s)$ en un recipiente cerrado de 2,00 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se calienta a 700 K y que cuándo se alcanza el equilibrio, a la citada temperatura, se observa que la presión total es de 0,600 atm. Calcule:

- El valor de K_p y K_c .
- La cantidad, en gramos, de $\text{CaSO}_4(s)$ que se habrá descompuesto.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2010)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{O}_2} \cdot (p_{\text{SO}_2})^2$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presión parcial del NH_3 son el doble que los de CO_2 en el equilibrio; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{SO}_2} + p_{\text{O}_2} \\ p_{\text{SO}_2} = 2 p_{\text{O}_2} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{O}_2} = \frac{p_{\text{total}}}{3} = \frac{0,600 \text{ atm}}{3} = 0,200 \text{ atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,200 \cdot (2 \cdot 0,200)^2 = \mathbf{0,108}$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 3 - 0 = 3$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-3}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 0,108 \cdot (0,08206 \cdot 700)^{-3} = \mathbf{5,70 \cdot 10^{-7}}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del O_2 en el equilibrio permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{0,200 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 700 \text{ K}} = 0,0104 \text{ mol}$$

Relacionando O_2 con CaSO_4 se obtiene la cantidad que se descompone:

$$0,0104 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{136,2 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = \mathbf{2,83 \text{ g CaSO}_4}$$

13. A 130 °C, el hidrogenocarbonato de sodio, $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, se descompone parcialmente según el siguiente equilibrio:



Se introducen 100 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ en un recipiente cerrado de 2,00 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío y se calienta a 130 °C. Calcule:

a) El valor de K_c y la presión total en el interior del recipiente cuando se alcance el equilibrio a 130 °C.

b) La cantidad, en gramos, de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ que quedará sin descomponer.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2012)

a) La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 0 = 2$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-2}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 6,25 \cdot [0,08206 \cdot (130 + 273,15)]^{-2} = \mathbf{5,71 \cdot 10^{-3}}$$

Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{O}} \cdot p_{\text{CO}_2}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{CO}_2} + p_{\text{H}_2\text{O}} \\ p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{p_{\text{total}}}{2}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene la presión de la mezcla gaseosa en equilibrio:

$$\left(\frac{p_{\text{total}}}{2}\right)^2 = 6,25 \quad \rightarrow \quad p_{\text{total}} = 5,00 \text{ atm}$$

b) Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del CO_2 en el equilibrio, que es la mitad de la presión total, permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{5,00 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (130 + 273,15) \text{ K}} = 0,151 \text{ mol}$$

Relacionando CO_2 con NaHCO_3 se obtiene la cantidad que se descompone:

$$0,151 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{84,0 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 25,4 \text{ g NaHCO}_3$$

Realizando un balance de materia del sólido se calcula la cantidad del mismo que queda sin descomponer al alcanzarse el equilibrio:

$$100 \text{ g NaHCO}_3 \text{ (inicial)} - 25,4 \text{ g NaHCO}_3 \text{ (transformado)} = 74,6 \text{ g NaHCO}_3$$

14. El hidrogenosulfuro de amonio, $\text{NH}_4\text{HS(s)}$, utilizado en el revelado de fotografías, es inestable a temperatura ambiente y se descompone parcialmente según el equilibrio siguiente:



a) Se introduce una muestra de $\text{NH}_4\text{HS(s)}$ en un recipiente cerrado a 25°C , en el que previamente se ha hecho el vacío. ¿Cuál será la presión total en el interior del recipiente una vez alcanzado el equilibrio a $25,0^\circ\text{C}$?

b) En otro recipiente de $2,00 \text{ L}$ de volumen, pero a la misma temperatura de 25°C , se introducen $0,100 \text{ mol}$ de NH_3 y $0,200 \text{ mol}$ de H_2S . ¿Cuál será la presión total en el interior del recipiente una vez se alcance el equilibrio a $25,0^\circ\text{C}$?

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2014)

Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{\text{H}_2\text{S}} \cdot p_{\text{NH}_3}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{NH}_3} + p_{\text{H}_2\text{S}} \\ p_{\text{NH}_3} = p_{\text{H}_2\text{S}} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{NH}_3} = p_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{p_{\text{total}}}{2}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene la presión de la mezcla gaseosa en equilibrio:

$$\left(\frac{p_{\text{total}}}{2}\right)^2 = 0,108 \quad \rightarrow \quad p_{\text{total}} = 0,657 \text{ atm}$$

b) Considerando comportamiento ideal, los valores de las presiones iniciales de ambas especies son:

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{0,100 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25,0 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 1,22 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{0,200 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25,0 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 2,44 \text{ atm}$$

Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_p , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_p :

El valor de Q_p :

$$Q_p = (p_{\text{H}_2\text{S}})_0 \cdot (p_{\text{NH}_3})_0 = 1,22 \cdot 2,44 = 2,98 > 0,625$$

Como $Q_p > K_p$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_p disminuya hasta que se iguale al valor de K_p , para eso debe disminuir el numerador y aumentar el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la izquierda**, es decir, **hacia la formación de NH_4Cl** .

La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	H_2S	NH_3
p_{inicial}	2,44	1,22
$p_{\text{transformado}}$	p	p
p_{formado}	—	—
$p_{\text{equilibrio}}$	$2,44 - p$	$1,22 - p$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$0,108 = (2,44 - p) \cdot (1,22 - p) \rightarrow p = 1,14 \text{ atm}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = 2,44 - 1,14 = 1,30 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NH}_3} = 1,22 - 1,14 = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{H}_2\text{S}} + p_{\text{NH}_3} = (1,30 + 8,00 \cdot 10^{-2}) = 1,38 \text{ atm}$$

15. El azufre es muy importante a nivel industrial. En el proceso Claus se obtiene según la reacción:



En un reactor de 5,00 L de capacidad, que se encuentra a 107 °C, se introducen 5,00 mol de H_2S y 3,00 mol de SO_2 . Si, tras alcanzarse el equilibrio, el reactor contiene 4,80 mol de H_2O , calcule:

a) El valor de K_c y K_p para esta reacción a esta temperatura.

b) Las presiones parciales de todas las especies en el equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2017)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{SO}_2] [\text{H}_2\text{S}]^2}$$

La tabla de moles correspondiente al equilibrio es:

	H_2S	SO_2	H_2O
n_{inicial}	5,00	3,00	—
$n_{\text{transformado}}$	$2x$	x	—
n_{formado}	—	—	$2x$
$n_{\text{equilibrio}}$	$5,00 - 2x$	$3,00 - x$	$2x$

La cantidad de H_2O presente en el equilibrio permite calcular las cantidades del resto de las especies:

$$2x = 4,80 \text{ mol} \rightarrow x = 2,40 \text{ mol}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{\left(\frac{4,80}{5,00}\right)^2}{\left(\frac{3,00 - 2,40}{5,00}\right) \cdot \left(\frac{5,00 - 4,80}{5,00}\right)^2} = 4,80 \cdot 10^3$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 3 = -1$

Se obtiene, $K_p = K_c RT$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 4,80 \cdot 10^3 \cdot [0,08206 \cdot (107 + 273,15)]^{-1} = 154$$

b) Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales de las especies en equilibrio son:

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4,80 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (107 + 273,15) \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 29,9 \text{ atm}$$

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{(3,00 - 2,40) \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (107 + 273,15) \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 3,74 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{[(5,00 - (2 \cdot 2,40))] \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (107 + 273,15) \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 1,25 \text{ atm}$$

16. A 400 °C, el óxido de mercurio(II) se disocia parcialmente de acuerdo con el equilibrio siguiente:



Si se introduce una muestra de 10,0 g de HgO en un recipiente cerrado de 2,00 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, y se calienta hasta alcanzar los 400 °C, calcule:

a) La presión total en el interior del recipiente cuando se alcance el equilibrio.

b) El valor de la constante K_c a esta temperatura y los gramos de HgO que se habrán quedado sin disociar.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2018)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = p_{\text{O}_2} \cdot (p_{\text{Hg}})^2$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presión parcial del Hg son el doble que los de O_2 en el equilibrio; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{\text{Hg}} + p_{\text{O}_2} \\ p_{\text{Hg}} = 2 p_{\text{O}_2} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{O}_2} = \frac{p_{\text{total}}}{3}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene la presión de la mezcla gaseosa en equilibrio:

$$\left(\frac{1}{3} \cdot p_{\text{total}}\right) \cdot \left(\frac{2}{3} \cdot p_{\text{total}}\right)^2 = 0,186 \rightarrow p_{\text{total}} = 1,08 \text{ atm}$$

b) La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 3 - 0 = 3$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-3}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 1,08 \cdot [0,08206 \cdot (400 + 273,15)]^{-3} = 1,10 \cdot 10^{-6}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del O_2 en el equilibrio, que es la tercera parte de la presión total, permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{O}_2} = \frac{1}{3} \cdot \frac{1,08 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (400 + 273,15) \text{ K}} = 0,0130 \text{ mol}$$

Relacionando O_2 con HgO se obtiene la cantidad que se descompone:

$$0,0130 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } HgO}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{216,6 \text{ g } HgO}{1 \text{ mol } HgO} = 5,63 \text{ g } HgO$$

Realizando un balance de materia del sólido se calcula la cantidad del mismo que queda sin descomponer al alcanzarse el equilibrio:

$$10,0 \text{ g } HgO \text{ (inicial)} - 5,63 \text{ g } HgO \text{ (transformado)} = 4,37 \text{ g } HgO$$

17. El hidrogenocarbonato de sodio, $NaHCO_3(s)$, se utiliza en algunos extintores químicos secos ya que los gases producidos en su descomposición extinguen el fuego. El equilibrio de descomposición del $NaHCO_3(s)$ puede expresarse como:



Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, 200 g de $NaHCO_3(s)$ se depositaron en un recipiente cerrado de 25,0 L de volumen, en el que previamente se ha hecho el vacío, que se calentó hasta alcanzar la temperatura 110 °C. La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1,646 atm. Calcule:

a) La cantidad (en g) de $NaHCO_3(s)$ que queda en el extintor tras alcanzarse el equilibrio a 110 °C.

b) El valor de las constantes de equilibrio K_p y K_c a esta temperatura.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2019)

a) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de K_p es:

$$K_p = p_{H_2O} \cdot p_{CO_2}$$

Según la estequiometría de la reacción, los moles y presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio son iguales; y de acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{total}} = p_{CO_2} + p_{H_2O} \\ p_{CO_2} = p_{H_2O} \end{array} \right\} \rightarrow p_{CO_2} = p_{H_2O} = \frac{p_{\text{total}}}{2} = \frac{1,646 \text{ atm}}{2} = 0,8320 \text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del CO_2 en el equilibrio permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{CO_2} = \frac{0,8320 \text{ atm} \cdot 25,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (110 + 273,15) \text{ K}} = 0,654 \text{ mol}$$

Relacionando CO_2 con $NaHCO_3$ se obtiene la cantidad que se descompone:

$$0,654 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } NaHCO_3}{1 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{84,0 \text{ g } NaHCO_3}{1 \text{ mol } NaHCO_3} = 110 \text{ g } NaHCO_3$$

Realizando un balance de materia del sólido se calcula la cantidad del mismo que queda sin descomponer al alcanzarse el equilibrio:

$$200 \text{ g } NaHCO_3 \text{ (inicial)} - 110 \text{ g } NaHCO_3 \text{ (transformado)} = 90,0 \text{ g } NaHCO_3$$

b) El valor de la constante K_p es:

$$K_p = 0,8320 \cdot 0,8320 = 0,6922$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{ coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{ coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 0 = 2$

Se obtiene, $K_c = K_p (RT)^{-2}$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 0,6922 \cdot [0,08206 \cdot (110 + 273,15)]^{-2} = 7,00 \cdot 10^{-4}$$

18. El dióxido de carbono, CO_2 , reacciona con el carbono, C, para dar monóxido de carbono, CO, de acuerdo con el equilibrio:



En un reactor de 50,0 L de volumen mantenido a 700 °C, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introduce CO_2 hasta que la presión en su interior alcanza 0,520 atm y, posteriormente, se añade un exceso de carbono. Una vez alcanzado el equilibrio la presión en el interior del reactor es de 0,950 atm.

a) Calcule las constante K_c y K_p del equilibrio planteado.

b) Si tras vaciar completamente el reactor, se introduce únicamente CO hasta alcanzar una presión de 0,500 atm, calcule la masa (en g) de cada uno de los tres componentes de la mezcla una vez que se alcance el equilibrio.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2023)

a) La tabla de presiones correspondiente al equilibrio es:

	CO_2	CO
p_{inicial}	0,520	—
$p_{\text{transformado}}$	p	—
p_{formado}	—	$2p$
$p_{\text{equilibrio}}$	$0,520 - p$	$2p$
p_{total}	$(0,520 - p) + 2p = (0,520 + p)$	

La presión total en el equilibrio permite calcular la presión correspondiente a la sustancia transformada:

$$0,950 = 0,520 + p \quad \rightarrow \quad p = 0,430 \text{ atm}$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{CO}} = 2 \cdot 0,430 = 0,860 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = (0,520 - 0,430) = 0,0900 \text{ atm}$$

Se trata de un equilibrio heterogéneo y la expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{CO}})^2}{(p_{\text{CO}_2})}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,860^2}{0,0900} = 8,22$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gaseosos} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gaseosos} = 2 - 1 = 1$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = 8,22 \cdot [0,08206 \cdot (700 + 273,15)]^{-1} = 0,103$$

b) La tabla de presiones en el nuevo equilibrio es:

	CO_2	CO
p_{inicial}	—	0,500
$p_{\text{transformado}}$	—	$2p$
p_{formado}	p	—
$p_{\text{equilibrio}}$	p	$0,500 - 2p$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_p se obtiene la presión correspondiente a la sustancia transformada:

$$8,22 = \frac{(0,500 - 2p)^2}{p} \quad \rightarrow \quad p = 0,0247 \text{ atm}$$

El valor de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{0,860^2}{0,0900} = 8,22$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{CO}} = 0,500 - (2 \cdot 0,0247) = 0,451 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = 0,0247 \text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, las cantidades de cada una de las especies gaseosas en el reactor son:

$$n_{\text{CO}} = \frac{0,451 \text{ atm} \cdot 50,0 \text{ L}}{(0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (700 + 273,15) \text{ K}} = 0,282 \text{ mol CO}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,0247 \text{ atm} \cdot 50,0 \text{ L}}{(0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (700 + 273,15) \text{ K}} = 0,0155 \text{ mol CO}_2$$

Relacionando CO con C:

$$0,0155 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,0155 \text{ mol C}$$

Las masas correspondientes son:

$$0,282 \text{ mol CO} \cdot \frac{28,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol CO}} = 7,91 \text{ g CO}$$

$$0,0155 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,620 \text{ g CO}_2$$

$$0,0155 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,186 \text{ g C}$$

La masa de C calculada es la mínima que debe de introducirse en el reactor para que se alcance el equilibrio en las condiciones propuestas.

4.3. Modificación del equilibrio. Principio de Le Châtelier

En este apartado se agrupan los ejercicios en los que se debe evaluar el efecto que tendrán sobre el estado de equilibrio de un sistema diferentes tipos de modificaciones:

- Variación de la temperatura
- Variación de la presión por disminución del volumen, adición de un inerte a volumen constante, etc.
- Variación de las cantidades de las especies que intervienen en el equilibrio
- Adición de un catalizador.

1. Considere el siguiente sistema en equilibrio a determinada temperatura:



Prediga de forma razonada en qué sentido se desplazará el sistema para restablecer el equilibrio si:

- a) Se aumenta la temperatura.
- b) Se aumenta la presión total reduciendo el volumen del recipiente.
- c) Se añade un catalizador.

Nota: se supone que el catalizador no modifica la presión ni el volumen del sistema.

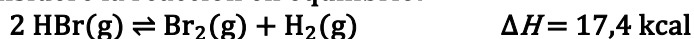
(U.A. Septiembre 1987)

a) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$, se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_4 .**

b) Si se aumenta la presión total reduciendo el volumen del recipiente a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que descienda la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_4 ,** ya que así pasa de dos moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$.

c) La adición de un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse una sustancia, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

2. Considere la reacción en equilibrio:



Prediga de forma razonada en qué sentido se desplazará el equilibrio si se aumenta la presión en cada una de las siguientes formas:

- a) Disminuyendo el volumen.
- b) Introduciendo hidrógeno.
- c) Introduciendo bromuro de hidrógeno.
- d) Aumentando la temperatura.

(U.A. Junio 1988)

a) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **aumenta la presión.** Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, **no se produce ningún desplazamiento.**

b) Si se aumenta la presión al introducir hidrógeno, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de hidrógeno. El hidrógeno reacciona con el bromo y **el sistema se desplaza hacia la formación de HBr.**

c) Si se aumenta la presión al introducir bromuro de hidrógeno, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de bromuro de hidrógeno. **El sistema se desplaza hacia la formación de Br_2 y H_2 .**

d) Si se aumenta la temperatura a volumen constante según la ley de Gay-Lussac (1803) **aumenta la presión**. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$, se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de Br_2 y H_2** .

3. Considere el sistema en equilibrio:



Justifique de forma razonada en qué sentido se desplazará el sistema para restablecer el equilibrio si:

- Se aumenta la temperatura a $300 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Se reduce el volumen del recipiente.
- Se añade H_2 sin variar el volumen.
- Se añade He sin variar el volumen.

(U.A. Junio 1988)

a) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$, se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de N_2 y H_2** .

b) Si se reduce el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **aumenta la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de NH_3** , ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$.

c) Si se añade hidrógeno, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de hidrógeno. El hidrógeno reacciona con el nitrógeno y **el sistema se desplaza hacia la formación de NH_3** .

d) Si se añade He (un componente gaseoso inerte) a volumen y temperatura constantes, se produce un aumento en la presión del sistema por la aparición de un nuevo componente, pero permaneciendo constantes las presiones parciales de las sustancias que ya se encontraban en el sistema ya que el número de moles de estas sustancias no se ha visto modificado.

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3})^2}{p_{\text{N}_2} \cdot (p_{\text{H}_2})^3}$$

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NH}_3} = p \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{total}}} \quad p_{\text{N}_2} = p \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} \quad p_{\text{H}_2} = p \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{total}}}\right)^2}{p \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{total}}} \cdot \left(p \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{total}}}\right)^3} = \frac{(n_{\text{NH}_3})^2}{n_{\text{N}_2} \cdot (n_{\text{H}_2})^3} \cdot \frac{(n_{\text{total}})^2}{p^2} \quad \text{donde } n_{\text{total}} = n_{\text{NH}_3} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{H}_2} + n_{\text{He}}$$

Considerando comportamiento ideal se cumple que:

$$\frac{(n_{\text{total}})^2}{p^2} = \frac{V^2}{(RT)^2}$$

Sustituyendo de nuevo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{(n_{\text{NH}_3})^2}{n_{\text{N}_2} \cdot (n_{\text{H}_2})^3} \cdot \frac{V^2}{(RT)^2}$$

y como la expresión de K_c es:

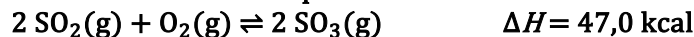
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NH}_3}}{V}\right)^2}{\frac{n_{\text{N}_2}}{V} \cdot \left(\frac{n_{\text{H}_2}}{V}\right)^3} = \frac{(n_{\text{NH}_3})^2}{n_{\text{N}_2} \cdot (n_{\text{H}_2})^3} \cdot V^2$$

Combinando las expresiones de ambas constantes se obtiene:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-2}$$

Como se observa, al ser V , T y R constantes, la adición de un gas inerte a volumen y temperatura constantes, no afecta al equilibrio y, por lo tanto, **el sistema no se desplaza en ningún sentido**.

4. Considere el sistema en equilibrio:



Justifique de forma razonada en qué sentido se desplazará el equilibrio si:

- Se aumenta la temperatura.
- Se aumenta el volumen del recipiente.
- Se introduce SO_3 a volumen constante.
- Se introduce N_2 a volumen constante.

(U.A. Junio 1988)

a) **Si se aumenta la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H > 0$, se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de SO_3** .

b) **Si se aumenta el volumen del recipiente** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **disminuye la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de SO_2 y O_2** , ya que así pasa de dos moléculas de $\text{SO}_3(\text{g})$ a tres moléculas de $\text{SO}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$.

c) **Si se introduce SO_3** , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume el exceso del mismo. El SO_3 se disocia y **el sistema se desplaza hacia la formación de SO_2 y O_2** .

d) **Si se añade N_2 (un componente gaseoso inerte) a volumen y temperatura constantes**, se produce un aumento en la presión del sistema por la aparición de un nuevo componente, pero permaneciendo constantes las presiones parciales de las sustancias que ya se encontraban en el sistema ya que el número de moles de estas sustancias no se ha visto modificado.

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{SO}_3})^2}{(p_{\text{SO}_2})^2 \cdot p_{\text{O}_2}}$$

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{SO}_3} = p \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_{\text{total}}} \quad p_{\text{SO}_2} = p \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_{\text{total}}} \quad p_{\text{O}_2} = p \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{total}}}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{n_{\text{SO}_3}}{n_{\text{total}}}\right)^2}{\left(p \frac{n_{\text{SO}_2}}{n_{\text{total}}}\right)^2 \cdot p \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{total}}}} = \frac{(n_{\text{SO}_3})^2}{(n_{\text{SO}_2})^2 \cdot n_{\text{O}_2}} \cdot \frac{n_{\text{total}}}{p} \quad \text{donde} \quad n_{\text{total}} = n_{\text{SO}_3} + n_{\text{SO}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2}$$

Considerando comportamiento ideal se cumple que:

$$\frac{n_{\text{total}}}{p} = \frac{V}{RT}$$

Sustituyendo de nuevo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{(n_{\text{SO}_3})^2}{(n_{\text{SO}_2})^2 \cdot n_{\text{O}_2}} \cdot \frac{V}{RT}$$

y como la expresión de K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{SO}_3}}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_{\text{SO}_2}}{V}\right)^2 \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{V}} = \frac{(n_{\text{SO}_3})^2}{(n_{\text{SO}_2})^2 \cdot n_{\text{O}_2}} \cdot V$$

Combinando las expresiones de ambas constantes se obtiene:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-1}$$

Como se observa, al ser V , T y R constantes, la adición de un gas inerte a volumen y temperatura constantes, no afecta al equilibrio y, por lo tanto, **el sistema no se desplaza en ningún sentido**.

5. El dióxido de nitrógeno, de color pardo rojizo, reacciona consigo mismo (dimerización), para dar tetraóxido de dinitrógeno, que es un gas incoloro. Una mezcla en equilibrio a 0 °C es casi incolora, mientras que a 100 °C tiene color pardo rojizo. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Escriba el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización.
- Justifique de forma razonada si la reacción de dimerización es exotérmica o endotérmica.
- Indique que ocurrirá si a 100 °C se aumenta la presión del sistema.
- Escriba la expresión de la constante de equilibrio K_p para la reacción de disociación del dímero, en función del grado de disociación y de la presión total.

(U.A. Septiembre 1988) (C.V. Junio 2004)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de dimerización es:



b) En la reacción de dimerización, dos moléculas de NO_2 se unen mediante un enlace intermolecular para formar una molécula de N_2O_4 . Teniendo en cuenta que siempre que se forma un enlace se desprende energía, la dimerización del NO_2 es un proceso exotérmico, $\Delta H < 0$.

Por otro lado, el hecho de que a 100 °C la mezcla tenga un color pardo-rojizo y a 0 °C sea prácticamente incolora, indica que a temperaturas altas el equilibrio está desplazado hacia la formación de NO_2 , mientras que a temperaturas bajas el equilibrio está desplazado hacia la formación de N_2O_4 . De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), un sistema en el que al aumentar la temperatura se desplaza hacia la formación de reactivos corresponde a un proceso exotérmico, por lo tanto, **la dimerización del NO_2 es un proceso exotérmico**.

c) **Si se aumenta la presión** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso

que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_4** , ya que así pasa de dos moléculas de $NO_2(g)$ a una molécula de $N_2O_4(g)$.

d) Para escribir la expresión de la constante de equilibrio K_p en función del grado de disociación y de la presión total es necesario escribir la tabla de moles en el equilibrio:

	NO_2	N_2O_4
n_{inicial}	n	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—
n_{formado}	—	$\frac{1}{2}n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$\frac{1}{2}n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + \frac{1}{2}n\alpha = n(1 - \frac{1}{2}\alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{NO_2} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n(1 - \frac{1}{2}\alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 - \frac{1}{2}\alpha}$$

$$p_{N_2O_4} = p \frac{\frac{1}{2}n\alpha}{n(1 - \frac{1}{2}\alpha)} = p \frac{\frac{1}{2}\alpha}{1 - \frac{1}{2}\alpha}$$

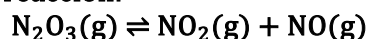
La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{N_2O_4}}{(p_{NO_2})^2}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{p \frac{\frac{1}{2}\alpha}{1 - \frac{1}{2}\alpha}}{\left(p \frac{1 - \alpha}{1 - \frac{1}{2}\alpha}\right)^2} = \frac{\alpha(2 - \alpha)}{4p(1 - \alpha)^2}$$

6. La reacción:



es endotérmica, $\Delta H = 39,7$ kJ. Prediga cómo afectarán al equilibrio los siguientes cambios:

a) Disminuir el volumen del recipiente a temperatura constante.

b) Añadir $NO(g)$.

c) Disminuir la temperatura manteniendo el volumen constante.

Razone todas las respuestas.

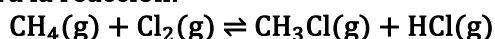
(U.A. Junio 1989)

a) **Si se disminuye el volumen del recipiente** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **augmenta la presión**. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_3** , ya que así pasa de dos moléculas de $NO_2(g)$ y $NO(g)$ a una molécula de $N_2O_3(g)$.

b) **Si se añade NO** , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de NO reaccionando con NO_2 . **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_3** .

c) **Si se disminuye la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_3** .

7. Para la reacción:



la variación de entalpía vale, $\Delta H = -99,0 \text{ kJ}$ (la reacción es exotérmica hacia la derecha). La constante de equilibrio es $K_c = 1,0 \cdot 10^{18}$, a 25°C .

Si aumenta la temperatura, ¿qué le ocurrirá a K_c , aumentará o disminuirá? ¿Y si aumenta la presión a temperatura constante?

Justifique las respuestas.

(U.A. Septiembre 1989)

▪ Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H < 0$, se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de CH_3Cl y HCl** , por lo tanto, las cantidades de estas sustancias al alcanzarse de nuevo el equilibrio serán mayores que las que había inicialmente, mientras que, las cantidades de CH_4 y Cl_2 serán menores.

Teniendo en cuenta que la expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{Cl}][\text{HCl}]}{[\text{CH}_4][\text{Cl}_2]}$$

Después de aumentar la temperatura el numerador de la expresión será menor que antes, a la vez que el denominador será mayor, por lo tanto, después de aumentar la temperatura, **el valor de la constante de equilibrio K_c será menor.**

▪ Otra forma de justificarlo es a partir de la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

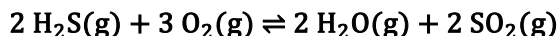
siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 2 - 2 = 0$

Se obtiene, $K_c = K_p$

$$T_2 > T_1 \rightarrow \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) < 0 \rightarrow \ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} < 0 \rightarrow \frac{K_{p2}}{K_{p1}} < 1 \rightarrow K_{p2} < K_{p1}$$

▪ Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en este caso existe igual número de moléculas gaseosas, dos, en cada lado de la reacción **el sistema no se desplaza hacia ninguna parte.**

Independientemente de que en este caso particular el aumento de la presión no desplace el equilibrio, el valor de K_c no se va a modificar mientras no cambie la temperatura. Por lo tanto, al aumentar la presión a temperatura constante, **la constante de equilibrio K_c permanece constante.**

8. La reacción:

Sabiendo que $\Delta H = -1.036 \text{ kJ}$, prediga cómo afectarán al equilibrio los siguientes cambios:

a) Aumentar el volumen del recipiente a temperatura constante.

b) Extraer $\text{SO}_2(\text{g})$.

c) Aumentar la temperatura manteniendo el volumen constante.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Junio 1990)

a) Si se aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) disminuye la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de H_2S y O_2 , ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y $\text{SO}_2(\text{g})$ a cinco moléculas de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$.

b) Si se extrae SO_2 , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga el SO_2 extraído. El sistema se desplaza hacia la formación de SO_2 y H_2O .

c) Si se aumenta la temperatura a volumen constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca una disminución de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de H_2S y O_2 .

9. A la temperatura de 600 K, la deshidrogenación del alcohol isopropílico para dar acetona según la reacción:

es una reacción endotérmica. La cantidad de acetona que se forma:

a) No varía con la temperatura.

b) Aumenta al elevar la temperatura.

c) Aumenta al aumentar la presión total a 600 K.

d) Disminuye al aumentar la presión del parcial del hidrógeno a 600 K.

e) Aumenta cuando se utiliza un catalizador específico para esta reacción.

Indique cuáles son correctas razonando la respuesta.

(U.A. Septiembre 1991)

a-b) Si, por ejemplo, se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de acetona.

Por lo tanto, la propuesta a) es falsa y la propuesta b) es correcta, ya que la cantidad de acetona producida aumenta al elevar la temperatura.

c) Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que descienda la presión. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de alcohol isopropílico, ya que así pasa de dos moléculas de $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3(\text{g})$.

Por lo tanto, la propuesta c) es falsa, ya que la cantidad de acetona producida disminuye al aumentar la presión.

d) Si se disminuye la presión parcial de H_2 a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga dicha pérdida, produciendo H_2 . El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$.

Por lo tanto, la propuesta d) es verdadera, ya que la cantidad de acetona producida aumenta al disminuir la presión parcial de H_2 .

e) **La utilización de un catalizador específico no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse la acetona, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

Por lo tanto, la propuesta e) es falsa, ya que **la cantidad de acetona producida no aumenta cuando se utiliza un catalizador**.

10. La deshidrogenación del alcohol isopropílico para producir acetona, según la reacción:



es una reacción endotérmica a 600 K. La constante de equilibrio de esta reacción:

a) Disminuye al aumentar la temperatura.

b) Aumenta cuando se utiliza un catalizador adecuado.

c) Disminuye al aumentar la presión parcial del H_2 .

d) Aumenta al aumentar la presión total manteniendo constante la temperatura.

Indique cuáles son ciertas y cuáles son falsas razonando las respuestas.

(U.A. Septiembre 1992)

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COCH}_3][\text{H}_2]}{[\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3]}$$

a) **Si se aumenta la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al tratarse de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de acetona**. Así aumentan las cantidades de productos de reacción y disminuye la cantidad de reactivo. Por lo tanto, **la constante de equilibrio aumenta**.

La propuesta es **falsa**.

b) **La utilización de un catalizador específico no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse la acetona, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

La propuesta es **falsa**.

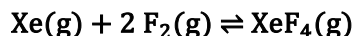
c) **Si se aumenta la presión parcial de H_2** , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que disminuya dicha presión, consumiendo H_2 . **El sistema se desplaza hacia la formación de alcohol isopropílico**. Así aumenta la cantidad de reactivo y disminuyen las cantidades de productos. Por lo tanto, **la constante de equilibrio disminuye**.

La propuesta es **cierta**.

d) **Si se aumenta la presión** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de alcohol isopropílico**, ya que así pasa de dos moléculas de $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3(\text{g})$. No obstante, **si la temperatura permanece constante el valor de K_c no cambia**, ya que de acuerdo con la ley del equilibrio químico existe una constante de equilibrio para cada temperatura.

La propuesta es **falsa**.

11. Para el sistema:



se conoce que $\Delta H = -215 \text{ kJ}$. Prediga que efecto tendrá sobre la conversión de Xe(g) en $\text{XeF}_4(\text{g})$ en el equilibrio:

- Aumentar el volumen del recipiente a temperatura constante.
- Añadir más $\text{F}_2(\text{g})$.
- Disminuir la temperatura.
- Comprimir el sistema a temperatura constante.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Septiembre 1994)

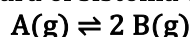
a) Si se aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) disminuye la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de Xe y F_2 , ya que así pasa de una molécula de $\text{XeF}_4(\text{g})$ a tres moléculas de Xe(g) y $\text{F}_2(\text{g})$, por lo tanto, disminuye la conversión de Xe(g) en $\text{XeF}_4(\text{g})$.

b) Si se añade $\text{F}_2(\text{g})$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de F_2 reaccionando con Xe . El sistema se desplaza hacia la formación de XeF_4 , por lo tanto, aumenta la conversión de Xe(g) en $\text{XeF}_4(\text{g})$.

c) Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H < 0$, se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de XeF_4 , por lo tanto, aumenta la conversión de Xe(g) en $\text{XeF}_4(\text{g})$.

d) Si se comprime sistema a temperatura constante, según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de XeF_4 , ya que así pasa de tres moléculas de Xe(g) y $\text{F}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{XeF}_4(\text{g})$, por lo tanto, aumenta la conversión de Xe(g) en $\text{XeF}_4(\text{g})$.

12. Para el sistema en equilibrio:



- Obtenga el valor del grado de disociación α en función de la constante de equilibrio K_p y de la presión total, si inicialmente se parten de a mol de A(g) .
- Estudie el efecto de la presión total sobre el valor de α , a temperatura constante.
- Compare el comportamiento del apartado b) con lo que se obtendría si se utilizara el principio de Le Châtelier.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Junio 1995)

a) Para escribir la expresión de la constante de equilibrio K_p en función del grado de disociación y de la presión total en necesario escribir la tabla de moles en el equilibrio:

	A	B
n_{inicial}	a	—
$n_{\text{transformado}}$	$a\alpha$	—
n_{formado}	—	$2a\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$a - a\alpha$	$2a\alpha$
n_{total}	$(a - a\alpha) + 2a\alpha = a(1 + \alpha)$	

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_A = p \frac{a(1 - \alpha)}{a(1 + \alpha)} = p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$p_B = p \frac{2a\alpha}{a(1 + \alpha)} = p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_B)^2}{p_A}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{2\alpha}{1 + \alpha}\right)^2}{p \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}} = 4p \frac{\alpha^2}{1 - \alpha^2}$$

La expresión que permite calcular el grado de disociación es:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{K_p + 4p}}$$

b) El efecto de la presión en el valor del grado de disociación es:

▪ Si la presión, $p \rightarrow \infty$:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{K_p + \infty}} \rightarrow 0$$

Al aumentar la presión del sistema el grado de disociación de A disminuye y en el límite, a presiones muy elevadas, tiende a 0.

▪ Si la presión, $p \rightarrow 0$:

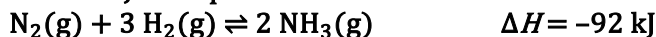
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{K_p + 0}} \rightarrow 1$$

Al disminuir la presión del sistema el grado de disociación de A aumenta y en el límite, a presiones muy bajas, tiende a 1.

c) Si se disminuye la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de B(g), ya que así pasa de una molécula de A(g) a dos moléculas de B(g), por lo tanto, aumenta el grado de disociación.

Si se aumenta la presión a temperatura constante, ocurre lo contrario, el sistema se desplaza hacia la formación de A, con lo que disminuye el grado de disociación.

13. El proceso Haber para la obtención del amoníaco implica la utilización de presiones elevadas (unas 250 atm) y temperaturas lo más bajas posibles (unos 400 °C) para que la velocidad de reacción sea suficiente. Justifique de forma razonada estos hechos.

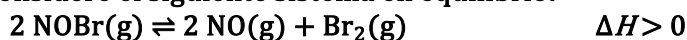


(C.V. Junio 1997)

- Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de amoníaco, ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$.
- Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), El sistema se desplaza hacia la formación de amoníaco.

Por lo tanto, la formación de amoníaco está, tal y como se indica en el enunciado, favorecida a presiones altas, y temperaturas bajas.

14. Considere el siguiente sistema en equilibrio:



¿Cuál de los siguientes cambios haría aumentar la presión del sistema, permaneciendo invariable el número de moles de $\text{Br}_2(\text{g})$?

- a) Disminuir el volumen del recipiente a temperatura constante.
- b) Aumentar la presión del NOBr a temperatura constante.
- c) Introducir de argón a volumen y temperatura constantes.
- d) Disminuir la temperatura y la cantidad de NOBr.

Razone todas las respuestas y considere que los gases se comportan como ideales.

(U.A. Junio 1997)

- a) Si se disminuye el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de NOBr, ya que así pasa de tres moléculas de $\text{Br}_2(\text{g})$ y $\text{NO}(\text{g})$ a dos moléculas de NOBr(g), por lo que no aumentan ni la presión ni la cantidad de Br_2 .

Con este cambio no se consigue que aumente la presión y que permanezca invariable el número de moles de Br_2 .

- b) Si se aumenta la presión parcial del NOBr, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que disminuya esta presión parcial. El sistema se desplaza hacia la formación de NO y Br_2 , por lo que aumentan la presión y la cantidad de Br_2 .

Con este cambio se consigue que aumente la presión y que permanezca invariable el número de moles de Br_2 .

- c) Si se añade argón (un componente gaseoso inerte) a volumen y temperatura constantes, se produce un aumento en la presión del sistema por la aparición de un nuevo componente, pero permaneciendo constantes las presiones parciales de las sustancias que ya se encontraban en el sistema ya que el número de moles de estas sustancias no se ha visto modificado.

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}})^2 \cdot p_{\text{Br}_2}}{(p_{\text{NOBr}})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{\text{NOBr}} = p \frac{n_{\text{NOBr}}}{n_{\text{total}}} \quad p_{\text{NO}} = p \frac{n_{\text{NO}}}{n_{\text{total}}} \quad p_{\text{Br}_2} = p \frac{n_{\text{Br}_2}}{n_{\text{total}}}$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{\left(p \frac{n_{\text{NO}}}{n_{\text{total}}}\right)^2 \cdot p \frac{n_{\text{Br}_2}}{n_{\text{total}}}}{\left(p \frac{n_{\text{NOBr}}}{n_{\text{total}}}\right)^2} = \frac{(n_{\text{NO}})^2 \cdot n_{\text{Br}_2} \cdot n_{\text{total}}}{(n_{\text{NOBr}})^2 \cdot p} \quad \text{donde } n_{\text{total}} = n_{\text{NOBr}} + n_{\text{NO}} + n_{\text{Br}_2} + n_{\text{Ar}}$$

Considerando comportamiento ideal se cumple que:

$$\frac{n_{\text{total}}}{p} = \frac{V}{RT}$$

Sustituyendo de nuevo en la expresión de K_p se obtiene:

$$K_p = \frac{(n_{\text{NO}})^2 \cdot n_{\text{Br}_2} \cdot V}{(n_{\text{NOBr}})^2 \cdot RT}$$

y como la expresión de K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]}{[\text{NOBr}]^2} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}}}{V}\right)^2 \cdot \frac{n_{\text{Br}_2}}{V}}{\left(\frac{n_{\text{NOBr}}}{V}\right)^2} = \frac{(n_{\text{NO}})^2 \cdot n_{\text{Br}_2}}{(n_{\text{NOBr}})^2} \cdot \frac{1}{V}$$

Combinando las expresiones de ambas constantes se obtiene:

$$K_p = K_c \cdot (RT)$$

Como se observa, al ser V , T y R constantes, la adición de un gas inerte a volumen y temperatura constantes, no afecta al equilibrio y, por lo tanto, **el sistema no se desplaza en ningún sentido**, por lo que aumenta la presión sin que cambie el número de moles de ninguna de las especies.

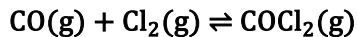
Con este cambio **se consigue que aumente la presión y que permanezca invariable el número de moles de Br_2** .

d) **Si se disminuye la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de NOBr**, por lo que disminuyen la presión y la cantidad de Br_2 .

Si, además, se reduce la cantidad NOBr, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará en el sentido en el que se reponga esta sustancia. **El sistema se desplaza hacia la formación de NOBr**, por lo que disminuyen la presión y la cantidad de Br_2 .

Con estos cambios **no se consigue que aumente la presión y que permanezca invariable el número de moles de Br_2** .

15. Se tiene una mezcla formada por siguientes gases: CO, Cl₂ y COCl₂ a 400 °C y 1 atm en equilibrio:



Justifique si las siguientes afirmaciones son o no correctas:

Si se introduce en el sistema una pequeña cantidad de Cl₂, manteniendo el volumen y la temperatura constantes, cuando el sistema restablezca el equilibrio:

- El cociente $[\text{COCl}_2]_{\text{eq}} / [\text{CO}]_{\text{eq}} \cdot [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}$ será mayor.
- La masa de CO será mayor.
- La masa de Cl₂ será mayor.
- La concentración de COCl₂ será menor.

(C.V. Septiembre 1998)

Si se añade Cl₂, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume el exceso de este. El Cl₂ reacciona con CO y el sistema se desplaza hacia la formación de COCl₂.

a) El cociente $[\text{COCl}_2]_{\text{eq}} / [\text{CO}]_{\text{eq}} \cdot [\text{Cl}_2]_{\text{eq}}$ será mayor.

Al restablecerse de nuevo el equilibrio, la cantidad de COCl₂ aumenta y las cantidades de CO y Cl₂ disminuyen, mientras que el volumen permanece constante. Sin embargo, como la temperatura no ha cambiado, el valor de K_c permanece constante. No hay que olvidar que al sistema en equilibrio se ha añadido Cl₂, por lo tanto, se produce el desplazamiento hacia la formación de COCl₂ dando lugar a un nuevo equilibrio con más COCl₂ y menos CO que el anterior, pero con más Cl₂, de forma que K_c se mantenga constante.

La propuesta es falsa.

b) La masa de CO será mayor.

Para que se restablezca de nuevo el equilibrio este se desplaza hacia la formación de COCl₂, por lo tanto, la cantidad de CO disminuye.

La propuesta es falsa.

c) La masa de Cl₂ será mayor.

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] [\text{Cl}_2]} = \frac{\frac{n_{\text{COCl}_2}}{V}}{\frac{n_{\text{CO}}}{V} \cdot \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}} = \frac{n_{\text{COCl}_2}}{n_{\text{CO}} \cdot n_{\text{Cl}_2}} \cdot V$$

Si el sistema se desplaza hacia la formación de COCl₂ sin que cambie el valor de K_c (puesto que la temperatura permanece constante), si V y K_c son constantes y n_{COCl_2} aumenta y n_{CO} disminuye; n_{Cl_2} debe aumentar.

En este caso, lo que ocurre es que la cantidad de Cl₂ disminuye después de la adición del mismo, pero, comparativamente, la nueva cantidad en el equilibrio es mayor que en la situación de equilibrio anterior.

La propuesta es correcta.

d) La concentración de COCl₂ será menor.

Al restablecerse de nuevo el equilibrio, la cantidad de COCl₂ aumenta mientras que el volumen permanece constante.

La propuesta es falsa.

16. En la reacción de reducción del dióxido de estaño sólido con hidrógeno molecular, se obtiene estaño líquido y agua en forma de vapor. A 900 K la constante de equilibrio de la reacción vale 1,5 y a 1.100 K su valor es 10.

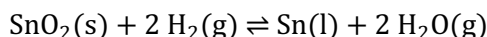
Para conseguir una reducción más eficiente del dióxido de estaño sólido deberían emplearse:

- Temperaturas elevadas.
- Presiones elevadas.
- Temperaturas bajas.
- Presiones bajas.

Responda de forma razonada si son verdaderas o falsas las cuestiones planteadas.

(U.A. Junio 1998)

La ecuación química correspondiente al equilibrio propuesto es:



a-c) Para determinar si la reacción es exotérmica o endotérmica a partir del valor de la constante de equilibrio, se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ = R \frac{\ln(K_{p2}/K_{p1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

En este caso, **la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura**. Por lo tanto, se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} T_2 > T_1 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) > 0 \\ K_{p2} > K_{p1} \quad \rightarrow \quad \ln \left(\frac{K_{p2}}{K_{p1}} \right) > 0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H^\circ > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de Sn(l)**.

- Propuesta a), **es verdadero** que las **temperaturas elevadas** consigan una **reducción más eficiente del SnO₂**.
- Propuesta c), **es falso** que las **temperaturas bajas** consigan una **reducción más eficiente del SnO₂**.

b-d) Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo, la expresión de la constante de equilibrio, K_p , es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(p_{\text{H}_2})^2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Sustituyendo en la expresión de K_p se obtiene:

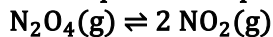
$$K_p = \frac{(p y_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(p y_{\text{H}_2})^2} = \frac{(y_{\text{H}_2\text{O}})^2}{(y_{\text{H}_2})^2}$$

Como se observa, la constante K_p no depende del valor de la presión.

Desde el punto de vista del principio de Le Châtelier **se trata de un equilibrio en el que no afectan las variaciones de la presión y de volumen**.

- Propuestas b-d), **es falso** que las **presiones bajas o elevadas** consigan una **reducción más eficiente del SnO₂**.

17. Para el equilibrio representado por la reacción:



los valores de K_p a 400 K y 500 K son, respectivamente, 47,9 y 1.700 atm. Justifique de forma razonada el efecto que producirá en la concentración de NO_2 las siguientes modificaciones del equilibrio:

- Un aumento de la temperatura a presión constante.
- Un aumento de la presión a temperatura constante.
- Un aumento del volumen a temperatura constante.

(C.V. Junio 1999)

a-c) Para saber el efecto que producen los cambios de temperatura sobre la reacción, es preciso determinar previamente si esta es exotérmica o endotérmica, para ello se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ = R \frac{\ln(K_{p2}/K_{p1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

En este caso, **la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura**. Por lo tanto, se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} T_2 > T_1 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) > 0 \\ K_{p2} > K_{p1} \quad \rightarrow \quad \ln \left(\frac{K_{p2}}{K_{p1}} \right) > 0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H^\circ > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

Si se aumenta la temperatura a presión constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al tratarse de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de NO_2 , por lo tanto, la $[\text{NO}_2]$ aumenta.**

b) **Si se aumenta la presión** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que descienda la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de N_2O_4 , ya que así pasa de dos moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, por lo tanto, la $[\text{NO}_2]$ disminuye.**

No obstante, puesto que la temperatura se mantiene constante, el valor de K_c no se modifica.

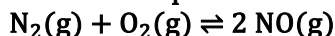
La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}_2}}{V} \right)^2}{\frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V}} = \frac{(n_{\text{NO}_2})^2}{n_{\text{N}_2\text{O}_4}} \cdot \frac{1}{V}$$

De acuerdo con lo anteriormente expuesto, el término $(n_{\text{NO}_2})^2/n_{\text{N}_2\text{O}_4}$ disminuye, por lo tanto, para que K_c se mantenga constante, el término $1/V$ debe aumentar, o lo que es lo mismo, V debe disminuir (cosa que por otro lado es obvio que va a ocurrir al aumentar la presión a temperatura constante, por lo que la variación de $[\text{NO}_2]$ dependerá de cuál de los dos términos n_{NO_2} o V disminuya más.

c) **Si se aumenta el volumen** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **disminuye la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de NO_2 , ya que así pasa de una molécula de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$, por lo tanto, la cantidad de NO_2 aumenta.** No obstante, de la misma manera que se ha expuesto en el apartado anterior, la variación de $[\text{NO}_2]$ dependerá de cuál de los dos términos n_{NO_2} o V aumente más.

18. Considere el equilibrio:



del que se conoce que la constante de equilibrio, K_p , a 25 °C vale $6 \cdot 10^{-31}$ y a 2.000 °C su valor es 0,1. De acuerdo con estos datos, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?:

- La reacción es endotérmica.
- La variación de energía de Gibbs en condiciones estándar, a ambas temperaturas es positiva.
- A 25 °C la cantidad de NO formada es despreciable.
- A 2.000 °C si se aumenta la presión el equilibrio se desplaza hacia la formación de NO(g).

(U.A. Septiembre 1999)

a) La reacción es endotérmica.

Para determinar la entalpía de la reacción se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ = R \frac{\ln (K_{p2}/K_{p1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

En este caso, **la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura**. Por lo tanto, se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} T_2 > T_1 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) > 0 \\ K_{p2} > K_{p1} \quad \rightarrow \quad \ln \left(\frac{K_{p2}}{K_{p1}} \right) > 0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H^\circ > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

La propuesta es cierta.

▪ Otra forma de resolver la cuestión es atendiendo al principio de Le Châtelier (1884). En efecto, si al aumentar la temperatura aumenta el valor de la constante K_c :

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] [\text{O}_2]}$$

quiere decir que [NO] aumenta y [N₂] y [O₂] disminuyen, es decir, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la formación de productos, por lo tanto, necesariamente, ha de tratarse de un proceso endotérmico.

b) La variación de energía de Gibbs en condiciones estándar, a ambas temperaturas es positiva.

La variación de la energía de Gibbs se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

Para la reacción propuesta se cumple que:

- $\Delta H^\circ > 0$
- $\Delta S^\circ < 0$, ya que todas las sustancias son gaseosas y no hay variación en el número de moles de las mismas, pero disminuye el desorden ya que se pasa de dos elementos a un compuesto.

Por lo tanto, **$\Delta G^\circ > 0$** .

La propuesta es cierta.

c) A 25 °C la cantidad de NO formada es despreciable.

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}})^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{O}_2}}$$

Como este valor a 25 °C es $6 \cdot 10^{-31}$ quiere decir que:

$$(p_{\text{NO}})^2 \lll p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{O}_2}$$

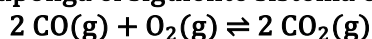
La propuesta es cierta.

d) A 2.000 °C si se aumenta la presión el equilibrio se desplaza hacia la formación de NO(g).

Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema no se desplaza en ningún sentido**, ya que existe igual número de moléculas gaseosas en ambas partes de la reacción. Se trata de un equilibrio que no se ve afectado por los cambios de presión.

La propuesta es falsa.

19. Suponga el siguiente sistema en equilibrio:



y sabiendo que ΔH es negativo. Indique, razonando todos los apartados propuestos, en qué condiciones se podría obtener la mayor cantidad de CO_2 en el equilibrio:

- Disminuyendo la temperatura y la presión.
- Aumentando la temperatura y la presión.
- Aumentando la temperatura y disminuyendo la presión.
- Disminuyendo la temperatura y aumentando la presión.

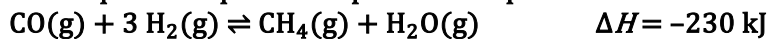
(U.A. Junio 2001) (U.A. Junio 2002)

▪ **Si se disminuye la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de CO_2** , por lo tanto, **la cantidad de CO_2 aumenta**, lo que descarta las opciones a) y c).

▪ **Si se aumenta la presión**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que descienda la presión del sistema. Para que esta baje, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de CO_2** , ya que así pasa de tres moléculas de CO(g) y $\text{O}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{CO}_2(\text{g})$, por lo tanto, **la cantidad de CO_2 aumenta**.

Los cambios más favorables para producir un **aumento de la cantidad de CO_2** son los propuestos en la opción d), **disminuyendo la temperatura y aumentando la presión**.

20. Para el equilibrio químico representado por la reacción:



Justifique de forma razonada el efecto que produciría en la concentración de $\text{CH}_4(\text{g})$ las siguientes modificaciones del equilibrio:

- Un aumento de la temperatura a presión constante.
- Una disminución del volumen del reactor manteniendo la temperatura constante.
- La adición de un catalizador.

(C.V. Septiembre 2001)

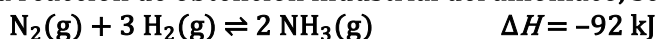
a) **Si se aumenta la temperatura** a presión constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se absorba calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de CO(g) y $\text{H}_2(\text{g})$** , por lo tanto, **la concentración de CH_4 desciende al elevar la temperatura**.

b) **Si se disminuye el volumen** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **aumenta la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio.

El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CH}_4(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{CH}_4(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, **la concentración de CH_4 aumenta al disminuir el volumen.**

c) **La adición de un catalizador no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse el metano, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo, por lo tanto, **la concentración de CH_4 permanece constante** al añadir un catalizador.

21. La reacción de obtención industrial del amoníaco, se basa en la reacción:



Razone qué efecto producirá sobre el equilibrio cada uno de los siguientes cambios:

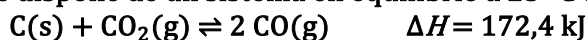
- Una disminución del volumen del reactor a temperatura constante.
- Un incremento de la presión a temperatura constante.
- La adición de un catalizador.

(C.V. Junio 2002)

a-b) **Si se disminuye el volumen del reactor** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **aumenta la presión.** Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NH}_3(\text{g})$,** ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$.

c) **La adición de un catalizador no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse el amoníaco

22. Se dispone de un sistema en equilibrio a 25°C que contiene $\text{C}(\text{s})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{CO}(\text{g})$:



Justifique si la cantidad de $\text{CO}(\text{g})$ permanece constante, aumenta o disminuye cuando:

- Aumenta la temperatura.
- Disminuye la presión.
- Se introduce $\text{C}(\text{s})$ en el recipiente.

(C.V. Septiembre 2002)

a) **Si se aumenta la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se absorba calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$,** por lo tanto, **la cantidad de CO aumenta al elevar la temperatura.**

b) **Si se disminuye la presión** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión del sistema. Para que esta aumente, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de CO ,** ya que así pasa de una molécula de $\text{CO}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{CO}(\text{g})$, por lo tanto, **la cantidad de CO aumenta al disminuir la presión.**

c) **Si a la mezcla en equilibrio se le añade $\text{C}(\text{s})$, no ocurre ningún cambio**, ya que el C , por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, **la cantidad de CO permanece constante.**

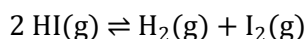
23. El ácido yodhídrico gaseoso está disociado un 20 % en $I_2(g)$ e $H_2(g)$ a 700 °C y 1 atm . Si se mantiene constante la temperatura y se aumenta la presión:

- La disociación del $HI(g)$ será mayor del 20 %.
- La disociación del $HI(g)$ será menor del 20 %.
- La disociación del $HI(g)$ no variará del 20 %, ya que la presión no afecta a este equilibrio.
- En estas condiciones el $HI(g)$ no se disociará.

Razone cada uno de los cuatro apartados propuestos.

(U.A. Junio-03)

La ecuación química correspondiente a la disociación del IH es:



La tabla correspondiente al equilibrio en función del número de moles iniciales y del grado de disociación es:

	HI	H_2	I_2
n_{inicial}	n	—	—
$n_{\text{transformado}}$	$n\alpha$	—	—
n_{formado}	—	$\frac{1}{2} n\alpha$	$\frac{1}{2} n\alpha$
$n_{\text{equilibrio}}$	$n - n\alpha$	$\frac{1}{2} n\alpha$	$\frac{1}{2} n\alpha$
n_{total}	$(n - n\alpha) + \frac{1}{2} n\alpha + \frac{1}{2} n\alpha = n$		

De acuerdo con la ley de Dalton las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Las presiones parciales en el equilibrio son:

$$p_{IH} = p \frac{n(1 - \alpha)}{n} = p(1 - \alpha)$$

$$p_{H_2} = p_{I_2} = p \frac{\frac{1}{2} n\alpha}{n} = p \frac{\alpha}{2}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{p_{H_2} \cdot p_{I_2}}{(p_{IH})^2}$$

Sustituyendo las presiones parciales, la expresión de la constante K_p queda como:

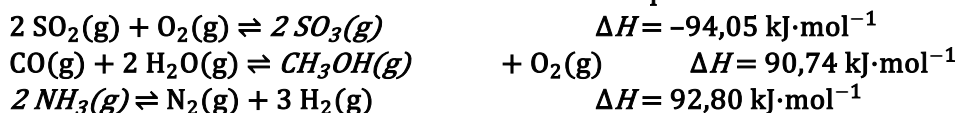
$$K_p = \frac{\left(p \frac{\alpha}{2}\right)^2}{[p(1 - \alpha)]^2} = \frac{\alpha^2}{4(1 - \alpha)^2}$$

Como se puede observar, la presión, p , no forma parte de la expresión de la constante de equilibrio, por lo que el grado de disociación, α , solo depende de K_p , y esta constante solo depende de la temperatura.

Si se aumenta la presión a temperatura constante:

- Las propuestas a) y b) son falsas ya que, en este caso, la presión no afecta al grado de disociación.
- La propuesta c) es cierta.
- La propuesta d) carece de sentido físico, ya que, si se establece el equilibrio, necesariamente el HI está parcialmente disociado.

24. Las ecuaciones siguientes representan reacciones reversibles en las que se desea aumentar la concentración de la sustancia escrita en cursiva en el equilibrio:



¿Qué condiciones son las más adecuadas para cada una de ellas? Justifique la respuesta.

- Aumentando T y p .
- Disminuyendo T y aumentando p .
- Disminuyendo T y p .
- Aumentando T y disminuyendo p .

(C.V. Septiembre 2004)

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor:

- En el caso de una reacción con $\Delta H < 0$ (se desprende calor), como son la formación de SO_3 y de NH_3 , el sistema se desplaza hacia la formación de SO_2 y O_2 y de N_2 y H_2 , respectivamente, por lo tanto, aumentan las cantidades de SO_3 y de NH_3 al disminuir la temperatura.
- En el caso de una reacción con $\Delta H > 0$ (se absorbe calor), como es la obtención de CH_3OH , el sistema se desplaza hacia la formación de esta sustancia, por lo tanto, aumenta la cantidad de CH_3OH al aumentar la temperatura.

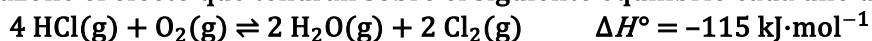
Si aumenta la presión, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio:

- En las tres reacciones el sistema se desplaza hacia la formación de SO_3 , de CH_3OH y de NH_3 , ya que así pasa de más a menos moléculas de gas, por lo tanto, aumentan las cantidades de SO_3 , de CH_3OH y de NH_3 al aumentar la presión.

Las condiciones más adecuadas para que aumente la concentración de:

- SO_3 son disminuyendo T y aumentando p (opción b).
- CH_3OH son aumentando T y aumentando p (opción a).
- NH_3 son disminuyendo T y aumentando p (opción b).

25. Razone el efecto que tendrán sobre el siguiente equilibrio cada uno de los cambios:



- Aumentar la temperatura.
- Aumentar la presión total reduciendo el volumen.
- Añadir $\text{O}_2(\text{g})$.
- Eliminar parcialmente $\text{HCl}(\text{g})$.
- Añadir un catalizador

(C.V. Junio 2005)

a) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de HCl y O_2 .

b) Si se aumenta la presión reduciendo el volumen del recipiente a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de H_2O y Cl_2 , ya que así pasa de cinco moléculas de $\text{HCl}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a cuatro moléculas de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$.

- c) Si se añade $O_2(g)$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume parte del O_2 añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de H_2O y Cl_2 .
- d) Si se elimina parcialmente $HCl(g)$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga el HCl eliminado. El sistema se desplaza hacia la formación de HCl y O_2 .
- e) Añadir un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse HCl y O_2 , no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

26. En ciertos dispositivos en los que es necesario eliminar el dióxido de carbono, $CO_2(g)$, producido por la respiración se utiliza peróxido de potasio, $K_2O_2(s)$, para transformarlo en oxígeno, $O_2(g)$, de acuerdo con el equilibrio:



Indique, razonadamente, cómo afectaría cada una de las siguientes acciones a la capacidad del sistema para producir oxígeno:

- Aumento de la concentración de CO_2 .
- Disminución de la temperatura a la que se lleva a cabo la reacción.
- Reducción del volumen del reactor hasta alcanzar la mitad de su volumen inicial.
- Aumento de la cantidad inicial de $K_2O_2(s)$.

(C.V. Junio 2007)

- a) Si se aumenta la concentración de CO_2 a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume parte del CO_2 añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de K_2CO_3 y O_2 , por lo tanto, la acción aumenta la capacidad del sistema para producir O_2 .
- b) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de K_2O_2 y CO_2 , por lo tanto, la acción disminuye la capacidad del sistema para producir O_2 .
- c) Si se reduce el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $O_2(g)$, ya que así pasa de dos moléculas de $CO_2(g)$ a una molécula de $O_2(g)$, por lo tanto, la acción aumenta la capacidad del sistema para producir O_2 .
- d) Si se añade $K_2O_2(s)$, no ocurre ningún cambio, ya que el K_2O_2 , por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, la acción no afecta a la capacidad del sistema para producir O_2 .

27. Para el siguiente equilibrio químico dado por:



La constante de equilibrio K_p vale $2,54 \cdot 10^{-7}$ a 400 K y su valor es $8,67 \cdot 10^{-5}$ cuando la temperatura de trabajo es de 500 K.

Conteste, razonadamente si, para conseguir mayor producción de estaño, serán favorables las siguientes condiciones:

- Aumentar la temperatura de trabajo.
- Aumentar el volumen del reactor.
- Aumentar la cantidad de hidrógeno en el sistema.
- Añadir un catalizador al equilibrio.

(C.V. Junio 2008)

a) Para determinar cómo afecta la temperatura al equilibrio es necesario determinar previamente si la reacción es exotérmica o endotérmica. Se aplica la ecuación de van't Hoff (1884) que relaciona las constantes de equilibrio con la temperatura:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ = R \frac{\ln (K_{p_2}/K_{p_1})}{\left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

En este caso, **la constante de equilibrio aumenta al aumentar la temperatura**. Por lo tanto, se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} T_2 > T_1 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) > 0 \\ K_{p_2} > K_{p_1} \quad \rightarrow \quad \ln \left(\frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} \right) > 0 \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H^\circ > 0 \text{ (proceso endotérmico)}$$

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de Sn(s)**, por lo tanto, **la acción es favorable para la producción de Sn(s)**.

b) **Si se aumenta el volumen del reactor** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **disminuye la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, **no se produce ningún desplazamiento**, por lo tanto, **la acción no afecta a la producción de Sn(s)**.

c) **Si se aumenta la cantidad $\text{H}_2(\text{g})$** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del H_2 añadido. **El sistema se desplaza hacia la formación de Sn(s) y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$** , por lo tanto, **la acción es favorable para la producción de Sn(s)**.

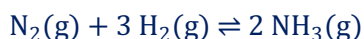
d) **Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse O_2 , no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

28. La síntesis del amoníaco, NH_3 , tiene una gran importancia industrial. Sabiendo que la entalpía de formación del amoníaco es $-46,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- a) Prediga las condiciones de presión y temperatura (alta o baja) más favorables para la síntesis del amoníaco, justificando la respuesta.
- b) A bajas temperaturas la reacción es demasiado lenta para su utilización industrial. Indique razonadamente cómo podría modificarse la velocidad de la reacción para hacerla rentable industrialmente.

(C.V. Septiembre 2008)

a) La ecuación química correspondiente a la síntesis del amoníaco es:



a) Si se aumenta la presión a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de amoníaco, ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$.

▪ Si se disminuye la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), El sistema se desplaza hacia la formación de amoníaco.

Por lo tanto, la síntesis de amoníaco está favorecida a presiones altas, y temperaturas bajas.

b) La adición un catalizador no modifica el equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa aumentando la velocidad de ambas reacciones de forma que disminuye el tiempo que tarda en obtenerse NH_3 .

29. El metanol se obtiene industrialmente por hidrogenación del monóxido de carbono, según el equilibrio:



Conteste, razonadamente si, para conseguir mayor producción de metanol, serán o no favorables las siguientes condiciones:

- a) Aumentar la cantidad de hidrógeno en el sistema.
- b) Aumentar la temperatura de trabajo.
- c) Disminuir el volumen del reactor, a temperatura constante.
- d) Eliminar metanol del reactor.
- e) Añadir un catalizador al sistema en equilibrio.

(C.V. Junio 2009)

a) Si se aumenta la cantidad $\text{H}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del H_2 añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$.

b) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de CO y H_2 , por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$.

c) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$, ya que así pasa de tres moléculas de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a una molécula de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$.

d) Si se elimina $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga el CH_3OH eliminado. El sistema se desplaza hacia la formación de CH_3OH , por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$.

e) Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse CH_3OH , no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

30. Uno de los métodos utilizados industrialmente para la obtención de hidrógeno consiste en hacer pasar una corriente de vapor de agua sobre carbón al rojo, según la reacción:



Conteste, razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cómo afectan los siguientes cambios al rendimiento en la producción de H_2 ?

- a₁) La adición de $\text{C}(\text{s})$.
- a₂) El aumento de la temperatura.
- a₃) El aumento del volumen del recipiente.

b) ¿A partir de qué temperatura el proceso de obtención del hidrógeno es espontáneo?

(C.V. Septiembre 2009)

a₁) Si se añade $\text{C}(\text{s})$, no ocurre ningún cambio, ya que el C, por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, la cantidad de H_2 permanece constante.

a₂) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de CO y H_2 , por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

a₃) Si se aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) disminuye la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$, ya que así pasa de una molécula de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

b) La espontaneidad de un proceso la determina el valor de la energía de Gibbs, que se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow \begin{cases} \Delta G > 0 & \text{proceso no espontáneo} \\ \Delta G < 0 & \text{proceso espontáneo} \end{cases}$$

La reacción propuesta se caracteriza por tener:

- $\Delta H > 0$, se absorbe calor (endotérmico)
- $\Delta S > 0$ aumenta el desorden

La espontaneidad en este tipo de reacciones depende del valor de la temperatura.

La temperatura de equilibrio se calcula teniendo en cuenta que $\Delta G = 0$:

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{131,2 \text{ kJ mol}^{-1}}{-134,1 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 978 \text{ K}$$

Si $T > 978 \text{ K}$, se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$ reacción espontánea.

31. Considere el equilibrio:



Explique cómo afecta, cada una de las siguientes modificaciones, a la cantidad de $\text{H}_2\text{(g)}$ presente en la mezcla en equilibrio:

- Elevar la temperatura de la mezcla.
- Introducir más $\text{H}_2\text{O(g)}$.
- Eliminar $\text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)}$ a medida que se va produciendo.
- Aumentar el volumen del recipiente en el que se encuentra la mezcla en equilibrio (manteniendo constante la temperatura).
- Añadir a la mezcla en equilibrio el catalizador adecuado.

(C.V. Junio 2010)

a) Si se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de Fe y H_2O , por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{H}_2\text{(g)}$.

b) Si se aumenta la cantidad $\text{H}_2\text{O(g)}$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del H_2O añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$ y $\text{H}_2\text{(g)}$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{H}_2\text{(g)}$.

c) Si se elimina $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$, no ocurre ningún cambio, siempre que en el recipiente y en las condiciones de equilibrio exista la mínima cantidad de necesaria para que se alcance el equilibrio. El Fe_2O_3 , por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, la cantidad de H_2 permanece constante.

d) Si se aumenta el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) disminuye la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, no se produce ningún desplazamiento, por lo tanto, la acción no afecta a la producción de $\text{H}_2\text{(g)}$.

e) Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse H_2 , no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

32. Considere el siguiente equilibrio:



y responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p .
- Establezca la relación entre K_c y K_p .
- Razone cómo influiría en el equilibrio un aumento de presión mediante la reducción del volumen.
- Justifique en qué sentido se desplazaría el equilibrio si se aumenta la concentración de oxígeno; ¿se modificaría el valor de la constante de equilibrio?

(C.V. Septiembre 2010)

a) La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^4 [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^5}$$

La expresión de la constante K_p es:

$$K_p = \frac{(p_{\text{NO}})^4 \cdot (p_{\text{H}_2\text{O}})^6}{(p_{\text{NH}_3})^4 \cdot (p_{\text{O}_2})^5}$$

b) La relación entre las constantes K_c y K_p viene dada por la expresión:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v}$$

siendo, $\Delta v = \Sigma \text{coef. esteq. productos gas} - \Sigma \text{coef. esteq. reactivos gas} = 10 - 9 = 1$

Se obtiene, $K_p = K_c RT$

c) Si se reduce el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **augmenta la presión**. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NH}_3(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$** , ya que así pasa de diez moléculas de $\text{NO}(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a nueve moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$.

d) Si se aumenta la concentración O_2 , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del O_2 añadido. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NO}(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$** .

Si la **modificación anterior** se ha realizado a temperatura constante, el **valor de la constante de equilibrio no cambia**. De acuerdo con la ley del equilibrio químico propuesta por Guldberg y Waage (1864), todos los equilibrios se alteran al modificar la temperatura, ya que **la constante de equilibrio depende de la temperatura**.

33. El amoníaco es un gas que se forma, por síntesis, a partir de sus componentes de acuerdo con:



Razone cuáles son las condiciones de presión y temperaturas más adecuadas para obtener una mayor cantidad de amoníaco.

(C.V. Junio 2011)

▪ Si se **augmenta la presión** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión del sistema. Para que esta descienda, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de amoníaco**, ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$.

▪ Si se **disminuye la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evolucionará de forma que se produzca un aumento de la temperatura, es decir en el sentido en el que se desprenda calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **El sistema se desplaza hacia la formación de amoníaco**.

Por lo tanto, **la síntesis de amoníaco está favorecida a presiones altas, y temperaturas bajas**.

34. Razone qué efecto tendrá sobre el siguiente equilibrio, cada uno de los cambios que se indican:



a) Disminuir la presión aumentando el volumen.

b) Aumentar la temperatura.

c) Añadir $\text{O}_2(\text{g})$.

d) Añadir un catalizador.

(C.V. Septiembre 2011)

a) Si se **augmenta el volumen** a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **disminuye la presión**. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$** , ya que así pasa de siete moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a ocho moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

b) Si se **augmenta la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor.

Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NH}_3(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$.**

c) **Si se añade $\text{O}_2(\text{g})$** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del O_2 añadido. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.**

d) **Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse las sustancias, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

35. El proceso de Deacon suele utilizarse cuando se dispone de HCl como subproducto de otros procesos químicos. Dicho proceso permite obtener cloro gas a partir del cloruro de hidrógeno de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Se deja que una mezcla de HCl, O_2 , Cl_2 y H_2O alcance el equilibrio a cierta temperatura. Explique cuál es el efecto sobre la cantidad de cloro gas en el equilibrio, si se introducen los siguientes cambios:

a) Adicionar a la mezcla más $\text{O}_2(\text{g})$.

b) Extraer HCl(g) de la mezcla.

c) Aumentar el volumen al doble manteniendo constante la temperatura.

d) Adicionar un catalizador a la mezcla de reacción.

e) Elevar la temperatura de la mezcla.

(C.V. Junio 2012)

a) **Si se añade $\text{O}_2(\text{g})$** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del O_2 añadido. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$** , por lo tanto, **la acción es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.**

b) **Si se extrae HCl(g)** a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga el HCl eliminado. **El sistema se desplaza hacia la formación de HCl y O_2** , por lo tanto, **la acción no es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.**

c) **Si se aumenta el volumen** a temperatura constante, de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **disminuye la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de HCl(g) y $\text{O}_2(\text{g})$** , ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a cinco moléculas de HCl(g) y $\text{O}_2(\text{g})$, por lo tanto, **la acción no es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.**

d) **Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio**, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse Cl_2 , no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

e) **Si se aumenta la temperatura**, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de HCl(g) y $\text{O}_2(\text{g})$** , por lo tanto, **la acción no es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.**

36. El hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, se está convirtiendo en una fuente de energía alternativa a los combustibles fósiles cuya combustión es responsable del efecto invernadero. Considere el siguiente equilibrio:



Explique, razonadamente, el efecto que cada uno de los cambios que se indican tendría sobre la mezcla gaseosa en equilibrio:

- Aumentar la temperatura del reactor manteniendo constante la presión.
- Disminuir el volumen del reactor manteniendo constante la temperatura.
- Adicionar CO_2 a la mezcla en equilibrio.
- Añadir a la mezcla en equilibrio un catalizador.

(C.V. Julio 2014)

a) Si se aumenta la temperatura a presión constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de CO_2 y H_2 .

b) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, no se produce ningún desplazamiento.

c) Si se añade $\text{CO}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume parte del CO_2 añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

d) Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse las sustancias, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

37. A cierta temperatura el hidrogenocarbonato de sodio, NaHCO_3 , se descompone parcialmente según el equilibrio:



Explique, razonadamente, el efecto que, sobre los moles de Na_2CO_3 formado, tendrá:

- Reducir el volumen del recipiente manteniendo constante la temperatura.
- Extraer del recipiente una parte de los gases producidos ($\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$).
- Elevar la temperatura de la mezcla en equilibrio manteniendo constante la presión.
- Adicionar más NaHCO_3 a la mezcla en equilibrio.

(C.V. Julio 2016)

a) Si se reduce el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, ya que así pasa de dos moléculas de $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a ninguna, por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de Na_2CO_3 .

b) Si se extraen los gases CO_2 y H_2O a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se repongan ambos. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de Na_2CO_3 .

c) Si se eleva la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de Na_2CO_3 .

d) Si se añade $\text{NaHCO}_3(\text{s})$, no ocurre ningún cambio, ya que el NaHCO_3 , por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, la cantidad de Na_2CO_3 no cambia.

38. Considere el siguiente equilibrio:



Indique razonadamente cómo afectará cada uno de los siguientes cambios a la concentración de $\text{H}_2(\text{g})$ presente en la mezcla en equilibrio:

- Adición de CO_2 .
- Aumento de la temperatura a presión constante.
- Disminución del volumen a temperatura constante.
- Duplicar las concentraciones de CO_2 y H_2O inicialmente presentes en el equilibrio manteniendo la temperatura constante.

(C.V. Junio 2017)

a) Si se añade CO_2 a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del CO_2 añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

b) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

c) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, no se produce ningún desplazamiento, por lo tanto, la acción no afecta a la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

d) Si se duplican las concentraciones de $\text{CO}_2(\text{g})$ y de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuman parte del CO_2 y del H_2O añadidos. El primero hace que el sistema se desplace hacia la derecha y el segundo hacia la izquierda, ambos con igual intensidad, por lo tanto, las dos acciones simultáneas no afectan a la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

39. En la 2ª etapa del proceso Ostwald, para la síntesis de ácido nítrico, tiene lugar la reacción de NO con O_2 para formar NO_2 según el siguiente equilibrio:



Explique razonadamente el efecto que cada uno de los siguientes cambios tendría sobre la concentración de NO_2 en el equilibrio:

- Adicionar O_2 a la mezcla gaseosa en equilibrio, manteniendo constante el volumen.
- Aumentar la temperatura del recipiente, manteniendo constante la presión.
- Disminuir el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.
- Adicionar un catalizador a la mezcla en equilibrio.

(C.V. Julio 2017)

a) Si se añade O_2 a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del O_2 añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NO}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción aumenta la concentración de NO_2 .

b) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NO}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción disminuye la concentración de NO_2 .

c) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio.

El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NO}_2(\text{g})$, ya que así pasa de tres moléculas de $\text{NO}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción aumenta la concentración de NO_2 .

d) Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse el NO_2 , no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

40. La solubilidad del hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$, es fuertemente dependiente del pH de la disolución. El equilibrio de solubilidad correspondiente puede expresarse de la siguiente forma:



Discuta razonadamente cómo afectará a la formación de hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$, cada una de las siguientes acciones realizadas sobre una disolución saturada del hidróxido.

- Añadir $\text{KOH}(\text{aq})$ a la disolución saturada.
- Aumentar la temperatura de la disolución saturada.
- Añadir $\text{HCl}(\text{aq})$ a la disolución saturada.
- Añadir más $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ a la disolución saturada de hidróxido de calcio.

(C.V. Junio 2018)

a) Si se añade $\text{KOH}(\text{aq})$ a temperatura constante, se añaden iones OH^{-} , ya que el KOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada. De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte de los OH^{-} añadidos. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$, por lo tanto, la acción favorece la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$.

b) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$, por lo tanto, la acción favorece la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$.

c) Si se añade $\text{HCl}(\text{aq})$ a temperatura constante, se añaden iones H^{+} , ya que el HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado. Estos iones reaccionan con los iones OH^{-} presentes en el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se repongan parte de los OH^{-} consumidos. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ y $\text{OH}^{-}(\text{aq})$, por lo tanto, la acción no favorece la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$.

d) Si se añade $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$, no ocurre ningún cambio en el equilibrio, ya que el $\text{Ca}(\text{OH})_2$, por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, la acción no favorece la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$, aunque la cantidad presente aumenta.

41. El trióxido de azufre, SO_3 , se obtiene al reaccionar el dióxido de azufre, SO_2 , con dioxígeno, O_2 , de acuerdo con el equilibrio:



Una vez la mezcla gaseosa alcance el equilibrio, justifique el efecto que tendrá:

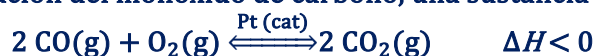
- El aumento de la temperatura a presión constante sobre la cantidad de $\text{SO}_3(\text{g})$ presente tras restablecerse el equilibrio.
- La adición de $\text{SO}_2(\text{g})$ sobre la cantidad de $\text{O}_2(\text{g})$ presente tras alcanzarse nuevamente el equilibrio.
- La disminución del volumen del reactor (manteniendo constante su temperatura) sobre la cantidad de $\text{SO}_2(\text{g})$ presente tras alcanzarse nuevamente el equilibrio.
- La adición de pentaóxido de divanadio (V_2O_5) como catalizador de la reacción sobre la concentración de reactivos.

(C.V. Julio 2018)

a) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{SO}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción disminuye la cantidad de $\text{SO}_3(\text{g})$.

- b) Si se añade $\text{SO}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del $\text{SO}_2(\text{g})$ añadido reaccionando con $\text{O}_2(\text{g})$. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{SO}_3(\text{g})$, por lo tanto, la acción disminuye la cantidad de $\text{O}_2(\text{g})$.
- c) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{SO}_3(\text{g})$, ya que así pasa de tres moléculas de $\text{SO}_2(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{SO}_3(\text{g})$, por lo tanto, la acción disminuye la cantidad de $\text{SO}_2(\text{g})$.
- d) Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse las sustancias, no a la cantidad producida. El equilibrio se alcanza en menos tiempo.

42. En los tubos de escape de los automóviles, se utiliza un catalizador de platino para acelerar la oxidación del monóxido de carbono, una sustancia tóxica, según la ecuación química:



Considere un reactor que contiene una mezcla en equilibrio de $\text{CO}(\text{g})$, $\text{O}_2(\text{g})$ y $\text{CO}_2(\text{g})$. Indique, razonadamente, si la cantidad de CO aumentará, disminuirá o no se modificará cuando:

- a) Se elimina el catalizador de platino.
b) Se aumenta la temperatura manteniendo constante la presión.
c) Se aumenta la presión, disminuyendo el volumen del reactor, a temperatura constante.
d) Se añade $\text{O}_2(\text{g})$, manteniendo constantes el volumen y la temperatura.

(C.V. Junio 2019)

- a) Si se elimina el catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Afectan al tiempo que tarda en producirse las sustancias, no a la cantidad producida. El equilibrio tarda más tiempo en alcanzarse.
- b) Si se aumenta la temperatura a presión constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción aumenta la cantidad de $\text{CO}(\text{g})$.
- c) Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}_2(\text{g})$, ya que así pasa de tres moléculas de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{CO}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción disminuye la cantidad de $\text{CO}(\text{g})$.
- d) Si se añade $\text{O}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del $\text{O}_2(\text{g})$ añadido reaccionando con $\text{CO}(\text{g})$. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CO}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción disminuye la cantidad de $\text{CO}(\text{g})$.

43. Razone el efecto que tendrá sobre la cantidad de $\text{Cl}_2(\text{g})$ formada, cada una de las siguientes acciones realizadas sobre una mezcla de los cuatro componentes en equilibrio.



- Aumentar la temperatura de la mezcla a presión constante.
- Reducir el volumen del recipiente a temperatura constante.
- Añadir $\text{O}_2(\text{g})$ a temperatura y volumen constantes.
- Eliminar parte del $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ formado a temperatura y volumen constantes.

(C.V. Julio 2019)

a) Si se aumenta la temperatura a presión constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{HCl}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

b) Si se reduce el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$, ya que así pasa de cinco moléculas de $\text{HCl}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a cuatro moléculas de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

c) Si se añade $\text{O}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume parte del O_2 añadido reaccionando con $\text{HCl}(\text{g})$. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

d) Si se elimina $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga parte del H_2O eliminado. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{Cl}_2(\text{g})$.

44. En un reactor cerrado se introducen, en estado gaseoso y a una temperatura dada, hidrógeno, bromo y bromuro de hidrógeno, HBr , y se deja que se alcance el equilibrio:



Indique razonadamente cómo afectará cada uno de los siguientes cambios en la cantidad de H_2 presente una vez se restablezca el equilibrio.

- Un aumento de la temperatura a presión constante.
- Adición de HBr , manteniendo constante tanto el volumen del reactor como su temperatura.
- Un aumento del volumen del recipiente a temperatura constante.
- Adición de Br_2 , manteniendo constante tanto el volumen del reactor como su temperatura.

(C.V. Julio 2020)

a) Si se aumenta la temperatura a presión constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H < 0$ se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{Br}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

b) Si se añade $\text{HBr}(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume parte del HBr añadido. El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{Br}_2(\text{g})$, por lo tanto, la acción es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

c) Si se aumenta el volumen del recipiente a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) disminuye la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que suba la presión. Para que esta aumente es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. Como en el sistema el número de moléculas gaseosas en ambos lados de la reacción es el mismo, no se produce ningún desplazamiento, por lo tanto, la acción no afecta a la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

d) Si se añade $\text{Br}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del Br_2 añadido reaccionando con H_2 . El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{HBr}(\text{g})$, por lo tanto, la acción no es favorable para la producción de $\text{H}_2(\text{g})$.

45. El amoníaco gas, $\text{NH}_3(\text{g})$, reacciona con aire para formar dióxido de nitrógeno, NO_2 , a alta temperatura de acuerdo con la reacción:



Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- Un aumento de la temperatura favorecerá la formación de NO_2 en el equilibrio.
- La disminución del volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura, favorecerá que se forme mayor cantidad de productos en el equilibrio.
- La adición de NH_3 , manteniendo constantes el volumen del recipiente y la temperatura, favorecerá que se forme mayor cantidad de NO_2 una vez se alcance el equilibrio.
- El uso de un catalizador hará que se obtenga una mayor cantidad de productos en el equilibrio.

(C.V. Septiembre 2020)

a) Un aumento de la temperatura favorecerá la formación de NO_2 en el equilibrio.

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

La propuesta es verdadera.

b) La disminución del volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura, favorecerá que se forme mayor cantidad de productos en el equilibrio.

Si se disminuye el volumen a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) aumenta la presión. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de los productos $\text{NO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, ya que así pasa de once moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ a diez moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

La propuesta es verdadera.

c) La adición de NH_3 , manteniendo constantes el volumen del recipiente y la temperatura, favorecerá que se forme mayor cantidad de NO_2 una vez se alcance el equilibrio.

Si se añade $\text{NH}_3(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma parte del NH_3 añadido reaccionando con O_2 . El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

La propuesta es verdadera.

d) El uso de un catalizador hará que se obtenga una mayor cantidad de productos en el equilibrio.

Si se añade un catalizador no afecta al equilibrio, ya que los catalizadores solo disminuyen la energía de activación tanto de la reacción directa como de la reacción inversa. Disminuye el tiempo necesario en formarse las sustancias, pero no afecta a las cantidades producidas.

La propuesta es falsa.

46. Dado el equilibrio:



Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Al aumentar la temperatura, manteniendo constante el volumen, se favorece la formación de NH_3 .
- Al disminuir el volumen del reactor, con la temperatura constante, se favorece la formación de N_2 .
- Si se elimina cierta cantidad de H_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.
- Si las concentraciones de las tres especies se duplican, el equilibrio no se desplaza en ningún sentido.

(C.V. Junio 2021)

a) Al aumentar la temperatura, manteniendo constante el volumen, se favorece la formación de NH_3 .

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), **el sistema se desplaza hacia la formación de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$.**

La propuesta es **falsa**.

b) Al disminuir el volumen del reactor, con la temperatura constante, se favorece la formación de N_2 .

Si se disminuye el volumen a temperatura constante, de acuerdo con la ley de Boyle (1662) **aumenta la presión**. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta descienda es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{NH}_3(\text{g})$** , ya que así pasa de cuatro moléculas de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ a dos moléculas de $\text{NH}_3(\text{g})$.

La propuesta es **falsa**.

c) Si se elimina cierta cantidad de H_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Si se elimina $\text{H}_2(\text{g})$ a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se reponga parte del H_2 eliminado. **El sistema se desplaza hacia la derecha, hacia la formación de $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$.**

La propuesta es **verdadera**.

d) Si las concentraciones de las tres especies se duplican, el equilibrio no se desplaza en ningún sentido.

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

Suponiendo que en el equilibrio se cumpla que:

$$[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = [\text{NH}_3] = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{1 \cdot 1^3}{1^2} = 1$$

En el caso de que las concentraciones iniciales sean:

$$[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = [\text{NH}_3] = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Para determinar en qué sentido se efectuará la reacción si inicialmente se encuentran presentes todas las especies químicas es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_c , con los valores iniciales (llevan el subíndice 0) y compararlo con el de K_c :

$$Q_c = \frac{[\text{N}_2]_0 [\text{H}_2]_0^3}{[\text{NH}_3]_0^2} = \frac{2 \cdot 2^3}{2^2} = 4 > 1$$

Como $Q_c > K_c$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_c disminuya hasta que se iguale al valor de K_c , para eso debe disminuir el numerador y aumentar el denominador. Esto se consigue si **la reacción se efectúa hacia la izquierda**, es decir, **hacia la formación de NH_3** .

La propuesta es **falsa**.

47. En un reactor químico tiene lugar, a 800 °C, la siguiente reacción química:



Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Inicialmente, en el recipiente se introducen 1 mol de CO y 1 mol de H_2 , manteniendo el volumen y la temperatura constantes. La presión total del recipiente, una vez se alcanza el equilibrio, ¿será mayor, igual o menor que la inicial?

Una vez alcanzado el equilibrio:

b) Si se quiere que aumente la cantidad de H_2 , ¿habrá que aumentar o disminuir la temperatura?

c) Si se quiere que disminuya la cantidad de CO, ¿habrá que disminuir o aumentar el volumen?

d) Si se inyecta 1 mol de CO, manteniendo constantes el volumen y la temperatura, la cantidad de CH_4 aumentará y la cantidad de H_2O disminuirá. ¿Verdadero o falso?

(C.V. Julio 2021)

a) Para que se alcance el equilibrio el sistema evoluciona hacia la izquierda para que se formen las sustancias que faltan, de forma que disminuye el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, por lo tanto, **la presión del mismo es menor que la inicial.**

b) Como $\Delta H > 0$, se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor). De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), en este tipo de reacciones **el aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia los productos, en este caso, **hacia la formación de $\text{H}_2(\text{g})$** .**

c) Si se desea que disminuya la cantidad de CO(g) presente en el equilibrio modificando el volumen, es necesario desplazar el equilibrio hacia la izquierda, es decir hacia donde disminuya el número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio. Según el principio de Le Châtelier, esto se consigue aumentando la presión a temperatura constante, para lo que de acuerdo con la ley de Boyle (1662) es necesario **disminuir el volumen del recipiente**.

d) Si se añade CO(g) a temperatura constante, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consume parte del CO añadido reaccionando con H_2 . **El sistema se desplaza hacia la formación de $\text{CH}_4(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$** , por lo tanto, al alcanzarse de nuevo el equilibrio **las cantidades de estas sustancias aumentan**, por lo tanto, **la propuesta es falsa**.

48. Para el siguiente sistema en equilibrio en fase gaseosa:



responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Si se extrae del reactor parte del $\text{Cl}_2(\text{g})$, ¿la relación $[\text{NOCl}]/[\text{NO}]$ aumenta, disminuye o permanece constante?

b) Se observa que al aumentar la temperatura se forma más NOCl. ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

c) Si se desea aumentar la cantidad de NOCl, manteniendo constante la temperatura, ¿se ha de aumentar o disminuir el volumen del reactor?

d) En un reactor a volumen y temperatura constantes se introducen inicialmente NOCl y Cl_2 . Razone si la presión total en el equilibrio será mayor, menor o igual que la inicial.

(C.V. Junio 2022)

a) Si se extrae parte del $\text{Cl}_2(\text{g})$, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que se ponga esta sustancia. El sistema se desplaza en el sentido en el que el NOCl(g) se consume formando más $\text{Cl}_2(\text{g})$ y NO(g), por lo tanto, **la relación $[\text{NOCl}]/[\text{NO}]$ disminuye**.

b) De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), un sistema en el que **al aumentar la temperatura** se desplaza hacia la formación de reactivos, en este caso $\text{NOCl}(\text{g})$, corresponde a un **proceso exotérmico**.

c) De acuerdo con la expresión de K_c :

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]}{[\text{NOCl}]^2} = \frac{\left(\frac{n_{\text{NO}}}{V}\right)^2 \cdot \frac{n_{\text{Cl}_2}}{V}}{\left(\frac{n_{\text{NOCl}}}{V}\right)^2} = \frac{(n_{\text{NO}})^2 \cdot n_{\text{Cl}_2}}{(n_{\text{NOCl}})^2} \cdot \frac{1}{V}$$

Si se desea aumentar la cantidad de $\text{NOCl}(\text{g})$ a temperatura constante, para que se mantenga el valor el valor de K_c , **el volumen del recipiente, V , debe disminuir**,

d) Si inicialmente el reactor solo contiene $\text{NOCl}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$, para que se alcance el equilibrio el sistema evoluciona en el sentido en el que se forme la sustancia que falta, $\text{NO}(\text{g})$, por lo tanto, se produce un aumento del número de moléculas gaseosas presentes en el equilibrio, lo que implica que **umente la presión total**.

49. Para el equilibrio heterogéneo:



deduzca si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

- Si se introduce inicialmente en el reactor NH_4HS , el equilibrio no se alcanza si la cantidad de reactivo introducida no supera un valor mínimo.
- Con las tres especies en equilibrio, la adición de más NH_4HS aumenta la producción de NH_3 y H_2S .
- Con las tres especies en equilibrio, al aumentar la temperatura del reactor, la masa de NH_4HS aumenta.
- Con las tres especies en equilibrio, si se reduce el volumen a la mitad, aumenta la cantidad de H_2S formada.

(C.V. Junio 2023)

a) Si se introduce inicialmente en el reactor NH_4HS , el equilibrio no se alcanza si la cantidad de reactivo introducida no supera un valor mínimo.

Al tratarse de un equilibrio heterogéneo en el equilibrio existe una presión que ejercen las especies gaseosas en las condiciones de volumen y temperatura a las que este se alcanza, por lo tanto, debe existir una mínima cantidad de sólido para conseguir esa presión y que coexistan todas las especies en equilibrio.

Por ejemplo, suponiendo que en un recipiente de volumen V (L) a una temperatura T (K) se alcanza un equilibrio en el que la presión del NH_3 y H_2S es p (atm). Considerando comportamiento ideal, la presión parcial del NH_3 en el equilibrio permite calcular la cantidad del mismo que se forma:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{pV}{0,08206 T}$$

Relacionando NH_3 con NH_4HS se obtiene la cantidad de este que se descompone:

$$\frac{pV}{0,08206 T} \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{HS}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{51,1 \text{ g NH}_4\text{HS}}{1 \text{ mol NH}_4\text{HS}} = \frac{623 pV}{T} \text{ g NH}_4\text{HS}$$

Esa cantidad calculada, es la **masa mínima de NH_4HS necesaria para que se alcance el equilibrio en las condiciones propuestas**.

La propuesta es **verdadera**.

b) Con las tres especies en equilibrio, la adición de más NH_4HS aumenta la producción de NH_3 y H_2S .

Si a la mezcla en equilibrio se le añade $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s})$, no ocurre ningún cambio, ya que el NH_4HS , por ser un sólido, no interviene en la expresión de la constante de equilibrio y no afecta a este, por lo tanto, **las cantidades de NH_3 y H_2S no cambian**.

La propuesta es **falsa**.

c) Con las tres especies en equilibrio, al aumentar la temperatura del reactor, la masa de NH_4HS aumenta.

Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H > 0$, se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de NH_3 y H_2S , por lo tanto, la masa de NH_4HS disminuye.

La propuesta es falsa.

d) Con las tres especies en equilibrio, si se reduce el volumen a la mitad, aumenta la cantidad de H_2S formada.

Si se reduce el volumen a la mitad a temperatura constante de acuerdo con la ley de Boyle (1662) se duplica la presión. Según el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio. El sistema se desplaza hacia la formación de NH_4HS , por lo tanto, la cantidad de H_2S disminuye.

La propuesta es falsa.

50. El amoníaco, NH_3 , se obtiene industrialmente a partir de dihidrógeno, H_2 , y dinitrógeno, N_2 , de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Discuta razonadamente cómo influirán cada uno de los cambios introducidos a la cantidad de NH_3 presente en el reactor una que vez se restablezca el equilibrio.

- Adicionar H_2 al sistema en equilibrio, a temperatura y volumen constantes.
- Reducir el volumen del reactor a la mitad manteniendo constante la temperatura.
- Añadir al reactor un número de moles de H_2 , N_2 y NH_3 tal que se dupliquen las concentraciones que había en el equilibrio, manteniendo constantes la temperatura y el volumen.
- Aumentar la temperatura del reactor.

(C.V. Julio 2023)

a) Si se adiciona hidrógeno, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que se consuma el exceso de hidrógeno. El hidrógeno reacciona con el nitrógeno y el sistema se desplaza hacia la derecha, lo que hace aumentar la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio.

b) Si se reduce el volumen del recipiente a la mitad a temperatura constante, de acuerdo con la ley de Boyle (1662) la presión se duplica. Según el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona en el sentido en el que baje la presión. Para que esta disminuya, es preciso que lo haga el número de moléculas de gas presentes en el equilibrio, por lo que el sistema se desplaza hacia la derecha, lo que hace aumentar la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio.

d) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consuma calor. Al ser $\Delta H < 0$, se sabe que se trata de una reacción exotérmica (se desprende calor), el sistema se desplaza hacia la izquierda, lo que hace disminuir la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio.

d) Si las concentraciones de todas especies se duplican respecto de las que tenían en el equilibrio, para determinar en qué sentido se efectuará la reacción es preciso determinar el valor del cociente de reacción, Q_c y compararlo con el valor de K_c .

La expresión de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}$$

Suponiendo que en el equilibrio se cumpla que:

$$[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = [\text{NH}_3] = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_c es:

$$K_c = \frac{1^2}{1 \cdot 1^3} = 1$$

En el caso de que las concentraciones iniciales sean:

$$[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = [\text{NH}_3] = 2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor del cociente de reacción, Q_c , es:

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]_0^2}{[\text{N}_2]_0 [\text{H}_2]_0^3} = \frac{2^2}{2 \cdot 2^3} = 0,25$$

Como $Q_c < K_c$, para que se alcance el equilibrio a esa temperatura, es preciso que el valor de Q_c aumente hasta que se iguale al valor de K_c , para eso debe disminuir el denominador y aumentar el numerador. Esto se consigue si **la reacción se desplaza hacia la derecha, lo que hace aumentar la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio.**

5. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

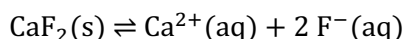
Los equilibrios de precipitación se han incorporado recientemente al programa de Química de 2º de Bachillerato. En esta sección se presentan los problemas que se han propuesto desde el curso 2004-2005. En estos ejercicios se plantea la relación existente entre la solubilidad de un compuesto y la constante de equilibrio correspondiente que, en este caso, es el producto de solubilidad.

1. En diversos países la fluoración del agua de consumo humano es utilizada para prevenir caries.

- a) Si el producto de solubilidad K_s del fluoruro de calcio, CaF_2 , es $1,00 \cdot 10^{-10}$, ¿cuál es su solubilidad?
 b) ¿Cuánto fluoruro de sodio, NaF , hay que añadir a una disolución acuosa que contiene $20 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ de Ca^{2+} para que empiece a precipitar CaF_2 ?

(C.V. Septiembre 2004)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{CaF}_2(\text{s})$ viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del CaF_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{F}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,00 \cdot 10^{-10} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 2,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Expresando la solubilidad en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$:

$$\frac{2,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol CaF}_2}{\text{L}} \cdot \frac{78,1 \text{ g CaF}_2}{1 \text{ mol CaF}_2} = 0,0228 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$K_s < [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2$$

El valor de $[\text{F}^{-}]$ en el instante en que empieza a precipitar CaF_2 es:

$$[\text{F}^{-}] = \sqrt{\frac{1,00 \cdot 10^{-10}}{20 \text{ mg Ca}^{2+}/\text{L}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg Ca}^{2+}}{1 \text{ g Ca}^{2+}} \cdot \frac{40,1 \text{ g Ca}^{2+}}{1 \text{ mol Ca}^{2+}}} = 4,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor obtenido corresponde a la mínima concentración de F^{-} para que empiece a precipitar el CaF_2 .

Relacionando F^{-} con NaF :

$$\frac{4,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol F}^{-}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaF}}{1 \text{ mol F}^{-}} \cdot \frac{42,0 \text{ g NaF}}{1 \text{ mol NaF}} = 0,0188 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

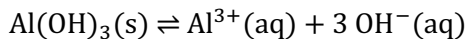
2. El producto de solubilidad a 25 °C del hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, es $K_s = 2,0 \cdot 10^{-32}$. Calcule:

a) La solubilidad molar del compuesto.

b) La cantidad en gramos de Al^{3+} , que hay en un mililitro de disolución saturada del compuesto.

(C.V. Junio 2005)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Al}(\text{OH})_3$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Al}^{3+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 3s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$2,0 \cdot 10^{-32} = 27s^4 \quad \rightarrow \quad s = 5,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Expresando la solubilidad en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$:

$$\frac{5,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol Al}(\text{OH})_3}{\text{L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}^{3+}}{1 \text{ mol Al}(\text{OH})_3} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}^{3+}}{1 \text{ mol Al}^{3+}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} = 1,4 \cdot 10^{-10} \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$$

3. Teniendo en cuenta que los productos de solubilidad, K_s , a 25 °C del hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, y del sulfato de bario, BaSO_4 , son $1,80 \cdot 10^{-11}$ y $1,10 \cdot 10^{-10}$, respectivamente. Calcule:

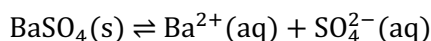
a) La solubilidad de cada uno de estos compuestos en agua.

b) El pH de una disolución saturada de hidróxido de magnesio.

Dato. $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(C.V. Septiembre 2005)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Llamando s a la solubilidad molar del BaSO_4 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$$

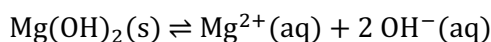
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,10 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

▪ El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$ viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Mg}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,80 \cdot 10^{-11} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 1,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

b) A partir de la solubilidad molar Mg(OH)_2 se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot (1,65 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}) = 3,30 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(3,30 \cdot 10^{-4}) = 3,48 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 3,48 = 10,5$$

4. Sabiendo que el producto de solubilidad, K_s , del hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , alcanza el valor de $5,50 \cdot 10^{-6}$ a 25°C , calcule:

a) La solubilidad molar de este hidróxido.

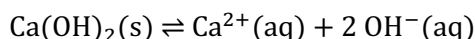
b) El pH de la disolución saturada de esta sustancia.

c) El volumen de una disolución 0,045 M de HCl que es necesario añadir a 75 mL de una disolución saturada de hidróxido de calcio para neutralizarla.

Dato. $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(C.V. Junio 2007)

a) El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

Llamando s a la solubilidad molar del Ca(OH)_2 y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = s \quad [\text{OH}^{-}] = 2s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$5,50 \cdot 10^{-6} = 4s^3 \quad \rightarrow \quad s = 0,0111 \text{ mol L}^{-1}$$

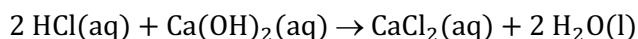
b) A partir de la solubilidad molar Ca(OH)_2 se obtiene que el valor de $[\text{OH}^-]$ de la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot (0,0111 \text{ mol L}^{-1}) = 0,0222 \text{ mol L}^{-1}$$

El pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0222) = 1,65 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 1,65 = 12,3$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y Ca(OH)_2 es:



Relacionando Ca(OH)_2 con HCl:

$$75 \text{ mL Ca(OH)}_2 \text{ } 0,0111 \text{ M} \cdot \frac{0,0111 \text{ mmol Ca(OH)}_2}{1 \text{ mL Ca(OH)}_2 \text{ } 0,0111 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol Ca(OH)}_2} = 1,67 \text{ mmol HCl}$$

Como se dispone de disolución 0,045 M:

$$1,67 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 0,045 \text{ M}}{0,045 \text{ mmol HCl}} = 37 \text{ mL HCl } 0,045 \text{ M}$$

5. a) Deduzca razonadamente si se forma precipitado de sulfato de bario, BaSO_4 , al mezclar 100 mL de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , $7,5 \cdot 10^{-4}$ M y 50 mL de cloruro de bario, BaCl_2 , 0,015 M.

b) Indique cómo evolucionará el equilibrio anterior en cada uno de los tres supuestos siguientes:

b₁) Se añade Ba^{2+} en forma de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

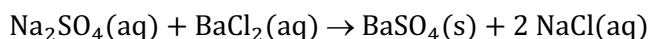
b₂) Se añade SO_4^{2-} en forma de K_2SO_4 .

b₃) Se aumenta el volumen añadiendo agua hasta 1 L.

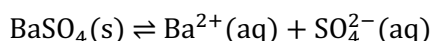
Dato. $K_s(\text{BaSO}_4) = 1,0 \cdot 10^{-10}$.

(C.V. Septiembre 2007)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na_2SO_4 y BaCl_2 es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del $\text{BaSO}_4(\text{s})$ viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] > K_s$$

Como Na_2SO_4 y BaCl_2 se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de SO_4^{2-} , Ba^{2+} una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{100 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \frac{7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}}{(100 + 50) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{50 \text{ mL BaCl}_2 \cdot 0,015 \text{ M} \cdot \frac{0,015 \text{ mmol BaCl}_2}{1 \text{ mL BaCl}_2 \cdot 0,015 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ba}^{2+}}{1 \text{ mmol BaCl}_2 \cdot 0,015 \text{ M}}}{(100 + 50) \text{ mL disolución}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(5,0 \cdot 10^{-4}) \cdot (5,0 \cdot 10^{-3}) = 2,5 \cdot 10^{-6}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s se produce la precipitación de BaSO_4 .

b₁) Si se añade $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de Ba^{2+} , de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma parte del Ba^{2+} añadido, es decir, hacia la izquierda, lo que hace que disminuya la solubilidad, pero la concentración de Ba^{2+} aumenta.

b₂) Si se añade K_2SO_4 , sustancia que tiene un ion común con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad de SO_4^{2-} , de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema se desplaza en el sentido en el que se consuma parte del SO_4^{2-} añadido, es decir, hacia la izquierda, lo que hace que disminuya la solubilidad, pero la concentración de SO_4^{2-} aumenta.

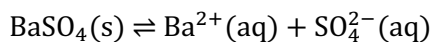
b₃) Si se añade 1 L de agua y si se considera que se mantiene constante la temperatura, la solubilidad permanece constante por lo que al aumentar el volumen de agua también aumenta la cantidad de sólido que se disuelve.

6. Ordene razonadamente las siguientes sales de mayor a menor solubilidad en agua: BaSO₄, ZnS, CaCO₃, AgCl.

Datos. Productos de solubilidad, K_s: BaSO₄ = 1,10·10⁻¹⁰ ; ZnS = 2,50·10⁻²² ; CaCO₃ = 9,00·10⁻⁹ ; AgCl = 1,10·10⁻¹⁰.

(C.V. Septiembre 2008)

- El equilibrio correspondiente a la disolución del BaSO₄(s) viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

Llamando *s* a la solubilidad molar del BaSO₄ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = s$$

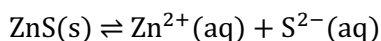
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,10 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del ZnS(s) viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{S}^{2-}] [\text{Zn}^{2+}]$$

Llamando *s* a la solubilidad molar del ZnS y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{S}^{2-}] = [\text{Zn}^{2+}] = s$$

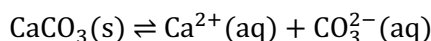
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$2,50 \cdot 10^{-22} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1,58 \cdot 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del CaCO₃(s) viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{CO}_3^{2-}]$$

Llamando *s* a la solubilidad molar del CaCO₃ y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = s$$

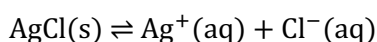
La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$9,00 \cdot 10^{-9} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 9,49 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

- El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cl}^-] [\text{Ag}^+]$$

Llamando s a la solubilidad molar del AgCl y considerando que en el equilibrio:

$$[\text{Cl}^-] = [\text{Ag}^+] = s$$

La expresión de K_s en función de la solubilidad molar es:

$$K_s = s \cdot s = s^2$$

El valor de la solubilidad molar es:

$$1,10 \cdot 10^{-10} = s^2 \quad \rightarrow \quad s = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

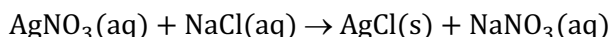
El orden correcto de solubilidad molar decreciente para los compuestos propuestos es:



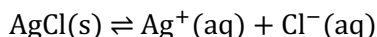
7. Explique si se formará un precipitado de cloruro de plata al mezclar 100 mL de cloruro de sodio, NaCl, $2,0 \cdot 10^{-5}$ M con 100 mL de nitrato de plata, AgNO₃, $6,0 \cdot 10^{-5}$ M. Datos. Producto de solubilidad, K_s (AgCl) = $1,1 \cdot 10^{-10}$.

(C.V. Septiembre 2008)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre AgNO₃ y NaCl es:



El equilibrio correspondiente a la disolución del AgCl(s) viene dado por la ecuación:



La expresión de la constante producto de solubilidad es:

$$K_s = [\text{Cl}^-] [\text{Ag}^+]$$

Para que se forme precipitado es preciso que se cumpla la siguiente condición:

$$[\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] > K_s$$

Como AgNO₃ y NaCl se encuentran totalmente ionizados y considerando volúmenes aditivos, las concentraciones de Ag⁺, Cl⁻ una vez efectuada la mezcla son, respectivamente:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{100 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \frac{6,0 \cdot 10^{-5} \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3 \cdot 6,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}}}{(100 + 100) \text{ mL disolución.}} = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{100 \text{ mL NaCl} \cdot 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \frac{2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl} \cdot 2,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}}}{(100 + 100) \text{ mL disolución}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El valor del producto iónico es:

$$(3,0 \cdot 10^{-5}) \cdot (1,0 \cdot 10^{-5}) = 3,0 \cdot 10^{-10}$$

Como el producto iónico es mayor que K_s se produce la precipitación de AgCl.

6. ÁCIDOS Y BASES

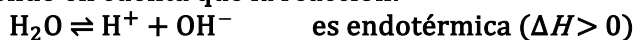
6.1. Teorías de ácidos y bases

En este apartado se han agrupado cuestiones relativas al concepto de pH y al comportamiento como ácido o base de las sustancias según las diferentes teorías existentes (Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis). Se incluyen también ejercicios en los que se compara la fuerza relativa de los ácidos o bases y sus especies conjugadas.

1. ¿Qué entiende por pH de una disolución?

Justifique de forma razonada si el pH tiene unos valores extremos de los cuáles no pueda exceder.

Teniendo en cuenta que la reacción:



¿Qué le ocurrirá al pH del agua al aumentar su temperatura?

(U.A. Junio 1987)

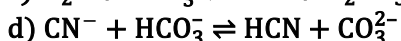
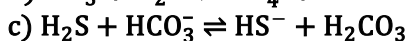
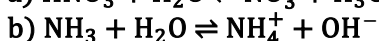
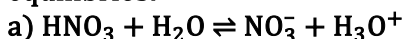
El pH de una disolución se define como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Habitualmente, el pH de una disolución acuosa oscila entre los valores comprendidos de 0 a 14. El valor 0 corresponde a disoluciones muy ácidas, aquellas que tienen una $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M}$, mientras que, el valor 14 corresponde a disoluciones muy básicas, aquellas que tienen una $[\text{OH}^-] = 1 \text{ M}$. No obstante, si las concentraciones de estas especies son superiores a 1 M se pueden tener valores del $\text{pH} < 0$ (disoluciones extremadamente ácidas) y valores del $\text{pH} > 14$ (disoluciones extremadamente alcalinas).

Si se aumenta la temperatura del agua, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema evolucionará de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H > 0$ se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la formación de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$, por lo tanto, el pH del agua disminuye.

2. Indique de forma razonada qué especies actúan como ácidos y cuáles como bases en los siguientes equilibrios:

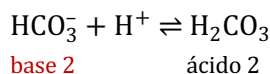
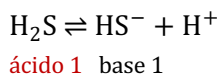
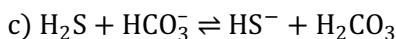
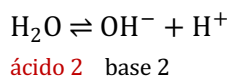
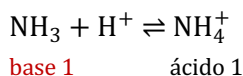
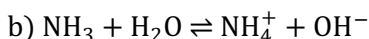
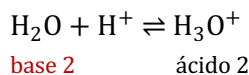
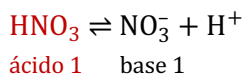
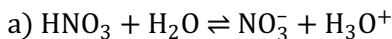


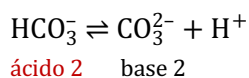
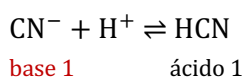
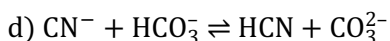
(U.A. Septiembre 1989)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

Aplicando estos conceptos a las reacciones propuestas:





3. Escriba de forma razonada un ejemplo de:

a) Un ácido que no contenga átomo de oxígeno.

b) Una sal que contenga átomo de carbono y que al disolverla en agua dé un pH básico.

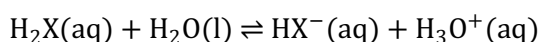
c) Un ácido fuerte poliprótico.

d) Una sal que contenga un catión con carga +1 y que dé un carácter ácido a sus disoluciones acuosas.

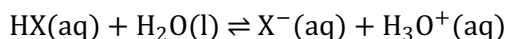
(U.A. Junio 1993)

a) Un ácido que no contenga átomo de oxígeno.

Cualquiera de las **combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos del grupo 16** (S, Se y Te) de la tabla periódica, en las que estos elementos actúan con números de oxidación -2. Son los ácidos dipróticos débiles H_2S (sulfhídrico), H_2Se (selenhídrico), H_2Te (telurhídrico).

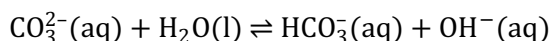
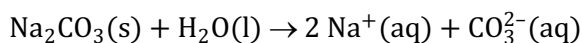


También las **combinaciones binarias del hidrógeno con los elementos con los del grupo 17** (F, Cl, Br, I) en las que estos elementos actúan con números de oxidación -1. Son los ácidos monoproticos fuertes HCl (clorhídrico), HBr (bromhídrico) y HI (yodhídrico), y el ácido débil HF (fluorhídrico). También se podrían incluir aquí los ácidos monoproticos débiles HCN (cianhídrico) y HN_3 (hidrazoico).



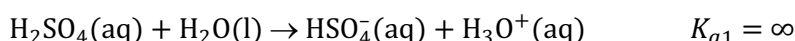
b) Una sal que contenga átomo de carbono y que al disolverla en agua dé un pH básico.

Podría tratarse de un **carbonato alcalino**, como Na_2CO_3 (carbonato de sodio) o K_2CO_3 (carbonato de potasio). En estas sales los iones carbonato, CO_3^{2-} , se hidrolizan produciendo iones OH^- , mientras que los iones Na^+ o K^+ no sufren hidrólisis por proceder de una base fuerte (NaOH y KOH, respectivamente).

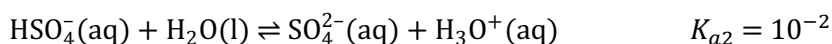


c) Un ácido fuerte poliprótico.

Un ejemplo típico es el **ácido sulfúrico**, H_2SO_4 , un ácido diprótico que es fuerte en la primera ionización:

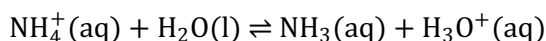


y débil respecto a la segunda ionización:



d) Una sal que contenga un catión con carga +1 y que dé un carácter ácido a sus disoluciones acuosas.

Puede ser una **sal amónica de cualquiera de los ácidos fuertes** (HCl, HBr, HI, HNO_3 y HClO_4), NH_4Cl , NH_4Br , NH_4I , NH_4NO_3 y NH_4ClO_4 . Los iones Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- y ClO_4^- no se hidrolizan por proceder de ácidos fuertes, sin embargo el ion NH_4^+ sí se hidroliza ya que procede de la base débil, NH_3 :



4. Complete las siguientes reacciones escribiendo la fórmula y el nombre de la especie que falta e indicando si se trata de un ácido o una base.

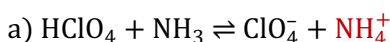
- a) $\text{HClO}_4 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{ClO}_4^- +$
 b) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ +$
 c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \quad \rightleftharpoons \text{CaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} +$

(C.V. Junio 1997)

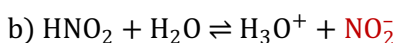
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

Aplicando estos conceptos a las reacciones propuestas:



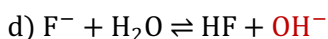
La sustancia que falta es el **ion amonio, NH_4^+** , que se comporta como **ácido** ya que cede iones H^+ al ClO_4^- .



La sustancia que falta es el **ion nitrito, NO_2^-** , que se comporta como **base** ya que capta iones H^+ del H_3O^+ .



La sustancia que falta es el **ácido sulfúrico, H_2SO_4** , que se comporta como **ácido** ya que cede iones H^+ a los OH^- procedentes del $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



La sustancia que falta es el **ion hidróxido, OH^-** , que se comporta como **base** ya que capta iones H^+ del HF.

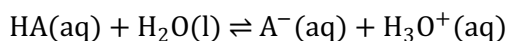
5. Dada una disolución de un ácido monoprótico se nos pregunta si es fuerte o débil, ¿qué datos se necesita para responder?

Razone la elección indicando por qué se descartan las otras:

- a) El pH de la disolución.
 b) La concentración y el peso molecular del ácido.
 c) El pH y la concentración de la disolución.
 d) El pH de la disolución y el peso molecular del ácido.

(C.V. Septiembre 1997)

La fuerza de un ácido viene dada por el valor de su constante K_a , que determina el valor de la concentración de protones en sus disoluciones acuosas. Así, para un ácido cualquiera, HA:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - x$$

De acuerdo con el concepto de pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Sustituyendo la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{c - 10^{-\text{pH}}}$$

El valor de la constante de acidez del ácido fórmico es:

$$K_a = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

El orden de las especies ácidas según su fuerza creciente es:



El orden de las especies básicas según su fuerza creciente es:



7. Escriba las reacciones de disociación, según los modelos de Arrhenius y de Brønsted-Lowry, de las siguientes especies químicas:

a) Ácido acético, CH_3COOH .

b) Amoníaco, NH_3 .

c) Hidróxido de sodio, NaOH .

(C.V. Junio 1999)

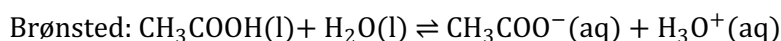
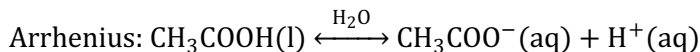
De acuerdo con la teoría ácido-base de Arrhenius (1884):

- Ácido es toda especie química que en disolución acuosa es capaz de ceder H^+ .
- Base es toda especie química que en disolución acuosa es capaz de ceder OH^- .

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

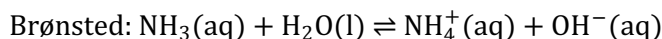
- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

a) Ácido acético, CH_3COOH

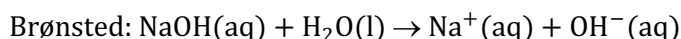
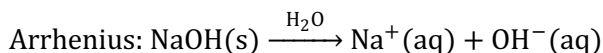


b) Amoníaco, NH_3

La teoría de Arrhenius no es capaz de explicar que sea una base ya que no posee iones OH^- .



c) Hidróxido de sodio, NaOH



8. Razone si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones referidas a una disolución acuosa de amoníaco, NH_3 , a la que se le añade cloruro de amonio, NH_4Cl :

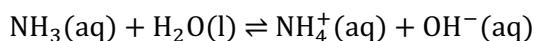
a) El grado de disociación del amoníaco disminuye.

b) El pH de la disolución aumenta.

(C.V. Septiembre 1999)

a) El grado de disociación del NH_3 disminuye al añadir NH_4Cl a la disolución.

El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:



Si se añade NH_4Cl , sustancia que tiene un ion común, el ion NH_4^+ , con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad del mismo, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se consuma parte del NH_4^+ añadido reaccionando con OH^- , es decir, **hacia**

la izquierda, por lo tanto, aumenta la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio y **disminuye la cantidad del mismo que se disocia**.

La propuesta es **cierta**.

b) El pH de la disolución aumenta al añadir NH_4Cl a la disolución.

Tal como se ha justificado en el apartado anterior, **la adición de NH_4Cl hace disminuir la cantidad de OH^- presente en el equilibrio, por lo tanto, disminuye el pH de la disolución.**

La propuesta es **falsa**.

9. a) Defina claramente el concepto de ácido, de base y de reacción ácido-base según el modelo de Lewis.

b) Indique dos especies que actúen como ácido de Lewis, y dos especies que actúen como base de Lewis. Escriba las reacciones ácido-base correspondientes.

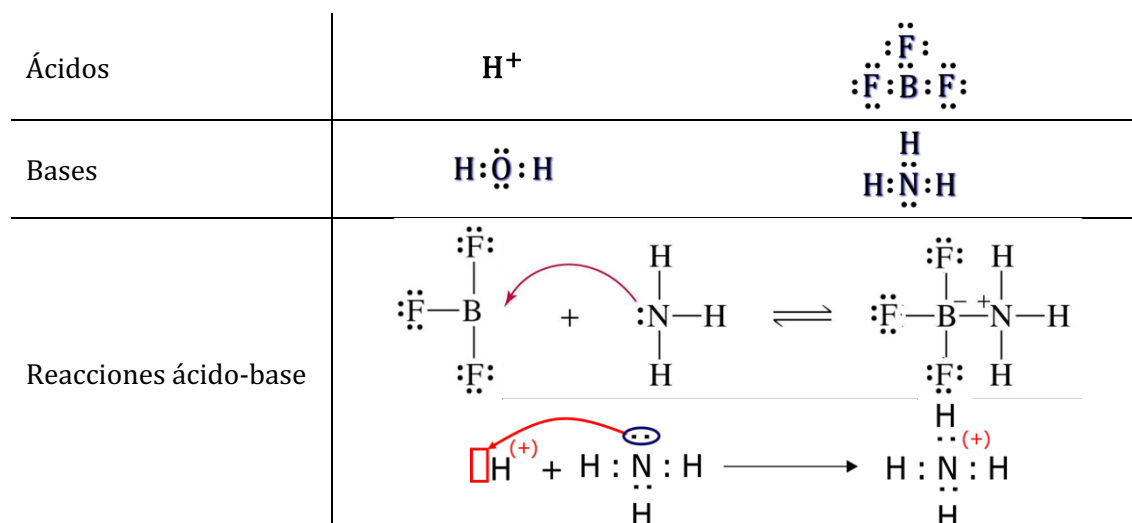
(U.A. Junio 2000)

a) Según la teoría de Lewis (1916):

- **Ácido** es toda especie química que posee orbitales atómicos vacíos y es capaz de **aceptar un par de electrones**.
- **Base** es toda especie química que es capaz de **ceder un par de electrones** sin compartir.

En las reacciones ácido-base de Lewis la especie que se comporta como ácido acepta un par de electrones de la base.

b) Ejemplos según esta teoría:



10. a) Defina claramente el concepto de ácido, de base y de reacción ácido-base según el modelo de Brønsted-Lowry.

b) Indique cuatro especies o moléculas que actúen como ácido, cuatro especies o moléculas que actúen como base y escriba las correspondientes reacciones ácido-base, de acuerdo con Brønsted-Lowry.

(U.A. Septiembre 2000)

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- **Ácido** es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- **Base** es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

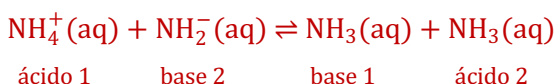
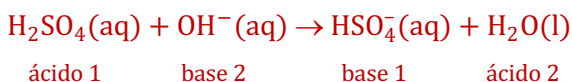
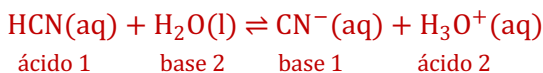
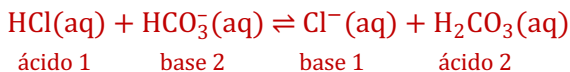
En una reacción ácido-base, la base capta protones que le cede el ácido.

b) Ejemplos según esta teoría:

▪ Ácidos: HCl , HCN , H_2SO_4 , NH_4^+

▪ Bases: HCO_3^- , H_2O , OH^- , NH_2^-

▪ Reacciones ácido-base:



11. Razone cuáles de las siguientes frases son verdaderas y cuáles son falsas, referidas a una disolución diluida de un ácido fuerte (HX). En caso de que sean falsas reescríbalas correctamente:

a) Hay especies X^- , H^+ y HX en concentraciones apreciables.

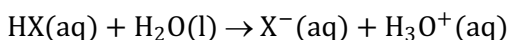
b) Hay HX en mayor proporción que X^- y H^+ .

c) La concentración de protones es mucho mayor que la de aniones.

(C.V. Septiembre 2000)

a) Hay especies X^- , H^+ y HX en concentraciones apreciables.

Un ácido fuerte se encuentra completamente disociado en iones según la ecuación:



Los valores de $[\text{X}^-]$ y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ son muy elevados, mientras que el valor de $[\text{HX}]$ es tan pequeño que se puede considerar despreciable frente a los anteriores, por lo tanto, la frase propuesta es **falsa**.

La frase correcta podría ser:

Una disolución diluida de un ácido fuerte (HX) solo presenta las especies X^- , H^+ en concentraciones apreciables.

b) Hay HX en mayor proporción que X^- y H^+ .

De acuerdo con lo expuesto en el apartado anterior, los valores de $[\text{X}^-]$ y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ son muy elevados, mientras que el valor de $[\text{HX}]$ es tan pequeño que se puede considerar despreciable frente a los anteriores, por lo tanto, la frase propuesta es **falsa**.

La frase correcta podría ser:

En una disolución diluida de un ácido fuerte (HX) hay X^- y H^+ en mucha mayor proporción que HX.

c) La concentración de protones es mucho mayor que la de aniones.

Un balance de cargas en el caso de un ácido fuerte permite escribir que $[\text{X}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$, por lo tanto, la frase es propuesta es **falsa**.

La frase correcta podría ser:

En una disolución diluida de un ácido fuerte (HX) la concentración de protones es igual a la de aniones.

12. De las siguientes parejas de compuestos, indique de forma razonada:

a) ¿Qué ácido es más fuerte: el ácido acético, CH_3COOH , o el ácido fórmico, HCOOH ?

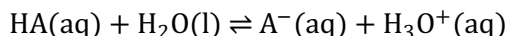
b) ¿Qué ácido es más fuerte: el ácido fluorhídrico, HF , o el ácido clorhídrico, HCl ?

c) ¿Qué base es más fuerte: el ion acetato o el ion formiato?

Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCOOH}) = 2,0 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HF}) = 7,8 \cdot 10^{-4}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(C.V. Septiembre 2001)

a) La fuerza de un ácido viene dada por el valor su constante de acidez. Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de acidez. Así, para un ácido cualquiera, HA:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - x \approx c$$

Sustituyendo la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Suponiendo que ambas disoluciones tienen la misma concentración c y, de acuerdo con los valores de las constantes de acidez propuestas:

a) $K_a(\text{HCOOH}) > K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) \rightarrow$ El ácido fórmico es más fuerte que el acético.

b) $K_a(\text{HCl}) \gg \gg K_a(\text{HF}) \rightarrow$ El ácido clorhídrico es más fuerte que el fluorhídrico.

Es necesario tener en cuenta que, para el HCl , $K_a = \infty$, ya que se trata de un ácido fuerte que está completamente ionizado.

c) La relación entre las constantes de un ácido/base y su conjugado viene dada por la expresión:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

El valor de la constante de basicidad del ion acetato es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

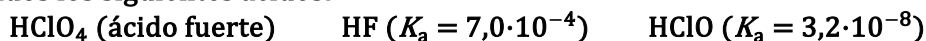
El valor de la constante de basicidad del ion formiato es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-4}} = 5,0 \cdot 10^{-11}$$

De acuerdo con los valores de las constantes de basicidad obtenidos, $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) > K_b(\text{HCOO}^-)$, por lo tanto, el ion acetato es una base más fuerte que el ion formiato.

13. a) ¿Cuál es la diferencia fundamental del concepto ácido-base según la teoría de Arrhenius y Brønsted-Lowry?

b) Dados los siguientes ácidos:



Escriba las respectivas bases conjugadas.

c) Ordene, razonándolo, las bases conjugadas del apartado anterior según su fuerza creciente como bases.

(C.V. Junio 2002)

a) De acuerdo con la teoría ácido-base de Arrhenius (1884):

- Ácido es toda especie química que en disolución acuosa es capaz de ceder H^+ .
- Base es toda especie química que en disolución acuosa es capaz de ceder OH^- .

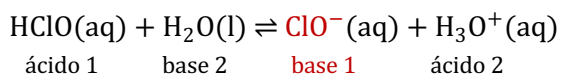
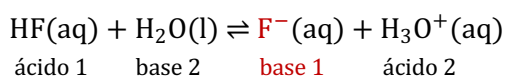
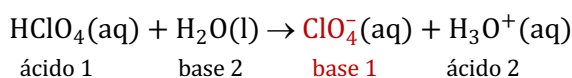
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

La diferencia fundamental entre ambas teorías está en que Arrhenius:

- **considera únicamente disoluciones acuosas**
- **solo pueden ser bases los hidróxidos, que son las únicas especies químicas que tienen OH^- .**

b) De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry en las siguientes reacciones las bases conjugadas son:



c) La fuerza de **una base** viene dada por el valor su constante de basicidad. **Una base es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de basicidad.**

La relación entre las constantes de un ácido/base y su conjugado viene dada por la expresión:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

El valor de la constante de basicidad del ion perclorato es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{\infty} = 0$$

El valor de la constante de basicidad del ion fluoruro es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,0 \cdot 10^{-4}} = 1,4 \cdot 10^{-11}$$

El valor de la constante de basicidad del ion hipoclorito es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-8}} = 3,1 \cdot 10^{-7}$$

De acuerdo con los valores de las constantes de basicidad obtenidos, el orden de las especies básicas según su fuerza creciente es:



14. Las constantes de disociación ácida del ácido acético, CH_3COOH , y del ácido hipocloroso, HClO , son $1,8 \cdot 10^{-5}$ y $3,0 \cdot 10^{-8}$, respectivamente. Conteste, razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los dos ácidos es más fuerte?
- ¿Cuál es la base más fuerte: el ion acetato o el ion hipoclorito?
- Se mezclan volúmenes iguales de una disolución de ácido acético y otra de hipoclorito, ambas de la misma concentración. Deduzca si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

(C.V. Septiembre 2009)

a) La fuerza de un ácido viene dada por el valor su constante de acidez. Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de acidez.

De acuerdo con los valores de las constantes de acidez propuestas, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) > K_a(\text{HClO})$, por lo tanto, el ácido acético es más fuerte que el ácido hipocloroso.

b) La fuerza de una base viene dada por el valor su constante de basicidad. Una base es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de basicidad.

La relación entre las constantes de un ácido/base y su conjugado viene dada por la expresión:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

El valor de la constante de basicidad del ion acetato es:

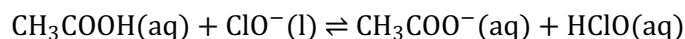
$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

El valor de la constante de basicidad del ion hipoclorito es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,3 \cdot 10^{-7}$$

De acuerdo con los valores de las constantes de basicidad obtenidos, el ion hipoclorito es una base más fuerte que el ion acetato.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y ClO^- es:



Como se mezclan cantidades iguales de ambas sustancias y el CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es más fuerte como ácido que el ClO^- ($K_b = 3,3 \cdot 10^{-7}$) como base, la disolución resultante debe ser ácida.

15. Razone si son ciertas o falsas las afirmaciones referidas a una disolución acuosa de amoníaco en la que existe el siguiente equilibrio:



- El porcentaje de amoníaco es independiente de su concentración inicial.
- Si se añade una pequeña cantidad de hidróxido de sodio el porcentaje de amoníaco que reacciona aumenta.

(C.V. Junio 2011)

a) El porcentaje de amoníaco es independiente de su concentración inicial.

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - c\alpha$	$c\alpha$	$c\alpha$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = c\alpha \quad \text{y} \quad [\text{NH}_3] = c(1 - \alpha)$$

Como se puede observar, la cantidad de NH_3 presente en el equilibrio depende de la concentración inicial, c .

La propuesta es **falsa**.

b) Si se añade una pequeña cantidad de NaOH el porcentaje de amoníaco que reacciona aumenta.

Si se añade NaOH, sustancia que tiene un ion común, el ion OH⁻, con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad del mismo, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se consume parte del OH⁻ añadido reaccionando con NH₄⁺, es decir, **hacia la izquierda**, por lo tanto, aumenta la cantidad de NH₃ presente en el equilibrio y **disminuye la cantidad del mismo que se disocia**.

La propuesta es **falsa**.

16. Considere los ácidos HNO₂, HF, HCN, CH₃COOH. Ordénelos de mayor a menor fuerza ácida, justificando la respuesta.

Datos. $K_a(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,8 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
(C.V. Junio 2012)

La fuerza de un ácido viene dada por el valor su constante de acidez. **Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de acidez.**

De acuerdo con los valores de las constantes de acidez propuestas, el orden de acidez decreciente es:



17. El ion amonio, NH₄⁺, es un ácido débil que se disocia parcialmente de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Explique cuál es el efecto sobre el grado de disociación del ácido NH₄⁺, si después de alcanzarse el equilibrio, si se introducen los siguientes cambios:

- Añadir una pequeña cantidad de un ácido fuerte (como HCl).
- Añadir una pequeña cantidad de una base fuerte (como NaOH).
- Añadir más NH₃.
- Añadir una pequeña cantidad de NaCl.
- Elevar la temperatura de la disolución.

(C.V. Septiembre 2012)

a) Si se añade HCl, un ácido fuerte que proporciona H₃O⁺, lo que hace que aumente la cantidad del mismo presente en el equilibrio.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se consume parte del H₃O⁺ añadido reaccionando con NH₃, es decir, **hacia la izquierda**, por lo tanto, aumenta la cantidad de NH₄⁺ presente en el equilibrio y **disminuye la cantidad del mismo que se disocia**.

b) Si se añade NaOH, una base fuerte que proporciona OH⁻ que reacciona con el H₃O⁺ presente en el equilibrio, lo que hace que disminuya la cantidad de estos.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se reponga parte del H₃O⁺ consumido, es decir, **hacia la derecha**, por lo tanto, disminuye la cantidad de NH₄⁺ presente en el equilibrio y **aumenta la cantidad del mismo que se disocia**.

c) Si se añade NH₃ aumenta la cantidad del mismo presente en el equilibrio. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se consume parte del NH₃ añadido, es decir, **hacia la izquierda**, por lo tanto, aumenta la cantidad de NH₄⁺ presente en el equilibrio y **disminuye la cantidad del mismo que se disocia**.

d) Si se añade NaCl, una sal que en disolución acuosa se encuentra disociada en iones Na⁺ y Cl⁻, que son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y que. Estos iones no tienen carácter ni ácido ni básico, por lo tanto, **no afectan al equilibrio**.

e) Si se aumenta la temperatura, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema evoluciona de forma que se produzca un descenso de la temperatura, es decir en el sentido en el que se consume calor. Al ser $\Delta H > 0$, se sabe que se trata de una reacción endotérmica (se absorbe calor), el sistema se desplaza hacia la derecha, por lo tanto, disminuye la cantidad de NH_4^+ presente en el equilibrio y aumenta la cantidad del mismo que se disocia.

18. Aplicando la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, explique razonadamente, escribiendo las ecuaciones químicas adecuadas, si las siguientes especies químicas: NH_3 , CN^- , CH_3COOH y HCl ; se comportan como ácidos o bases. Indique, en caso, cuál es el ácido o la base conjugada para cada una de dichas especies.

(C.V. Septiembre 2012)

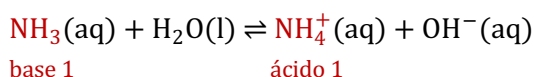
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

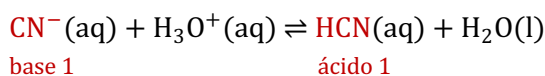
Cuando un ácido cede un H^+ se transforma en su base conjugada y cuando una base capta un H^+ se transforma en su ácido conjugado.

Aplicando estos conceptos a las especies propuestas:

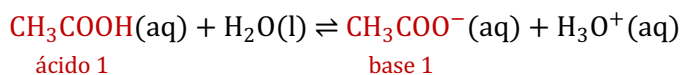
- NH_3



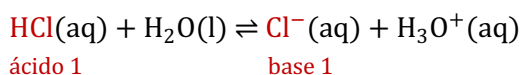
- CN^-



- CH_3COOH



- HCl



19. Razone si son verdaderas o falsas, las afirmaciones siguientes:

- a) Según la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, para que un ácido pueda ceder protones no es necesaria la presencia de una base capaz de aceptarlos.
 - b) La base conjugada del HCO_3^- es el CO_3^{2-} .
 - c) El pH de una disolución de cianuro de potasio, KCN, es ácido.
 - d) El pH de la disolución que se obtiene cuando se mezclan 50 mL de una disolución de HNO_3 0,10 M con 50 mL de una disolución de NaOH 0,10 M, es básico.
- Dato. $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$.

(C.V. Julio 2020)

a) Según la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry, para que un ácido pueda ceder protones no es necesaria la presencia de una base capaz de aceptarlos.

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

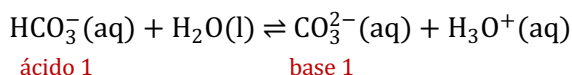
La propuesta es falsa.

b) La base conjugada del HCO_3^- es el CO_3^{2-} .

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

Cuando un ácido cede un H^+ se transforma en su base conjugada y cuando una base capta un H^+ se transforma en su ácido conjugado.

Aplicando estos conceptos a la especie propuesta:



la especie HCO_3^- se comporta como un **ácido** y la especie CO_3^{2-} es su **base conjugada**.

La propuesta es **verdadera**.

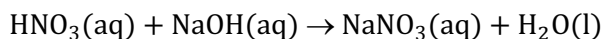
c) El pH de una disolución de cianuro de potasio, KCN, es ácido.

Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de cianuro de potasio, KCN, tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

La propuesta es **falsa**.

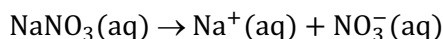
d) El pH de la disolución que se obtiene cuando se mezclan 50 mL de una disolución de HNO_3 0,10 M con 50 mL de una disolución de NaOH 0,10 M, es básico.

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HNO_3 es:



Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HNO}_3/\text{NaOH} = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NaNO_3 formado.

El NaNO_3 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Los únicos iones H_3O^+ y OH^- existentes en el medio los proporciona el agua. Como en el agua se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

La disolución resultante es **neutra** ($\text{pH} = 7$).

La propuesta es **falsa**.

6.2. Cálculos del pH de ácidos y bases

En esta sección se presentan los problemas de cálculo de pH de disoluciones de ácidos o bases tanto fuertes como débiles. En estos ejercicios, se combinan cálculos inherentes a los conceptos relacionados con el carácter ácido o básico de disoluciones con otros típicos de los problemas de disoluciones o de equilibrio químico, incluyendo cuestiones como grado de disociación o de desplazamiento de los equilibrios, etc.

Por razones de comodidad, a diferencia de cómo se hizo en la sección 4.1, cuando haya que plantear la tabla de las diferentes especies en el equilibrio, esta se expresará siempre en términos de concentración.

1. Calcule $[H^+]$, $[OH^-]$ y pH de las siguientes disoluciones acuosas:

a) HCl 0,300 M.

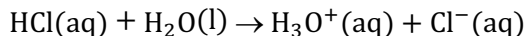
b) KOH 0,500 M.

c) Una disolución preparada disolviendo 100 g de NaOH en agua hasta obtener 500 mL de disolución.

d) Una disolución preparada diluyendo 10,0 mL de HCl 6,00 M con agua hasta obtener 300 mL de disolución.

(U.A. Junio 1988)

a) El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



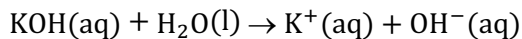
Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0,300 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$pH = -\log(0,300) = 0,523$$

b) El KOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[KOH] = [OH^-] = 0,500 \text{ M}$$

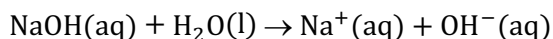
El pOH de la disolución es:

$$pOH = -\log(0,500) = 0,301$$

Como $pH + pOH = 14$, se tiene que:

$$pH = 14,0 - 0,301 = 13,7$$

c) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La concentración de la disolución es:

$$c = \frac{100 \text{ g NaOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 5,00 \text{ M}$$

Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[NaOH] = [OH^-] = 5,00 \text{ M}$$

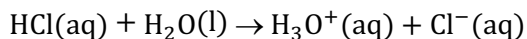
El pOH de la disolución es:

$$pOH = -\log(5,00) = -0,699$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, se tiene que:

$$\text{pH} = 14,0 - (-0,699) = 14,7$$

a) El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La concentración de la disolución es:

$$c = \frac{10,0 \text{ mL HCl } 6,00 \text{ M}}{300 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{6,00 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 6,00 \text{ M}} = 0,200 \text{ M}$$

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,200 \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,200) = 0,699$$

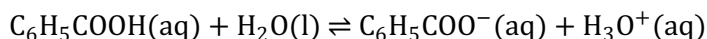
2. En disolución acuosa 0,0500 M el ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, está disociado un 3,49 %. Calcule:

a) La constante de disociación del ácido.

b) El grado de disociación que presentaría el ácido si se encontrara en disolución 0,0100 M.

(U.A. Septiembre 1989)

a) El $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y de la concentración inicial es:

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,0500 \cdot 0,0349^2}{1 - 0,0349} = 6,31 \cdot 10^{-5}$$

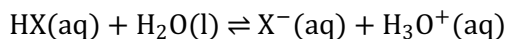
b) El valor del grado de disociación al cambiar la concentración inicial de la disolución es:

$$6,31 \cdot 10^{-5} = \frac{0,0100 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0,0763 \rightarrow 7,63 \%$$

3. Se disuelven en agua 0,230 mol de un ácido monoprótico desconocido, HX, hasta formar 2,55 L de disolución. Si el pH de la misma es 3,62; ¿cuál es la constante de disociación del ácido? Calcule las concentraciones de equilibrio del ácido sin disociar, [HX], y de su base conjugada, [X⁻].

(U.A. Septiembre 1990)

El HX es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al es:

	HX	X ⁻	H ₃ O ⁺
c _{inicial}	c	—	—
c _{transformado}	x	—	—
c _{formado}	—	x	x
c _{equilibrio}	c - x	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{X}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]}$$

El valor de la concentración inicial es:

$$c = \frac{0,230 \text{ mol}}{2,55 \text{ L}} = 0,0902 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor de [H₃O⁺] para una disolución que tiene pH = 3,62 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,62} = 2,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{X}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{HX}] = 0,0902 - 2,40 \cdot 10^{-4} = 0,0900 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(2,40 \cdot 10^{-4})^2}{0,0900} = 6,40 \cdot 10^{-7}$$

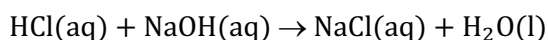
4. Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 40,0 mL de ácido clorhídrico, HCl, 0,150 M con 25,0 mL de hidróxido de sodio, NaOH, 0,200 M.

(U.A. Junio 1991)

Si se mezclan 25,0 mL de NaOH 0,200 M con 40,0 mL de HCl 0,150 M las cantidades de ambas especies son:

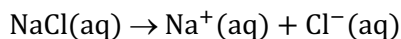
$$\left. \begin{array}{l} 25,0 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M}} = 5,00 \text{ mmol NaOH} \\ 40,0 \text{ mL HCl } 0,150 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,150 \text{ M}} = 6,00 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{6,00 \text{ mmol HCl}}{5,00 \text{ mmol NaOH}} = 1,20$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La relación molar es mayor que 1, lo que quiere decir que el **limitante es el NaOH** y que **sobra HCl**.
Relacionado NaOH con HCl:

$$5,00 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 5,00 \text{ mmol HCl}$$

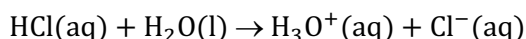
Haciendo un balance de materia para el HCl:

$$6,00 \text{ mmol HCl (inicial)} - 5,00 \text{ mmol HCl (consumido)} = 1,00 \text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$\frac{1,00 \text{ mmol HCl}}{(40,0 + 25,0) \text{ mL disolución}} = 0,0154 \text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,0154 \text{ M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(0,0154) = 1,81$$

5. Para una disolución acuosa 0,10 M de amoníaco, NH_3 . Calcule:

a) La concentración de iones OH^- .

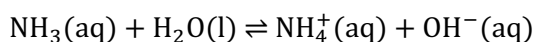
b) La concentración de iones H_3O^+ .

c) pH de la disolución.

Datos. $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(U.A. Septiembre-92)

a) El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	0,10	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,10 - x$	x	x

La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_b se obtiene:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,10 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{OH}^-] = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La relación entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en una disolución viene dada por la expresión:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

El valor de $[H_3O^+]$ es:

$$[H_3O^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-3}} = 7,7 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

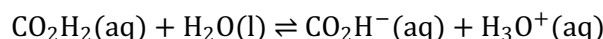
c) El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(7,7 \cdot 10^{-12}) = 11$$

6. Calcule el pH de una disolución de ácido fórmico, CO_2H_2 , que contiene 0,100 g de ácido en 25,0 cm^3 de disolución acuosa. La constante de disociación del ácido fórmico es $1,78 \cdot 10^{-4}$.

(U.A. Septiembre 1994)

El CO_2H_2 es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CO_2H_2	CO_2H^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[CO_2H^-][H_3O^+]}{[CO_2H_2]}$$

El valor de la concentración inicial es:

$$c = \frac{0,100 \text{ g } CO_2H_2}{25,0 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2H_2}{46,0 \text{ g } CO_2H_2} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0870 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$1,78 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0870 - x} \quad \rightarrow \quad x = [H_3O^+] = 3,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,80 \cdot 10^{-3}) = 2,42$$

7. Una disolución acuosa 0,100 M de un ácido débil monoprótico, HA, presenta un grado de ionización de 2,70 %. Calcule:

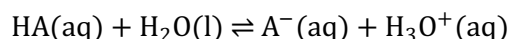
a) La constante de ionización del ácido débil.

b) El pH y el pOH de la disolución.

c) La concentración de ácido débil que está en forma molecular (sin ionizar).

(U.A. Junio 1995)

b) El HA es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,100 \cdot 0,0270^2}{1 - 0,0270} = 7,49 \cdot 10^{-5}$$

b) La concentración de H_3O^+ en el equilibrio es:

$$[H_3O^+] = 0,100 \cdot 0,0270 = 2,70 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Los valores del pH y pOH de la disolución son:

$$\text{pH} = -\log(2,70 \cdot 10^{-3}) = 2,57 \quad \rightarrow \quad \text{pOH} = 14,0 - 2,57 = 11,4$$

c) La concentración de ácido sin disociar, HA, en el equilibrio es:

$$[HA] = 0,100 - 2,70 \cdot 10^{-3} = 9,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

8. Se ha preparado una disolución disolviendo 20,0 L de $NH_3(g)$, medidos a 10,0 °C y 2,00 atm, en agua suficiente para obtener 4,50 L de disolución. Sabiendo que la constante de disociación del NH_3 es $1,78 \cdot 10^{-5}$ y que la constante R es $0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio.

b) El grado de disociación del NH_3 .

c) El pH y el pOH de la disolución.

(C.V. Junio 1997)

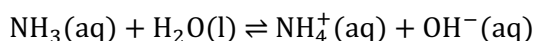
a) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de NH_3 disuelto es:

$$n = \frac{2,00 \text{ atm} \cdot 20,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot (10 + 273,15) \text{ K}} = 1,72 \text{ mol } NH_3$$

El valor de la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{1,72 \text{ mol } NH_3}{4,50 \text{ L disolución}} = 0,382 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El amoniaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	0,382	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,382 - x$	x	x

La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_b se obtiene:

$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,382 - x} \rightarrow x = [\text{OH}^-] = 2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,382 - 2,60 \cdot 10^{-3} = 0,379 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) El grado de disociación del NH_3 es:

$$\alpha = \frac{2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ NH}_3 \text{ (disociado)}}{0,382 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ NH}_3 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 0,681 \%$$

c) Los valores del pOH y pH de la disolución son:

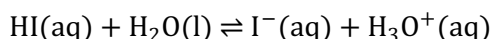
$$\text{pOH} = -\log(2,60 \cdot 10^{-3}) = 2,59 \rightarrow \text{pH} = 14,0 - 2,59 = 11,4$$

9. Una disolución acuosa de HI 0,100 M posee una concentración de protones $0,0335 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule:
a) Las concentraciones de todas las especies presentes en el equilibrio y la constante de equilibrio de disociación del ácido.

b) La concentración inicial de yoduro de hidrógeno que debería tener una disolución para que su pH fuera 2,00.

(C.V. Septiembre 1997)

a) El HI es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HI	I ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{I}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0335 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 0,100 - 0,0335 = 0,0665 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{I}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HI}]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,0335^2}{0,0665} = 1,69 \cdot 10^{-2}$$

b) El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,00$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,00} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$1,69 \cdot 10^{-2} = \frac{(1,00 \cdot 10^{-2})^2}{c - 1,00 \cdot 10^{-2}} \rightarrow c = 1,59 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

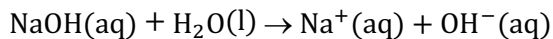
10. Calcule el grado de disociación y el pH de las siguientes disoluciones acuosas 0,500 M:

a) NaOH (base fuerte).

b) HCN ($K_a = 4,00 \cdot 10^{-10}$).

(C.V. Junio 1998)

a) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada ($\alpha = 100\%$) de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,500 \text{ M}$$

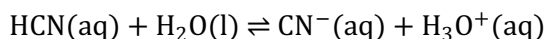
El pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log(0,500) = 0,301$$

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, se tiene que:

$$\text{pH} = 14,0 - 0,301 = 13,7$$

b) El HCN es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCN	CN ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,500	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,500 - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$4,00 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,500 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,41 \cdot 10^{-5}) = 4,85$$

El grado de disociación del HCN es:

$$\alpha = \frac{1,41 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HCN (disociado)}}{0,500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HCN (inicial)}} \cdot 100 = 2,82 \cdot 10^{-3} \%$$

11. Un matraz A contiene 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ y otro matraz B contiene 100 mL de una disolución de ácido acético, CH_3COOH , $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Ambas disoluciones se van a valorar con hidróxido de sodio, NaOH, $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Responda de forma razonada, indicando si las siguientes cuestiones son verdaderas o falsas para ambas disoluciones:

- Tienen el mismo pH inicial.
- Necesitan el mismo volumen de la disolución de sosa para su valoración.
- Tienen el mismo pH en el punto de equivalencia.
- En el punto de equivalencia se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

Dato: $K_a = (\text{ácido acético}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(U.A. Junio 1998)

a) Tienen el mismo pH inicial.

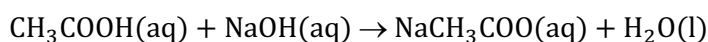
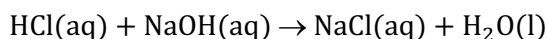
El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado y la disolución tiene un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ muy alto por lo que **su pH será muy bajo**.

El CH_3COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado y la disolución tiene un valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ menor que el del HCl por lo que **su pH no será tan bajo** como el de este.

La propuesta es **falsa**.

b) Necesitan el mismo volumen de la disolución de sosa para su valoración.

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización de los dos ácidos con NaOH son, respectivamente:



Como todas las disoluciones son 0,1 M, el volumen necesario de disolución de NaOH para neutralizar ambas disoluciones es:

$$100 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}}{0,1 \text{ mmol NaOH}} = 100 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}$$

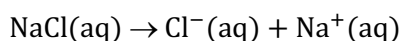
$$100 \text{ mL AcH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol AcH}}{1 \text{ mL AcH } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol AcH}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}}{0,1 \text{ mmol NaOH}} = 100 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}$$

Como se observa, **en ambas valoraciones se gasta el mismo volumen de NaOH 0,1 M**.

La propuesta es **verdadera**.

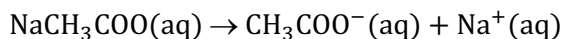
c) Tienen el mismo pH en el punto de equivalencia.

En el punto de equivalencia de la valoración de HCl solo hay NaCl. El cloruro de sodio en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



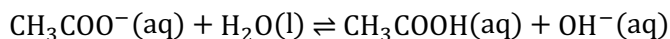
Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan por lo que la disolución resultante es neutra ya que los iones H_3O^+ y OH^- los proporciona el H_2O y **el pH de la misma es 7**.

▪ En el punto de equivalencia de la valoración de CH_3COOH solo hay NaCH_3COO que en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- por lo que **la disolución resultante tiene $\text{pH} > 7$** .

La propuesta es **falsa**.

d) En el punto de equivalencia se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

Respecto a las sustancias reaccionantes, en el punto de equivalencia, se cumple que:

$$\text{moles de HCl} = \text{moles de CH}_3\text{COOH} = \text{moles NaOH}$$

Sin embargo, como se ha demostrado en el apartado anterior, en el caso en el que:

- **reaccionan HCl y NaOH** se llega a una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$
- **reaccionan CH_3COOH y NaOH** se llega a una disolución con $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

La propuesta es **falsa**.

12. A 25 °C una disolución acuosa de amoníaco 0,0100 M está ionizada en un 4,10 %. Calcule:

a) La concentración de los iones OH^- y NH_4^+ y de NH_3 .

b) El pH de la disolución.

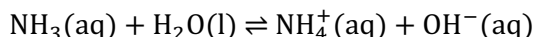
c) La constante de ionización para el amoníaco acuoso.

d) La concentración de OH^- después de añadir 0,00900 mol de NH_4Cl a un litro de la disolución inicial.

Justifique todas las aproximaciones realizadas y los resultados obtenidos.

(U.A. Septiembre 1998)

a) El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 0,0100 \cdot 0,0410 = 4,10 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,0100 \cdot (1 - 0,0410) = 9,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

b) Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log(4,10 \cdot 10^{-4}) = 3,39 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 3,39 = 10,6$$

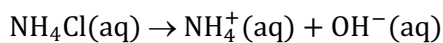
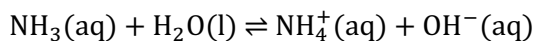
c) La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{(4,10 \cdot 10^{-4})^2}{9,59 \cdot 10^{-3}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$$

d) Si a un litro de la disolución inicial se le añaden 0,00900 mol de NH_4Cl se obtiene una disolución reguladora básica. Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias en la disolución son:



Llamando c a la concentración inicial de NH_3 , c' a la concentración inicial de NH_4Cl y planteando la tabla de concentraciones en el equilibrio:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	c	c'	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	$c' + x$	x

Si se tiene en cuenta que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el NH_3 estará menos disociado en presencia de sal, y considerando los resultados obtenidos en el apartado anterior, se puede concluir que:

$$x \ll c' \rightarrow c' + x \approx c'$$

Por otro lado, por tratarse de una base débil:

$$x \ll c \rightarrow c - x \approx c$$

Teniendo en cuenta ambas aproximaciones, la expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_b = \frac{c'}{c} [\text{OH}^-]$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ que se obtiene es:

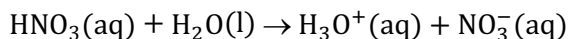
$$[\text{OH}^-] = 1,75 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,0100}{0,00900} = 1,95 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

13. Se mezcla 1,00 L de disolución de HNO_3 (ácido fuerte) cuyo pH es 1,00 con 9,00 L de disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (base fuerte) cuyo pH es 11,0.

- Calcule las concentraciones de todas las especies presentes en las disoluciones del ácido y la base.
- Escriba la ecuación de la reacción de neutralización que se produce.
- Calcule el pH de la disolución resultante de la mezcla, considerando que los volúmenes son aditivos.

(C.V. Septiembre 1998)

a) El HNO_3 es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



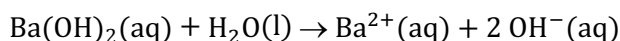
El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 1,00$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,00} = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

▪ El $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



El valor de $[\text{OH}^-]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 11,0$ es:

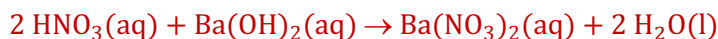
$$\text{pOH} = 14,0 - 11,0 = 3,00$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,00} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

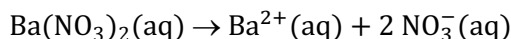
Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{Ba}(\text{OH})_2] = \frac{1}{2} [\text{OH}^-] = [\text{Ba}^{2+}] = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y HCl es:



c) El $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Ba^{2+} y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

Si se mezclan 1,00 L de HNO_3 0,100 M con 9,00 L de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,150 M las cantidades de ambas especies son:

$$1,00 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,100 M}} = 0,100 \text{ mol HNO}_3$$

$$9,00 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \text{ 5,00} \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \frac{5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ L Ba}(\text{OH})_2 \text{ 5,00} \cdot 10^{-4} \text{ M}} = 4,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

La relación molar entre ambas cantidades es:

$$\frac{0,100 \text{ mol HNO}_3}{4,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 22,2$$

La relación molar es mayor que 1, lo que quiere decir que el **limitante es el $\text{Ba}(\text{OH})_2$** y que **sobra HNO_3** .
Relacionado $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con HNO_3 :

$$4,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 9,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3$$

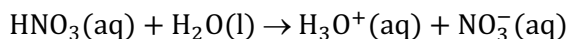
Haciendo un balance de materia para el HCl :

$$0,100 \text{ mol HNO}_3 \text{ (inicial)} - 9,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3 \text{ (consumido)} = 0,0910 \text{ mol HNO}_3 \text{ (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HNO_3 es:

$$\frac{0,0910 \text{ mol HNO}_3}{(1,00 + 9,00) \text{ L disolución}} = 9,10 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

El HNO_3 es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 9,10 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(9,10 \cdot 10^{-3}) = 2,04$$

14. Se desea determinar la concentración de ácido acético, CH_3COOH , en un vinagre comercial. Dos estudiantes proponen y realizan los siguientes experimentos:

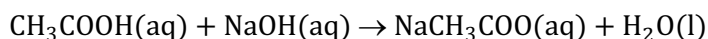
a) El primero, toma con una pipeta, 5,00 mL de vinagre y añade unas gotas de fenolftaleína. Después comprueba que se consumen 17,0 mL de disolución 0,250 M de hidróxido de sodio, NaOH, para la neutralización del vinagre.

b) El segundo, busca en un libro la constante de disociación del ácido acético que resulta ser $1,80 \cdot 10^{-5}$ y, mide con un pHmetro, el pH del vinagre obteniendo un valor de 2,40.

Calcule en ambos casos la concentración de ácido acético en el vinagre expresada como concentración molar y $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

(C.V. Junio 1999)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre CH_3COOH y NaOH es:



▪ Estudiante 1

Relacionando NaOH consumido con CH_3COOH se obtiene:

$$17,0 \text{ mL NaOH } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,250 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 4,25 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

La concentración de la disolución de vinagre expresada como molaridad en CH_3COOH es:

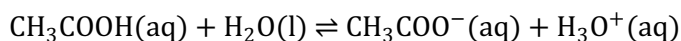
$$\frac{4,25 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{5,00 \text{ mL vinagre}} = 0,850 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de la disolución de vinagre expresada como $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ es:

$$\frac{0,850 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L vinagre}} \cdot \frac{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 51,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

▪ Estudiante 2

La ecuación química correspondiente a la ionización parcial del ácido CH_3COOH en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,40$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,40} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene la concentración inicial de la disolución:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,98 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,98 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c = 0,882 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentración de la disolución de vinagre expresada como $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ es:

$$\frac{0,882 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L vinagre}} \cdot \frac{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 52,9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

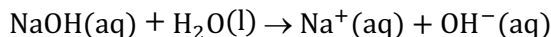
15. El pH de una disolución de sosa cáustica, NaOH, es 13.

a) Calcule los gramos de álcali utilizados en prepararla.

b) ¿Qué volumen de agua hay que añadir a la disolución anterior para que su pH sea de 12? Suponga los volúmenes aditivos.

(C.V. Septiembre 1999)

a) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:

El valor de $[\text{OH}^-]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 13$ es:

$$\text{pOH} = 14 - 13 = 1,0$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1,0} = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Suponiendo que se ha preparado un litro de disolución, la masa de NaOH necesario es:

$$1,0 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 4,0 \text{ g NaOH}$$

b) El valor de $[\text{OH}^-]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 12$ es:

$$\text{pOH} = 14 - 12 = 2,0$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,0} = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Suponiendo que se dispone de 1,0 L de disolución y que los volúmenes son aditivos:

$$\frac{0,010 \text{ mol NaOH}}{(1 + V) \text{ L disolución}} = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad V = 9,0 \text{ L H}_2\text{O}$$

16. Se mezclan 40,0 mL de disolución 0,200 M de ácido clorhídrico, HCl, con 50,0 mL de disolución 0,150 M de hidróxido de sodio, NaOH. Para la disolución resultante:

a) Indique, de forma razonada, si será: ácida, básica o neutra.

b) Calcule el pH y pOH.

c) Calcule la concentración molar de respecto al cloruro de sodio y respecto al ácido o la base.

d) Calcule el número de partículas disueltas en la disolución resultante.

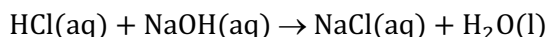
Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Junio 2000)

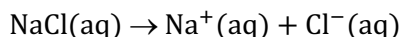
a) Si se mezclan 40,0 mL de NaOH 0,200 M con 50,0 mL de HCl 0,150 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 50,0 \text{ mL NaOH } 0,150 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,150 \text{ M}} = 7,50 \text{ mmol NaOH} \\ 40,0 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M}} = 8,00 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{8,00 \text{ mmol HCl}}{7,50 \text{ mmol NaOH}} = 1,07$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La relación molar es mayor que 1, lo que quiere decir que el **limitante es el NaOH** y que **sobra HCl**, por lo tanto, **la disolución resultante es ácida**.

b) Relacionado NaOH con HCl:

$$7,50 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 7,50 \text{ mmol HCl}$$

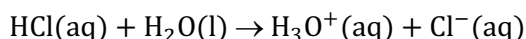
Haciendo un balance de materia para el HCl:

$$8,00 \text{ mmol HCl (inicial)} - 7,50 \text{ mmol HCl (consumido)} = 0,500 \text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$\frac{0,500 \text{ mmol HCl}}{(40,0 + 50,0) \text{ mL disolución}} = 5,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5,56 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(5,56 \cdot 10^{-3}) = 2,26$$

El pOH de la disolución es:

$$\text{pOH} = 14,0 - 2,26 = 11,7$$

c) Relacionado NaOH, limitante de la reacción con el NaCl formado:

$$7,50 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 7,50 \text{ mmol NaCl}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución de NaCl formado es:

$$\frac{7,50 \text{ mmol NaCl}}{(40,0 + 50,0) \text{ mL disolución}} = 0,0833 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) Considerando despreciable la cantidad de OH^- de la disolución, por tratarse de un medio muy ácido, el número de partículas en disolución lo proporcionan el HCl sobrante y el NaCl formado.

▪ HCl sobrante

En el apartado b) se ha calculado la cantidad sobrante de HCl, que como se encuentra completamente disociado en iones:

$$0,500 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mmol HCl}} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol HCl} \rightarrow \begin{cases} \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cl}^- \\ \frac{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol HCl}} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \end{cases}$$

▪ NaCl formado

En el apartado c) se ha calculado la cantidad formada de NaCl, que como se encuentra completamente disociado en iones:

$$7,50 \text{ mmol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{10^3 \text{ mmol NaCl}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaCl} \rightarrow \begin{cases} \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cl}^- \\ \frac{1 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol HCl}} = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}^+ \end{cases}$$

▪ El número total de partículas contenidas en la disolución es:

$$(5,00 \cdot 10^{-4} + 7,50 \cdot 10^{-3}) \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ ion Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} = 4,82 \cdot 10^{21} \text{ ion Cl}^-$$

$$5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ ion H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+} = 3,01 \cdot 10^{20} \text{ ion H}_3\text{O}^+$$

$$7,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}^+ \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ ion Na}^+}{1 \text{ mol Na}^+} = 4,52 \cdot 10^{21} \text{ ion Na}^+$$

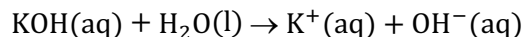
17. Se dispone de un vaso que contiene 100 mL de una disolución 0,150 M de hidróxido de potasio, KOH, (base fuerte) y otro vaso que contiene 100 mL de disolución 0,150 M de amoníaco, NH₃, ($K_b = 1,80 \cdot 10^{-5}$).

a) Calcule el pH y la concentración de todas las especies presentes en el equilibrio en ambas disoluciones.

b) Escriba las reacciones de neutralización de ambas bases con el ácido clorhídrico. Calcule el volumen de disolución 0,450 M de ácido clorhídrico necesario para neutralizar cada una de las disoluciones de hidróxido de potasio y de amoníaco.

(C.V. Septiembre-00)

a) El KOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



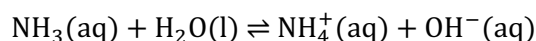
Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = [\text{K}^+] = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,150) = 0,824 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 0,824 = 13,2$$

▪ El amoníaco, NH₃, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
<i>c</i> _{inicial}	0,150	—	—
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{formado}	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{equilibrio}	0,150 - <i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>

La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_b se obtiene:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,150 - x} \quad \rightarrow \quad x = 1,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

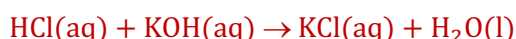
$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,150 - 1,63 \cdot 10^{-3} = 0,148 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,63 \cdot 10^{-3}) = 2,79 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 2,79 = 11,2$$

b) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de neutralización entre HCl y las bases son, respectivamente:



Las cantidades de ambas bases a neutralizar son las mismas, ya que ambas disoluciones se dispone del mismo volumen y tienen la misma concentración molar:

$$100 \text{ mL KOH } 0,150 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol KOH}}{1 \text{ mL KOH } 0,150 \text{ M}} = 15,0 \text{ mmol KOH}$$

Como la relación estequiométrica entre las bases y el HCl es la misma, el volumen de disolución de HCl necesario para neutralizar cada una de ellas es:

$$15,0 \text{ mmol KOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 0,450 \text{ M}}{0,450 \text{ mmol HCl}} = 33,3 \text{ mL HCl } 0,450 \text{ M}$$

18. En el laboratorio se preparó una disolución de ácido yódico, HIO_3 , disolviendo 3,568 g de este ácido en 150 mL de agua. Teniendo en cuenta que el pH de la disolución fue 1,06; calcule:

a) La constante de disociación K_a del ácido.

b) El grado de disociación del ácido.

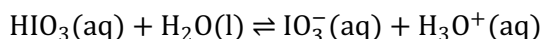
c) Si tras llegar al equilibrio, se añaden 1,256 g de HIO_3 , ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

(C.V. Junio 2001)

a) Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el HIO_3 en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{3,568 \text{ g HIO}_3}{150 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HIO}_3}{175,9 \text{ g HIO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,135 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La ecuación química correspondiente a la ionización parcial del ácido HIO_3 en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HIO_3	IO_3^-	H_3O^+
c_{inicial}	0,135	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,135 - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 1,06$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,06} = 8,71 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de este valor se obtienen las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{IO}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 8,71 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HIO}_3] = 0,135 - 8,71 \cdot 10^{-2} = 4,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{IO}_3^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIO}_3]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(8,71 \cdot 10^{-2})^2}{4,79 \cdot 10^{-2}} = 0,158$$

b) El grado de disociación del HIO_3 es:

$$\alpha = \frac{8,71 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HIO}_3 \text{ (disociado)}}{0,135 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HIO}_3 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 64,5 \%$$

c) Si a la mezcla anterior en el equilibrio **se le añade HIO_3** , de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el sistema **se desplaza** en el sentido en el que se consuma parte del HIO_3 añadido, en este caso **hacia la derecha**, por lo que el HIO_3 se disocia produciendo más cantidad de IO_3^- y de H_3O^+ , por lo tanto, **el grado de disociación del HIO_3 aumenta** y el **pH de la disolución disminuye**.

Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver los 1,256 g de HIO_3 añadido a la disolución anterior, la nueva concentración de la disolución es la del equilibrio anterior:

$$c' = (4,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) + \frac{1,256 \text{ g HIO}_3}{150 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HIO}_3}{175,9 \text{ g HIO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 9,55 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La nueva tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	HIO_3	IO_3^-	H_3O^+
c_{inicial}	$9,55 \cdot 10^{-2}$	$8,71 \cdot 10^{-2}$	$8,71 \cdot 10^{-2}$
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$9,55 \cdot 10^{-2} - x$	$8,71 \cdot 10^{-2} + x$	$8,71 \cdot 10^{-2} + x$

Sustituyendo en la expresión de K_a :

$$0,158 = \frac{(8,71 \cdot 10^{-2} + x)^2}{(9,55 \cdot 10^{-2} - x)} \rightarrow x = 2,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La nueva concentración de H_3O^+ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (8,71 \cdot 10^{-2} + 2,12 \cdot 10^{-2}) = 0,108 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,108) = 0,965$$

19. El pH de una disolución acuosa de amoníaco, NH_3 , es 11,5. Calcule:

a) La concentración de la disolución de amoníaco.

b) Si a la disolución anterior se le añade cloruro de amonio, NH_4Cl , hasta que la concentración sea 0,300 M, calcule la concentración de OH^- y el pH de la disolución. Justifique el resultado obtenido.

Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,80 \cdot 10^{-5}$.

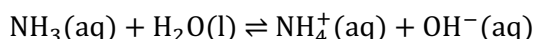
(U.A. Junio 2001)

a) Los valores del pOH y $[\text{OH}^-]$ de la disolución son:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,0 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 11,5 = 2,50$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,50} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:



La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

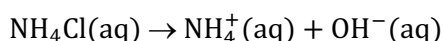
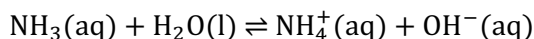
La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,16 \cdot 10^{-3}} \quad \rightarrow \quad c = 0,558 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Si a la disolución inicial se le añade NH_4Cl hasta una concentración 0,300 M, se obtiene una disolución reguladora básica. Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias en la disolución son:



Llamando c a la concentración inicial de NH_3 , c' a la concentración inicial de NH_4Cl y planteando la tabla de concentraciones en el equilibrio:

	NH_3	NH_4^+	OH^-
c_{inicial}	c	c'	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	$c' + x$	x

Si se tiene en cuenta que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el NH_3 estará menos disociado en presencia de sal, y considerando los resultados obtenidos en el apartado anterior, se puede concluir que:

$$x \ll c' \quad \rightarrow \quad c' + x \approx c'$$

Por otro lado, por tratarse de una base débil:

$$x \ll c \quad \rightarrow \quad c - x \approx c$$

Teniendo en cuenta ambas aproximaciones, la expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_b = \frac{c'}{c} [\text{OH}^-]$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ que se obtiene es:

$$[\text{OH}^-] = 1,80 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0,558}{0,300} = 3,35 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log(3,35 \cdot 10^{-5}) = 4,48 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 4,48 = 9,52$$

El pH de la disolución disminuye ya que el NH_3 se encuentra menos disociado, es decir, produce menos iones OH^- en presencia de sal.

20. Se dispone de 80,0 mL de una disolución 0,150 M de ácido clorhídrico (disolución A), y de 100 mL de una disolución 0,100 M de hidróxido de sodio (disolución B). Se desea saber:

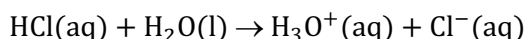
a) El pH de la disolución A.

b) El pH de la disolución B.

c) Si se mezclan ambas disoluciones, el valor del pH de la disolución resultante.

(C.V. Junio 2002)

a) El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



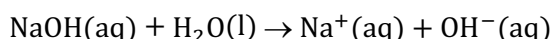
Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,150 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,150) = 0,824$$

b) El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

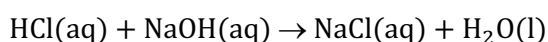
Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,100) = 1,00 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 1,00 = 13,0$$

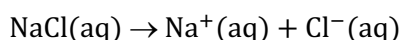
c) Si se mezclan 80,0 mL de HCl 0,150 M con 100 mL de NaOH 0,100 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ mL NaOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,100 \text{ M}} = 10,0 \text{ mmol NaOH} \\ 80,0 \text{ mL HCl } 0,15 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,150 \text{ M}} = 12,0 \text{ mmol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{12,0 \text{ mmol HCl}}{10,0 \text{ mmol NaOH}} = 1,2$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCl es:



El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La relación molar es mayor que 1, lo que quiere decir que el **limitante es el NaOH** y que **sobra HCl**, por lo tanto, **la disolución resultante es ácida**.

b) Relacionado NaOH con HCl:

$$10,0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 10,0 \text{ mmol HCl}$$

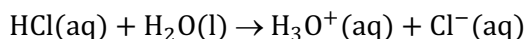
Haciendo un balance de materia para el HCl:

$$12,0 \text{ mmol HCl (inicial)} - 10,0 \text{ mmol HCl (consumido)} = 2,00 \text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$\frac{2,00 \text{ mmol HCl}}{(80,0 + 100) \text{ mL disolución}} = 0,0111 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH son, respectivamente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0111 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log(0,0111) = 1,95$$

21. La constante de ionización del ácido fórmico, HCOOH, es $1,77 \cdot 10^{-4}$. Calcule:

a) El pH de la disolución formada al disolver 0,0250 g de ácido fórmico en 500 mL de agua.

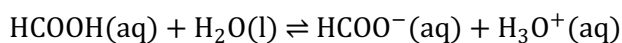
b) El pH de la disolución resultante al añadir 50,0 mL de ácido clorhídrico 0,0200 M a 0,100 L de la disolución anterior.

(C.V. Septiembre 2003)

a) Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el HCOOH en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{0,0250 \text{ g HCOOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	$1,09 \cdot 10^{-3}$	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$1,09 \cdot 10^{-3} - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$1,77 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1,09 \cdot 10^{-3} - x} \quad \rightarrow \quad x = 3,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

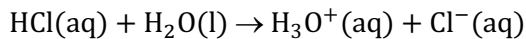
$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,60 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HCOOH}] = 1,09 \cdot 10^{-3} - 3,60 \cdot 10^{-4} = 7,30 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,60 \cdot 10^{-4}) = 3,44$$

b) Si a la disolución anterior se le añade HCl (ácido fuerte) totalmente ionizado:



de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma parte del H_3O^+ añadido, es decir hacia la formación de HCOOH.

Considerando volúmenes aditivos, las concentraciones iniciales de todas las especies son:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{100 \text{ mL H}_3\text{O}^+ 3,60 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{(100 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{3,60 \cdot 10^{-4} \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mL H}_3\text{O}^+ 3,60 \cdot 10^{-4} \text{ M}} +$$

$$+ \frac{50,0 \text{ mL HCl } 0,0200 \text{ M}}{(100 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol HCl}}{50,0 \text{ mL HCl } 0,0200 \text{ M}} + \frac{1 \text{ mmol H}_3\text{O}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 6,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HCOO}^-] = \frac{100 \text{ mL HCOO}^- 3,60 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{(100 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{3,60 \cdot 10^{-4} \text{ mmol HCOO}^-}{1 \text{ mL HCOO}^- 3,60 \cdot 10^{-4} \text{ M}} = 2,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{100 \text{ mL HCOOH } 7,30 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{(100 + 50,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{7,30 \cdot 10^{-4} \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mL HCOOH } 7,30 \cdot 10^{-4} \text{ M}} = 4,87 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La nueva tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
<i>c</i> _{inicial}	4,87 · 10 ⁻⁴	2,40 · 10 ⁻⁴	6,91 · 10 ⁻³
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{formado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{equilibrio}	4,87 · 10 ⁻⁴ + <i>x</i>	2,40 · 10 ⁻⁴ - <i>x</i>	6,91 · 10 ⁻³ - <i>x</i>

Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$1,77 \cdot 10^{-4} = \frac{(2,40 \cdot 10^{-4} - x) \cdot (6,91 \cdot 10^{-3} - x)}{(4,87 \cdot 10^{-4} + x)} \rightarrow x = 2,21 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y del pH son, respectivamente:

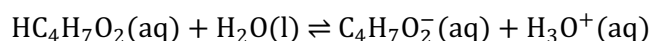
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (6,91 \cdot 10^{-3} - 2,21 \cdot 10^{-4}) = 6,69 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log(6,69 \cdot 10^{-3}) = 2,17$$

22. El ácido butírico, $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$, se utiliza en la obtención de compuestos que se emplean en jarabes y sabores artificiales. Se conoce que una disolución acuosa de ácido butírico 0,250 M tiene un valor de pH de 2,72. Calcule el valor de la K_a del ácido butírico y la concentración de iones OH^- de la disolución.

(U.A. Septiembre 2003)

El $\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	$\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2$	$\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-$	H_3O^+
c_{inicial}	0,250	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,250 - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,72$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,72} = 1,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de este valor se obtienen las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2] = 0,250 - 1,91 \cdot 10^{-3} = 0,248 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La relación entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ viene dada por la expresión:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

El valor de $[\text{OH}^-]$ es:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,91 \cdot 10^{-3}} = 5,24 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_4\text{H}_7\text{O}_2^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HC}_4\text{H}_7\text{O}_2]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(1,91 \cdot 10^{-3})^2}{0,248} = 1,47 \cdot 10^{-5}$$

23. El ácido acetilsalicílico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, es el componente activo de la aspirina. Al disolver 0,523 g de ácido acetilsalicílico en 0,0500 L de agua, el pH final de la disolución resulta ser 3,36. Calcule:

a) La constante de acidez del ácido acetilsalicílico.

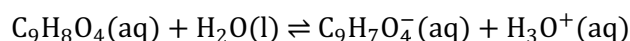
b) Si a la disolución resultante del apartado anterior se le añaden $1,00 \cdot 10^{-5}$ mol de HCl, ¿cuál será el pH de la disolución final?

(C.V. Junio 2005)

a) Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{0,523 \text{ g } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{0,0500 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{180,0 \text{ g } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 5,81 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	$C_9H_8O_4$	$C_9H_7O_4^-$	H_3O^+
$C_{inicial}$	$5,81 \cdot 10^{-2}$	—	—
$C_{transformado}$	x	—	—
$C_{formado}$	—	x	x
$C_{equilibrio}$	$5,81 \cdot 10^{-2} - x$	x	x

El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución que tiene $pH = 3,36$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,36} = 4,37 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

A partir de este valor se obtienen las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:

$$[C_9H_7O_4^-] = [H_3O^+] = 4,37 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[C_9H_8O_4] = 5,81 \cdot 10^{-2} - 4,37 \cdot 10^{-4} = 5,77 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La relación entre $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ viene dada por la expresión:

$$[H_3O^+] [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

El valor de $[OH^-]$ es:

$$[OH^-] = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{4,37 \cdot 10^{-4}} = 2,29 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

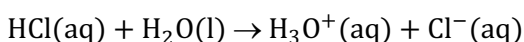
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[C_9H_7O_4^-] [H_3O^+]}{[C_9H_8O_4]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(4,37 \cdot 10^{-4})^2}{5,77 \cdot 10^{-2}} = 3,31 \cdot 10^{-6}$$

b) Si a la disolución anterior se le añade HCl (ácido fuerte) totalmente ionizado:



de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume parte del H_3O^+ añadido, es decir hacia la formación de $C_9H_8O_4$.

Considerando que la cantidad de H_3O^+ que se añade no modifica el volumen, la concentración inicial de esta especie es:

$$[H_3O^+] = \frac{1,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol } H_3O^+}{0,0500 \text{ L disolución}} + 4,37 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 6,37 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La nueva tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	$C_9H_8O_4$	$C_9H_7O_4^-$	H_3O^+
$C_{inicial}$	$5,77 \cdot 10^{-2}$	$4,37 \cdot 10^{-4}$	$6,37 \cdot 10^{-4}$
$C_{transformado}$	x	x	x
$C_{formado}$	x	—	—
$C_{equilibrio}$	$5,77 \cdot 10^{-2} + x$	$4,37 \cdot 10^{-4} - x$	$6,37 \cdot 10^{-4} - x$

Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$3,31 \cdot 10^{-6} = \frac{(4,37 \cdot 10^{-4} - x) \cdot (6,37 \cdot 10^{-4} - x)}{(5,77 \cdot 10^{-2} + x)} \rightarrow x = 8,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores de $[H_3O^+]$ y del pH son, respectivamente:

$$[H_3O^+] = (6,37 \cdot 10^{-4} - 8,80 \cdot 10^{-5}) = 5,49 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log(5,49 \cdot 10^{-4}) = 3,26$$

24. En el laboratorio se tienen dos recipientes diferentes, uno de ellos contiene 150 mL de ácido clorhídrico, HCl, 0,250 M y el otro 150 mL de ácido acético, CH₃COOH, 0,250 M.

a) Razone cuál de las dos disoluciones es más ácida.

b) Calcule el pH de cada una de las dos disoluciones.

c) Calcule el volumen de agua que debe añadirse a la disolución más ácida para que el pH de las dos sea el mismo.

Dato. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,80 \cdot 10^{-5}$.

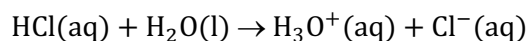
(C.V. Septiembre 2005) (C.V. Septiembre 2010)

a) Se trata de dos disoluciones ácidas:

- una de HCl (ácido fuerte) completamente ionizado, y
- otra de CH₃COOH (ácido débil) parcialmente ionizado.

Como se dispone del mismo volumen de ambas disoluciones y las concentraciones iniciales respectivas son iguales, **la disolución de HCl tiene una mayor [H₃O⁺] lo que hace sea más ácida.**

b) El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



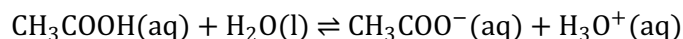
Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,250 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,250) = 0,602$$

▪ La ecuación química correspondiente a la ionización parcial del ácido CH₃COOH en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,250	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,250 - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,250 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(2,11 \cdot 10^{-3}) = 2,67$$

Como se observa, $\text{pH}(\text{HCl}) < \text{pH}(\text{CH}_3\text{COOH})$, lo que confirma lo expuesto en el apartado a).

c) Como la disolución de HCl, es más ácida, es decir tiene mayor [H₃O⁺], es a la que hay que añadir agua hasta que este valor se iguale al de la disolución de CH₃COOH.

La cantidad de H_3O^+ contenidos en la disolución de HCl es:

$$150 \text{ mL HCl } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,250 \text{ M}} = 37,5 \text{ mmol HCl}$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de H_2O a añadir a la disolución de HCl es:

$$\frac{37,5 \text{ mmol HCl}}{(150 + V) \text{ mL disolución}} = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Se obtiene:

$$V = 1,76 \cdot 10^4 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{O}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}} = 17,6 \text{ L H}_2\text{O}$$

(En el problema propuesto en 2010 se cambian los volúmenes y concentraciones de las disoluciones).

25. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , del 36,0 % de riqueza y densidad $1,18 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ de densidad. Teniendo en cuenta que el ácido nítrico es un ácido fuerte, calcule:

a) La molaridad de la disolución de HNO_3 inicial.

b) El pH de la disolución resultante de añadir 5,00 mL de la disolución de HNO_3 inicial a 600 mL de agua.

c) El pH de la disolución resultante al mezclar 125 mL de la disolución de HNO_3 del apartado anterior con 175 mL de disolución de NaOH de concentración 0,0750 M.

(C.V. Junio 2007)

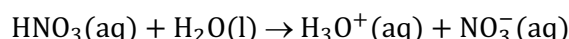
a) Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución de HNO_3 , la concentración de la disolución es:

$$c = \frac{36,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ g disolución}}{1 \text{ kg disolución}} \cdot \frac{1,18 \text{ kg disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 6,74 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración de la disolución que se obtiene después de diluir en agua la disolución anterior es:

$$c' = \frac{5,00 \text{ mL HNO}_3 \cdot 6,74 \text{ M}}{(5,00 + 600) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{6,74 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \cdot 6,74 \text{ M}} = 0,0557 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El HNO_3 es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0557 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

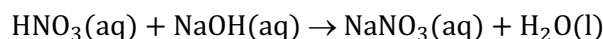
El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0557) = 1,25$$

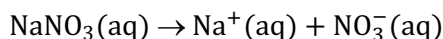
c) Si se mezclan 125 mL de HNO_3 0,0557 M con 170 mL de NaOH 0,0750 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 175 \text{ mL NaOH } 0,0750 \text{ M} \cdot \frac{0,0750 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,0750 \text{ M}} = 13,1 \text{ mmol NaOH} \\ 125 \text{ mL HNO}_3 \cdot 0,0557 \text{ M} \cdot \frac{0,0557 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \cdot 0,0557 \text{ M}} = 6,96 \text{ mmol HNO}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{13,1 \text{ mmol NaOH}}{6,96 \text{ mmol HNO}_3} = 1,88$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HNO_3 es:



El NaNO_3 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La relación molar es mayor que 1, lo que quiere decir que el **limitante es el HNO_3** y que **sobra NaOH** , por lo tanto, **la disolución resultante es básica**.

Relacionado HNO_3 con NaOH :

$$6,96 \text{ mmol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HNO}_3} = 6,96 \text{ mmol NaOH}$$

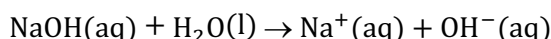
Haciendo un balance de materia para el NaOH :

$$13,1 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 6,96 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 6,14 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{6,14 \text{ mmol NaOH}}{(125 + 175) \text{ mL disolución}} = 0,0205 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,0205 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0205) = 1,69 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 1,69 = \mathbf{12,3}$$

26. El ácido fluorhídrico, $\text{HF}(\text{aq})$, es un ácido débil siendo una de sus aplicaciones más importantes la capacidad de atacar el vidrio. Su equilibrio de disociación viene dado por:



Si 0,125 g de HF se disuelven en 250 mL de agua, calcule:

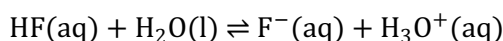
- El pH de la disolución resultante.
- El grado de disociación del ácido en estas condiciones.
- El volumen de una disolución 0,25 M de NaOH que debe añadirse a 100 mL de la disolución anterior para reaccionar completamente con el HF .

(C.V. Septiembre 2008)

a) Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el HF en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{0,125 \text{ g HF}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HF}}{20,0 \text{ g HF}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El HF es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HF	F^-	H_3O^+
c_{inicial}	0,0250	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—

c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0250 - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$6,6 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0250 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

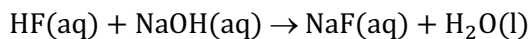
El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,8 \cdot 10^{-3}) = 2,4$$

b) El grado de disociación del HF es:

$$\alpha = \frac{3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HF (disociado)}}{0,0250 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HF (inicial)}} \cdot 100 = 15 \%$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HF es:



Relacionado HF con NaOH:

$$100 \text{ mL HF } 0,0250 \text{ M} \cdot \frac{0,0250 \text{ mmol HF}}{1 \text{ mL HF } 0,0250 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HF}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,25 \text{ M}}{0,25 \text{ mmol NaOH}} = 10 \text{ mL NaOH } 0,25 \text{ M}$$

27. a) Calcule el grado de disociación (%) de una disolución 0,0200 M de ácido monoprótico acetilsalicílico (aspirina).

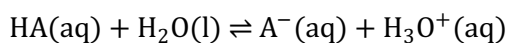
b) Calcule el grado de disociación (%) del ácido acetilsalicílico 0,020 M en el jugo gástrico de un paciente cuyo pH del jugo gástrico es 1,00.

c) El acetilsalicilato, base conjugada del ácido acetilsalicílico, es un preparado farmacéutico que se usa por vía subdérmica. Calcule el porcentaje de acetilsalicilato que hay en un vial que contiene una disolución preparada a partir de 0,00010 mol de acetilsalicilato en 5,0 mL de agua.

Datos. K_a (ácido acetilsalicílico) = $3,00 \cdot 10^{-4}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(C.V. Junio 2009)

a) El ácido acetilsalicílico, HA, es un ácido monoprótico débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y de la concentración inicial es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de K_a queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene:

$$3,00 \cdot 10^{-4} = \frac{0,0200 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow \alpha = 0,115 \rightarrow 11,5 \%$$

b) El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución que tiene $pH = 1,0$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,0} = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

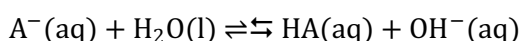
La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y de la concentración inicial si la disolución ya contiene H_3O^+ es:

	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,0200	—	0,10
$c_{\text{transformado}}$	0,0200 α	—	—
c_{formado}	—	0,0200 α	0,0200 α
$c_{\text{equilibrio}}$	0,0200 (1 - α)	0,0200 α	0,10 + 0,0200 α

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene:

$$3,00 \cdot 10^{-4} = \frac{0,0200 \alpha \cdot (0,10 + 0,0200 \alpha)}{0,0200 (1 - \alpha)} \rightarrow \alpha = 0,0030 \rightarrow 0,30 \%$$

c) El acetilsalicilato, A⁻, es la base conjugada del ácido salicílico que en disolución acuosa se encuentra parcialmente hidrolizada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el A⁻ en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{0,00010 \text{ mol A}^-}{5,00 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	A ⁻	HA	OH ⁻
c_{inicial}	0,0200	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	0,0200 - x	x	x

La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

El valor de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,00 \cdot 10^{-4}} = 3,3 \cdot 10^{-11}$$

Sustituyendo en la expresión de la constante se obtiene:

$$3,3 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{0,0200 - x} \rightarrow x = 8,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El porcentaje de A⁻ sin hidrolizar en el equilibrio es:

$$\frac{0,0200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (inicial)} - 8,1\cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (reaccionado)}}{0,0200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ (inicial)}} \cdot 100 \approx 100 \%$$

28. El ácido láctico, $C_3H_6O_3$, es un ácido monoprótico débil que está presente en la leche agria como resultado del metabolismo de ciertas bacterias. Se sabe que una disolución 0,100 M de ácido láctico tiene un pH de 2,44.

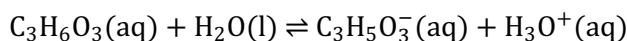
a) Calcule la K_a del ácido láctico.

b) Calcule el pH de una disolución que contiene 56 mg de ácido láctico en 250 mL de agua.

c) ¿Cuántos mL de una disolución 0,115 M de NaOH se requieren para reaccionar completamente con los moles de ácido de la disolución anterior.

(C.V. Septiembre 2009)

a) El $C_3H_6O_3$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	$C_3H_6O_3$	$C_3H_5O_3^-$	H_3O^+
$c_{inicial}$	c	—	—
$c_{transformado}$	x	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	$c - x$	x	x

El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,44 es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,44} = 3,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[C_3H_5O_3^-][H_3O^+]}{[C_3H_6O_3]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{(3,63 \cdot 10^{-3})^2}{0,100 - 3,63 \cdot 10^{-3}} = 1,37 \cdot 10^{-4}$$

b) Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el $C_3H_6O_3$ en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c' = \frac{56 \text{ mg } C_3H_6O_3}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3}{90,0 \text{ mg } C_3H_6O_3} = 5,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

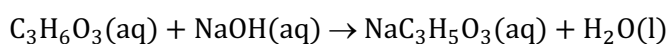
Sustituyendo estos valores en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,37 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,8 \cdot 10^{-2} - x} \rightarrow x = [H_3O^+] = 5,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,2 \cdot 10^{-4}) = 3,3$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y $C_3H_6O_3$ es:



Relacionado $C_3H_6O_3$ con NaOH:

$$56 \text{ mg } C_3H_6O_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3}{90,0 \text{ mg } C_3H_6O_3} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol } C_3H_6O_3} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,115 \text{ M}}{0,115 \text{ mmol NaOH}} = 5,4 \text{ mL NaOH } 0,115 \text{ M}$$

29. El ácido benzoico, C_6H_5COOH , es un ácido monoprótico débil que se utiliza como conservante (E-210) en alimentación. Se dispone de 250 mL de una disolución ácido benzoico que contiene 3,05 g de este ácido.

a) Calcule el pH de esta disolución.

b) Calcule el pH de la disolución resultante cuando se añaden 90 mL de agua destilada a 10 mL de la disolución de ácido benzoico.

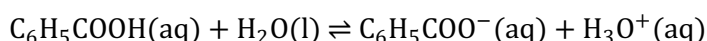
Dato. $K_a(C_6H_5COOH) = 6,40 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Junio 2010)

a) La concentración inicial de la disolución de C_6H_5COOH es:

$$c = \frac{3,05 \text{ g } C_6H_5COOH}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5COOH}{122,0 \text{ g } C_6H_5COOH} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El C_6H_5COOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1-x)$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{x^2}{c(1-x)}$$

Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$6,40 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,100 - x} \quad \rightarrow \quad x = [H_3O^+] = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(2,50 \cdot 10^{-3}) = 2,60$$

b) Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución diluida de C_6H_5COOH es:

$$c' = \frac{10 \text{ mL } C_6H_5COOH \text{ } 0,100 \text{ M}}{(10 + 90) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol } C_6H_5COOH}{1 \text{ mL } C_6H_5COOH \text{ } 0,100 \text{ M}} = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Sustituyendo la nueva concentración en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$6,40 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,010 - x} \quad \rightarrow \quad x = [H_3O^+] = 7,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(7,7 \cdot 10^{-4}) = 3,1$$

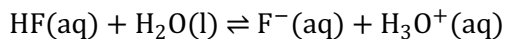
30. El ácido fluorhídrico tiene una constante de acidez $K_a = 6,3 \cdot 10^{-4}$.

a) Calcule el volumen de disolución que contiene 2,0 g de ácido fluorhídrico si el pH de esta es 2,1.

b) Si los 2,0 g de ácido fluorhídrico estuviesen contenidos en 10 L de disolución, ¿cuál sería el pH?

(C.V. Septiembre 2011)

a) El HF es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HF	F ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,1$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,1} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{x^2}{c(1-x)}$$

Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de la constante se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{(7,9 \cdot 10^{-3})^2}{c - 7,9 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El volumen de esta disolución necesario para contener 2,0 g de HF es:

$$\frac{2,0 \text{ g HF}}{V \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HF}}{20,0 \text{ g HF}} = 0,11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow V = 0,91 \text{ L disolución}$$

b) La concentración inicial de la disolución diluida es:

$$c' = \frac{2,0 \text{ g HF}}{10 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HF}}{20,0 \text{ g HF}} = 0,010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$6,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,010 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

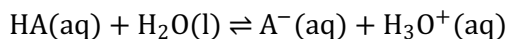
$$\text{pH} = -\log(2,2 \cdot 10^{-3}) = 2,7$$

31. Se ha preparado en el laboratorio una disolución 0,0250 M de un ácido débil, HA. Dicha disolución tiene un pH = 2,26. Calcule:

- a) La constante de acidez, K_a , del ácido débil HA.
b) El porcentaje de ácido HA que se ha disociado en estas condiciones.

(C.V. Junio 2012)

a) El HA es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,0250	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0250 - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,26 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,26} = 5,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{(5,50 \cdot 10^{-3})^2}{0,0250 - 5,50 \cdot 10^{-3}} = 1,55 \cdot 10^{-3}$$

b) El grado de disociación del HA es:

$$\alpha = \frac{5,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HA (disociado)}}{0,0250 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HA (inicial)}} \cdot 100 = 22,0 \%$$

32. El ácido hipofosforoso, H₃PO₂, es un ácido monoprótico del tipo HA. Se preparan 200 mL de una disolución acuosa que contiene 0,660 g de dicho ácido y tiene un pH de 1,46. Calcule:

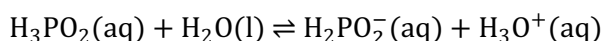
- a) La constante de acidez del ácido hipofosforoso.
b) El volumen en mililitros de agua destilada que hay que añadir a 50 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,050 M, para que el pH de la disolución resultante sea 1,46.

(C.V. Junio 2014)

a) La concentración inicial de la disolución de H₃PO₂ es:

$$c = \frac{0,660 \text{ g H}_3\text{PO}_2}{200 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_2}{66,0 \text{ g H}_3\text{PO}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El H₃PO₂ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	H ₃ PO ₂	H ₂ PO ₂ ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,0500	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0500 - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 1,46$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,46} = 3,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

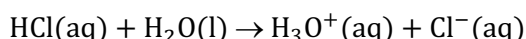
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_2]}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{(3,47 \cdot 10^{-2})^2}{0,0500 - 3,47 \cdot 10^{-2}} = 7,86 \cdot 10^{-2}$$

b) El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Esta disolución debe tener el mismo pH que la del apartado anterior, por lo tanto, su $[\text{H}_3\text{O}^+]$ debe ser $3,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de H_2O que es necesario añadir a la disolución de HCl para conseguir el valor de pH propuesto es:

$$\frac{50 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M}}{(50 + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,050 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M}} = 3,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad V = 22 \text{ mL H}_2\text{O}$$

33. El ácido ascórbico se encuentra en los cítricos y tiene propiedades antioxidantes. En el análisis de 100 mL de una disolución de este ácido se encontró que contenía 0,212 g, siendo el pH de dicha disolución de 3,05. Considerando al ácido ascórbico como un ácido monoprótico, HA, calcule:

a) La constante de acidez del ácido, K_a .

b) Si 20 mL de la disolución anterior se añaden a 80 mL de agua ¿cuál será el pH de la disolución resultante?

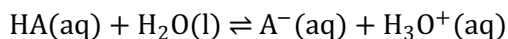
Dato. Masa molar del ácido ascórbico = $176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(C.V. Julio 2014)

a) La concentración inicial de la disolución de ácido ascórbico, HA, es:

$$c = \frac{0,212 \text{ g HA}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HA}}{176,0 \text{ g HA}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El ácido ascórbico es un ácido débil del tipo HA que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 3,05$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,05} = 8,91 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{(8,91 \cdot 10^{-4})^2}{0,0120 - 8,91 \cdot 10^{-4}} = 7,15 \cdot 10^{-5}$$

b) Considerando volúmenes aditivos, la concentración inicial de la disolución diluida es:

$$c' = \frac{20 \text{ mL HA } 0,0120 \text{ M}}{(50 + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0120 \text{ mmol HA}}{1 \text{ mL HA } 0,0120 \text{ M}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$7,15 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{2,4 \cdot 10^{-3} - x} \rightarrow x = [H_3O^+] = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,8 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

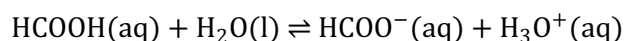
34. El ácido fórmico, HCOOH, es un ácido monoprótico débil, HA.

a) Teniendo en cuenta que cuando se prepara una disolución acuosa de HCOOH de concentración inicial 0,0100 M el ácido se disocia en un 12,5 %, calcule la constante de disociación ácida, K_a , del ácido fórmico.

b) Calcule el pH de una disolución acuosa de concentración 0,0250 M de este ácido.

(C.V. Junio 2015)

a) El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

A partir de los valores propuestos se obtienen las concentraciones de todas las especies en el equilibrio:

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0100 \cdot 0,125 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HCOOH}] = 0,0100 \cdot (1 - 0,125) = 8,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(1,25 \cdot 10^{-3})^2}{8,75 \cdot 10^{-3}} = 1,79 \cdot 10^{-4}$$

b) Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,79 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0250 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(2,02 \cdot 10^{-3}) = 2,69$$

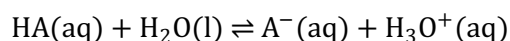
35. El ácido butanoico es un ácido orgánico monoprótico débil, HA, responsable, en parte, del aroma de la mantequilla rancia y de algunos quesos. Se sabe que una disolución acuosa de concentración 0,150 M de ácido butanoico tiene un pH = 2,83. Calcule:

a) La constante de disociación ácida, K_a , del ácido butanoico.

b) El volumen (en mL) de una disolución acuosa de NaOH 0,300 M que se requiere para reaccionar completamente con el ácido butanoico contenido en 250 mL de dicha disolución.

(C.V. Julio 2015)

a) El ácido butanoico es un ácido débil del tipo HA que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,83 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,83} = 1,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

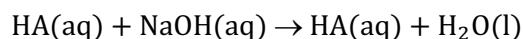
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{(1,48 \cdot 10^{-3})^2}{0,150 - 1,48 \cdot 10^{-3}} = 1,47 \cdot 10^{-5}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HA es:



Relacionado HA con NaOH:

$$250 \text{ mL HA } 0,150 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol HA}}{1 \text{ mL HA } 0,150 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HA}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,300 \text{ M}}{0,300 \text{ mmol NaOH}} = 125 \text{ mL NaOH } 0,300 \text{ M}$$

36. El ácido láctico, $C_3H_5O_3H$, es un ácido monoprótico, HA, que se acumula en la sangre y los músculos al realizar actividad física. Una disolución acuosa 0,0284 M está ionizada en un 6,70 %.



Calcule:

a) El valor de la K_a para el ácido láctico.

b) La cantidad (en gramos) de HCl disuelto en 0,500 L de disolución para que su pH sea el mismo que el de la disolución de ácido láctico del apartado anterior.

(C.V. Junio 2016)

a) La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	$C_3H_5O_3H$	$C_3H_5O_3^-$	H^+
$c_{inicial}$	0,0500	—	—
$c_{transformado}$	x	—	—
$c_{formado}$	—	x	x
$c_{equilibrio}$	$0,0500 - x$	x	x

A partir de los valores propuestos se obtienen las concentraciones de todas las especies en el equilibrio:

$$[C_3H_5O_3^-] = [H_3O^+] = 0,0284 \cdot 0,0670 = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[C_3H_5O_3H] = 0,0284 \cdot (1 - 0,0670) = 0,0265 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

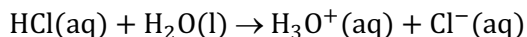
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[C_3H_5O_3^-][H_3O^+]}{[C_3H_5O_3H]}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{(1,90 \cdot 10^{-3})^2}{0,0265} = 1,36 \cdot 10^{-4}$$

b) El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Esta disolución debe tener el mismo pH que la del apartado anterior, por lo tanto, su $[H_3O^+]$ debe ser $1,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[HCl] = [H_3O^+] = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La masa de HCl que debe contener la cantidad de disolución propuesta para conseguir el valor de pH es:

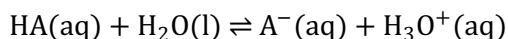
$$\frac{m \text{ g HCl}}{0,500 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow m = 0,0347 \text{ g HCl}$$

37. La aspirina es un analgésico utilizado en el tratamiento del dolor y la fiebre. Su principio activo, el ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, es un ácido monoprótico, HA, con una constante de acidez $K_a = 3,24 \cdot 10^{-4}$. Calcule:

- a) El volumen de la disolución que contiene disuelto un comprimido de 0,500 g de ácido acetilsalicílico si su pH resulta ser 3,00.
 b) ¿Cuál será el pH de la disolución obtenida al disolver otro comprimido de 500 mg en agua si se obtuvieron 200 mL de disolución?

(C.V. Julio 2016)

El ácido acetilsalicílico es un ácido débil del tipo HA que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[H_3O^+]$ para una disolución que tiene $pH = 3,00$ es:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3,00} = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de la constante se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$3,24 \cdot 10^{-4} = \frac{(1,00 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,00 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c = 4,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El volumen de esta disolución que contiene la masa de ácido propuesta es:

$$\frac{0,500 \text{ g } C_9H_8O_4}{V \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{180,0 \text{ g } C_9H_8O_4} = 4,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow V = 6,79 \text{ L disolución}$$

b) La concentración inicial de la disolución es:

$$c' = \frac{500 \text{ mg } C_9H_8O_4}{200 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } C_9H_8O_4}{180,0 \text{ mg } C_9H_8O_4} = 0,0139 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo los valores propuestos en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$3,24 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0139 - x} \rightarrow x = [H_3O^+] = 1,97 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$pH = -\log(1,97 \cdot 10^{-3}) = 2,71$$

38. En un laboratorio se tienen dos matraces: uno que contiene 20,0 mL de una disolución de ácido nítrico, HNO_3 , 0,0200 M y otro conteniendo 20,0 mL de ácido fórmico, HCOOH , de concentración inicial 0,0500 M.

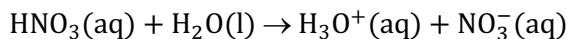
a) Calcule el pH de cada una de estas dos disoluciones.

b) ¿Qué volumen de agua habría que añadir para que el pH de las dos disoluciones fuera el mismo?

Datos. $K_a(\text{HCOOH}) = 1,80 \cdot 10^{-4}$.

(C.V. Junio 2017)

a) El HNO_3 es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



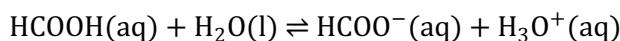
Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0200) = 1,70$$

▪ El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,0500	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,0500 - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,80 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0500 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(2,91 \cdot 10^{-3}) = 2,54$$

b) La disolución de HNO_3 es la que tiene el pH más bajo, si se le añade H_2O disminuye su concentración y su pH aumenta hasta igualarse al de la disolución de HCOOH .

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de H_2O que es necesario añadir a la disolución de HNO_3 para conseguir el valor de pH que corresponde a una $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ es:

$$\frac{20,0 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,0200 \text{ M}}{(20,0 + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,0200 \text{ M}} = 2,91 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow V = 118 \text{ mL H}_2\text{O}$$

39. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido fórmico, HCOOH, (disolución A) de concentración desconocida. Cuando 10,0 mL de esta disolución se añadieron a 90,0 mL de agua, el pH de la disolución resultante (disolución B) fue 2,85. Calcule:

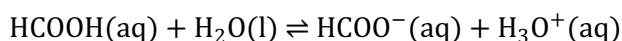
a) La concentración de ácido fórmico en la disolución inicial (disolución A).

b) El grado de disociación del ácido fórmico en la disolución diluida (disolución B).

Dato. $K_a(\text{HCOOH}) = 1,80 \cdot 10^{-4}$.

(C.V. Julio 2017)

a) El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c_B	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c_B - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,85 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,85} = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,80 \cdot 10^{-4} = \frac{(1,41 \cdot 10^{-3})^2}{c_B - 1,41 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c_B = 0,0125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, a partir de este valor se puede obtener la concentración de la disolución concentrada original:

$$\frac{10,0 \text{ mL HCOOH } c_A \text{ M}}{(10,0 + 90,0) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{c_A \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mL HCOOH } c_A \text{ M}} = 0,0125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow c_A = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) El grado de disociación del HCOOH en la disolución B es:

$$\alpha = \frac{1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HCOOH (disociado)}}{0,0125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HCOOH (inicial)}} \cdot 100 = 11,3 \%$$

40. El ácido láctico, HA, es un compuesto orgánico de masa molecular $90,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, que desempeña importantes funciones en diversos procesos biológicos. En el laboratorio se han preparado 100 mL de una disolución acuosa conteniendo 0,61 g de ácido láctico (disolución A). Sabiendo que el pH de la disolución A es el mismo que el de otra disolución B que se ha preparado añadiendo 20 mL de una disolución de HCl de concentración 0,015 M a 80 mL de agua, calcule:

a) La constante de acidez, K_a , del ácido láctico.

b) El pH de una disolución de ácido láctico de concentración 0,10 M.

(C.V. Junio 2018)

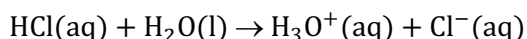
a) La concentración inicial de la disolución A de ácido láctico, HA, es:

$$c = \frac{0,61 \text{ g HA}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HA}}{90,1 \text{ g HA}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,068 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

▪ Suponiendo volúmenes aditivos, la disolución B de HCl tiene la siguiente concentración:

$$\frac{20 \text{ mL HCl } 0,015 \text{ M}}{(20 + 80) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,015 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,015 \text{ M}} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

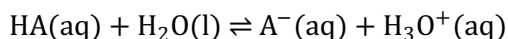
El HCl es un ácido fuerte que se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

▪ El ácido láctico es un ácido débil del tipo HA que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Considerando que la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de esta disolución A es la misma que la de la disolución B de HCl, el valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(3,0 \cdot 10^{-3})^2}{0,068 - 3,0 \cdot 10^{-3}} = 1,3 \cdot 10^{-4}$$

b) Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución 0,10 M:

$$1,3 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,10 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,5 \cdot 10^{-3}) = 2,5$$

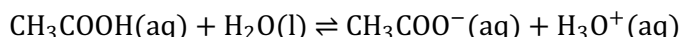
41. En una disolución acuosa de ácido acético 0,0100 M, el ácido está disociado en un 4,20 %. Calcule:

a) La constante de acidez, K_a , del ácido acético.

b) ¿Qué volumen de agua destilada es necesario añadir a 10,0 mL de una disolución 0,0100 M de ácido clorhídrico para que la disolución resultante tenga el mismo pH que la disolución de ácido acético del enunciado?

(C.V. Julio 2018)

a) El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio en función del grado de disociación y de la concentración inicial es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c(1 - \alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{0,0100 \cdot 0,0420^2}{1 - 0,0420} = 1,84 \cdot 10^{-5}$$

b) El valor de la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de la disolución anterior es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0100 \cdot 0,0420 = 4,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de H_2O que es necesario añadir a la disolución de HCl para conseguir el valor de pH que corresponde a una $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ es:

$$\frac{10,0 \text{ mL HCl } 0,010 \text{ M}}{(10,0 + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,0100 \text{ M}} = 4,20 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad V = 228 \text{ mL H}_2\text{O}$$

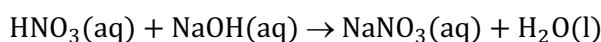
42. Calcule el pH de la disolución formada al mezclar los 250 mL de la disolución de HNO_3 de concentración $0,500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y 500 mL de otra disolución de NaOH de concentración $0,350 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

(C.V. Junio 2019)

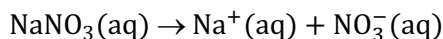
Si se mezclan 250 mL de HNO_3 0,500 M con 500 mL de NaOH 0,350 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 500 \text{ mL NaOH } 0,350 \text{ M} \cdot \frac{0,350 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,350 \text{ M}} = 175 \text{ mmol NaOH} \\ 250 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,500 \text{ M}} = 125 \text{ mmol HNO}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{175 \text{ mmol NaOH}}{125 \text{ mmol HNO}_3} = 1,40$$

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HNO_3 es:



El NaNO_3 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

La relación molar es mayor que 1, lo que quiere decir que el **limitante es el HNO_3** y que **sobra NaOH** , por lo tanto, **la disolución resultante es básica**.

Relacionado HNO_3 con NaOH :

$$125 \text{ mmol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HNO}_3} = 125 \text{ mmol NaOH}$$

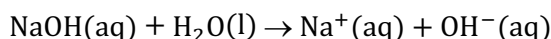
Haciendo un balance de materia para el NaOH :

$$175 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 125 \text{ mmol NaOH (consumido)} = 50,0 \text{ mmol NaOH (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de NaOH es:

$$\frac{50,0 \text{ mmol NaOH}}{(250 + 500) \text{ mL disolución}} = 0,0667 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,0667 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(0,0667) = 1,18 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 1,18 = 12,8$$

43. Una disolución de ácido acético de concentración desconocida tiene un pH de 3,11. Calcule:

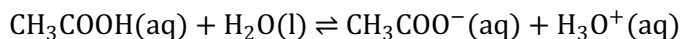
a) La concentración inicial de ácido acético que contenía la disolución.

b) El pH de la disolución obtenida al añadir agua a 20,0 mL de la disolución inicial hasta alcanzar un volumen de 100 mL.

Dato. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,80 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Junio 2019)

a) El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 3,11$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,11} = 7,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{(7,76 \cdot 10^{-4})^2}{c - 7,76 \cdot 10^{-4}} \rightarrow c = 0,0343 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La concentración de la disolución de CH_3COOH después de diluirla con agua es :

$$\frac{20,0 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,0343 \text{ M}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0343 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,0343 \text{ M}} = 6,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución con la concentración propuesta:

$$1,80 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{6,86 \cdot 10^{-3} - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,42 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(3,42 \cdot 10^{-4}) = 3,47$$

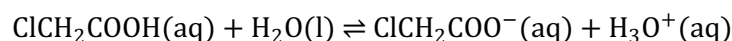
44. El ácido cloroacético, ClCH_2COOH (monoprótico, HA), es un irritante de la piel que se utiliza en tratamientos dermatológicos para eliminar la capa externa de la piel muerta. El valor de su constante de acidez, K_a , es $1,35 \cdot 10^{-3}$.

a) Calcule el pH de una disolución de ácido cloroacético de concentración 0,100 M.

b) Según la normativa europea, el pH para este tipo de tratamiento cutáneo no puede ser menor de 1,50. Calcule los gramos de ClCH_2COOH que deben contener 100 mL de una disolución acuosa de este ácido para que su pH sea 1,50.

(C.V. Julio 2019)

a) El ácido cloroacético, ClCH_2COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	ClCH_2COOH	$\text{ClCH}_2\text{COO}^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,35 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{0,100 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0110 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0110) = 1,96$$

b) El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 1,50$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,50} = 0,0316 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,35 \cdot 10^{-3} = \frac{(0,0316)^2}{c - 0,0316} \rightarrow c = 0,772 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La masa de ClCH_2COOH que debe contener la cantidad de disolución propuesta para conseguir el valor de pH es:

$$\frac{m \text{ g ClCH}_2\text{COOH}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol ClCH}_2\text{COOH}}{94,5 \text{ g ClCH}_2\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,772 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Se obtiene, $m = 7,30 \text{ g ClCH}_2\text{COOH}$.

45. Cierta vinagre comercial tiene un 6,0 % en masa de ácido acético, CH_3COOH .

a) Calcule el pH de este vinagre, sabiendo que su densidad es de $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

b) Determine la cantidad (en gramos) de este vinagre que debe diluirse en agua para preparar 650 mL de disolución de pH 3,5.

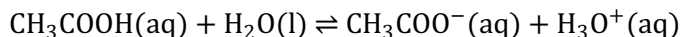
Dato. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Julio 2020)

a) Tomando una base de cálculo de 100 vinagre, la concentración inicial de CH_3COOH en el mismo es:

$$c = \frac{6,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g vinagre}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1,05 \text{ g vinagre}}{1 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

a) El ácido acético, CH_3COOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{1,0 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(4,2 \cdot 10^{-3}) = 2,4$$

b) El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 3,5 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,2 \cdot 10^{-4})^2}{c - 3,2 \cdot 10^{-4}} \rightarrow c = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Considerando que al disolver el CH_3COOH en agua no se produce variación apreciable de volumen, la masa de ácido que debe contener la disolución para conseguir un vinagre con el valor de pH propuesto es:

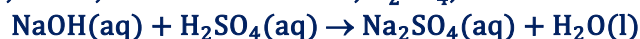
$$\frac{m \text{ g CH}_3\text{COOH}}{650 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Se obtiene, $m = 0,23 \text{ g CH}_3\text{COOH}$

La masa de vinagre que contiene esa cantidad de ácido acético es:

$$0,23 \text{ g CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{100 \text{ g vinagre}}{6,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} = 3,8 \text{ g vinagre}$$

46. En el laboratorio, se puede obtener sulfato de sodio, Na_2SO_4 , haciendo reaccionar hidróxido de sodio, NaOH , con ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de acuerdo con la reacción (no ajustada):

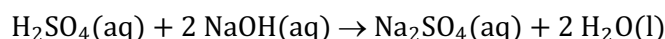


Si se mezcla la disolución A (120 mL conteniendo NaOH en concentración 0,0500 M) con la disolución B (50,0 mL de H_2SO_4 de concentración 0,120 M), calcule:

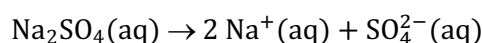
- El pH de la disolución resultante, una vez se complete la reacción entre NaOH y H_2SO_4 .**
- La concentración de Na_2SO_4 en la disolución final ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) y la cantidad (en gramos) obtenida de este compuesto como consecuencia de la reacción.**

(C.V. Septiembre 2020)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y H_2SO_4 es:



El Na_2SO_4 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO_4^{2-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

Si se mezclan 50,0 mL de H_2SO_4 0,120 M con 120 mL de NaOH 0,0500 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 120 \text{ mL NaOH } 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,0500 \text{ M}} = 6,00 \text{ mmol NaOH} \\ 50,0 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,120 \text{ M} \cdot \frac{0,120 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,120 \text{ M}} = 6,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{6,00 \text{ mmol NaOH}}{6,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 1,00$$

La relación molar es menor que 2, lo que quiere decir que el **limitante es el NaOH** y que **sobra H_2SO_4** , por lo tanto, **la disolución resultante es básica.**

Relacionado NaOH con H_2SO_4 :

$$6,00 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} = 3,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

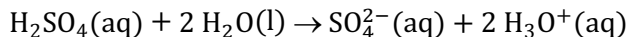
Haciendo un balance de materia para el H_2SO_4 :

$$6,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ (inicial)} - 3,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ (consumido)} = 3,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \text{ (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de H_2SO_4 es:

$$\frac{3,00 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4}{(50,0 + 120) \text{ mL disolución}} = 0,0176 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El H_2SO_4 es un ácido diprótico fuerte que en disolución acuosa se puede considerar sin cometer gran error que se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 [\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,0352 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0352) = 1,45$$

b) Relacionado NaOH con Na_2SO_4 :

$$6,00 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} = 3,00 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución de Na_2SO_4 formada es:

$$\frac{3,00 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{(50,0 + 120) \text{ mL disolución}} = 0,0176 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La masa de Na_2SO_4 que se obtiene es:

$$3,00 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{10^3 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142,1 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,426 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

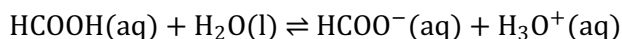
47. El ácido fórmico, HCOOH , es un ácido débil cuya constante de disociación ácida vale $1,80 \cdot 10^{-4}$. Se dispone en el laboratorio de una disolución acuosa de ácido fórmico de concentración desconocida cuyo pH es 2,51. Calcule:

a) La concentración de la disolución de ácido fórmico en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

b) Si se toman 10,0 mL de esta disolución y se añade agua hasta que la disolución resultante tiene un volumen de 100 mL, ¿cuál será el grado de disociación del ácido en la disolución resultante?

(C.V. Septiembre 2020)

a) El ácido fórmico, HCOOH , es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,51 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,51} = 3,09 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,80 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,09 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,09 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c = 0,0561 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La concentración de la disolución de HCOOH después de diluirla con agua es :

$$\frac{10,0 \text{ mL HCOOH } 0,0561 \text{ M}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0561 \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mL HCOOH } 0,0561 \text{ M}} = 5,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la cantidad de ácido que se disocia:

$$1,80 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,61 \cdot 10^{-3} - x} \rightarrow x = 9,19 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El grado de disociación del HCOOH en la disolución diluida es:

$$\alpha = \frac{9,19 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HCOOH (disociado)}}{5,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HCOOH (inicial)}} \cdot 100 = 16,4 \%$$

48. A 25 °C, la constante de acidez del ácido láctico, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$, que se emplea como suavizante en cosmética, vale $1,40 \cdot 10^{-4}$; y la del ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, utilizado como conservante en bebidas refrescantes, tiene un valor de $6,00 \cdot 10^{-5}$.

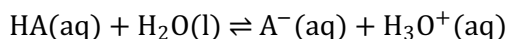
a) ¿Cuál es el pH de una disolución 0,0100 M de ácido láctico?

b) ¿Qué concentración de ácido benzoico debe tener una disolución para que su pH sea el mismo que el de la disolución del apartado a)?

Nota: Considere que tanto el ácido láctico como el benzoico son monopróticos, HA.

(C.V. Julio 2021)

a) Tanto el ácido láctico, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$, como el ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, son ácidos débiles monopróticos del tipo HA que en disolución acuosa se encuentran parcialmente ionizados de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución de ácido láctico 0,0100 M:

$$1,40 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,0100 - x} \rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,12 \cdot 10^{-3}) = 2,95$$

b) Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de una disolución de ácido benzoico que tenga el mismo pH que la de ácido láctico del apartado anterior:

$$6,00 \cdot 10^{-5} = \frac{(1,12 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1,12 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c = 0,0220 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

49. Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de riqueza 38,0 % en masa y densidad $1,19 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$. Para preparar una segunda disolución B, se toman 10,0 mL de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de 15,0 L.

a) Calcule la concentración (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) del ácido clorhídrico comercial (disolución A).

b) Calcule la concentración (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) de la disolución B y su pH.

c) A 50,0 mL de la disolución B, se añaden 25,0 mL de una disolución $0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos.

(C.V. Junio 2022)

a) Tomando una base de cálculo de 100 g de HCl del 38,0 % (disolución A):

$$\frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 38,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ g HCl } 38,0 \%}{1 \text{ kg HCl } 38,0 \%} \cdot \frac{1,19 \text{ kg HCl } 38,0 \%}{1 \text{ L HCl } 38,0 \%} = 12,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Una vez efectuada la dilución, la concentración molar de la disolución B resultante es:

$$\frac{10,0 \text{ mL A}}{15,0 \text{ L B}} \cdot \frac{12,4 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL A}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mmol HCl}} = 8,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

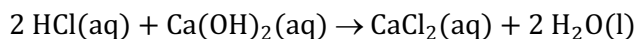
Por tratarse de un ácido fuerte el balance materia es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 8,27 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

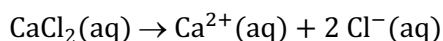
El valor del pH de la disolución B es:

$$\text{pH} = -\log(8,27 \cdot 10^{-3}) = 2,08$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es:



El CaCl_2 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



▪ Los iones Ca^{2+} y Cl^{-} son las especies conjugadas de una base y un ácido fuerte y no se hidrolizan, por lo que el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

Si se mezclan 50,0 mL de HCl $8,27 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ con 25,00 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ $0,0100 \text{ M}$ las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{aligned} 25,0 \text{ mL Ca}(\text{OH})_2 \text{ } 0,0100 \text{ M} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL Ca}(\text{OH})_2 \text{ } 0,0100 \text{ M}} &= 0,250 \text{ mmol Ca}(\text{OH})_2 \\ 50,0 \text{ mL HCl } 8,27 \cdot 10^{-3} \text{ M} \cdot \frac{0,827 \cdot 10^{-3} \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 8,27 \cdot 10^{-3} \text{ M}} &= 0,414 \text{ mmol HCl} \end{aligned} \right\}$$

La relación molar que se obtiene es

$$\frac{0,414 \text{ mmol HCl}}{0,250 \text{ mmol Ca}(\text{OH})_2} = 1,65$$

Como es menor que 2, quiere decir que el **limitante es el HCl** y que **sobra $\text{Ca}(\text{OH})_2$** , por lo tanto, **la disolución resultante es básica**.

Relacionado HCl con Ca(OH)_2 :

$$0,414 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mmol HCl}} = 0,207 \text{ mmol Ca(OH)}_2$$

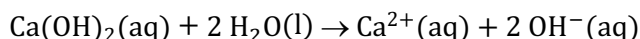
Haciendo un balance de materia para el Ca(OH)_2 :

$$0,250 \text{ mmol Ca(OH)}_2 \text{ (inicial)} - 0,207 \text{ mmol Ca(OH)}_2 \text{ (consumido)} = 0,0430 \text{ mmol Ca(OH)}_2 \text{ (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de Ca(OH)_2 es:

$$\frac{0,0430 \text{ mmol Ca(OH)}_2}{(50,0 + 25,0) \text{ mL disolución}} = 5,73 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El Ca(OH)_2 es una base fuerte que en disolución acuosa se puede considerar sin cometer gran error que se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Por tratarse de una base fuerte el balance materia es:

$$[\text{OH}^{-}] = 2 [\text{Ca(OH)}_2] = 1,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(1,15 \cdot 10^{-3}) = 2,94 \quad \text{pH} = 14,0 - 2,94 = 11,1$$

50. En un laboratorio se dispone de los siguientes ácidos monopróticos:

ácido cloroetanoico, $K_a = 1,51 \cdot 10^{-3}$ ácido láctico, $K_a = 1,48 \cdot 10^{-4}$

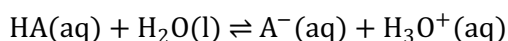
ácido propanoico, $K_a = 1,32 \cdot 10^{-5}$ ácido etanoico, $K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

a) Se mide el pH de una disolución 0,100 M de uno de los ácidos, obteniéndose un valor de 2,42. Teniendo en cuenta los datos suministrados, identifique de qué ácido se trata.

b) Una disolución del ácido más débil de los que figuran en la lista anterior tiene un pH 3,52. ¿Cuál es su concentración molar?

(C.V. Julio 2022)

a) Se trata de ácidos débiles monopróticos del tipo HA que en disolución acuosa se encuentran parcialmente ionizados de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^{-}	H_3O^{+}
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HA}]}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,42$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,42} = 3,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(3,83 \cdot 10^{-3})^2}{0,100 - 3,83 \cdot 10^{-3}} = 1,50 \cdot 10^{-4}$$

A la vista de los valores de las constantes proporcionados en el enunciado se trata del **ácido láctico** ($K_a = 1,48 \cdot 10^{-4}$).

b) Teniendo en cuenta que la fuerza de un ácido se mide con el valor de su constante de acidez y que el ácido es más débil cuanto menor es el valor de dicha constante, se puede afirmar que de los ácidos propuestos, **el más débil es el ácido propanoico** ($K_a = 1,32 \cdot 10^{-5}$).

Utilizando la tabla de concentraciones anterior y sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración de la disolución de ácido propanoico de $\text{pH} = 3,52$.

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 3,52$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,52} = 3,02 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$1,32 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,02 \cdot 10^{-4})^2}{c - 3,02 \cdot 10^{-4}} \rightarrow c = 7,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

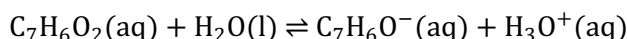
51. El ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, es un ácido monoprótico que se utiliza como conservante y se identifica con el código europeo E-210. En una industria alimentaria, se prepara una disolución de ácido benzoico de concentración $0,0100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

a) En la disolución acuosa preparada, el ácido benzoico se encuentra ionizado en un 7,60 %. Calcule la constante de acidez, K_a , y el pH de la disolución.

b) Para conservar aceitunas, la legislación fija un máximo de 0,500 g de ácido benzoico por kg de aceitunas. Calcule el volumen de la disolución de ácido benzoico $0,0100 \text{ M}$ preparada que hay que introducir en un bote que contiene 2,00 kg de aceitunas para ajustarse a este máximo legal.

(C.V. Junio 2023)

a) El $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio en función del grado de ionización y de la concentración inicial de ácido es:

	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$	$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	$c\alpha$	—	—
c_{formado}	—	$c\alpha$	$c\alpha$
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - c\alpha$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{(c\alpha)^2}{c - c\alpha} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha}$$

El valor de la constante K_a que se obtiene a partir de los datos propuestos es:

$$K_a = \frac{0,0100 \cdot (0,0760)^2}{1 - 0,0760} = 6,25 \cdot 10^{-5}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0100 \cdot 0,0760) = 3,12$$

b) De acuerdo con la legislación, la cantidad de $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ que es necesario introducir en el bote de aceitunas es:

$$2,00 \text{ kg aceitunas} \cdot \frac{0,500 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_2}{\text{kg aceitunas}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2}{122 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_2} = 8,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2$$

Considerando que se utiliza una disolución de $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$ cuya concentración es 0,0100 M:

$$8,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ L C}_7\text{H}_6\text{O}_2 \text{ 0,0100 M}}{0,0100 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL C}_7\text{H}_6\text{O}_2 \text{ 0,0100 M}}{1 \text{ L C}_7\text{H}_6\text{O}_2 \text{ 0,0100 M}} = 820 \text{ mL C}_7\text{H}_6\text{O}_2 \text{ 0,0100 M}$$

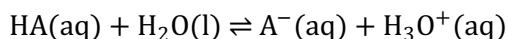
52. El ácido glicólico es un ácido monoprótico, HA, que se utiliza por los dermatólogos para desvanecer arrugas y disminuir el acné debido a su carácter irritante. El efecto que produce en la piel depende de la concentración utilizada, de hecho, solo los dermatólogos pueden utilizar disoluciones con pH por debajo de 3.

a) Si la constante de acidez, K_a , del ácido glicólico es $1,48 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de ácido que tendrá que utilizar un dermatólogo para que el pH de la disolución que va a utilizar en un tratamiento sea 2,00.

b) Si el dermatólogo toma 20,0 mL de la disolución anterior y añade agua hasta un volumen total de 70,0 mL, ¿qué pH tendrá la nueva disolución de ácido glicólico.

(C.V. Julio 2023)

a) El ácido glicólico, HA, es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Sustituyendo los valores de la tabla la expresión de la constante queda como:

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,00$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,00} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene la concentración inicial de la disolución:

$$1,48 \cdot 10^{-4} = \frac{(1,00 \cdot 10^{-2})^2}{c - 1,00 \cdot 10^{-2}} \rightarrow c = 0,686 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) La concentración de la disolución ácida una vez realizada la dilución es:

$$c' = \frac{20,0 \text{ mL HA } 0,686 \text{ M}}{70,0 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,686 \text{ mmol HA}}{1 \text{ mL HA } 0,686 \text{ M}} = 0,196 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo de nuevo en la expresión de K_a se obtiene la concentración de H_3O^+ de la disolución:

$$1,48 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,196 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,31 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(5,31 \cdot 10^{-3}) = 2,27$$

6.3. Hidrólisis

En este apartado se reúnen aquellos ejercicios en los que se trata de determinar el pH ácido o básico de disoluciones acuosas de sales. Se incluyen problemas en los que directamente se pide que se calcule cualitativa o cuantitativamente, el pH de la disolución de la sal, así como otros en los que la sal se forma como consecuencia de reacciones de neutralización.

Al igual que en la sección anterior, estos problemas requieren que el estudiante esté familiarizado con los cálculos inherentes a los problemas de equilibrio (sección 4.1) y de disoluciones (sección 1.5).

1. De los siguientes compuestos iónicos, solo uno no se hidroliza al disolverlo en agua: NaCH₃COO, FeCl₃, NaBr, (NH₄)₂SO₄, Na₂S.

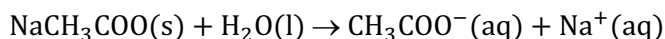
Indique cuál es, justificando la respuesta.

(U.A. Junio 1988) (U.A. Junio 1996)

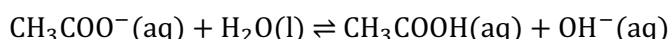
La hidrólisis es la reacción de un ion con H₂O, en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ **NaCH₃COO**

El acetato de sodio, NaCH₃COO, en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:



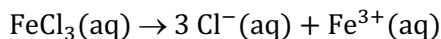
- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:



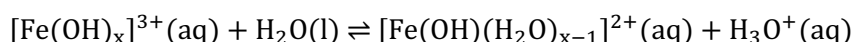
Como se observa, en la **hidrólisis del NaCH₃COO** se producen iones OH⁻, por lo que la disolución es básica y tiene pH > 7, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **básica**.

▪ **FeCl₃**

El tricloruro de hierro, FeCl₃, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



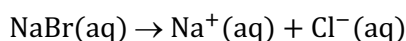
- El ion Cl⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion Fe³⁺ es el ácido conjugado de la base débil Fe(OH)₃ y debido a su elevada carga se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, en la **hidrólisis del FeCl₃** se producen iones H₃O⁺, por lo que la disolución es ácida y tiene pH < 7, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **ácida**.

▪ **NaBr**

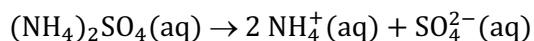
El NaBr en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na⁺ y Br⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y **no se hidrolizan**, por lo tanto, la disolución es neutra.

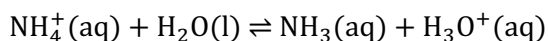
▪ **(NH₄)₂SO₄**

El sulfato de amonio, (NH₄)₂SO₄, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- Se puede aproximar, sin cometer gran error, que el ion SO₄²⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

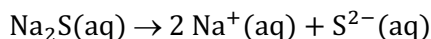
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



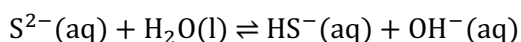
Como se observa, en la **hidrólisis del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$** se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es ácida y tiene $\text{pH} < 7$, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **ácida**.

▪ Na_2S

El sulfuro de sodio, Na_2S , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion S^{2-} es la base conjugada del ácido débil HS^- y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, en la **hidrólisis del Na_2S** se producen iones OH^- , por lo que la disolución es básica y tiene $\text{pH} > 7$, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **básica**.

2. Indique si las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias serán ácidas, básicas o neutras:

NH_4Cl , Na_2CO_3 , CO_2 , KNO_3 , NaHSO_4 .

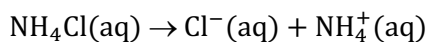
Justifíquelo en cada caso con las ecuaciones correspondientes.

(U.A. Junio 1988)

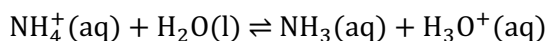
La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ NH_4Cl

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



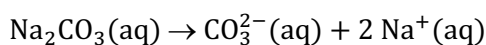
- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



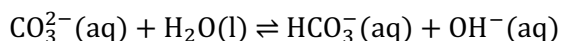
Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es **ácida**.

▪ Na_2CO_3

d) **Falso**. El carbonato de sodio, Na_2CO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CO_3^{2-} es la base conjugada del ácido débil HCO_3^- y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución es **básica**.

▪ CO_2

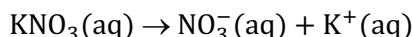
En disolución acuosa, el CO_2 experimenta la siguiente reacción:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es **ácida**.

▪ **KNO_3**

El nitrato de potasio, KNO_3 , en disolución se encuentra disociado según la ecuación:



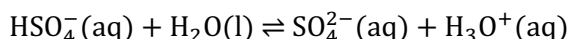
Los iones K^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan, por lo los únicos iones H_3O^+ son los que aporta el H_2O , por lo tanto, la disolución es **neutra**.

▪ **$NaHSO_4$**

El hidrogenosulfato de sodio, $NaHSO_4$, en disolución se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion HSO_4^- es un ácido débil que se disocia según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es **ácida**.

3. a) Cite dos sales que al disolverse en agua formen una disolución básica.

b) Cite dos sales que al disolverse en agua formen una disolución neutra.

Las cuatro sales no deben tener ningún ion común.

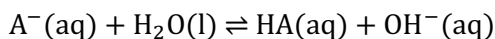
Razone las respuestas.

(U.A. Junio 1991)

Algunas sales al disolverse en agua experimentan hidrólisis, que es la reacción de sus iones con H_2O que hace que la disolución resultante tenga carácter ácido, básico o neutro.

a) Para que una sal al disolverse en agua forme una **disolución básica** es preciso que:

- La hidrólisis de su anión produzca iones OH^- , para ello debe proceder de ácido débil:



- El catión que contiene no sufra hidrólisis y para ello debe proceder de una base fuerte.

Dos sales de este tipo serían **LiF** y **$NaNO_2$** .

También puede tratarse del caso de sales que procedan de ácido débil y base débil, pero la K_a del ácido de procedencia debe ser menor que la K_b de la base de procedencia. De esta forma la base conjugada tendrá una constante de ionización mayor que la del ácido conjugado y, dependiendo de la estequiometría de la sal, la disolución podrá ser básica. Una sal de este tipo es **NH_4CN** en la que $K_a(NH_4^+) \ll K_b(CN^-)$ y la disolución tiene carácter básico.

b) Para que una sal al disolverse en agua forme una **disolución neutra** es preciso que:

- Tanto su anión como su catión no sufran hidrólisis, para ello deben proceder, respectivamente, de ácido fuerte y base fuerte.

De esta forma, tanto los H_3O^+ como los OH^- de la disolución los aporta el H_2O . En este caso un balance de materia permite escribir que $[H_3O^+] = [OH^-]$, por lo que la disolución resultante es neutra.

Dos sales de este tipo son **KCl** y **CsBr**.

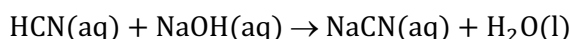
4. Se valoró una disolución acuosa 0,10 M de ácido cianhídrico, HCN, con una disolución 0,10 M de NaOH, utilizando un pHmetro para seguir el curso de la valoración. Calcule el pH correspondiente al punto de equivalencia.

Datos. $K_a = 5,0 \cdot 10^{-10}$, $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(U.A. Septiembre 1991)

El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización lo proporcionan las sustancias existentes al final de la misma.

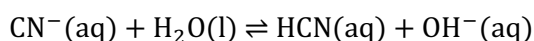
La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCN y NaOH es:



El cianuro de sodio, NaCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro y su valor es:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \quad \text{siendo} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,0 \cdot 10^{-10}} = 2,0 \cdot 10^{-5}$$

Al ser la estequiometría de la reacción entre HCN y NaOH 1:1 y presentar ambas sustancias la misma concentración, los volúmenes gastados en el punto de equivalencia serán iguales. Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución resultante es:

$$\frac{V \text{ mL HCN } 0,10 \text{ M}}{(V + V) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCN}}{1 \text{ mL HCN } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCN}}{1 \text{ mmol HCN}} \cdot \frac{1 \text{ mmol CN}^-}{1 \text{ mmol NaCN}} = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones en el equilibrio es:

	CN^-	HCN	OH^-
c_{inicial}	0,050	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,050 - x$	x	x

Sustituyendo en la expresión de la constante K_b se obtiene:

$$2,0 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,050 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{OH}^-] = 9,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son, respectivamente:

$$\text{pOH} = -\log(9,9 \cdot 10^{-4}) = 3,0 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 3,0 = 11$$

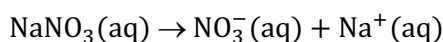
5. Justifique de forma razonada si las disoluciones acuosas de las siguientes sales, serán ácidas, básicas o neutras: NaNO_3 , FeCl_3 , NaCH_3COO .

(U.A. Septiembre 1991)

La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ NaNO_3

El nitrato de sodio, NaNO_3 , en disolución se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^+ y NO_3^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan y los únicos iones H_3O^+ son los que aporta el H_2O , por lo tanto, la disolución es **neutra**.

▪ **FeCl_3 y NaCH_3COO**

El carácter de las disoluciones de estas sustancias aparece justificado en el problema 1 de esta misma sección.

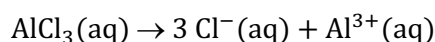
6. Las siguientes sales: AlCl_3 , KNO_3 , NaCH_3COO ; se disuelven en agua formando disoluciones acuosas. Indique de forma razonada si la disolución será ácida, básica o neutra.

(U.A. Septiembre 1993)

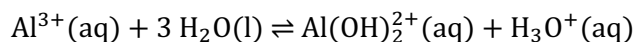
La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ **AlCl_3**

El tricloruro de aluminio, AlCl_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion Al^{3+} es el ácido conjugado de la base débil $\text{Al}(\text{OH})_3$ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es **ácida**.

▪ **NaCH_3COO y KNO_3**

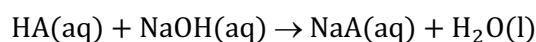
El carácter de las disoluciones de estas sustancias aparece justificado en los problemas 1 y 2, pespectivamente, de esta misma sección.

7. Al valorar un ácido con hidróxido de sodio, el pH de la valoración en el punto de equivalencia es 8. ¿Qué se puede deducir de la fuerza del ácido valorado? Razone la respuesta.

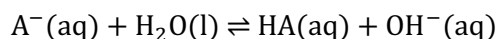
(U.A. Junio 1994)

El pH del punto de equivalencia en una reacción de neutralización lo proporcionan las sustancias existentes al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre el ácido HA y NaOH es:



Si el pH es 8 (básico), quiere decir que la hidrólisis de la sal formada produce iones OH^- , por lo tanto, para que esto ocurra, estos iones deben ser producidos por la **hidrólisis del anión de la sal, A^-** , que ha de ser, necesariamente, la base conjugada de un **ácido débil**:



El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

8. ¿Por qué las disoluciones acuosas de sales obtenidas a partir de un ácido fuerte y una base débil son ácidas? ¿El valor del pH de esta sal, está relacionado con el valor de la constante de ionización de la base débil?

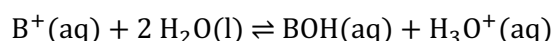
Indique tres ejemplos de estas sales.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Septiembre 1995)

Una sal procedente de un ácido fuerte y una base débil está constituida por:

- Un catión que es el ácido conjugado de una base débil y se hidroliza con el agua:



- Un anión que es la base conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza:

Por lo tanto, los iones H_3O^+ procedentes de la hidrólisis del catión de la sal confieren carácter **ácido** a la disolución.

El pH de la disolución depende del valor de la constante de ionización ácida del catión, K_a (B^+), ya que la reacción de hidrólisis coincide exactamente con la reacción de disociación ácida de este.

La expresión de la constante de acidez (hidrólisis) del anión es:

$$K_a = \frac{[\text{BOH}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{B}^+]} \quad \text{siendo} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} > 0$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{BOH}] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{B}^+] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c} = \frac{K_w}{K_b}$$

Por lo tanto, cuanto menor sea K_b (BOH), mayor será $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y menor será el pH de la disolución.

Tres ejemplos de sales de este tipo son NH_4Cl , NH_4Br y NH_4I , sales obtenidas a partir de NH_3 (base débil) y HCl , HBr , HI (ácidos fuertes).

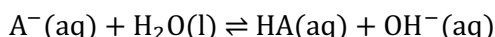
9. Se observa que las disoluciones acuosas 0,1 M de tres sales de potasio: KX, KY, KZ, tienen unos valores de pH de: 7,0; 8,5 y 10,0; respectivamente. Ordene los ácidos HX, HY y HZ en orden creciente de fuerza.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Septiembre 1996)

Se trata de tres sales procedentes de una base fuerte, KOH , y ácidos de diferente fuerza. En ellas el catión K^+ no se hidroliza.

De los aniones, sufrirán hidrólisis los que procedan de ácidos débiles, y lo hacen de acuerdo con la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del anión se calcula mediante la relación:

$$\left. \begin{aligned} K_b &= \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \\ K_b &= \frac{K_w}{K_a} \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{OH}^-] = [\text{HA}] \quad \text{y} \quad [\text{A}^-] = c - x \approx c$$

La expresión obtenida queda como:

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c}$$

Teniendo en cuenta que:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Sustituyendo en la expresión anterior se obtiene que:

$$K_a = c \frac{10^{-2 \text{ pH}}}{K_w}$$

expresión que permite obtener el valor de K_a en función de c y el pH de la disolución:

Los valores de las constantes de los ácidos son:

▪ **KX (pH = 7)**

$$K_a = 0,1 \cdot \frac{10^{-(2 \cdot 7)}}{10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-1}$$

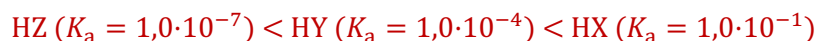
▪ **KY (pH = 8)**

$$K_a = 0,1 \cdot \frac{10^{-(2 \cdot 8,5)}}{10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-4}$$

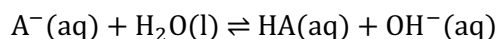
▪ **KZ (pH = 9)**

$$K_a = 0,1 \cdot \frac{10^{-(2 \cdot 10)}}{10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-7}$$

Los tres ácidos son débiles y el orden creciente de fuerza de los mismos es:



A esta misma conclusión se puede llegar sin necesidad de realizar ningún cálculo numérico, si se tiene en cuenta que, puesto que en los tres casos se parte de la misma concentración de sal, el pH será menor cuando más débil sea la fuerza como base del anión que forma la sal. En efecto:



Cuanto más débil sea la base, menos desplazada hacia la derecha estará la reacción, menor será la $[\text{OH}^-]$ y, por lo tanto, mayor la $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Así el orden creciente de fuerza de las bases es:



y, si se tiene en cuenta que la fuerza de los ácidos aumenta según disminuye la fuerza de sus bases conjugadas, el orden creciente de la fuerza de los ácidos es:



10. Justifique mediante los equilibrios apropiados y sin necesidad de cálculos numéricos, si las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias tendrán pH ácido, básico o neutro: KCN, NH_4NO_3 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$.

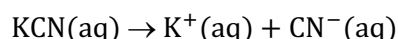
Datos. $K_a (\text{HCN}) = 5,0 \cdot 10^{-10}$, $K_a (\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$, $K_b (\text{NH}_3) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

(U.A. Junio 1997)

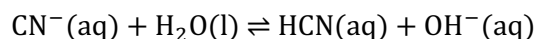
La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ **KCN**

El cianuro de potasio, KCN, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CN^- es la base conjugada del ácido débil HCN y se hidroliza según la ecuación:



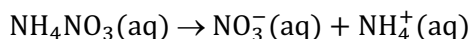
La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion cianuro y su valor es:

$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \quad \text{siendo} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{5,0 \cdot 10^{-10}} > 0$$

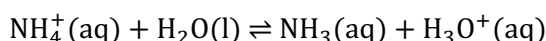
Como se observa, en la **hidrólisis del KCN** se producen iones OH^- , por lo que la disolución es básica y tiene $\text{pH} > 7$, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **básica**.

▪ NH_4NO_3

El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NO_3^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



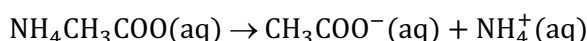
La expresión de la constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio y su valor son:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{siendo} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

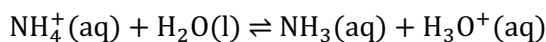
Como se observa, en la **hidrólisis del NH_4NO_3** se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es básica y tiene $\text{pH} < 7$, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **ácida**.

▪ $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$

El acetato de amonio, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



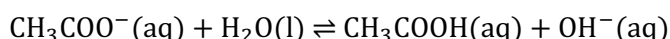
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato y su valor son:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{siendo} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

Se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa, $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = K_a(\text{NH}_4^+)$, lo que quiere decir que ambos iones son igual de fuertes como base y como ácido, respectivamente, independientemente del valor de la concentración inicial de la sal, por lo que **la disolución resultante es neutra y, siempre, $\text{pH} = 7$** .

11. De las siguientes disoluciones preparadas mezclando volúmenes iguales, ¿cuál tendrá un pH básico?:

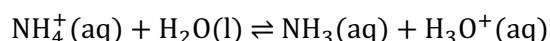
- a) H_2O y NH_4Cl 0,01 M
- b) HCl 0,015 M y NaOH 0,015 M
- c) HCl 0,15 M y NaOH 0,040 M
- d) HCN 0,15 M y NaOH 0,15 M

Razone las respuestas, utilizando los equilibrios apropiados y sin necesidad de cálculos numéricos.

(U.A. Septiembre 1997)

a) H_2O y NH_4Cl 0,01 M

Según se ha visto en el problema 2 de esta sección la disolución acuosa de NH_4Cl produce iones H_3O^+ procedentes de la hidrólisis del ion NH_4^+ :

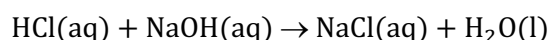


La disolución tiene **pH ácido**.

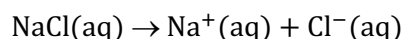
b) HCl 0,015 M y NaOH 0,015 M

El pH del punto del final en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HCl}/\text{NaOH} = 1$ y no se genera exceso de ninguna especie, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas. Los únicos iones H_3O^+ y OH^- existentes en el medio los proporciona el agua. Como en el agua se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

La disolución tiene **pH neutro**.

c) HCl 0,015 M y NaOH 0,040 M

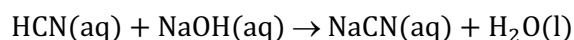
Este caso tiene el mismo tratamiento que el anterior, salvo que ahora se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con diferente concentración. Puesto que la concentración de la disolución de HCl es mayor que la de NaOH , la relación molar $\text{HCl}/\text{NaOH} > 1$, lo cual quiere decir reactivo limitante es NaOH y que sobra HCl , que es el que determina el pH de la disolución resultante. En este caso se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$$

La disolución tiene **pH ácido**.

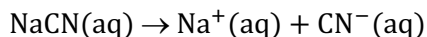
d) HCN 0,015 M y NaOH 0,015 M

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCN y NaOH es:

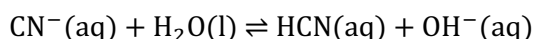


Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HCN}/\text{NaOH} = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NaCN formado.

El NaCN es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



En el problema 11 de esta misma sección se demuestra que la hidrólisis del NaCN, una sal del mismo tipo, produce únicamente iones OH^- procedentes de la hidrólisis de los iones CN^- :



mientras que los iones Na^+ no se hidrolizan por ser la especie conjugada de la base fuerte NaOH.

La disolución tiene **pH básico**.

12. Si se quiere impedir la hidrólisis que sufre el cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa. ¿Cuál de los siguientes métodos será más eficaz?:

a) Añadir NaOH a la disolución.

b) Añadir NaCl a la disolución.

c) Añadir NH_3 a la disolución.

d) Ninguno, no es posible impedirla.

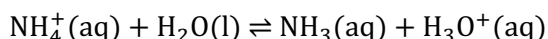
Razone todas las respuestas.

(U.A. Junio 1998)

Según se ha visto en el problema 2 de esta sección, en la hidrólisis del NH_4Cl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



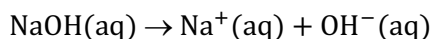
Si se desea que no se produzca la hidrólisis del ion NH_4^+ es preciso que el equilibrio se encuentre desplazado hacia la izquierda.

El principio de Le Châtelier (1884) dice:

“cualquier cambio en una de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema, causa un desplazamiento del equilibrio en el sentido que tiende a oponerse al cambio en la variable modificada”.

a) Añadir NaOH a la disolución.

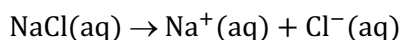
El NaOH en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones OH^- reaccionan con los iones H_3O^+ producidos en la hidrólisis del NH_4^+ , por lo que, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, **la adición de NaOH a la disolución favorece la hidrólisis del NH_4^+** .

b) Añadir NaCl a la disolución.

El NaCl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



El **NaCl** no presenta ningún ion común con el equilibrio correspondiente a la hidrólisis del NH_4^+ , por lo que **no le afecta**.

c) Añadir NH_3 a la disolución.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **si se añade NH_3** a la disolución, el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consume el NH_3 añadido, es decir, hacia la formación de NH_4^+ **impidiendo su hidrólisis**.

d) Ninguno, no es posible impedirla.

Según se ha demostrado en los apartados a) y c) sí que se puede modificar la hidrólisis del NH_4^+ .

13. ¿Cuál o cuáles de las siguientes sales no modifican el pH del agua al disolverse en ella: NaHCO_3 , NH_4NO_3 , KBr , KCN ?

Justifique la respuesta.

Datos. HNO_3 y HBr son ácidos fuertes; NaOH y KOH son bases fuertes;

$K_a(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,3 \cdot 10^{-7}$; $K_a(\text{HCO}_3^-) = 4,7 \cdot 10^{-11}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Junio 1998)

La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ **NH_4NO_3**

Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de nitrato de amonio, **NH_4NO_3** , tienen carácter **ácido** ($\text{pH} < 7$).

▪ **KCN**

Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de cianuro de potasio, **KCN** , tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

▪ **KBr**

Según se ha visto en el problema 1 de esta sección, la sal es del mismo tipo que la sal NaBr y las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen carácter neutro, por lo tanto, esta sal **no modifica el pH del agua**.

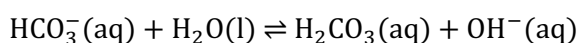
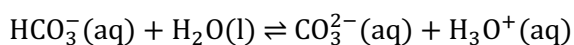
▪ **NaHCO_3**

El hidrogenocarbonato de sodio, NaHCO_3 , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:

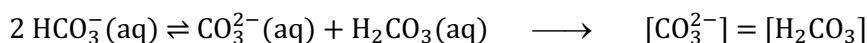


El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion HCO_3^- , es la base conjugada débil del ácido débil H_2CO_3 , pero también es el ácido conjugado débil de la base débil CO_3^{2-} . Se trata de un anfótero que se comporta como ácido y como base de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Sumando ambas ecuaciones y teniendo en cuenta que los iones H_3O^+ y OH^- formados se neutralizan entre sí:



La expresión de las constantes de acidez y basicidad (hidrólisis) de ambas reacciones es:

$$\left. \begin{array}{l} K_{a_1} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]} \\ K_h = \frac{K_w}{K_{a_2}} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} \end{array} \right\} \rightarrow K_{a_1} \cdot K_{a_2} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

Aplicando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene que el pH de la disolución es:

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_{\text{a}_1} + \text{p}K_{\text{a}_2}) = \frac{1}{2}(6,4 + 10,3) = 8,3$$

Las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

14. La fenolftaleína es un indicador ácido-base, que es incoloro hasta $\text{pH} = 8,2$ y color rosa para $\text{pH} > 10$. ¿A cuál de las siguientes disoluciones, todas ellas 0,1 M, se le añadiría la fenolftaleína para que apareciera una coloración rosa?

- Nitrato de amonio, NH_4NO_3
- Cloruro de sodio, NaCl
- Acetato de amonio, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$
- Hipoclorito de sodio, NaClO

Razone todas las respuestas.

(U.A. Septiembre 1999)

La fenolftaleína toma color rosa si el $\text{pH} > 10$. Ese valor de pH se consigue si la hidrólisis de las sales propuestas es una hidrólisis básica, es decir, que se produzcan iones OH^- en la reacción de los iones con H_2O .

a) Nitrato de amonio, NH_4NO_3

Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen carácter ácido, por lo tanto, la hidrólisis de esta sal hace que la disolución tenga $\text{pH} < 7$, por lo tanto, la fenolftaleína queda **incolora**.

b) Cloruro de sodio, NaCl

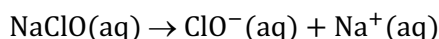
Según se ha visto en el problema 11 de esta sección, las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen carácter neutro, ya que los iones procedentes de la misma no se hidrolizan, por lo tanto, la disolución tiene $\text{pH} = 7$ y la fenolftaleína queda **incolora**.

c) Acetato de amonio, $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$

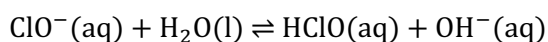
Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen carácter neutro. La hidrólisis de esta sal hace que la disolución tenga $\text{pH} = 7$, por lo tanto, la fenolftaleína queda **incolora**.

d) Hipoclorito de sodio, NaClO

El hipoclorito de sodio, NaClO , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución tiene $\text{pH} > 7$, por lo tanto, la fenolftaleína queda **rosa**.

15. Se dispone de un vaso que contiene una disolución 0,10 M del ácido HX y otro vaso con una disolución 0,10 M del ácido HY . Se miden los pH de las disoluciones que resultan ser de 2,9 para HX y 1,0 para HY , a 25 °C.

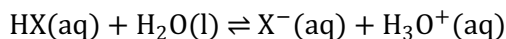
- Razone qué ácido es fuerte y cuál es débil en base a los datos disponibles.
- Calcule las constantes de disociación K_a y los grados de disociación para las disoluciones de HX y HY a 25 °C.
- Si se preparan disoluciones de las sales sódicas de ambos ácidos: $\text{NaX}(\text{aq})$ y $\text{NaY}(\text{aq})$, razone el carácter ácido, básico o neutro de estas.

(C.V. Junio 2000)

a) Cualitativamente, puesto que la concentración de ambas disoluciones es la misma y se encuentran a la misma temperatura, a la vista de los datos del enunciado del problema se concluye que la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es mayor en la disolución de HY , ya que presenta menor pH . Por este motivo, se puede decir que el grado de disociación y, por lo tanto, la constante K_a , son mayores para **el ácido HY** que de esta forma demuestra ser **más fuerte que el ácido HX** .

b) A la misma conclusión se llega si se analizan cuantitativamente los datos del enunciado. En efecto, un ácido es tanto más fuerte cuanto más elevado sea el valor de su constante de disociación K_a .

La ecuación química correspondiente a la ionización de un ácido HX o HY en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	XH	X ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene un determinado pH es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{X}^{\text{-}}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se obtiene:

$$K_a = \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{c - 10^{-\text{pH}}}$$

El grado de disociación es:

$$\alpha = \frac{[\text{HX}] \text{ (disociado)}}{[\text{HX}] \text{ (inicial)}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c}$$

▪ Ácido HX 0,10 M cuyo pH = 2,9:

$$K_a = \frac{(10^{-2,9})^2}{0,10 - 10^{-2,9}} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \frac{10^{-2,9}}{0,10} \cdot 100 = 1,3 \%$$

▪ Ácido HY 0,10 M cuyo pH = 1,0:

$$K_a = \frac{(10^{-1,0})^2}{0,10 - 10^{-1,0}} = \infty$$

$$\alpha = \frac{10^{-1,0}}{0,10} \cdot 100 = 100 \%$$

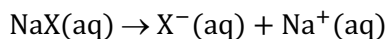
Como se observa:

$$K_a(\text{HY}) \gg \gg K_a(\text{HX})$$

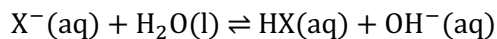
$$\alpha(\text{HY}) \gg \gg \alpha(\text{HX})$$

por lo tanto, el ácido HY es más fuerte que el HX. Es más, a la vista de los resultados obtenidos se puede decir que HY es un ácido fuerte, ya que se encuentra totalmente disociado ($\alpha = 1$), mientras que, HX es un ácido débil, ya que se encuentra parcialmente disociado ($\alpha \ll 1$).

c) La sal NaX es una sal procedente de un ácido débil y una base fuerte. Tal como se ha demostrado en el problema 1 de esta sección con el NaCH_3COO , una sal del mismo tipo:

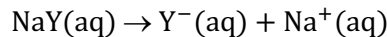


- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion $\text{X}^{\text{-}}$ es la base conjugada del ácido débil HX y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, en la **hidrólisis del NaX** se producen iones OH^{-} , por lo que la disolución es básica y tiene $\text{pH} > 7$, por lo tanto, se trata de una hidrólisis **básica**.

▪ La sal **NaY** es una sal procedente de un ácido fuerte y una base fuerte. Tal como se ha demostrado en el problema 1 de esta sección con el NaBr, una sal del mismo tipo:



Tanto el anión Y^{-} como el catión Na^{+} , no sufren hidrólisis ya que son especies conjugadas respectivamente, de ácido fuerte y base fuerte.

De esta forma, tanto los H_3O^{+} como los OH^{-} de la disolución los aporta el H_2O . En este caso un balance de materia permite escribir que $[\text{H}_3\text{O}^{+}] = [\text{OH}^{-}]$, por lo que la disolución resultante es **neutra**.

16. A 25 °C una disolución acuosa de cloruro de amonio, NH_4Cl , presenta un pH de 6,21. Calcule:

a) El pOH de la disolución.

b) La constante de hidrólisis.

c) La concentración molar de la disolución.

d) El grado de hidrólisis.

Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,70 \cdot 10^{-5}$.

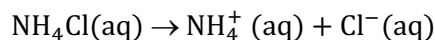
(U.A. Septiembre 2000)

a) La relación entre pH y pOH viene dada por la expresión:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

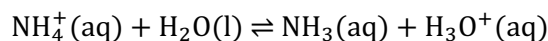
$$\text{pOH} = 14,0 - \text{pH} = 14 - 6,21 = 7,79$$

b) Según se ha visto en el problema 2 de esta sección, en la hidrólisis del NH_4Cl en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



▪ El ion Cl^{-} es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^{+} es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio y su valor son:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{NH}_4^{+}]} \quad \text{siendo} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,70 \cdot 10^{-5}} = 5,88 \cdot 10^{-10}$$

c) La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH_4^{+}	NH_3	H_3O^{+}
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 6,21$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6,21} = 6,17 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$5,88 \cdot 10^{-10} = \frac{(6,17 \cdot 10^{-7})^2}{c - 6,17 \cdot 10^{-7}} \quad \rightarrow \quad c = 6,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

d) El grado de hidrólisis o lo que es lo mismo el grado de ionización ácida del NH_4^+ se puede obtener a partir del pH y de la concentración de la disolución:

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_4^+] \text{ (hidrolizado)}}{[\text{NH}_4^+] \text{ (inicial)}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c}$$

Su valor es:

$$\alpha = \frac{6,17 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{6,48 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \cdot 100 = 0,0952 \%$$

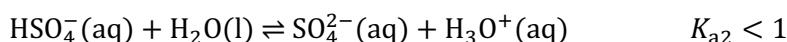
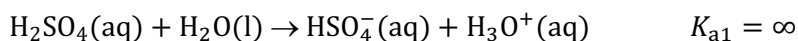
17. a) Se dispone en el laboratorio de disoluciones acuosas 0,10 M de las siguientes sustancias: NaNO_3 , H_2SO_4 , KOH , CH_3COOH y NH_4Cl , ordénalas por orden creciente de pH. Responda razonadamente.

b) Si se mezclan 50 mL de la disolución 0,10 M de CH_3COOH con 50 mL de la disolución 0,10 M de KOH , indique si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

(C.V. Junio 2001)

▪ H_2SO_4

El ácido sulfúrico es un ácido fuerte diprótico que se encuentra ionizado según las ecuaciones:

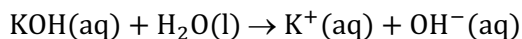


La cantidad total de H_3O^+ es la que corresponde a la obtenida en ambas reacciones, por lo tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{H}_2\text{SO}_4] > 10^{-1,0} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad \text{pH} < 1$$

▪ KOH

El hidróxido de potasio es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada según la ecuación:



El balance de materia permite escribir:

$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 10^{-1,0} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \rightarrow \quad \text{pOH} = 1,0$$

$$\text{pH} = 14,0 - 1,0 = 13$$

▪ CH_3COOH

El ácido acético es un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



El pH de la disolución depende de los valores de la concentración inicial del ácido y de su K_a . Teniendo en cuenta que el valor de la constante del ácido acético es mucho menor que la del ácido sulfúrico, el pH de la disolución del ácido acético será mayor que el de la disolución de ácido sulfúrico.

▪ NaNO_3

El nitrato de sodio es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte, presenta un comportamiento ácido-base que según se ha mostrado en el problema 5 de esta sección, los iones Na^+ y NO_3^- no se hidrolizan y los únicos iones H_3O^+ son los que aporta el H_2O , por lo tanto, $\text{pH} = 7$.

▪ NH_4Cl

El cloruro de amonio es una sal procedente de ácido fuerte y base débil que, según se ha mostrado en el problema 2 de esta sección, sufre hidrólisis ácida, por lo que $\text{pH} < 7$ pero superior al de las disoluciones de los dos ácidos propuestos.

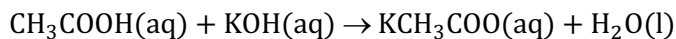
Las disoluciones ordenadas por valor creciente del pH son:



b) 50 mL CH₃COOH 0,10 M + 50 mL KOH 0,10 M

El pH del punto final en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH₃COOH y KOH es:

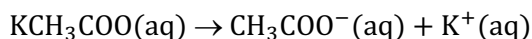


Las cantidades de ambas especies son:

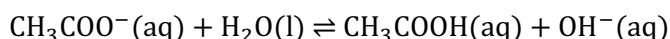
$$50 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$50 \text{ mL KOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol KOH}}{1 \text{ mL KOH } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol KOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 5,0 mmol de KCH₃COO formado. Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion K⁺ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:



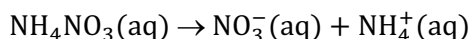
Se trata de una sal que presenta hidrólisis básica y **la disolución resultante es básica (pH > 7)**.

18. Calcule el pH de una disolución 0,100 M de nitrato de amonio, NH₄NO₃. Justifique el resultado obtenido.

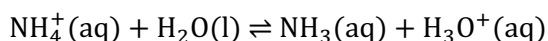
Dato. K_b (NH₃) = 1,75 · 10⁻⁵.

(U.A. Septiembre 2001)

El nitrato de amonio, NH₄NO₃, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion NO₃⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH₄⁺ es el ácido conjugado de la base débil NH₃ y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{donde} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,75 \cdot 10^{-5}} = 5,71 \cdot 10^{-10}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH ₄ ⁺	NH ₃	H ₃ O ⁺
C _{inicial}	c	—	—
C _{transformado}	x	—	—
C _{formado}	—	x	x
C _{equilibrio}	c - x	x	x

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$5,71 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{0,100 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,56 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(7,56 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

Este resultado es coherente con el razonamiento expuesto anteriormente, según el cual, el NH_4NO_3 sufre hidrólisis ácida.

19. Se valoró una muestra de 40 cm³ de ácido acético, CH₃COOH, 0,010 M con una disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 0,020 M. Calcule el pH de la disolución después de la adición de:

a) 0,0 cm³.

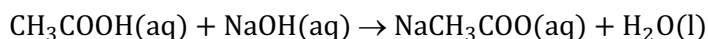
b) 20 cm³ de la disolución de hidróxido de sodio.

Dato. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

(U.A. Junio 2002)

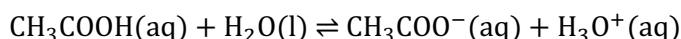
El pH del punto final en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:



a) Adición de 0,0 cm³ de NaOH 0,020 M

Antes de empezar a añadir NaOH solo hay CH_3COOH , por lo tanto, el pH lo proporciona esta sustancia. Se trata de un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,010 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(4,0 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

b) Adición de 20 cm³ de NaOH 0,020 M

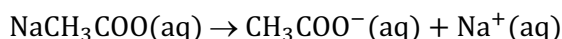
Las cantidades de ambas especies son:

$$40 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{COOH } 0,010 \text{ M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ cm}^3 \text{ CH}_3\text{COOH } 0,010 \text{ M}} = 0,40 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

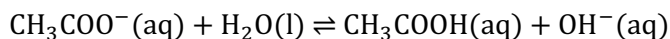
$$20 \text{ cm}^3 \text{ NaOH } 0,020 \text{ M} \cdot \frac{0,020 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ cm}^3 \text{ NaOH } 0,020 \text{ M}} = 0,40 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 0,40 mmol de NaCH_3COO formado. En el problema 4 de esta sección se calcula el pH de una disolución de NaCN , una sal del mismo tipo.

Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



La constante de basicidad (hidrólisis) del ion acetato es:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad \text{donde} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de CH_3COO^- formada es:

$$c = \frac{0,40 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}}{(40 + 20) \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COO}^-}{1 \text{ mmol NaCH}_3\text{COO}} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

Sustituyendo en la expresión de K_b se puede obtener el pH de la disolución:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{6,7 \cdot 10^{-3} - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{OH}^-] = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log(2,0 \cdot 10^{-6}) = 5,739 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14 - 5,7 = 8,3$$

20. De las disoluciones acuosas de las siguientes sales: NaNO_3 , NaCN , NaCH_3COO y $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; indique de forma razonada cuál será el pH (ácido, básico o neutro).

Datos. $K_a(\text{HCN}) = 5,0 \cdot 10^{-10}$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

(U.A. Septiembre 2002)

La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ **NaNO_3**

El nitrato de sodio es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte cuyo comportamiento ácido-base según se ha mostrado en el problema 5 de esta sección, los iones Na^+ y NO_3^- no se hidrolizan y los únicos iones H_3O^+ son los que aporta el H_2O , por lo tanto, la disolución tiene **pH neutro**.

▪ **NaCN**

El cianuro de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte cuyo comportamiento ácido-base es como el del KCN. En el problema 10 de esta sección ya se ha estudiado que las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen **pH básico**.

▪ **NaCH_3COO**

El acetato de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte cuyo comportamiento ácido-base según se ha mostrado en el problema 1 de esta sección. Esta sustancia sufre hidrólisis básica y, por lo tanto, sus disoluciones tienen **pH básico**.

▪ $Fe(NO_3)_3$

En nitrato de hierro(III) es una sal procedente de ácido fuerte y base débil cuyo comportamiento ácido-base es como el del $FeCl_3$. En el problema 1 de esta sección ya se ha estudiado que las disoluciones acuosas de esta sustancia tienen **pH ácido**.

21. Indique razonadamente si las siguientes disoluciones acuosas son ácidas, básicas o neutras:

a) Ácido clorhídrico, HCl , 0,01 M e hidróxido de sodio, $NaOH$, 0,02 M.

b) Ácido acético, CH_3COOH , 0,01 M e hidróxido de sodio 0,01 M.

c) Acetato de sodio, $NaCH_3COO$, 0,01 M.

Nota: tenga en cuenta que el ácido acético es un ácido débil.

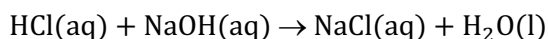
(C.V. Junio 2003)

El pH del punto final en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

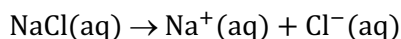
Se supone que en los dos primeros casos se mezclan volúmenes iguales de las dos disoluciones.

a) HCl 0,01 M + $NaOH$ 0,02 M

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y $NaOH$ es:



El $NaCl$ es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

Como ninguno de ambos iones se hidroliza el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

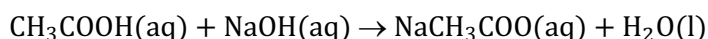
Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con diferente concentración y la disolución de HCl tiene menor concentración que la de $NaOH$, la relación molar $HCl/NaOH < 1$, lo cual quiere decir reactivo **limitante es HCl** y que **sobra $NaOH$** , que es el que determina el pH de la disolución resultante. En este caso se cumple que:

$$[OH^-] > [H_3O^+] > 10^{-7} M$$

La disolución resultante es **básica**.

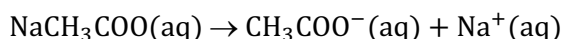
b) CH_3COOH , 0,01 M + $NaOH$ 0,01 M

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y $NaOH$ es:



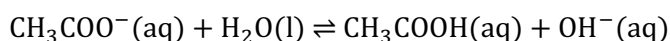
Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $CH_3COOH/NaOH = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el $NaCH_3COO$ formado.

El $NaCH_3COO$ es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

c) NaCH₃COO, 0,01 M

Se trata de la misma sustancia que se obtiene en el apartado anterior, esta disolución es **básica**.

22. Se valoró una muestra de 40 cm³ de amoníaco, NH₃, 0,010 M con una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,020 M. Calcule el pH de la disolución después de la adición de:

a) 0,0 cm³.

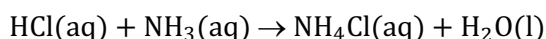
b) 20 cm³ de la disolución de ácido clorhídrico.

Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

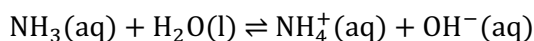
(U.A. Junio 2003)

El pH del punto final en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NH₃ es:

**a) Adición de 0,0 cm³ de HCl 0,020 M**

Antes de empezar a añadir HCl solo hay NH₃, por lo tanto, el pH lo proporciona esta sustancia. Se trata de una base débil que se encuentra parcialmente ionizada según la ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
<i>c</i> _{inicial}	<i>c</i>	—	—
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{formado}	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{equilibrio}	<i>c - x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>

La expresión de la constante K_b es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_b se puede obtener el pH de la disolución:

$$1,7 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,010 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{OH}^-] = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Los valores del pOH y pH de la disolución son:

$$\text{pOH} = -\log(4,0 \cdot 10^{-4}) = 3,4 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 14,0 - 3,4 = \mathbf{10,6}$$

b) Adición de 20 cm³ de HCl 0,020 M

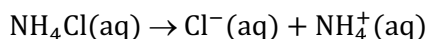
Las cantidades de ambas especies son:

$$40 \text{ cm}^3 \text{ NH}_3 \text{ 0,010 M} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ cm}^3 \text{ NH}_3 \text{ 0,010 M}} = 0,40 \text{ mmol NH}_3$$

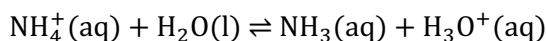
$$20 \text{ cm}^3 \text{ HCl 0,020 M} \cdot \frac{0,020 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl 0,020 M}} = 0,40 \text{ mmol HCl}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 0,40 mmol de NH₄Cl formado que determina el pH de la disolución resultante.

Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{donde} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-5}} = 5,9 \cdot 10^{-10}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de NH_4^+ formada es:

$$c = \frac{0,40 \text{ mmol NH}_4\text{Cl}}{(40 + 20) \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NH}_4^+}{1 \text{ mmol NH}_4\text{Cl}} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	NH_4^+	NH_3	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener el pH de la disolución:

$$5,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{6,7 \cdot 10^{-3} - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(2,0 \cdot 10^{-6}) = 5,7$$

23. De las disoluciones acuosas de las siguientes sales, indique de forma razonada cuál será el pH (ácido, básico o neutro): NaClO , KNO_3 , NH_4F .

Datos. $K_a(\text{HClO}) = 2,9 \cdot 10^{-8}$, $K_a(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(U.A. Septiembre 2003)

La hidrólisis es la reacción de un ion con H_2O , en la que este se comporta como ácido o como base. Solo se hidrolizan los iones procedentes de ácidos o bases débiles.

▪ **NaClO**

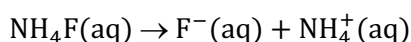
El hipoclorito de sodio es una sal procedente de ácido débil y base fuerte cuyo comportamiento ácido-base se ha mostrado en el problema 14 de esta sección. El NaClO sufre hidrólisis básica y, por lo tanto, la disolución **pH básico**.

▪ **KNO_3**

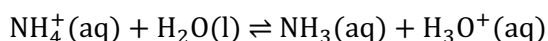
El nitrato de potasio es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte cuyo comportamiento ácido-base según se ha mostrado en el problema 2 de esta sección, los iones K^+ y NO_3^- no se hidrolizan y los únicos iones H_3O^+ son los que aporta el H_2O , por lo tanto, la disolución tiene **pH neutro**.

▪ **NH_4F**

El fluoruro de amonio es una sal procedente de ácido débil y base débil del mismo tipo que que el acetato de amonio cuyo comportamiento ácido-base se ha mostrado en el problema 10 de esta sección. El fluoruro de amonio, NH_4F , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



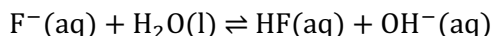
El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio y su valor son:

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{siendo} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



La expresión de la constante de basicidad (hidrólisis) del ion fluoruro y su valor son:

$$K_b = \frac{[\text{HF}][\text{OH}^-]}{[\text{F}^-]} \quad \text{siendo} \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{6,6 \cdot 10^{-4}} = 1,5 \cdot 10^{-11}$$

Se producen iones H_3O^+ y OH^- procedentes de la hidrólisis de los dos iones de la sal.

Como se observa, $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{F}^-)$, lo que quiere decir que el amonio es más fuerte como ácido que el fluoruro como base y como ambos tienen la misma concentración inicial la disolución tiene **pH ácido**.

24. En cada uno de los siguientes apartados razone si la disolución resultante, de mezclar las disoluciones que se indican, será ácida, básica o neutra:

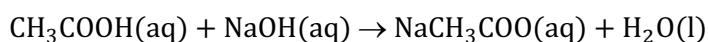
- 25 mL de CH_3COOH 0,10 M + 25 mL de NaOH 0,10 M.
- 25 mL de NaCl 0,10 M + 25 mL de NaCH_3COO 0,10 M.
- 25 mL de HCl 0,10 M + 25 mL de NaOH 0,10 M.
- 25 mL de HCl 0,10 M + 25 mL de NH_3 0,10 M.

(C.V. Junio 2004)

El pH del punto final en una reacción de neutralización depende de la sustancia existente al final de la misma.

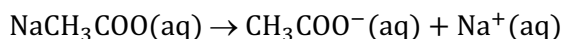
a) 25 mL de CH_3COOH 0,10 M + 25 mL de NaOH 0,10 M

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:

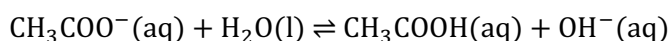


Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaOH} = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NaCH_3COO formado.

El NaCH_3COO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH_3COO^- es la base conjugada del ácido débil CH_3COOH y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

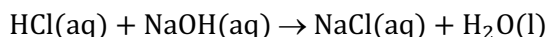
b) 25 mL de NaCl 0,10 M + 25 mL de NaCH_3COO 0,10 M

No se produce reacción química entre estas dos sustancias.

- El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que no se hidroliza y, por lo tanto, no afecta al pH de la disolución.
- La otra sustancia, NaCH_3COO , es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que según se ha visto en el apartado anterior hace que la disolución resultante sea **básica**.

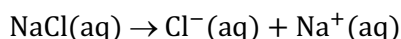
c) 25 mL de HCl 0,10 M + 25 mL de NaOH 0,10 M

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:



Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HCl}/\text{NaOH} = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NaCl formado.

El NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



Los iones Na^+ y Cl^- son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

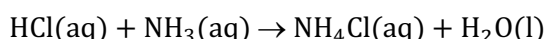
Los únicos iones H_3O^+ y OH^- existentes en el medio los proporciona el agua. Como en el agua se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

La disolución resultante es **neutra**.

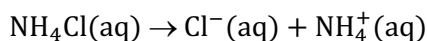
d) 25 mL de HCl 0,10 M + 25 mL de NH_3 0,10 M

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:

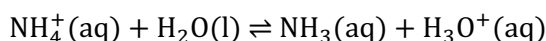


Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HCl}/\text{NH}_3 = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NH_4Cl formado.

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución resultante es **ácida**.

25. Se disuelven 1,83 g de ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, en 500 mL de agua.

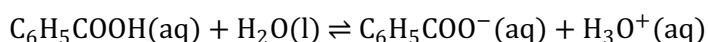
a) Calcule el pH de la disolución anterior.

b) Se hacen reaccionar 15 mL de la disolución anterior con 9,0 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,050 M. Explique si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

Dato. $K_a = 6,4 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Septiembre 2004)

a) El $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{1,83 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{122,0 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

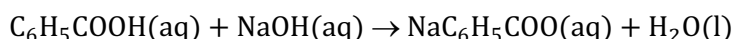
Sustituyendo en la expresión de la constante se puede obtener el pH de la disolución:

$$6,4\cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,0300 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,4\cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(1,4\cdot 10^{-3}) = 2,9$$

b) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



El carácter ácido o básico de la disolución resultante depende de cuáles sean las sustancias existentes una vez finalizada la reacción.

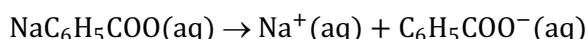
Las cantidades de ambas especies son:

$$15 \text{ mL C}_6\text{H}_5\text{COOH } 0,0300 \text{ M} \cdot \frac{0,0300 \text{ mmol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ mL C}_6\text{H}_5\text{COOH } 0,0300 \text{ M}} = 0,45 \text{ mmol C}_6\text{H}_5\text{COOH}$$

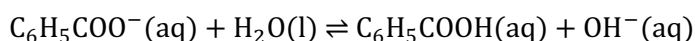
$$9,0 \text{ mL NaOH } 0,050 \text{ M} \cdot \frac{0,050 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,050 \text{ M}} = 0,45 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 0,45 mmol de $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$ formado.

Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ es base conjugada del ácido débil $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

26. Las disoluciones de ácido fórmico (ácido metanoico, HCOOH) pueden producir dolorosas quemaduras en la piel; de hecho, algunas hormigas ("formica") utilizan este ácido en sus mecanismos de defensa.

Se dispone de 250 mL de una disolución de ácido metanoico que contiene 1,15 g de este ácido.

a) Calcule el pH de esta disolución.

b) Si a 9,0 mL de la disolución anterior se le añaden 6,0 mL de una disolución de NaOH 0,15 M, explique si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

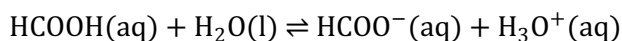
Dato. K_a (ácido fórmico) = $2,00\cdot 10^{-4}$.

(C.V. Septiembre 2006)

a) La concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{1,15 \text{ g HCOOH}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
<i>c</i> _{inicial}	0,100	—	—
<i>c</i> _{transformado}	<i>x</i>	—	—
<i>c</i> _{formado}	—	<i>x</i>	<i>x</i>
<i>c</i> _{equilibrio}	0,100 - <i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

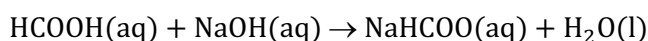
Sustituyendo en la expresión de la constante K_a se obtiene:

$$2,00 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,100 - x} \quad \rightarrow \quad x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(4,37 \cdot 10^{-3}) = 2,36$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y HCOOH es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

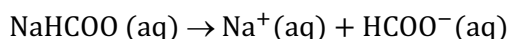
Si se mezclan 9,0 mL de HCOOH 0,100 M con 6,0 mL de NaOH 0,15 M las cantidades de ambas especies son:

$$6,0 \text{ mL NaOH } 0,15 \text{ M} \cdot \frac{0,15 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,15 \text{ M}} = 9,0 \text{ mmol NaOH}$$

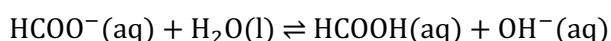
$$9,0 \text{ mL HCOOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mL HCOOH } 0,100 \text{ M}} = 9,0 \text{ mmol HCOOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 9,0 mmol de NaHCOO formado.

El NaHCOO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion HCOO^- es la base conjugada del ácido débil HCOOH que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

27. Una disolución de ácido nitroso, HNO_2 , tiene un pH de 2,5. Calcule:

a) La concentración inicial del ácido nitroso.

b) La concentración del ácido nitroso en el equilibrio.

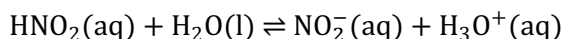
c) El grado de disociación del ácido nitroso en estas condiciones, expresado como porcentaje.

d) Si a 10 mL de la disolución anterior se añaden 5,0 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

Dato. Constante de acidez del ácido nitroso, $K_a = 4,5 \cdot 10^{-4}$.

(C.V. Septiembre 2007)

a) La ecuación química correspondiente a la ionización parcial del ácido HNO_2 en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HNO_2	NO_2^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,5 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$4,5 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,2 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,2 \cdot 10^{-3}} \rightarrow c = 0,026 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

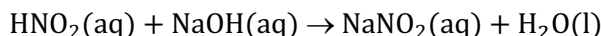
b) Las concentraciones de ácido sin disociar en el equilibrio es:

$$[\text{HNO}_2] = 0,026 - 3,2 \cdot 10^{-3} = 0,023 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) El grado de disociación del HNO_2 es:

$$\alpha = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HNO}_2 \text{ (disociado)}}{0,026 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ HNO}_2 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 12 \%$$

d) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



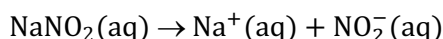
El carácter ácido o básico de la disolución resultante depende de cuáles sean las sustancias existentes una vez finalizada la reacción.

Las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 5,00 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 0,50 \text{ mmol NaOH} \\ 10 \text{ mL HNO}_2 \text{ } 0,0557 \text{ M} \cdot \frac{0,026 \text{ mmol HNO}_2}{1 \text{ mL HNO}_2 \text{ } 0,026 \text{ M}} = 0,26 \text{ mmol HNO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,50 \text{ mmol NaOH}}{0,26 \text{ mmol HNO}_2} = 1,9$$

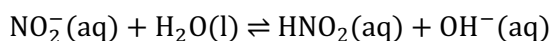
Como la relación molar es mayor que 1, quiere decir que **sobra NaOH** y que el **limitante es el HNO_2** que determina la cantidad de NaNO_2 que se forma.

▪ El NaNO_2 es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



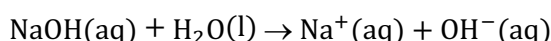
El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

▪ El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La disolución resultante contiene una mezcla de base fuerte (NaOH) y base débil (NaNO_2), por lo tanto, es **básica**.

28. Al disolver 6,15 g de ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, en 600 mL de agua el pH de la disolución resultante es 2,64. Calcule:

a) La constante de acidez del ácido benzoico.

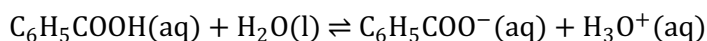
b) Si a 5,0 mL de la disolución anterior se le añaden 4,2 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

(C.V. Junio 2008)

a) Considerando que no existe variación apreciable de volumen al disolver el $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ en agua, la concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{6,15 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{600 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{122,0 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0840 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 2,51$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,64} = 2,29 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

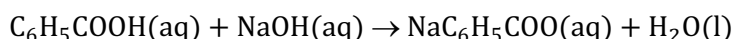
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(2,29 \cdot 10^{-3})^2}{0,0840 - 2,29 \cdot 10^{-3}} = 6,42 \cdot 10^{-5}$$

b) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



El carácter ácido o básico de la disolución resultante depende de cuáles sean las sustancias existentes una vez finalizada la reacción.

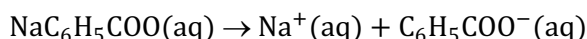
Las cantidades de ambas especies son:

$$5,0 \text{ mL C}_6\text{H}_5\text{COOH } 0,0840 \text{ M} \cdot \frac{0,0840 \text{ mmol C}_6\text{H}_5\text{COOH}}{1 \text{ mL C}_6\text{H}_5\text{COOH } 0,0840 \text{ M}} = 0,42 \text{ mmol C}_6\text{H}_5\text{COOH}$$

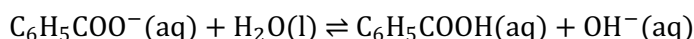
$$4,2 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 0,42 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 0,45 mmol de $\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$ formado.

Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ es base conjugada del ácido débil $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

29. Una disolución de ácido hipocloroso, HClO, tiene un pH de 4,26. Calcule:

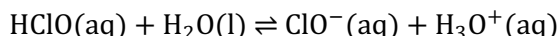
a) La concentración de ácido hipocloroso existente en el equilibrio.

b) Si 10 mL de la disolución anterior se añaden 10 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

Datos. $K_a(\text{HClO}) = 3,02 \cdot 10^{-8}$; $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

(C.V. Junio 2011)

a) El HClO es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HClO	ClO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene $\text{pH} = 4,26$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,26} = 5,50 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

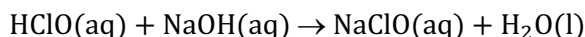
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]}$$

Sustituyendo en la expresión de K_a se puede obtener la concentración inicial de la disolución:

$$3,02 \cdot 10^{-8} = \frac{(5,50 \cdot 10^{-5})^2}{c - 5,50 \cdot 10^{-5}} \rightarrow c = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

b) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



El carácter ácido o básico de la disolución resultante depende de cuáles sean las sustancias existentes una vez finalizada la reacción.

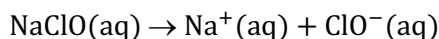
Las cantidades de ambas especies son:

$$10 \text{ mL HClO } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL HClO } 0,100 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HClO}$$

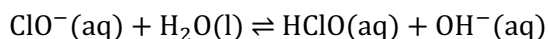
$$10 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 1,0 mmol de NaClO formado.

Esta sustancia en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

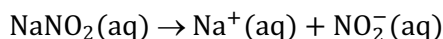
30. Indique, justificando la respuesta, si las disoluciones acuosas de las siguientes sales serán ácidas, básicas o neutras: NaNO_2 , NH_4NO_3 , NaF , KCN .

Datos. $K_a(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,5 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{HCN}) = 4,8 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{HF}) = 6,8 \cdot 10^{-4}$.

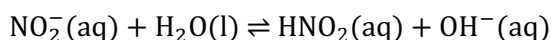
(C.V. Junio 2012)

▪ **NaNO_2**

El nitrito de sodio, NaNO_2 , es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion NO_2^- es la base conjugada del ácido débil HNO_2 que se hidroliza según la ecuación:



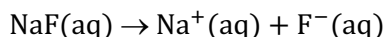
Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

▪ **NH_4NO_3**

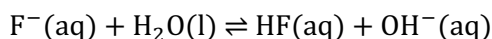
Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de nitrato de amonio, NH_4NO_3 , tienen carácter **ácido**.

▪ **NaF**

El fluoruro de sodio, NaF , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

▪ **KCN**

Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de cianuro de potasio, **KCN**, tienen carácter **básico**.

31. El ácido fórmico, HCOOH, es un ácido monoprótico débil. Se preparan 600 mL de una disolución de ácido fórmico que contiene 6,90 g de dicho ácido. El pH de esta disolución es 2,173.

a) Calcule la constante de acidez, K_a , del ácido fórmico.

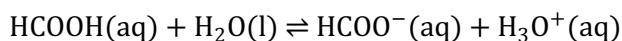
b) Si a 10 mL de la disolución de ácido fórmico se le añaden 25 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M, razone si la disolución resultante es ácida básica o neutra.

(C.V. Septiembre 2012)

a) La concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{6,90 \text{ g HCOOH}}{600 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCOOH}}{46,0 \text{ g HCOOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El HCOOH es un ácido débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	0,100	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$0,100 - x$	x	x

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 2,173 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,173} = 6,714 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

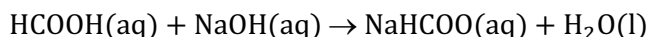
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(6,714 \cdot 10^{-3})^2}{0,250 - 6,714 \cdot 10^{-3}} = 1,85 \cdot 10^{-4}$$

b) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

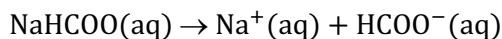
Si se mezclan 10 mL de HCOOH 0,250 M con 25 mL de NaOH 0,10 M las cantidades de ambas especies son:

$$10 \text{ mL HCOOH } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol HCOOH}}{1 \text{ mL HCOOH } 0,250 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol HCOOH}$$

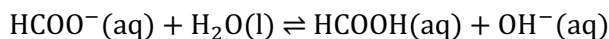
$$25 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 2,5 mmol de NaHCOO formado.

El NaHCOO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion HCOO^- es la base conjugada del ácido débil HCOOH que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

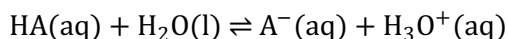
32. El ácido fluorhídrico es un ácido muy débil cuya constante de acidez, $K_a = 6,3 \cdot 10^{-4}$. Responda razonadamente si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) El pH de una disolución 0,1 M de HF es mayor que el de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico, HCl.
- b) El grado de disociación del HF aumentará al añadir iones H^+ a la disolución.
- c) El grado de disociación del HF aumentará al añadir iones OH^- a la disolución.
- d) Una disolución acuosa de NaF tendrá pH neutro.

(C.V. Junio 2013)

a) El pH de una disolución 0,1 M de HF es mayor que el de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico, HCl.

La fuerza de un **ácido** viene dada por el valor su constante de acidez. **Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de acidez.** Así, para un ácido cualquiera, HA:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - x \approx c$$

Sustituyendo la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

Teniendo en cuenta que $K_a(\text{HCl}) = \infty \gg \gg K_a(\text{HF})$, y que ambas disoluciones tienen la misma concentración c , se cumple que:

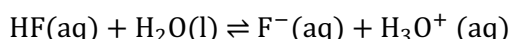
$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} \gg \gg [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HF}}$$

por lo tanto, el pH de la disolución de HF es mayor que la disolución de HCl.

La propuesta es **verdadera**.

b) El grado de disociación del HF aumentará al añadir iones H^+ a la disolución.

El HF es un ácido débil que se disocia parcialmente de acuerdo con el siguiente equilibrio:



Si se añade iones H_3O^+ , de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se consume parte del H_3O^+ añadido reaccionando con F^- , es decir, **hacia la izquierda**, por lo tanto, aumenta la cantidad de **HF** presente en el equilibrio y **disminuye el grado de disociación**.

La propuesta es **falsa**.

c) *El grado de disociación del HF aumentará al añadir iones OH⁻ a la disolución.*

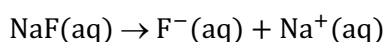
Si se añade iones OH⁻, reaccionan con los H₃O⁺ presentes en el equilibrio, lo que hace que disminuya la cantidad de estos.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier, **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se reponga parte del H₃O⁺ consumido, es decir, **hacia la derecha**, por lo tanto, disminuye la cantidad de HF presente en el equilibrio y **aumenta el grado de disociación**.

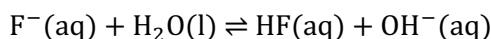
La propuesta es **verdadera**.

d) *Una disolución acuosa de NaF tendrá pH neutro.*

El fluoruro de sodio, NaF, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion F⁻ es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH⁻ por lo que el pH > 7 y **la disolución es básica**.

La propuesta es **falsa**.

33. Se preparan 200 mL de una disolución acuosa de ácido yódico, HIO₃, que contiene 1,759 g de dicho compuesto. El pH de esta disolución es 1,395.

a) Calcule la constante de acidez, K_a, del ácido yódico.

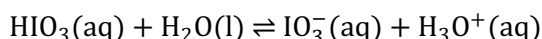
b) Si a 20 mL de la disolución de ácido yódico se le añaden 10 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

(C.V. Julio 2013)

a) La concentración inicial de la disolución es:

$$c = \frac{1,759 \text{ g HIO}_3}{200 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HIO}_3}{175,9 \text{ g HIO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,0500 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La ecuación química correspondiente a la ionización parcial del ácido HIO₃ en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HIO ₃	IO ₃ ⁻	H ₃ O ⁺
c _{inicial}	c	—	—
c _{transformado}	x	—	—
c _{formado}	—	x	x
c _{equilibrio}	c - x	x	x

El valor de [H₃O⁺] para una disolución que tiene pH = 1,395 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,395} = 0,0403 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

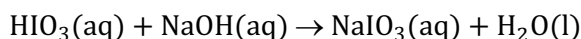
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{IO}_3^{-}] [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HIO}_3]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(0,0403)^2}{0,0500 - 0,0403} = 0,167$$

b) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

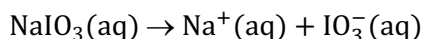
Si se mezclan 20 mL de HIO_3 0,0500 M con 10 mL de NaOH 0,10 M las cantidades de ambas especies son:

$$20 \text{ mL } \text{HIO}_3 \text{ } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol } \text{HIO}_3}{1 \text{ mL } \text{HIO}_3 \text{ } 0,250 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol } \text{HIO}_3$$

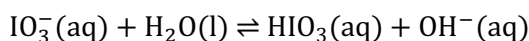
$$10 \text{ mL } \text{NaOH} \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{NaOH}}{1 \text{ mL } \text{NaOH} \text{ } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol } \text{NaOH}$$

Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 1,0 mmol de NaIO_3 formado.

El NaIO_3 es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion IO_3^- es la base conjugada del ácido débil HIO_3 que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

34. Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones justificando la respuesta:

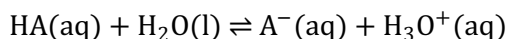
- a) Para dos disoluciones con igual concentración de ácido, la disolución del ácido más débil tiene menor pH.
- b) A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.
- c) El grado de disociación de un ácido débil aumenta al añadir $\text{OH}^-(\text{aq})$ a la disolución.
- d) Al mezclar 50 mL de NH_3 0,10 M con 50 mL de HCl 0,10 M, el pH de la disolución resultante es básico.

Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Junio 2014)

a) Para dos disoluciones con igual concentración de ácido, la disolución del ácido más débil tiene menor pH.

La fuerza de un ácido viene dada por el valor su constante de acidez. Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor sea su constante de acidez. Así, para un ácido cualquiera, HA:



La expresión de la constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \quad \text{y} \quad [\text{HA}] = c - x \approx c$$

Sustituyendo la expresión de la constante de acidez queda como:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

de donde se obtiene que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c}$$

Teniendo en cuenta que ambas disoluciones tienen la misma concentración c , se cumple que si:

$$K_{a1} > K_{a2} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_1 > [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$

por lo tanto, el **pH de la disolución del ácido 2, más débil, es mayor que el de la disolución del ácido 1, más fuerte.**

La propuesta es **falsa**.

b) A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil.

Teniendo en cuenta que la fuerza de un ácido o de una base viene dada por el valor su constante de acidez o basicidad. Un ácido o base es tanto más fuerte cuanto mayor sea su constante y que la relación que existe entre las constantes de un ácido y su base conjugada viene dada por la expresión:

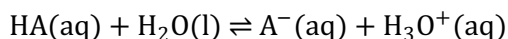
$$K_a \cdot K_b = K_w$$

Se cumple que **cuanto mayor sea K_a , es decir, más fuerte sea el ácido; menor es K_b , es decir, más débil es su base conjugada.**

La propuesta es **verdadera**.

c) El grado de disociación de un ácido débil aumenta al añadir OH^- (aq) a la disolución.

Sea HA un ácido débil que se encuentra parcialmente ionizado según la ecuación:



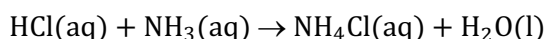
Si se añade iones OH^- , reaccionan con los H_3O^+ presentes en el equilibrio, lo que hace que disminuya la cantidad de estos.

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se reponga parte del H_3O^+ consumido, es decir, **hacia la derecha**, por lo tanto, disminuye la cantidad de ácido sin disociar presente en el equilibrio y **aumenta el grado de disociación.**

La propuesta es **verdadera**.

d) Al mezclar 50 mL de NH_3 0,10 M con 50 mL de HCl 0,10 M, el pH de la disolución resultante es básico.

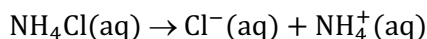
La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NH_3 es:



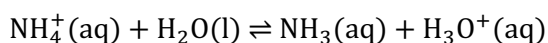
El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HCl}/\text{NH}_3 = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NH_4Cl formado.

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución resultante tiene pH **ácido**.

La propuesta es **falsa**.

35. Se dispone en el laboratorio de cinco disoluciones acuosas de idéntica concentración, conteniendo cada una HCl, NaOH, NaCl, CH₃COOH y NH₃. Justifique si el pH resultante de cada una de las siguientes mezclas será ácido, básico o neutro:

- 100 mL de la disolución de HCl y 100 mL de la disolución de NaOH.
- 100 mL de la disolución de CH₃COOH y 100 mL de la disolución de NaOH.
- 100 mL de la disolución de NaCl y 100 mL de la disolución de NaOH.
- 100 mL de la disolución de HCl y 100 mL de la disolución de NH₃.

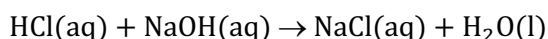
Datos. K_a (CH₃COOH) = $1,8 \cdot 10^{-5}$; K_b (NH₃) = $1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Junio 2015)

El pH de una disolución una vez finalizada una reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

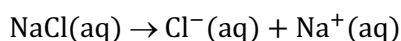
a) 100 mL de la disolución de HCl y 100 mL de la disolución de NaOH

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar HCl/NaOH = 1, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NaCl formado.

El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na⁺ y Cl⁻ son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan.

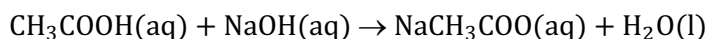
Los únicos iones H₃O⁺ y OH⁻ existentes en el medio los proporciona el agua. Como en el agua se cumple que:

$$[\text{H}_3\text{O}^{\text{+}}] = [\text{OH}^{\text{-}}] = 10^{-7} \text{ M}$$

La disolución resultante es **neutra**.

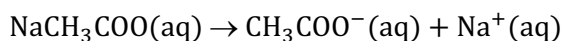
b) 100 mL de la disolución de CH₃COOH y 100 mL de la disolución de NaOH

La ecuación química correspondiente a la reacción entre CH₃COOH y NaOH es:

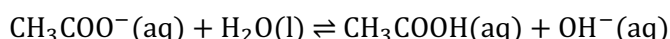


Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar CH₃COOH/NaOH = 1, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NaCH₃COO formado.

El NaCH₃COO es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Na⁺ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion CH₃COO⁻ es la base conjugada del ácido débil CH₃COOH y se hidroliza según la ecuación:



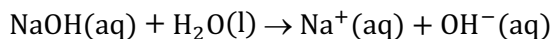
Como se observa, se producen iones OH⁻, por lo que la disolución resultante es **básica**.

c) 100 mL de la disolución de NaCl y 100 mL de la disolución de NaOH

No se produce reacción química entre estas dos sustancias.

- Como se ha visto en el apartado a), el NaCl es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que no se hidroliza y, por lo tanto, no afecta al pH de la disolución.

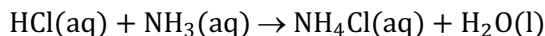
▪ La otra sustancia, NaOH, es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

d) 100 mL de la disolución de HCl y 100 mL de la disolución de NH_3

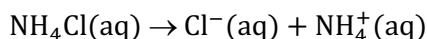
La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NH_3 es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

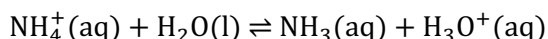
Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{HCl}/\text{NH}_3 = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NH_4Cl formado.

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



▪ El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.

▪ El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución resultante tiene es **ácida**.

36. Se dispone de disoluciones 0,050 M de los siguientes compuestos: KCN, NaNO_2 , NH_4Cl y KOH. Responda a las siguientes cuestiones:

a) Explique, razonadamente, si cada una de las anteriores disoluciones será **ácida**, **básica** o **neutra**.

b) Explique, justificando la respuesta, si la disolución resultante de mezclar 50 mL de la disolución de NH_4Cl y 50 mL de la disolución de KOH, será **ácida**, **básica** o **neutra**.

c) ¿Qué efecto producirá en el pH de una disolución de NH_4Cl la adición de una pequeña cantidad de amoníaco?

Datos. $K_a(\text{HCN}) = 4,8 \cdot 10^{-10}$; $K_a(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Julio 2016)

a) Las disoluciones acuosas siguientes:

▪ **KCN**

Según se ha visto en el problema 10 de esta sección, las disoluciones acuosas de cianuro de potasio, **KCN**, tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

▪ **NaNO_2**

Según se ha visto en el problema 30 de esta sección, las disoluciones acuosas de nitrito de sodio, **NaNO_2** , tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

▪ **NH_4Cl**

Según se ha visto en el problema 2 de esta sección, las disoluciones acuosas de cloruro de amonio, **NH_4Cl** , tienen carácter **ácido** ($\text{pH} < 7$).

▪ **KOH**

Según se ha visto en el problema 17 de esta sección, las disoluciones acuosas de hidróxido de potasio, **KOH**, tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

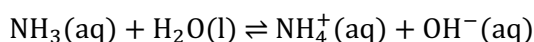
b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre NH_4Cl y KOH es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

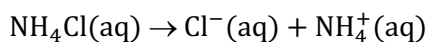
Puesto que se mezclan volúmenes iguales de disoluciones con la misma concentración, la relación molar $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{KOH} = 1$, lo cual quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas, es decir, los reactivos se consumen completamente y el pH de la disolución lo determina el NH_3 formado, ya que el KCl que también se obtiene es una sal procedente de ácido y base fuerte por lo que los iones que la integran no sufren hidrólisis.

El amoníaco, NH_3 , es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente ionizada según la ecuación:

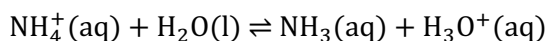


Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

c) El cloruro de amonio, NH_4Cl , es una sal procedente de ácido fuerte y base débil que en disolución acuosa se encuentra disociada según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Si se añade NH_3 , de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), **el sistema se desplaza** en el sentido en el que se consuma parte del NH_3 consumido, es decir, **hacia la izquierda**, por lo tanto, disminuye la cantidad de H_3O^+ presente en el equilibrio por lo que **incrementa el pH** de la disolución.

37. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

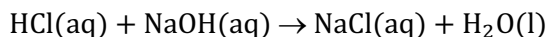
- a) La mezcla de 10 mL de HCl 0,10 M con 20 mL de NaOH 0,10 M será una disolución neutra.
- b) Una disolución acuosa de NH_4Cl tiene un pH mayor que 7.
- c) El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico es menor que el de una disolución acuosa de la misma concentración de ácido clorhídrico.
- d) El pH de una disolución acuosa de acetato de sodio, CH_3COONa , es mayor que 7.

Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Julio 2017)

a) La mezcla de 10 mL de HCl 0,10 M con 20 mL de NaOH 0,10 M será una disolución neutra.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

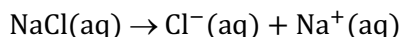
Si se mezclan 10 mL de HCl 0,10 M con 10 mL de NaOH 0,10 M las cantidades de ambas especies son:

$$10 \text{ mL } \text{HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl}$$

$$20 \text{ mL } \text{NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,0 \text{ mmol NaOH}$$

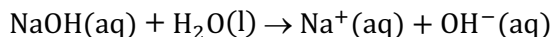
Como la relación molar obtenida $\text{HCl}/\text{NaOH} < 1$, quiere decir HCl es el limitante de la reacción y que sobra NaOH que determina el pH de la disolución resultante.

- El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^{+} y Cl^{-} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan, por lo que no afectan al pH de la disolución.

- El NaOH es una base fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizada de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Como se observa, se producen iones OH^{-} , por lo que la disolución resultante es **básica**.

La propuesta es **falsa**.

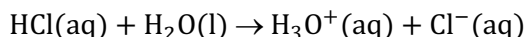
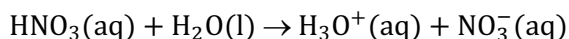
b) Una disolución acuosa de NH_4Cl tiene un pH mayor que 7.

Según se ha visto en el problema 2 de esta sección, las disoluciones acuosas de cloruro de amonio, NH_4Cl , tienen carácter **ácido** ($\text{pH} < 7$).

La propuesta es **falsa**.

c) El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico es menor que el de una disolución acuosa de la misma concentración de ácido clorhídrico.

Los ácidos nítrico y clorhídrico son ácidos fuertes que en disolución acuosa se encuentran completamente ionizados:



Si las disoluciones de ambos ácidos tienen la misma concentración, c , de acuerdo con el balance de materia se cumple que:

$$c = [\text{HCl}] = [\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^{+}]$$

Por lo tanto, **ambas disoluciones tienen el mismo pH**.

La propuesta es **falsa**.

d) El pH de una disolución acuosa de acetato de sodio, CH_3COONa , es mayor que 7.

Según se ha visto en el problema 1 de esta sección, las disoluciones acuosas de acetato de sodio, NaCH_3COO , tienen carácter **básico** ($\text{pH} > 7$).

La propuesta es **verdadera**.

38. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Si la constante de acidez, K_a , de cierto ácido tiene un valor de $1 \cdot 10^{-6}$, se puede afirmar que se trata de un ácido fuerte.

b) Una disolución acuosa de NH_4Cl tiene carácter ácido.

c) En el equilibrio:



la especie HSO_4^- actúa como una base.

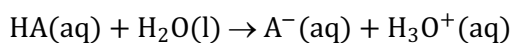
d) Si a una disolución de NH_3 se le añade NH_4Cl , aumenta el pH de la disolución.

Dato. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(C.V. Junio 2018)

a) Si la constante de acidez, K_a , de cierto ácido tiene un valor de $1 \cdot 10^{-6}$, se puede afirmar que se trata de un ácido fuerte.

El HA es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación:



La tabla de concentraciones correspondiente es:

	HA	A^-	H_3O^+
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	c	—	—
c_{formado}	—	c	c
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - c$	c	c

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AX}]}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{HA}] = c - c = 0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{c^2}{0} = \infty$$

Para cualquier ácido fuerte se cumple que su constante $K_a = \infty$.

La propuesta es **falsa**.

b) Una disolución acuosa de NH_4Cl tiene carácter ácido.

Según se ha visto en el problema 2 de esta sección, las disoluciones acuosas de cloruro de amonio, NH_4Cl , tienen carácter **ácido**.

La propuesta es **verdadera**.

c) En el equilibrio: $\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, la especie HSO_4^- actúa como una base.

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

b) La relación entre las constantes de un ácido/base y su conjugado viene dada por la expresión:

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

El valor de la constante de basicidad del ion yodato (IO_3^-) es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-1}} = 5,9 \cdot 10^{-14}$$

El valor de la constante de basicidad del ion nitrito (NO_2^-) es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,2 \cdot 10^{-11}$$

El valor de la constante de basicidad del ion hipoclorito (ClO^-) es:

$$K_b = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,3 \cdot 10^{-7}$$

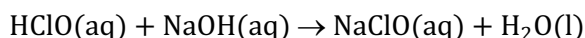
De acuerdo con los valores de las constantes de basicidad obtenidos, el orden creciente de basicidad es:

$$\text{IO}_3^- (K_b = 5,9 \cdot 10^{-14}) < \text{NO}_2^- (K_b = 2,2 \cdot 10^{-11}) < \text{ClO}^- (K_b = 3,3 \cdot 10^{-7})$$

c) De acuerdo con lo explicado en el apartado a) y teniendo en cuenta que $K_a(\text{HCl}) \gg K_a(\text{HNO}_2)$, ya que, para el HCl, $K_a = \infty$, por tratarse de un ácido fuerte que está completamente ionizado, la frase:

“El pH de una disolución de HNO_2 0,1 M es igual al de una disolución de HCl de igual concentración”
es falsa.

d) La ecuación química correspondiente a la reacción entre HClO y NaOH es:

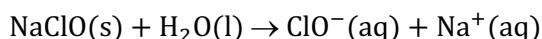


Si se mezclan 20,0 mL de HClO 0,20 M con 40,0 mL de NaOH 0,10 M las cantidades de ambas especies son:

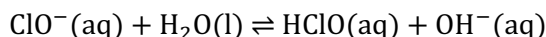
$$\left. \begin{array}{l} 20,0 \text{ mL HClO } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HClO}}{1 \text{ mL HClO } 0,20 \text{ M}} = 4,0 \text{ mmol HClO} \\ 40,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 4,0 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{4,0 \text{ mmol HClO}}{4,0 \text{ mmol NaOH}} = 1,0$$

Como se trata de cantidades estequiométricas que se consumen completamente, el pH de la disolución lo proporciona el NaClO formado.

El hipoclorito de sodio, NaClO, en disolución acuosa se encuentra ionizado según la ecuación:



- El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion ClO^- es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, en la hidrólisis del NaClO se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es básica y tiene $\text{pH} > 7$.

La frase:

“Si a 20,0 mL de una disolución de HClO 0,20 M se les añaden 40,0 mL de una disolución de NaOH 0,10 M, la mezcla final tendrá un pH neutro”

es falsa.

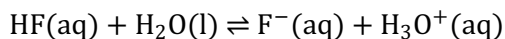
40. Al diluir con agua 25,0 mL de una disolución de fluoruro de hidrógeno, HF, 6,00 M hasta alcanzar un volumen total de 800 mL se obtiene una disolución de pH 1,94.

a) Calcule la constante de acidez, K_a , para el HF.

b) Considerando que a 20 mL de la disolución diluida anterior se le añaden 7,5 mL de NaOH 0,50 M, razone si la disolución resultante será ácida, básica o neutra.

(C.V. Junio 2021)

La ecuación química correspondiente a la ionización parcial del ácido HF en disolución acuosa es:



La tabla de concentraciones correspondiente al equilibrio es:

	HF	F ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c	—	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c - x$	x	x

La concentración inicial de la disolución de HF después de la dilución es:

$$c = \frac{25,0 \text{ mL HF } 6,00 \text{ M}}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{6,00 \text{ mmol HF}}{1 \text{ mL HF } 6,00 \text{ M}} = 0,188 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para una disolución que tiene pH = 1,94 es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,94} = 0,0115 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

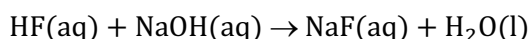
La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]}$$

El valor de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{(0,0115)^2}{0,188 - 0,0115} = 7,49 \cdot 10^{-4}$$

b) Si a la disolución anterior se le añade disolución de NaOH se produce la reacción de neutralización:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

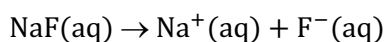
Si se mezclan 20 mL de HF 0,188 M con 7,5 mL de NaOH 0,50 M las cantidades de ambas especies son:

$$20 \text{ mL HF } 0,188 \text{ M} \cdot \frac{0,188 \text{ mmol HF}}{1 \text{ mL HF } 0,188 \text{ M}} = 3,8 \text{ mmol HF}$$

$$7,5 \text{ mL NaOH } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,50 \text{ M}} = 3,8 \text{ mmol NaOH}$$

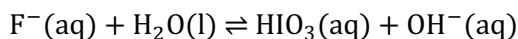
Como la reacción es mol a mol y existe igual número de moles de ambas sustancias iniciales se trata de cantidades estequiométricas que reaccionan completamente. Al final de la reacción solo quedan 3,8 mmol de NaF formado.

El NaF es una sal procedente de ácido débil y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



▪ El ion Na^+ es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.

- El ion F^- es la base conjugada del ácido débil HF que se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^- , por lo que la disolución resultante es **básica**.

41. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El pH de la sangre es de 7,4 y el de un vino 3,4. Por lo tanto, la concentración de protones en la sangre es 10.000 veces menor que en el vino.

b) El pH de una disolución acuosa de $NaNO_3$ es ácido.

c) En el equilibrio:



la especie HCO_3^- actúa como base de Brønsted-Lowry.

d) Una disolución acuosa de KF tiene un pH neutro.

Dato. $K_a(HF) = 6,3 \cdot 10^{-4}$.

(C.V. Julio 2021)

a) El pH de la sangre es de 7,4 y el de un vino 3,4. Por lo tanto, la concentración de protones en la sangre es 10.000 veces menor que en el vino.

- El valor de $[H_3O^+]$ para la sangre que tiene pH = 7,4 es:

$$[H_3O^+]_{\text{sangre}} = 10^{-pH} = 10^{-7,4} = 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- El valor de $[H_3O^+]$ para un vino que tiene pH = 3,4 es:

$$[H_3O^+]_{\text{vino}} = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La relación entre ambas concentraciones es:

$$\frac{[H_3O^+]_{\text{sangre}}}{[H_3O^+]_{\text{vino}}} = \frac{4,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = \frac{1}{10.000}$$

La propuesta es **verdadera**.

b) El pH de una disolución acuosa de $NaNO_3$ es ácido.

Según se ha visto en el problema 5 de esta sección, las disoluciones acuosas de nitrato de sodio, $NaNO_3$, tienen **pH neutro**.

La propuesta es **falsa**.

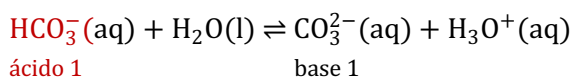
c) En el equilibrio, $HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$, la especie HCO_3^- actúa como base de Brønsted-Lowry.

De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

Cuando un ácido cede un H^+ se transforma en su base conjugada y cuando una base capta un H^+ se transforma en su ácido conjugado.

Aplicando estos conceptos a la reacción propuesta:



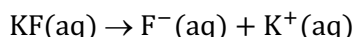
La especie HCO_3^- se comporta como **ácido** ya que cede iones H^+ al H_2O .

La propuesta es **falsa**.

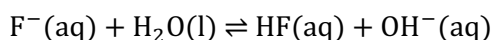
d) Una disolución acuosa de KF tiene un pH neutro.

Dato. $K_a(\text{HF}) = 6,3 \cdot 10^{-4}$.

El fluoruro de potasio, **KF**, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion K^{+} es la especie conjugada de una base fuerte y no se hidroliza.
- El ion F^{-} es la base conjugada del ácido débil HF y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones OH^{-} , por lo que el $\text{pH} > 7$ y **la disolución es básica**.

La propuesta es **falsa**.

42. Se dispone en el laboratorio de cuatro disoluciones: A (HCl 0,10 M), B (NaOH 0,10 M), C (HF 0,10 M) y D (NH₃ 0,10 M). Discuta razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) El pH de la disolución A es mayor que el de la disolución C.
- b) Al mezclar 50 mL de la disolución A con 25 mL de la disolución B se obtiene una disolución básica.
- c) El pH de la disolución B es mayor que el de la disolución D.
- d) Al mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución D se obtiene una disolución neutra.

Datos. $K_a(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$.

(C.V. Julio 2022)

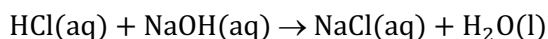
a) El pH de la disolución A es mayor que el de la disolución C.

Esta cuestión, preguntada al revés, se encuentra respondida en el apartado 32 a) de esta sección.

La propuesta es **falsa**.

b) Al mezclar 50 mL de la disolución A con 25 mL de la disolución B se obtiene una disolución básica.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl (disolución A) y NaOH (disolución B) es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

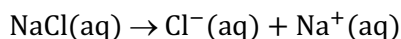
Si se mezclan 50 mL de HCl 0,10 M con 25 mL de NaOH 0,10 M las cantidades de ambas especies son:

$$50 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol HCl}$$

$$25 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,5 \text{ mmol NaOH}$$

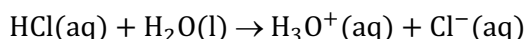
Como la relación molar obtenida $\text{HCl}/\text{NaOH} > 1$, quiere decir NaOH es el limitante de la reacción y que sobra HCl que determina el pH de la disolución resultante.

- El cloruro de sodio, NaCl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



Los iones Na^{+} y Cl^{-} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan, por lo que no afectan al pH de la disolución.

- El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra completamente ionizado de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Como se observa, se producen iones H_3O^{+} , por lo que la disolución resultante es **ácida**.

La propuesta es **falsa**.

c) El pH de la disolución B es mayor que el de la disolución D.

La fuerza de una base viene dada por el valor su constante de basicidad. Una base es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de basicidad. Así, para una base cualquiera, B:



La expresión de la constante de basicidad es:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[OH^-] = [BH^+] = x \quad y \quad [B] = c - x \approx c$$

Sustituyendo la expresión de la constante de basicidad queda como:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c}$$

Teniendo en cuenta que $K_b(\text{NaOH}) = \infty \gg \gg K_b(\text{NH}_3)$, y que ambas disoluciones tienen la misma concentración c , se cumple que:

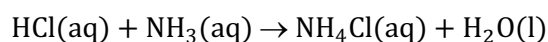
$$[OH^-]_{\text{NaOH}} \gg \gg [H_3O^+]_{\text{NH}_3}$$

por lo tanto, el pOH de la disolución de NaOH es menor que la disolución de NH₃ y el pH mayor.

La propuesta es verdadera.

d) Al mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución D se obtiene una disolución básica.

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl (disolución A) y NH₃ (disolución D) es:



El pH de una disolución una vez finalizada la reacción depende de cuáles sean las sustancias existentes en ese momento.

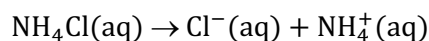
Si se mezclan 50 mL de HCl 0,10 M con 25 mL de NaOH 0,10 M las cantidades de ambas especies son:

$$50 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol HCl}$$

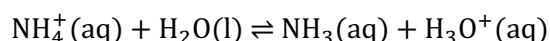
$$50 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol NH}_3$$

Como la relación molar obtenida HCl/NH₃ 1 1, quiere decir que se trata de cantidades estequiométricas que se consumen completamente, por lo que el pH de la disolución resultante lo determina el cloruro de amonio, NH₄Cl, formado.

El cloruro de amonio, NH₄Cl, en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl⁻ es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH₄⁺ es el ácido conjugado de la base débil NH₃ y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H₃O⁺, por lo que la disolución resultante es ácida.

La propuesta es falsa.

43. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La mezcla de 100 mL de una disolución 0,500 M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con 150 mL de una disolución 0,750 M de HCl tiene pH básico.
 b) La mezcla de 40 mL de HCl 2,0 M con 30 mL de una disolución 2,0 M de NH_3 resulta en una disolución básica.
 c) Al añadir NH_4Cl sólido a una disolución 0,5 M de NH_3 , el pH disminuye.
 d) Una disolución 1,0 M de NH_4Cl tiene un pH ácido.

Datos. $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$.

(C.V. Junio 2023)

a) La mezcla de 100 mL de una disolución 0,500 M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con 150 mL de una disolución 0,750 M de HCl tiene pH básico.

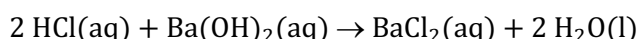
Si se mezclan 150 mL de HCl 0,750 M con 100 mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,500 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{aligned} 150 \text{ mL HCl } 0,750 \text{ M} \cdot \frac{0,750 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,750 \text{ M}} &= 113 \text{ mmol HCl} \\ 100 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \text{ } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \text{ } 0,500 \text{ M}} &= 50,0 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2 \end{aligned} \right\}$$

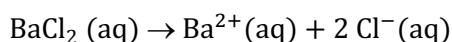
La relación molar existente es:

$$\frac{113 \text{ mmol HCl}}{50,0 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2} = 2,25$$

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es:



El BaCl_2 es una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que en disolución acuosa se encuentra disociada de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los iones Ba^{2+} y Cl^{-} son, respectivamente, las especies conjugadas de una base y de un ácido fuerte y no se hidrolizan, por lo que el pH de la disolución resultante dependerá de cuál sea el reactivo sobrante.

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que el limitante es el $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y que **sobra HCl**. Relacionado $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con HCl se determina la cantidad de HCl en exceso:

$$50,0 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{2 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2} = 100 \text{ mmol HCl}$$

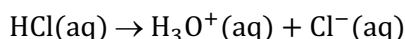
Realizando un balance de materia de HCl:

$$113 \text{ mmol HCl (inicial)} - 100 \text{ mmol HCl (consumido)} = 13,0 \text{ mmol HCl (exceso)}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$[\text{HCl}] = \frac{13,0 \text{ mmol HCl}}{(100 + 150) \text{ mL disolución}} = 0,0520 \text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Un balance de materia permite conocer que el valor de $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ es:

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = [\text{HCl}] = 0,0520 \text{ M}$$

El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,0520) = 1,28$$

La disolución resultante tiene pH ácido.

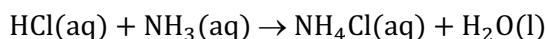
La propuesta es **falsa**.

b) La mezcla de 40 mL de HCl 2,0 M con 30 mL de una disolución 2,0 M de NH₃ resulta en una disolución básica.

Si se mezclan 40 mL de HCl 2,0 M con 30 mL de NH₃ 2,0 M las cantidades de ambas especies son:

$$\left. \begin{array}{l} 40 \text{ mL HCl } 2,0 \text{ M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 2,0 \text{ M}} = 80 \text{ mmol HCl} \\ 30 \text{ mL NH}_3 \text{ } 2,0 \text{ M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ } 2,0 \text{ M}} = 60 \text{ mmol NH}_3 \end{array} \right\}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH₃ y HCl es:



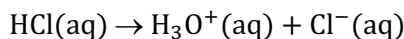
Como la reacción es mol a mol y existen inicialmente 60 mmol de NH₃, esta sustancia es el limitante y consume 60 mmol de HCl. Al final quedan 20 mmol de HCl sin reaccionar (ácido fuerte) y 60 mmol de NH₄Cl formado (sal que contiene el ácido débil conjugado). **Dicha mezcla constituye una disolución ácida.**

El resultado es una mezcla de un ácido fuerte (HCl) con un ácido débil (NH₄⁺) en la que los iones H₃O⁺ aportados por este último se pueden despreciar, sin cometer gran error, frente a los suministrados por el HCl, por lo tanto, realizando el cálculo de forma análoga a como se ha hecho en el apartado a):

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final de HCl es:

$$[\text{HCl}] = \frac{20 \text{ mmol HCl}}{(30 + 40) \text{ mL disolución}} = 0,29 \text{ M}$$

El HCl es un ácido fuerte que en disolución acuosa se encuentra totalmente ionizado según la ecuación:



Un balance de materia permite conocer que el valor de [H₃O⁺] es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,29 \text{ M}$$

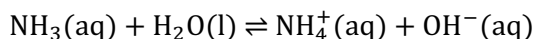
El valor del pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(0,29) = 0,54$$

La propuesta es **falsa**.

c) Al añadir NH₄Cl sólido a una disolución 0,5 M de NH₃, el pH disminuye.

El amoníaco, NH₃, es una base débil que en disolución acuosa se encuentra parcialmente disociada de acuerdo con el equilibrio:

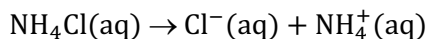


Si se añade NH₄Cl, sustancia que tiene un ion común, el ion NH₄⁺, con los presentes en el equilibrio, hace que aumente la cantidad del mismo, de acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma parte del NH₄⁺ añadido reaccionando con OH⁻, es decir, **hacia la izquierda**, por lo tanto, disminuye la cantidad de OH⁻ presente en el equilibrio y **el pH de la disolución disminuye**.

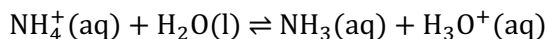
La propuesta es **verdadera**.

d) Una disolución 1,0 M de NH_4Cl tiene un pH ácido.

El cloruro de amonio, NH_4Cl , en disolución acuosa se encuentra disociado según la ecuación:



- El ion Cl^- es la especie conjugada de un ácido fuerte y no se hidroliza.
- El ion NH_4^+ es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza según la ecuación:



Como se observa, se producen iones H_3O^+ , por lo que la disolución es **ácida**.

Como se dispone el valor de la constante de basicidad del NH_3 se puede calcular el pH de esta disolución.

La constante de acidez (hidrólisis) del ion amonio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{donde} \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Aplicando los correspondientes balances y aproximaciones se puede escribir:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{y} \quad [\text{NH}_4^+] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Como se cumple que:

$$\frac{c}{K_a} > 100 \quad \text{se puede realizar la aproximación} \quad c - [\text{H}_3\text{O}^+] \approx c$$

La expresión de la constante de acidez se reduce a:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c}$$

El valor de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es:

$$5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{1,0 \text{ M}} \quad \rightarrow \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log(2,4 \cdot 10^{-5}) = 4,6$$

La propuesta es **verdadera**.

Esta pregunta es similar a la propuesta en la cuestión 2 de esta sección.

6.4. Disoluciones reguladoras

En esta sección se resuelven ejercicios de disoluciones reguladoras, esto es, disoluciones formadas por un ácido o una base débil y una sal de su base o ácido conjugado. Este tipo de casos pueden resolverse, y de hecho se han resuelto, siguiendo los criterios generales que se utilizan en los problemas de equilibrio y, más concretamente, de equilibrios ácido-base. Así pues, los problemas 12 y 19 de la sección 6.2 podrían haberse clasificado también dentro de este apartado. No obstante, aquí se incluye exclusivamente un ejercicio en el que en su enunciado se hace referencia explícita al hecho de que se trata de una disolución reguladora.

1. Se prepara una disolución reguladora o tampón disolviendo 0,200 mol de ácido fórmico, HCOOH, y 0,400 mol de formiato de sodio, NaHCOO, en agua hasta obtener 1,00 L de disolución.

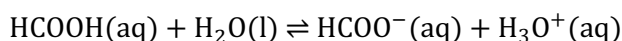
a) Determine el pH de la disolución sabiendo que la constante de acidez del ácido fórmico es $1,80 \cdot 10^{-4}$.

b) ¿Qué pH tendrá la disolución después de añadir 0,0200 mol de HCl?

c) ¿Qué pH tendrá la disolución después de añadir 0,0200 mol de NaOH?

(U.A. Junio 1990)

a) Las ecuaciones correspondientes a las reacciones de las sustancias en la disolución son:



Llamando c_a a la concentración inicial de HCOOH, c_s a la concentración inicial de NaHCOO y planteando la tabla de concentraciones en el equilibrio:

	HCOOH	HCOO ⁻	H ₃ O ⁺
c_{inicial}	c_a	c_s	—
$c_{\text{transformado}}$	x	—	—
c_{formado}	—	x	x
$c_{\text{equilibrio}}$	$c_a - x$	$c_s + x$	x

Si se tiene en cuenta que el HCOOH es un ácido débil y que, por lo tanto, se encuentra poco disociado:

$$x \ll c_a \quad x \ll c_s$$

se pueden realizar las siguientes aproximaciones:

$$c_a - x \approx c_a \quad c_s + x \approx c_s$$

La expresión de la constante K_a es:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

Teniendo en cuenta las aproximaciones anteriores, la expresión de la constante de equilibrio queda como:

$$K_a = \frac{c_s}{c_a} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Tomando logaritmos y multiplicando por -1 se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbach (1908) que permite calcular el pH de una disolución reguladora:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_s}{c_a}$$

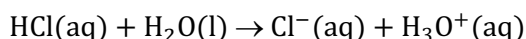
El $\text{p}K_a$ del HCOOH es:

$$\text{p}K_a = -\log(1,8 \cdot 10^{-4}) = 3,74$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = 3,74 + \log \frac{0,400}{0,200} = 4,04$$

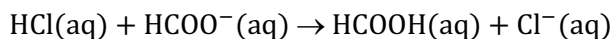
b) Si a la disolución reguladora se le añaden 0,0200 mol de HCl:



Según el balance de materia:

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0200 \text{ mol}$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma parte del H_3O^+ añadido, es decir hacia la formación de HCOOH . Añadir HCl hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:



0,0200 mol·L⁻¹ de HCl consumen 0,0200 mol·L⁻¹ de HCOO^- (base) y forman 0,0200 mol·L⁻¹ de HCOOH (ácido).

Por lo tanto, suponiendo que por la adición del HCl no se produce variación apreciable de volumen, las nuevas concentraciones de sal y ácido son:

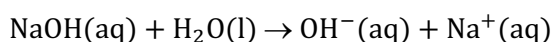
$$c_s = 0,400 - 0,0200 = 0,380 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c_a = 0,200 + 0,0200 = 0,220 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = 3,74 + \log \frac{0,380}{0,220} = 3,98$$

c) Si a la disolución reguladora se le añaden 0,0200 mol de NaOH:



Según el balance de materia:

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0,0200 \text{ mol}$$

De acuerdo con el principio de Le Châtelier (1884), el equilibrio se desplaza en el sentido en el que se consuma parte del OH^- añadido, es decir hacia la formación de HCOO^- . Añadir NaOH hace que se lleve a cabo la siguiente reacción:



0,0200 mol·L⁻¹ de NaOH consumen 0,0200 mol·L⁻¹ de HCOOH (ácido) y forman 0,0200 mol·L⁻¹ de HCOO^- (base).

Por lo tanto, suponiendo que por la adición del NaOH no se produce variación apreciable de volumen, las nuevas concentraciones de sal y ácido son:

$$c_s = 0,400 + 0,0200 = 0,420 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c_a = 0,200 - 0,0200 = 0,180 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = 3,74 + \log \frac{0,420}{0,180} = 4,11$$

Como puede verse, tal y como corresponde al comportamiento de una disolución reguladora, la adición de pequeñas cantidades de ácidos o bases, produce pequeñas variaciones en el pH de la disolución, es decir esta actúa como reguladora del pH de la disolución.

7. ELECTROQUÍMICA

7.1. Ajuste de reacciones redox

En esta sección se aborda la resolución de ejercicios de oxidación-reducción en los que se requiere el ajuste de ecuaciones químicas y la identificación de las especies oxidante y reductora, así como la especie que se reduce y la que se oxida.

En ocasiones, estos ejercicios se combinan con cálculos estequiométricos o de disoluciones, del tipo de los que se resuelven en las secciones 1.4 y 2, respectivamente.

El ajuste de las ecuaciones químicas se ha realizado mediante el método del ion-electrón que implica los siguientes pasos o etapas:

1. Escribir la ecuación iónica.
2. Distinguir las especies que cambian su número de oxidación.
3. Ajustar las semirreacciones de oxidación-reducción mediante:

a) Balance de materia.

En un medio ácido:

- para añadir O se añade H_2O .
- para añadir H se añade H^+ .

En un medio básico:

- para añadir O se añade OH^-
- para añadir H se añade H_2O .

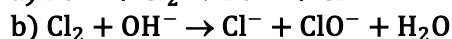
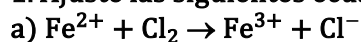
b) Balance de carga: sumar electrones a la especie que se reduce y restarlos a la que se oxida.

4. Igualar el número de electrones intercambiados multiplicando cada semirreacción por el número de electrones que se intercambian en la otra.

5. Escribir la ecuación iónica final sumando ambas semirreacciones.

6. Escribir la ecuación iónica final, para ello se añaden a cada miembro de la reacción los iones que faltan para formar las sustancias iniciales.

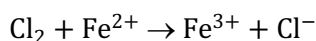
1. Ajuste las siguientes ecuaciones:



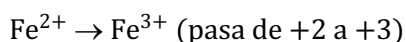
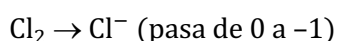
Indique en cada una de ellas el número de oxidación de cada átomo, el agente oxidante y el agente reductor.

(U.A. Junio 1987)

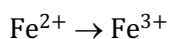
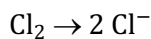
a) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



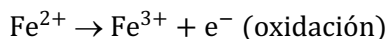
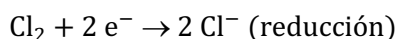
Las especies que cambian su número de oxidación son:



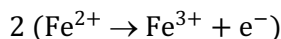
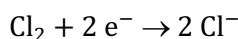
Balance de materia:



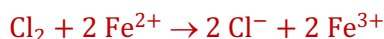
Balance de carga:



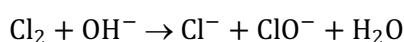
- Cl_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.



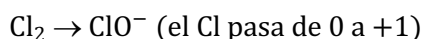
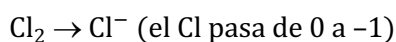
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



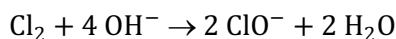
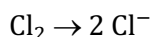
b) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



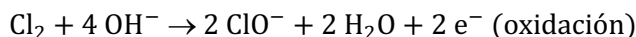
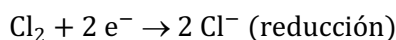
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



Balance de carga:



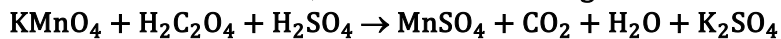
- Cl_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.
- Cl_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.

Como se observa, el Cl_2 se oxida y se reduce a la vez, fenómeno que se denomina **dismutación o desproporción**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



2. Se hacen reaccionar 10 g de permanganato de potasio, KMnO_4 , con 10 g de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, con exceso de ácido sulfúrico, de acuerdo con la siguiente ecuación sin ajustar:



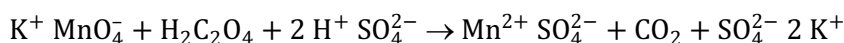
a) Ajuste la ecuación por el método del ion-electrón.

b) Calcule el volumen de CO_2 que se obtendrá medido a 0°C y 1 atm.

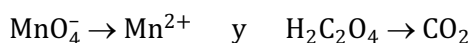
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1987)

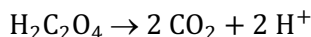
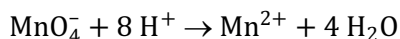
a) La ecuación iónica es:



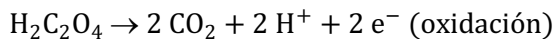
Las especies que cambian su número de oxidación son:



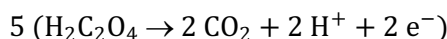
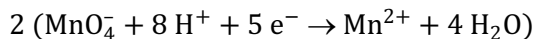
Balance de materia:



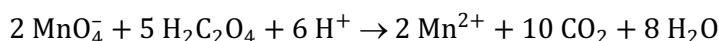
Balance de carga:



- MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan en cada parte (2K^+ y 3SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} = 0,063 \text{ mol KMnO}_4 \\ 10 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{90,0 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,11 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,11 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{0,063 \text{ mol KMnO}_4} = 1,7$$

Como la relación molar es menor que 2,5 quiere decir que sobra KMnO_4 , por lo que $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ es el **reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de CO_2 que se obtiene.

Relacionando $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ con CO_2 :

$$0,11 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,22 \text{ mol CO}_2$$

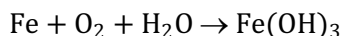
Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0,22 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 4,9 \text{ L CO}_2$$

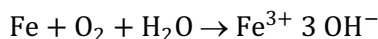
3. La corrosión del hierro consiste en que dicho metal se oxida al entrar en contacto aire húmedo. El hierro reacciona con el oxígeno y el agua para formar hidróxido de hierro (III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Ajuste la reacción explicando el procedimiento utilizado.

(U.A. Septiembre 1987) (U.A. Septiembre 1988)

La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



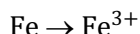
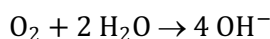
La ecuación iónica es:



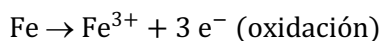
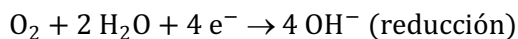
Las especies que cambian su número de oxidación son:



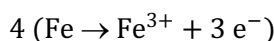
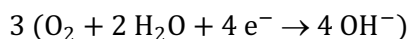
Balance de materia:



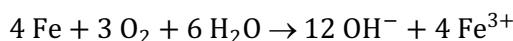
Balance de carga:



- O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.
- Fe pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Agrupando iones se obtiene la ecuación molecular final:



4. Justifique de forma razonada cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:

- a) La transformación de un alcohol primario en un aldehído es una oxidación.
- b) Si el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se transforma en CrO_4^{2-} es que se ha oxidado.
- c) Si el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se transforma en CrO_4^{2-} es que se ha reducido.
- d) Cuando el H_2O_2 actúa como oxidante se reduce a H_2O .

(U.A. Junio 1988)

a) La transformación de un alcohol primario en un aldehído es una oxidación.

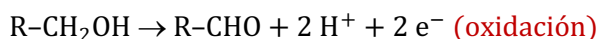
Se trata de comprobar si el proceso:



Balance de materia:



Balance de carga:

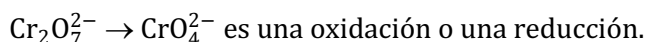


El alcohol primario, $\text{R-CH}_2\text{OH}$, pierde electrones, es el reductor, la especie que se oxida.

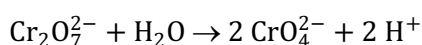
La propuesta es **cierta**.

b-c) Si el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se transforma en CrO_4^{2-} es que se ha oxidado (reducido).

Se trata de comprobar si el proceso:



Balance de materia:

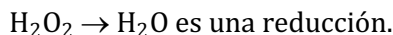


Balance de carga: como se observa, en la semirreacción propuesta **no se intercambian electrones**, no se trata de una reacción de oxidación-reducción. El número de oxidación del Cr es +6 tanto en ambas especies.

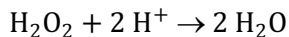
Las dos propuestas son **falsas**.

d) Cuando el H_2O_2 actúa como oxidante se reduce a H_2O .

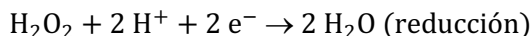
Se trata de comprobar si el proceso:



Balance de materia:



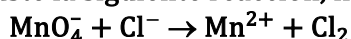
Balance de carga:



H_2O_2 gana electrones, es el oxidante, la especie que se reduce.

La propuesta es cierta.

5. Ajuste la siguiente reacción, incluyendo H^+ y H_2O si es necesario:

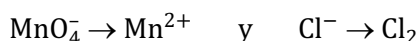


y sobre ella identifique:

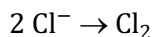
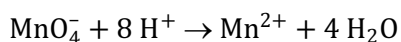
- El elemento que se oxida.
- El elemento que se reduce.
- El agente oxidante.
- El agente reductor.

(U.A. Junio 1988)

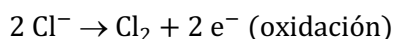
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

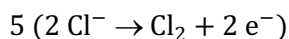
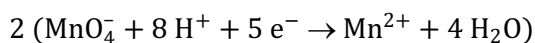


Balance de carga:



a-d) Cl^- pierde electrones, es el reductor, la especie que se oxida.

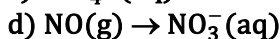
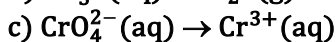
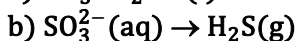
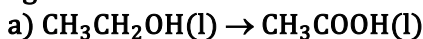
b-c) MnO_4^- gana electrones, es el oxidante, la especie que se reduce.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



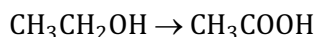
6. Ajuste por el método del ion-electrón cada una de las semirreacciones en medio ácido que se dan a continuación y clasifíquelas como reducción u oxidación. Señale en cada caso el agente oxidante y el agente reductor:



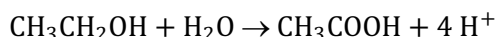
Nota. Añada H^+ y H_2O donde sea necesario.

(U.A. Junio 1988)

a) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

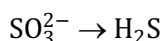


Balance de carga:

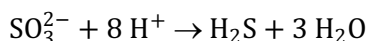


▪ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de oxidación**.

b) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

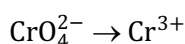


Balance de carga:

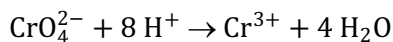


▪ SO_3^{2-} gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de reducción**.

c) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

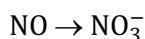


Balance de carga:

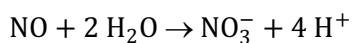


▪ CrO_4^{2-} gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de reducción**.

d) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

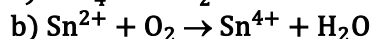
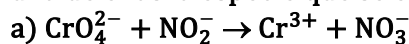


Balance de carga:



- **NO** pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de oxidación**.

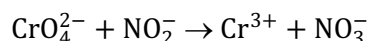
7. Ajuste cada una de las siguientes reacciones por el método del ion-electrón, e identifique en cada una de ellas la especie que se oxida, la especie que se reduce, el oxidante y el reductor:



Nota. Añada H^+ y H_2O donde sea necesario.

(U.A. Junio 1989)

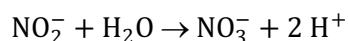
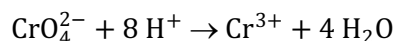
a) La ecuación iónica a ajustar es:



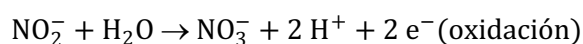
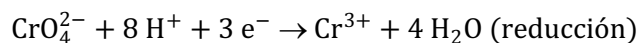
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

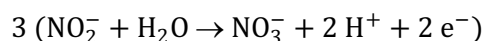
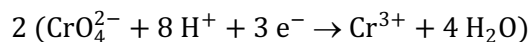


Balance de carga:

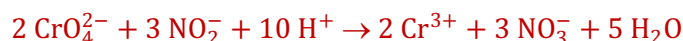


- CrO_4^{2-} gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

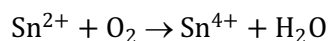
- NO_2^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



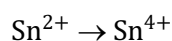
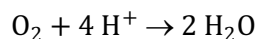
b) La ecuación iónica a ajustar es:



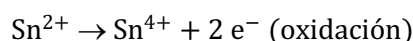
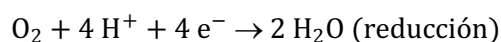
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

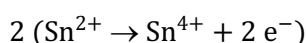
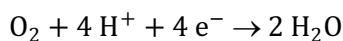


Balance de carga:

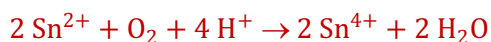


- O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

- Sn^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



8. Calentando ácido clorhídrico concentrado, HCl, con dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, se obtiene cloro puro gaseoso, Cl_2 . Sabiendo que el ion dicromato se reduce a Cr^{3+} en esta reacción, ¿qué cantidad de dicromato de potasio será necesaria para obtener 10,0 L de Cl_2 a 14 °C y 722 mmHg?

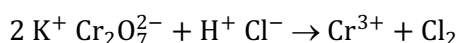
Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(U.A. Septiembre 1989)

La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



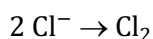
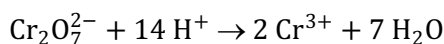
La ecuación iónica es:



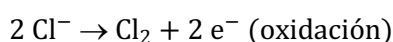
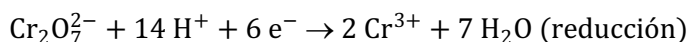
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

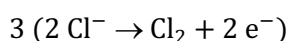
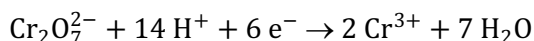


Balance de carga:



▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.

▪ Cl^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



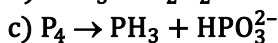
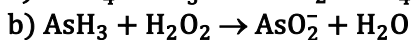
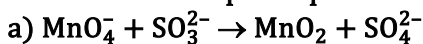
Considerando comportamiento ideal, la cantidad de Cl_2 que se obtiene es:

$$n = \frac{722 \text{ mmHg} \cdot 10,0 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (14 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,403 \text{ mol Cl}_2$$

Relacionando Cl_2 con $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$0,403 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{294,2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 39,5 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

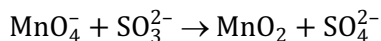
9. Ajuste cada una de las siguientes reacciones por el método del ion-electrón, e identifique en cada una de ellas la especie que se oxida, la especie que se reduce, el oxidante y el reductor:



Nota. Añada H^+ y H_2O donde sea necesario.

(U.A. Junio 1990)

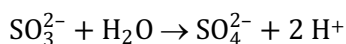
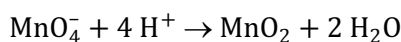
a) La ecuación iónica a ajustar es:



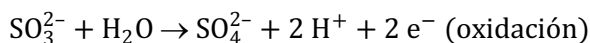
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

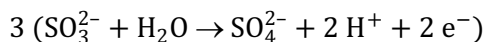
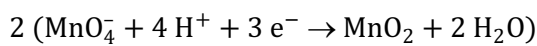


Balance de carga:



▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

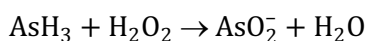
▪ SO_3^{2-} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



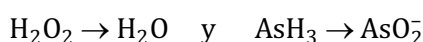
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



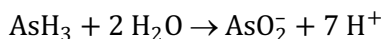
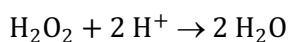
b) La ecuación iónica a ajustar es:



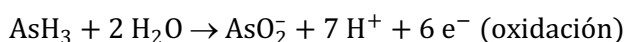
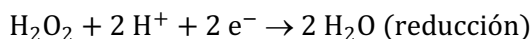
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

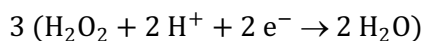


Balance de carga:



▪ H_2O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

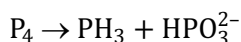
▪ AsH_3 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



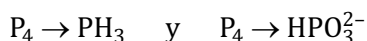
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



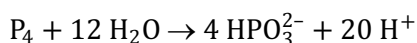
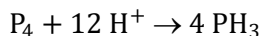
c) La ecuación iónica a ajustar es:



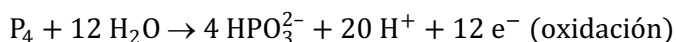
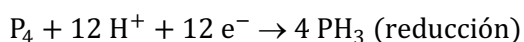
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



Balance de carga:



▪ P_4 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

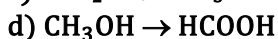
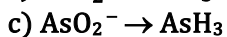
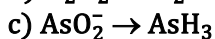
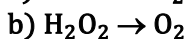
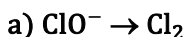
▪ P_4 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Como se observa, el P_4 se oxida y se reduce a la vez, fenómeno que se denomina **dismutación** o **desproporción**.

Sumando ambas semirreacciones y simplificando se obtiene la ecuación iónica final:



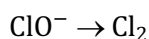
10. Ajuste por el método del ion-electrón cada una de las semirreacciones que se dan a continuación y clasifíquelas como reducción u oxidación. Señale en cada caso el agente oxidante y el agente reductor:



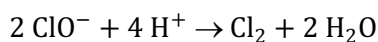
Nota. Añada H^+ y H_2O donde sea necesario.

(U.A. Septiembre 1990)

a) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

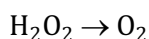


Balance de carga:

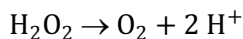


▪ ClO^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de reducción**.

b) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

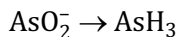


Balance de carga:

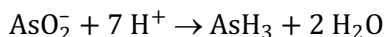


▪ H_2O_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de oxidación**.

c) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:

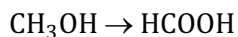


Balance de carga:

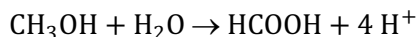


▪ AsO_2^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de reducción**.

d) Semirreacción a ajustar e identificar:



Balance de materia:



Balance de carga:



▪ CH_3OH pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida, por lo tanto, se trata de una **semirreacción de oxidación**.

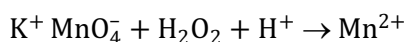
11. Escriba y ajuste en forma molecular, indicando oxidante y reductor, las siguientes reacciones:

a) El permanganato de potasio, KMnO_4 , en medio ácido, con el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , dando iones manganeso +2.

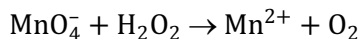
b) El ácido nítrico, HNO_3 , con el cobre metálico, formando óxido nítrico, NO .

(U.A. Septiembre 1992)

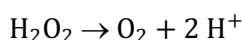
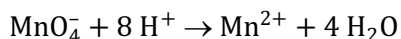
a) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



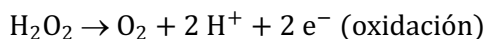
En el MnO_4^- , el manganeso +7 se reduce a manganeso +2, es decir actúa como oxidante, por lo tanto, el H_2O_2 se comporta como reductor y se oxida a O_2 , luego la ecuación completa a ajustar es:



Balance de materia:

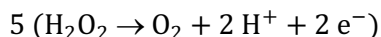
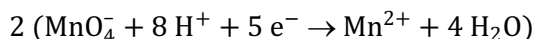


Balance de carga:

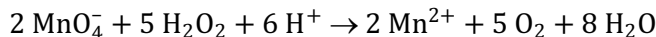


▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.

- H_2O_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.



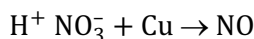
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



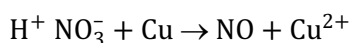
Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 3SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:



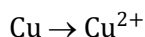
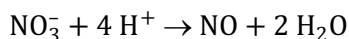
b) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



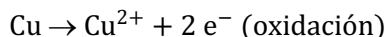
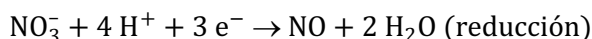
En el NO_3^- , el nitrógeno +5 se reduce a nitrógeno +2 en el NO, es decir actúa como oxidante, por lo tanto, el Cu se comporta como reductor y se oxida a Cu^{2+} , luego la ecuación completa a ajustar es:



Balance de materia:

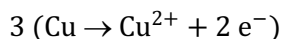
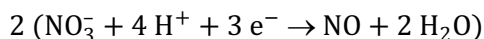


Balance de carga:

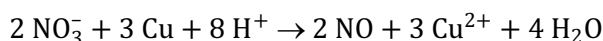


- NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.

- Cu pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (6NO_3^-) se obtiene la ecuación molecular final:



12. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , puede actuar como agente oxidante o agente reductor.

a) ¿Cómo actúa como agente oxidante?

b) ¿Cómo actúa como agente reductor?

c) El peróxido de hidrógeno en medio ácido reacciona con el sulfuro de plomo(II), PbS, dando sulfato de plomo(II), PbSO_4 . Escriba la reacción en forma molecular, indicando el oxidante, el reductor, especie que se oxida y especie que se reduce.

(U.A. Junio 1993)

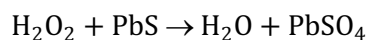
a) Si el H_2O_2 actúa como **oxidante** (oxígeno con número de oxidación -1) **se reduce a H_2O** (oxígeno con número de oxidación -2):



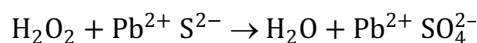
b) Si el H_2O_2 actúa como **reductor** (oxígeno con número de oxidación -1) **se oxida a O_2** (oxígeno con número de oxidación 0):



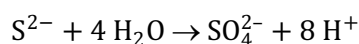
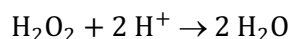
c) Si el PbS se transforma en PbSO₄, el número de oxidación del azufre pasa de -2 a +6, es decir, el azufre pierde electrones y se oxida. Por lo tanto, el H₂O₂ se comporta como oxidante y se reduce a H₂O. Así pues, la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



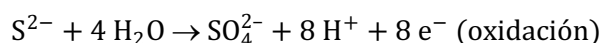
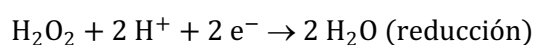
La ecuación iónica a ajustar es:



Balance de materia:

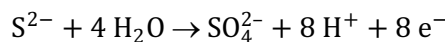
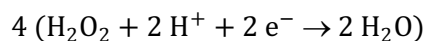


Balance de carga:

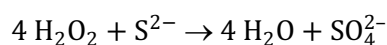


▪ H₂O₂ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

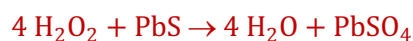
▪ S²⁻ pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (Pb²⁺) se obtiene la ecuación molecular final:

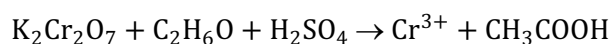


13. Para determinar el contenido de alcohol etílico, C₂H₆O, en el aliento, se utiliza la reacción de oxidación-reducción entre el etanol y el dicromato de potasio, K₂Cr₂O₇, en medio ácido sulfúrico. Se forman cromo(III) y ácido acético, CH₃COOH, y se produce el cambio de color desde el rojo-naranja del dicromato hasta el azul del sulfato de cromo(III), Cr₂(SO₄)₃.

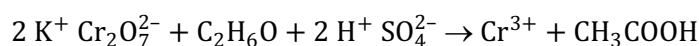
Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante y el agente reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Septiembre 1993) (U.A. Septiembre 2001)

La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



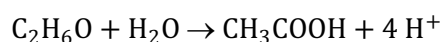
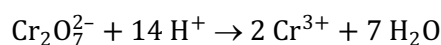
La ecuación iónica es:



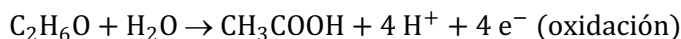
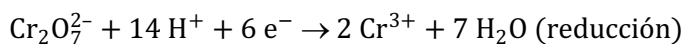
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

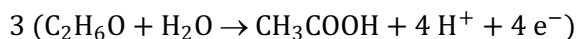
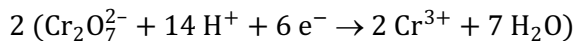


Balance de carga:

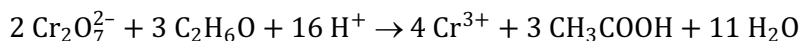


▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cr^{3+}** .

▪ $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a CH_3COOH** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (4K^+ y 8SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:

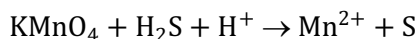


14. El permanganato de potasio, KMnO_4 , en medio ácido, es capaz de oxidar al sulfuro de hidrógeno, H_2S , a azufre elemental, S , y el permanganato pasa a ion manganeso(II).

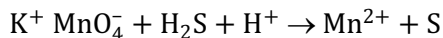
Ajuste la reacción de oxidación-reducción, escríbala en forma molecular e indique el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la especie que se reduce.

(U.A. Junio 1994)

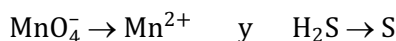
La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



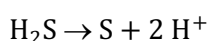
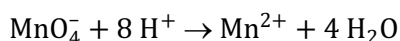
La ecuación iónica es:



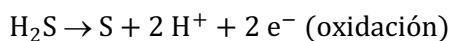
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

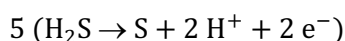
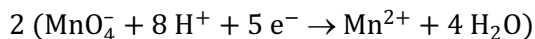


Balance de carga:

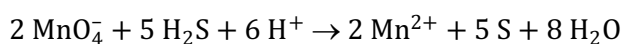


▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

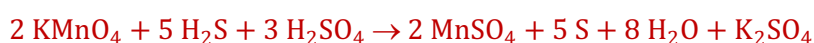
▪ H_2S pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 3SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:



15. Ajuste la reacción de oxidación-reducción, escribala en forma molecular e indique el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la especie que se reduce, para:

a) A temperatura ambiente, se hace burbujear cloro gas, Cl_2 , por una disolución de hidróxido de sodio, NaOH , formándose hipoclorito de sodio, NaClO , cloruro de sodio, NaCl y agua.

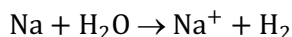
b) El sodio metal reacciona violentamente con el agua formándose iones sodio e hidrógeno molecular.

(U.A. Junio 1995)

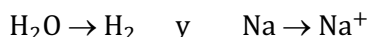
a) Este ajuste está resuelto en el ejercicio 1b de esta sección, solo que aquí se pide la forma molecular que es:



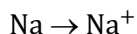
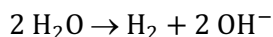
b) La ecuación iónica a ajustar es:



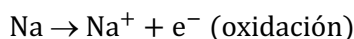
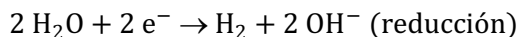
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

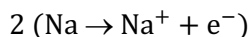
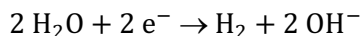


Balance de carga:

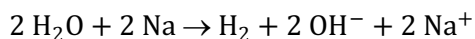


▪ H_2O gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

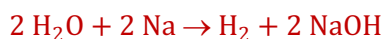
▪ Na pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Agrupando los iones se obtiene la ecuación molecular final:



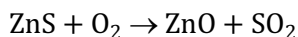
16. Ajuste la reacción de oxidación-reducción, escribala en forma molecular e indique el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la especie que se reduce, para:

a) El sulfuro de zinc, ZnS , reacciona con el oxígeno molecular, O_2 , para formar óxido de zinc, ZnO , y dióxido de azufre, SO_2 .

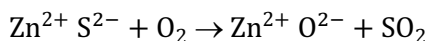
b) El carbono reacciona con el ácido nítrico, HNO_3 , formando dióxido de nitrógeno, NO_2 , dióxido de carbono, CO_2 , y agua.

(U.A. Septiembre 1995)

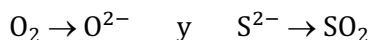
a) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



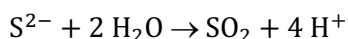
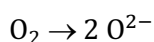
La ecuación iónica es:



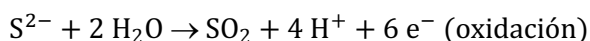
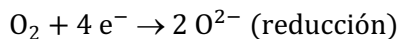
Las especies que cambian su número de oxidación son:



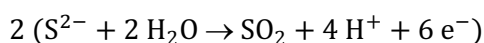
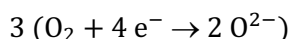
Balance de materia:



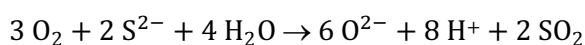
Balance de carga:



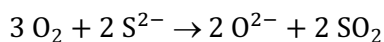
- O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- S^{2-} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



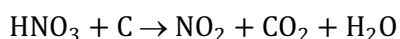
Los iones 4O^{2-} y 8H^+ producen $4 \text{H}_2\text{O}$ que se simplifican con las existentes en los reactivos quedando:



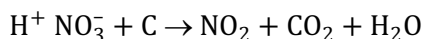
Añadiendo los iones que faltan (2Zn^{2+}) se obtiene la ecuación molecular final:



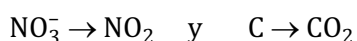
b) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



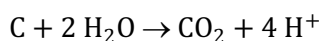
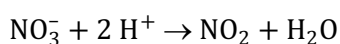
La ecuación iónica a ajustar es:



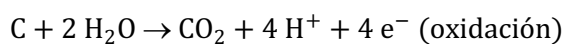
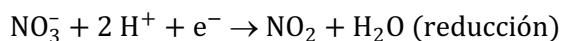
Las especies que cambian su número de oxidación son:



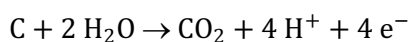
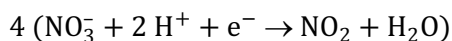
Balance de materia:



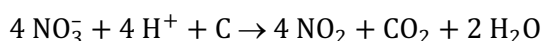
Balance de carga:



- NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- C pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



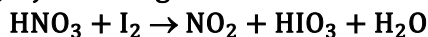
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Agrupando iones se obtiene la ecuación molecular final:



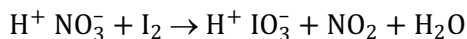
17. a) Ajuste la siguiente reacción redox:



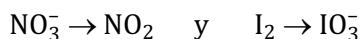
b) Nombre todas las especies que intervienen, especificando cuál actúa como agente oxidante y cuál como agente reductor.

(C.V. Junio 1997)

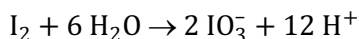
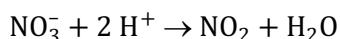
a) La ecuación iónica a ajustar es:



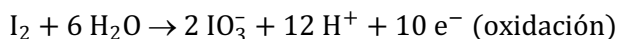
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

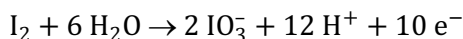
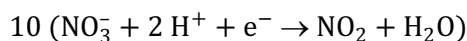


Balance de carga:

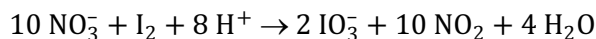


▪ NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ I_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2H^+) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Los nombres de las especies son:



18. El dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en medio ácido reacciona con el 1-propanol, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$, dando lugar al ácido propiónico o propanoico, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, transformándose en ion Cr(III) .

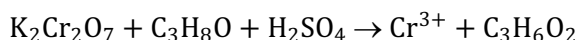
a) Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

b) Calcule el número de moléculas de dicromato de potasio que se necesitan para obtener tres moles de ácido propanoico.

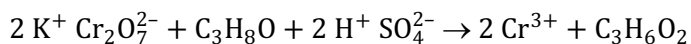
Dato. Número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

(U.A. Junio 1997)

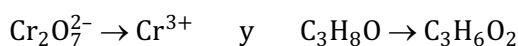
La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



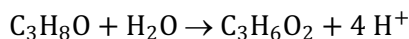
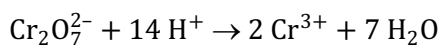
La ecuación iónica es:



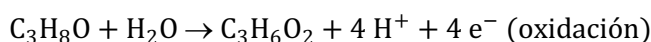
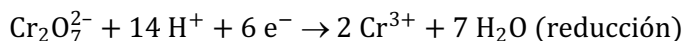
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

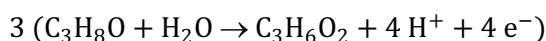
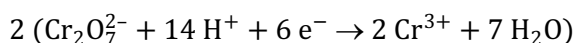


Balance de carga:

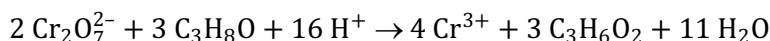


▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (4K^+ y 8SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Relacionando $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ con $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

$$3,0 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2} = 2,0 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Como el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es una sustancia cristalina no tiene sentido hablar de moléculas de la misma, lo correcto es decir unidades fórmula:

$$2,0 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades fórmula } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ unidades fórmula } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

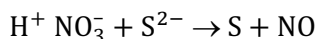
19. La concentración de iones sulfuro, S^{2-} , de una disolución puede disminuirse mediante un proceso de conversión a azufre elemental, S, por la acción del ácido nítrico, HNO_3 , concentrado que se transforma en óxido nítrico, NO.

a) Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

b) ¿Qué molaridad debería tener una disolución de ácido nítrico para que 300 mL de la misma suministren los protones necesarios para reaccionar con 50 g de ion sulfuro?

(U.A. Septiembre 1997)

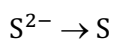
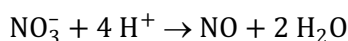
a) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



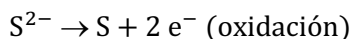
Las especies que cambian su número de oxidación son:



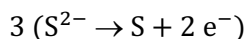
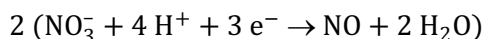
Balance de materia:



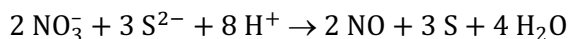
Balance de carga:



- NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- S^{2-} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (6NO_3^-) se obtiene la ecuación final:

Agrupando los iones se obtiene la ecuación molecular final:



b) Relacionando S^{2-} con HNO_3 :

$$50 \text{ g S}^{2-} \cdot \frac{1 \text{ mol S}^{2-}}{32,1 \text{ g S}^{2-}} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol S}^{2-}} = 4,2 \text{ mol HNO}_3$$

La concentración molar de la disolución de HNO_3 es:

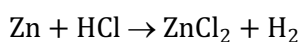
$$\frac{4,2 \text{ mol HNO}_3}{300 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 14 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

20. Escriba las ecuaciones moleculares ajustadas para las reacciones siguientes:

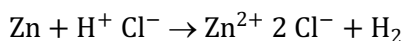
- a) El zinc se disuelve en ácido clorhídrico para formar cloruro de zinc e hidrógeno gaseoso.
- b) El sodio se disuelve en agua para formar hidróxido de sodio e hidrógeno gaseoso.
- c) El hierro se disuelve en ácido nítrico para formar nitrato de hierro(III), dióxido de nitrógeno gaseoso y agua.

(C.V. Septiembre 1997)

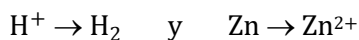
a) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



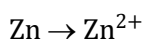
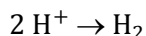
La ecuación iónica a ajustar es:



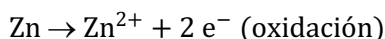
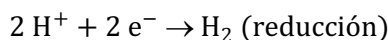
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

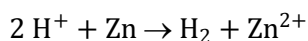


Balance de carga:



- H^+ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Zn pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

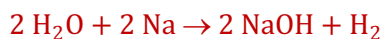
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



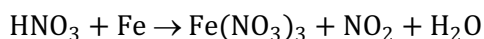
Añadiendo los iones que faltan (2Cl^-) se obtiene la ecuación molecular final:



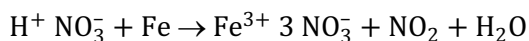
b) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 15b de esta sección:



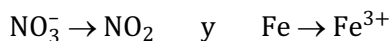
c) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



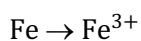
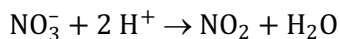
La ecuación iónica a ajustar es:



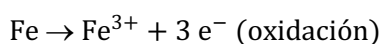
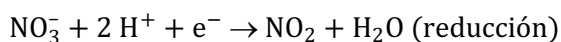
Las especies que cambian su número de oxidación son:



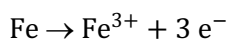
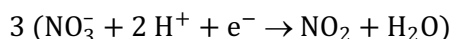
Balance de materia:



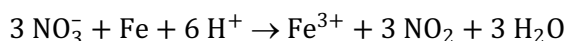
Balance de carga:



- NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- **Fe** pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



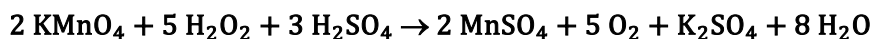
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (3NO_3^-) se obtiene la ecuación molecular final:



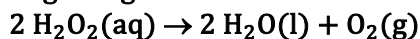
21. El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , que tiene propiedades desinfectantes. La concentración de H_2O_2 en dichas disoluciones se puede determinar mediante una volumetría redox utilizando permanganato de potasio, KMnO_4 . La reacción que se produce es:



a) Indique qué especie se oxida y cuál se reduce, especificando los cambios en los números de oxidación.

b) Para analizar la disolución de H_2O_2 se toman 5,00 mL de la misma y se comprueba que se necesitan exactamente 39,3 mL de una disolución 0,500 M de KMnO_4 para reaccionar cuantitativamente con el peróxido. Calcule la concentración de la disolución de H_2O_2 expresando el resultado en forma de molaridad y g/L.

c) Se tiene 1,00 L de disolución 0,893 M de H_2O_2 , si todo el peróxido pudiera transformarse en oxígeno gas según la reacción:



¿qué volumen de gas se obtendría medido en condiciones normales?

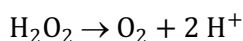
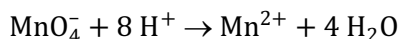
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 1997)

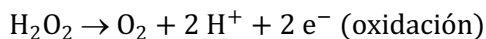
a) Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



Balance de carga:



▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Mn^{2+}** . El **manganeso** pasa de número de oxidación **+7 a +2**.

▪ H_2O_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a O_2** . El **oxígeno** pasa de número de oxidación **-1 a 0**.

b) La cantidad de KMnO_4 que reacciona es:

$$39,3 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,500 \text{ M}} = 19,7 \text{ mmol KMnO}_4$$

Relacionando KMnO_4 con H_2O_2 :

$$19,7 \text{ mmol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 49,2 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

La concentración molar de la disolución de H_2O_2 es:

$$\frac{49,2 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{5,00 \text{ mL disolución}} = 9,85 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración de la disolución de H_2O_2 expresada en g/L es:

$$\frac{49,2 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{5,00 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{34,0 \text{ mg H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}_2}{10^3 \text{ mg H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 335 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

c) La cantidad de H_2O_2 contenido en 1,00 L de disolución 0,893 M es:

$$1,00 \text{ L disolución } 0,893 \text{ M} \cdot \frac{0,893 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L disolución } 0,893 \text{ M}} = 0,893 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

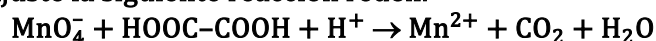
Relacionando H_2O_2 con O_2 :

$$0,893 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0,447 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0,447 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 10,0 \text{ L O}_2$$

22. Ajuste la siguiente reacción redox:



Nombre todas las especies que intervienen en la reacción anterior e indique cuál actúa como agente oxidante y cuál como agente reductor.

(C.V. Junio 1998)

Esta ecuación química ha sido ajustada en el problema 2 de esta sección, solo que la especie HOOC-COOH aparece escrita en forma molecular, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$:



Los nombres de las especies son:

MnO_4^- : ion permanganato, gana electrones, oxidante

HOOC-COOH : ácido oxálico o etanodioico, pierde electrones, reductor

Mn^{2+} : ion manganeso(II) CO_2 : dióxido de carbono H_2O : agua

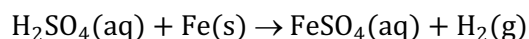
23. Se disolvió una muestra de 5,026 g de mineral de hierro en una disolución de ácido sulfúrico diluido. El hierro está en forma de iones Fe(II) . La disolución se valoró con una disolución de permanganato de potasio, KMnO_4 , 0,0640 M, necesiándose 30,68 mL y formándose iones Fe(III) y Mn(II) .

a) Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

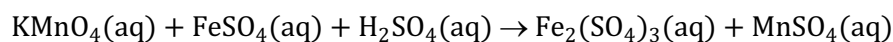
b) Calcule la riqueza del mineral de hierro.

(U.A. Septiembre 1998)

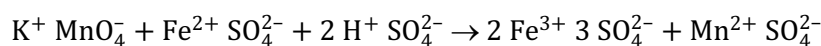
a) La ecuación química correspondiente a la disolución del hierro en ácido sulfúrico en exceso es:



La ecuación a ajustar, correspondiente a la reacción entre permanganato de potasio y sulfato de hierro(II) en medio de ácido sulfúrico, es:



La ecuación en forma iónica es:

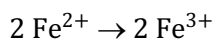
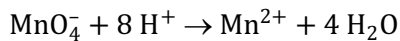


Obsérvese que el $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ contiene 2 iones Fe^{3+} lo cual debe ser tenido en cuenta en el balance de materia.

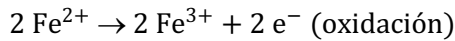
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

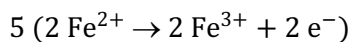
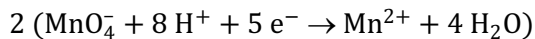


Balance de carga:

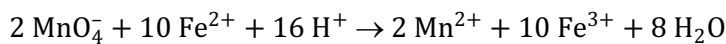


▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 18SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de KMnO_4 que reacciona es:

$$30,68 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,0640 \text{ M} \cdot \frac{0,0640 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,0640 \text{ M}} = 1,96 \text{ mmol KMnO}_4$$

Relacionando KMnO_4 con Fe^{2+} :

$$1,96 \text{ mmol KMnO}_4 \cdot \frac{10 \text{ mmol Fe}^{2+}}{2 \text{ mmol KMnO}_4} \cdot \frac{55,8 \text{ mg Fe}^{2+}}{1 \text{ mmol Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ g Fe}^{2+}}{10^3 \text{ mg Fe}^{2+}} = 0,547 \text{ g Fe}^{2+}$$

El contenido en Fe del mineral es:

$$\frac{0,547 \text{ g Fe}^{2+}}{5,026 \text{ g mineral}} \cdot 100 = 10,9 \% \text{ Fe}$$

24. En el despegue de algunas naves espaciales se ha utilizado como propelente una mezcla de hidrazina, N_2H_4 , y tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 , produciéndose en la reacción nitrógeno gas, N_2 , y vapor de agua.

a) Identifique las especies oxidante y reductora y calcule el número de electrones intercambiados por cada molécula de hidrazina que reacciona.

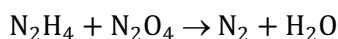
b) Calcule el volumen que ocuparían los gases producidos, medidos a 100°C y $1,00 \text{ atm}$, al reaccionar 1.000 kg de hidrazina.

c) ¿Cuál debe ser la relación másica hidrazina/tetróxido de dinitrógeno en la mezcla de combustible? Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

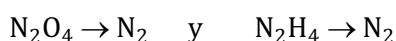
(C.V. Junio 1999)

a) Aunque en este ejercicio no se pida de forma directa el ajuste de la ecuación química correspondiente a la reacción entre la hidrazina y el tetróxido de dinitrógeno, dicho ajuste es necesario para contestar a las preguntas de los apartados b) y c).

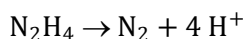
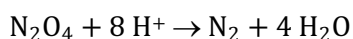
La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



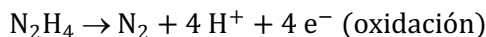
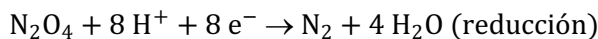
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



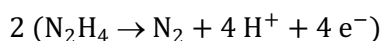
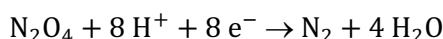
Balance de carga:



▪ N_2O_4 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ N_2H_4 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Se intercambian 4 electrones por cada molécula de N_2H_4 que reacciona.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación final, que escrita con los correspondientes estados de agregación es:



b) La cantidad de N_2H_4 que reacciona es:

$$1.000 \text{ kg N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{10^3 \text{ g N}_2\text{H}_4}{1 \text{ kg N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4} = 3,125 \cdot 10^3 \text{ mol N}_2\text{H}_4$$

Por cada 2 mol de N_2H_4 que reacciona se forman 3 mol de N_2 y 4 mol de H_2O , es decir, 7 mol de gas:

$$3,125 \cdot 10^3 \text{ mol N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{7 \text{ mol gas}}{2 \text{ mol N}_2\text{H}_4} = 1,094 \cdot 10^5 \text{ mol gas}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{1,094 \cdot 10^5 \text{ mol} \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 3,35 \cdot 10^5 \text{ L}$$

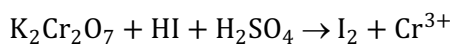
c) Conocida la relación molar $\text{N}_2\text{H}_4/\text{N}_2\text{O}_4$ se puede obtener la correspondiente relación másica:

$$\frac{2 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4} \cdot \frac{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4}{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4}{92,0 \text{ g N}_2\text{O}_4} = 0,696 \frac{\text{g N}_2\text{H}_4}{\text{g N}_2\text{O}_4}$$

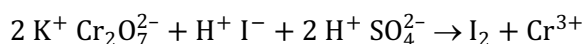
25. El dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en medio ácido reacciona con el yoduro de hidrógeno, HI, formando yodo, I_2 , y transformándose en ion cromo(III). Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante, el agente reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Junio 1999)

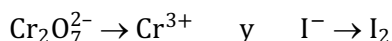
Suponiendo que el medio ácido lo proporciona el H_2SO_4 , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



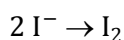
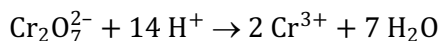
La ecuación iónica es:



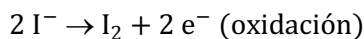
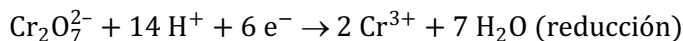
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

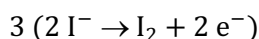
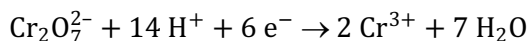


Balance de carga:

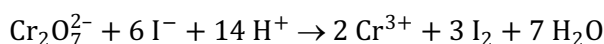


▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cr^{3+}** .

▪ I^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a I_2** .



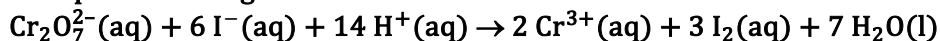
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 4SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:



26. Se mezclan 1,00 L de disolución que contiene ion dicromato 0,100 M y 1,00 L de disolución que contiene ion yoduro 0,100 M. Ambas disoluciones contienen también un exceso de iones H^+ . De esta manera se produce la siguiente reacción:



a) Calcule la masa de I_2 que se formará.

b) Calcule la concentración de Cr^{3+} en la disolución resultante de la mezcla, expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, considerando que los volúmenes son aditivos.

c) Indique qué elemento se oxida y cuál se reduce en la reacción, así como qué especie química es el oxidante y cuál el reductor.

(C.V. Septiembre 1999)

a) Al existir cantidades de los dos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Como se tiene un litro de disolución de concentración 0,100 M de cada reactivo, el número de moles de cada reactivo es 0,100 y la relación molar en la que se encuentran es:

$$\frac{0,100 \text{ mol I}^-}{0,100 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 1,00$$

Como se observa, la relación molar es menor que 6, lo cual quiere decir que sobra $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, por lo que se gasta todo el I^- que es el reactivo **limitante** que determina la cantidad de I_2 obtenido.

Relacionando I^- con I_2 :

$$0,100 \text{ mol I}^- \cdot \frac{3 \text{ mol I}_2}{6 \text{ mol I}^-} \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 12,7 \text{ g I}_2$$

b) Relacionando I^- con Cr^{3+} :

$$0,100 \text{ mol I}^- \cdot \frac{2 \text{ mol Cr}^{3+}}{6 \text{ mol I}^-} = 0,0333 \text{ mol Cr}^{3+}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de Cr^{3+} es:

$$\frac{0,0333 \text{ mol Cr}^{3+}}{(1,00 + 1,00) \text{ L disolución}} = 0,0167 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

c) Según se ha demostrado en el ejercicio 25 de esta sección:

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante** y el **chromo** es elemento que **se reduce**.
- I^- pierde electrones, es el reductor y el **yodo** es elemento que **se oxida**.

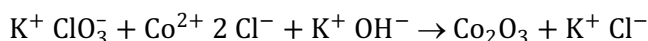
27. El clorato de potasio, KClO_3 , en medio fuertemente alcalino actúa sobre el cloruro de cobalto(II), CoCl_2 , formando óxido de cobalto(III), Co_2O_3 , y transformándose en cloruro de potasio, KCl . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante, el agente reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Septiembre 1999)

La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



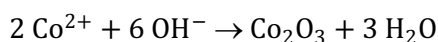
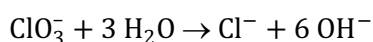
La ecuación iónica es:



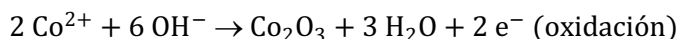
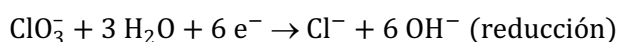
Las especies que cambian su número de oxidación son:



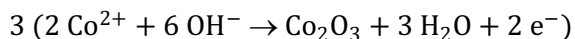
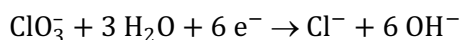
Balance de materia:



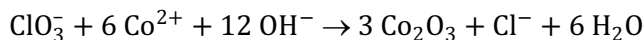
Balance de carga:



- ClO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cl^-** .
- Co^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a Co_2O_3** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



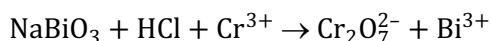
Añadiendo los iones que faltan (13K^+ y 12Cl^-) se llega a la ecuación molecular final:



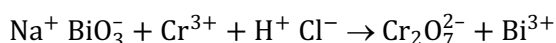
28. El bismutato de sodio, NaBiO_3 , en medio fuertemente ácido, reacciona con una sal de cromo(III) formando el ion dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, y transformándose en iones Bi(III) . Ajuste y escriba la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el oxidante y el reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Junio 2000)

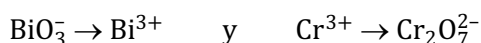
Suponiendo que el medio ácido lo proporciona el HCl , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



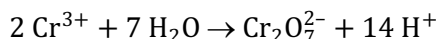
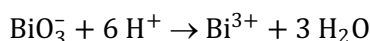
La ecuación iónica es:



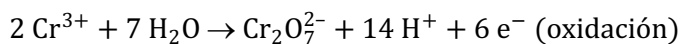
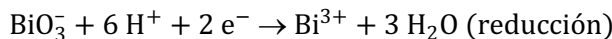
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

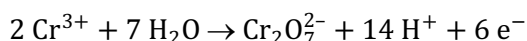
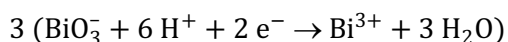


Balance de carga:

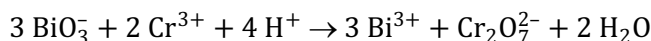


▪ BiO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Bi^{3+}** .

▪ Cr^{3+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$** .



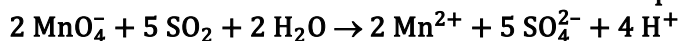
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (3Na^+ y 10Cl^-) y agrupándolos, se llega a la ecuación molecular final:



29. El dióxido de azufre presente en el aire es el principal responsable de la lluvia ácida. Se puede determinar la concentración del mismo en el aire haciendo que dicha sustancia se disuelva y realizando una volumetría redox con una disolución de permanganato de acuerdo con la reacción:



a) Indique qué especie química se oxida y cuál se reduce especificando los cambios de estado de oxidación.

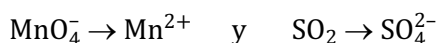
b) Al analizar una disolución que contiene dióxido de azufre disuelto se comprueba que necesita 7,4 mL de disolución 0,0080 M de permanganato. Determine el número de gramos de dióxido de azufre que contiene dicha disolución.

c) El dióxido de azufre de la disolución del apartado anterior procede de una muestra de 500 L de aire. Calcule la presión del dióxido de azufre en la misma a 25 °C.

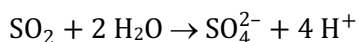
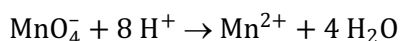
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Junio 2000)

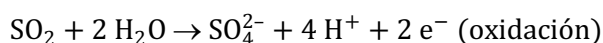
a) Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



Balance de carga:



▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante** la especie que **se reduce**, el **número de oxidación del manganeso** pasa de **+7 a +2**.

▪ SO_2 pierde electrones, es el **reductor** la especie que **se oxida**, el **número de oxidación del azufre** pasa de **+4 a +6**.

b) la cantidad de MnO_4^- que reacciona es:

$$7,4 \text{ mL MnO}_4^- 0,0080 \text{ M} \cdot \frac{0,0080 \text{ mmol MnO}_4^-}{1 \text{ mL MnO}_4^- 0,0080 \text{ M}} = 0,059 \text{ mmol MnO}_4^-$$

Relacionando MnO_4^- con SO_2 :

$$0,059 \text{ mmol MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ mmol SO}_2}{2 \text{ mmol MnO}_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{10^3 \text{ mmol SO}_2} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2$$

La masa de SO_2 que contiene la disolución es:

$$1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{64,1 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ g SO}_2$$

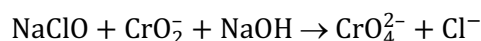
c) Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el SO_2 en la muestra de aire es:

$$p = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{500 \text{ L}} = 7,3 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$$

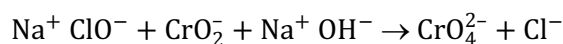
30. El hipoclorito de sodio, NaClO , en medio básico, reacciona con los iones cromito, CrO_2^- , formando iones cromato, CrO_4^{2-} , y transformándose en iones cloruro, Cl^- . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el oxidante y el reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Septiembre 2000)

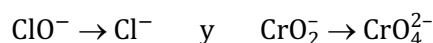
Suponiendo que el medio básico lo aporta el NaOH , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



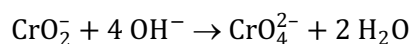
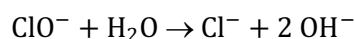
La ecuación iónica es:



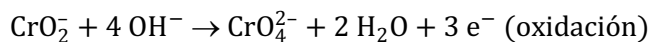
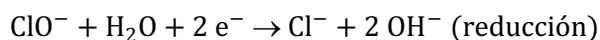
Las especies que cambian su número de oxidación son:



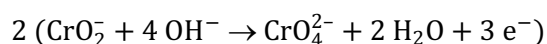
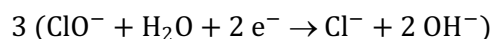
Balance de materia:



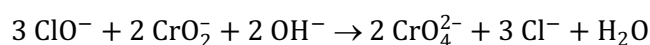
Balance de carga:



- ClO^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cl^-** .
- CrO_2^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a CrO_4^{2-}** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



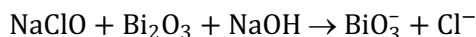
Añadiendo los iones que faltan (7Na^+) se obtiene la ecuación molecular final:



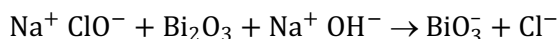
31. El óxido de bismuto(III), Bi_2O_3 , reacciona con el hipoclorito de sodio, NaClO , en medio básico formando iones cloruro, Cl^- , y transformándose en ion bismutato, BiO_3^- . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante y el agente reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Junio 2001)

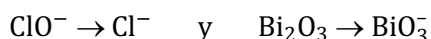
Suponiendo que el medio básico lo aporta el NaOH , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



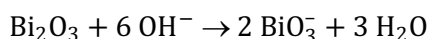
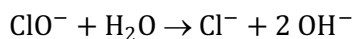
La ecuación iónica es:



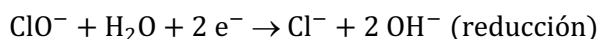
Las especies que cambian su número de oxidación son:



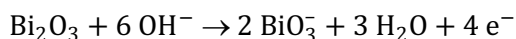
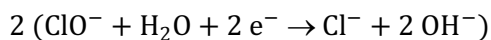
Balance de materia:



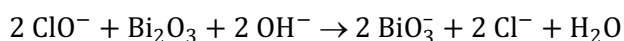
Balance de carga:



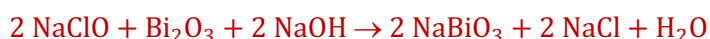
- ClO^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cl^-** .
- Bi_2O_3 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a BiO_3^-** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (4Na^+) se obtiene la ecuación molecular final:



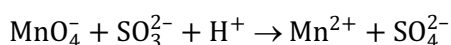
32. En medio ácido, la reacción entre los iones permanganato, MnO_4^- , y los iones sulfito, SO_3^{2-} , produce iones Mn^{2+} e iones sulfato, SO_4^{2-} .

- a) Identifique la especie que se reduce y la que se oxida.
- b) Identifique la especie oxidante y la especie reductora.
- c) Ajuste la reacción iónica global.

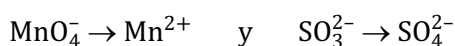
d) En el laboratorio, se dispone de 150 mL de disolución de sulfito de concentración desconocida. Calcule la concentración de sulfito en dicha disolución si para conseguir la transformación completa de los SO_3^{2-} en SO_4^{2-} fue necesario añadir 24,5 mL de una disolución 0,152 M de MnO_4^- .

(C.V. Junio 2001)

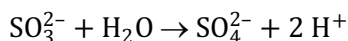
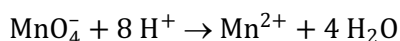
a-b-c) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



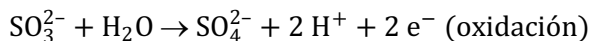
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

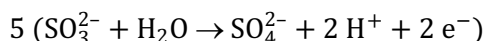
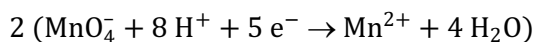


Balance de carga:



▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ SO_3^{2-} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



d) la cantidad de MnO_4^- que reacciona es:

$$24,5 \text{ mL MnO}_4^- 0,152 \text{ M} \cdot \frac{0,152 \text{ mmol MnO}_4^-}{1 \text{ mL MnO}_4^- 0,152 \text{ M}} = 3,72 \text{ mmol MnO}_4^-$$

Relacionando MnO_4^- con SO_3^{2-} :

$$3,72 \text{ mmol MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ mmol SO}_3^{2-}}{2 \text{ mmol MnO}_4^-} = 9,30 \text{ mmol SO}_3^{2-}$$

La concentración de la disolución de SO_3^{2-} expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$\frac{9,30 \text{ mmol SO}_3^{2-}}{150 \text{ mL disolución}} = 0,0620 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

33. Al tratar el dióxido de manganeso, MnO_2 , con el ácido clorhídrico, HCl , se obtiene cloruro de manganeso(II), MnCl_2 , cloro gas, Cl_2 , y agua.

a) Escriba y ajuste la ecuación molecular del proceso, indicando el agente oxidante y el reductor.

b) Determine el volumen de ácido clorhídrico comercial, de densidad $1,18 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y riqueza del 36,0 %, necesario para obtener 500 mL de cloro gas a 5,0 atm de presión y 25 °C.

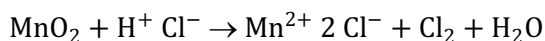
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2001)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



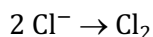
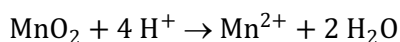
La ecuación iónica a ajustar es:



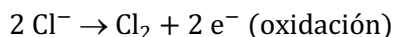
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



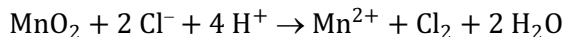
Balance de carga:



▪ MnO_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Cl^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2Cl^-) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de Cl_2 que se obtiene es:

$$n = \frac{5,00 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}}{0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0,102 \text{ mol Cl}_2$$

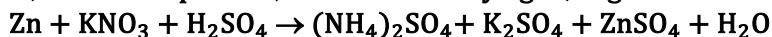
Relacionando Cl_2 con HCl:

$$0,102 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,408 \text{ mol HCl}$$

El volumen de disolución de HCl del 36,0 % es:

$$0,408 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 36,0 \%}{36,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 36,0 \%}{1,18 \text{ g HCl } 36,0 \%} = 35,1 \text{ mL HCl } 36,0 \%$$

34. El metal zinc reacciona con nitrato de potasio en presencia de ácido sulfúrico dando sulfato de amonio, sulfato de potasio, sulfato de zinc y agua, según la reacción:



a) Ajuste la ecuación e indique qué compuesto actúa como reductor y cuál es la variación de electrones que se intercambian en el proceso.

b) ¿Cuántos gramos de zinc reaccionan con 45,45 g de nitrato de potasio?

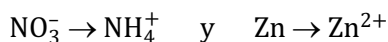
(C.V. Junio 2002)

a) La ecuación iónica es:

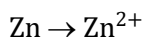
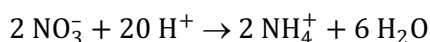


Obsérvese que el $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ contiene 2 iones NH_4^+ lo cual debe ser tenido en cuenta en el balance de materia.

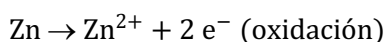
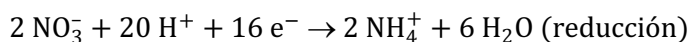
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

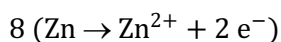
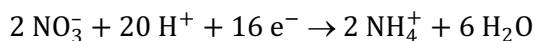


Balance de carga:



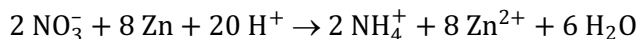
▪ NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Zn pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



en el proceso **se intercambian 16 electrones**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 10SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:



b) La cantidad de KNO_3 a reducir es:

$$45,45 \text{ g KNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} = 0,4496 \text{ mol KNO}_3$$

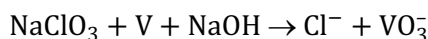
Relacionando KNO_3 con Zn :

$$0,4496 \text{ mol KNO}_3 \cdot \frac{8 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol KNO}_3} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 118 \text{ g Zn}$$

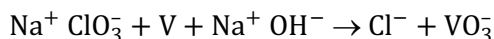
35. El vanadio metálico reacciona con el clorato de sodio, NaClO_3 , en medio básico y en caliente formando iones cloruro, Cl^- , y transformándose en ion vanadato, VO_3^- . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando los agentes oxidante y reductor y las especies en que se transforman.

(U.A. Junio 2002)

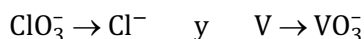
Suponiendo que el medio básico lo aporta el NaOH , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



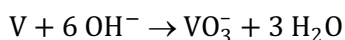
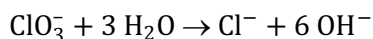
La ecuación iónica es:



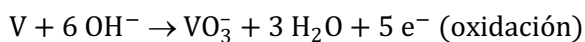
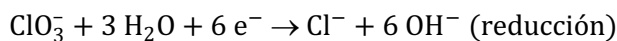
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

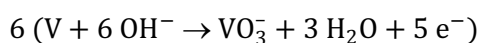
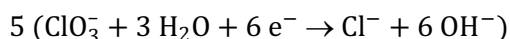


Balance de carga:

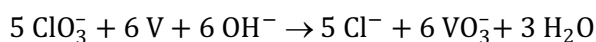


▪ ClO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cl^-** .

▪ V pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a VO_3^-** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (11 Na^+) se obtiene la ecuación molecular final:



36. Por acción de los iones permanganato, MnO_4^- , sobre los iones Fe^{2+} , en medio ácido, se producen iones Mn^{2+} y Fe^{3+} .

a) Identifique la especie que se reduce y la que se oxida indicando sus respectivos números de oxidación.

b) Ajuste la ecuación iónica global.

c) Se dispone de 125 mL de una disolución de dicloruro de hierro, FeCl_2 , de concentración desconocida. Para conseguir la transformación de los iones Fe^{2+} en Fe^{3+} es necesario añadir 16,5 mL de una disolución 0,320 M de MnO_4^- . ¿Cuál es la concentración de FeCl_2 en la disolución valorada?

(C.V. Septiembre 2002)

a-b) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 23 de esta sección.

▪ MnO_4^- gana electrones, es la especie que se reduce, el número de oxidación del manganeso pasa de +7 a +2.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es la especie que se oxida, el número de oxidación del hierro pasa de +2 a +3.

La ecuación iónica final simplificada es:



c) la cantidad de MnO_4^- que reacciona es:

$$16,5 \text{ mL MnO}_4^- 0,320 \text{ M} \cdot \frac{0,320 \text{ mmol MnO}_4^-}{1 \text{ mL MnO}_4^- 0,320 \text{ M}} = 5,28 \text{ mmol MnO}_4^-$$

Relacionando MnO_4^- con Fe^{2+} y FeCl_2 :

$$5,28 \text{ mmol MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ mmol Fe}^{2+}}{1 \text{ mmol MnO}_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mmol FeCl}_2}{1 \text{ mmol Fe}^{2+}} = 26,4 \text{ mmol FeCl}_2$$

La concentración de la disolución de FeCl_2 expresada en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ es:

$$\frac{26,4 \text{ mmol FeCl}_2}{125 \text{ mL disolución}} = 0,211 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

37. El zinc metal reacciona con el nitrato de sodio, NaNO_3 , en medio básico formando amoníaco, NH_3 , y transformándose en zincato de sodio, Na_2ZnO_2 . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando los agentes oxidante y reductor y las especies en las que se transforman.

(U.A. Septiembre 2002)

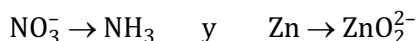
Suponiendo que el medio básico lo aporta el NaOH , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



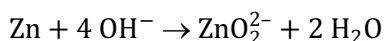
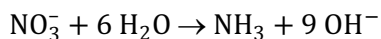
La ecuación iónica es:



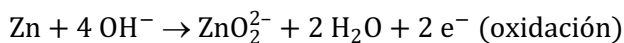
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

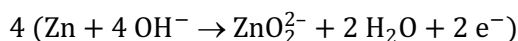
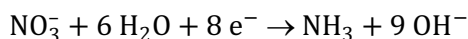


Balance de carga:

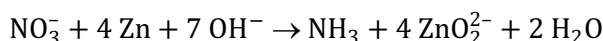


▪ NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a NH_3** .

▪ **Zn** pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a ZnO_2^{2-}** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (8Na^+) se obtiene la ecuación molecular final:



38. Dada la ecuación (no ajustada):

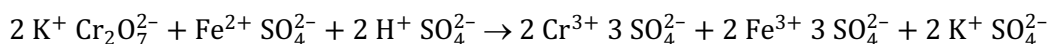


a) Razone cuál es la especie oxidante y cuál la especie reductora y ajuste la ecuación molecular.

b) Calcule los gramos de sulfato de hierro(II), FeSO_4 , que reaccionarán con 50 mL de una disolución acuosa que contiene 1,0 g de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

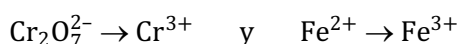
(C.V. Junio 2003)

a) La ecuación en forma iónica es:

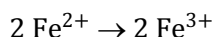
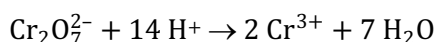


Obsérvese que el $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ contiene 2 iones Fe^{3+} lo cual debe ser tenido en cuenta en el balance de materia.

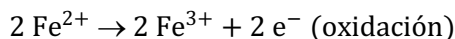
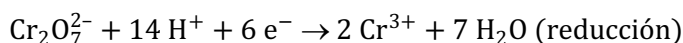
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

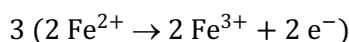
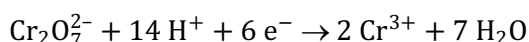


Balance de carga:

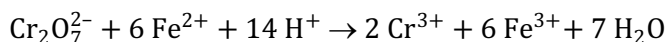


▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 13SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:



b) La cantidad de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ que se reduce es:

$$1,0 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294,2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

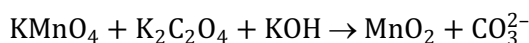
Relacionando $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ con FeSO_4 :

$$3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{151,8 \text{ g FeSO}_4}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 3,1 \text{ g FeSO}_4$$

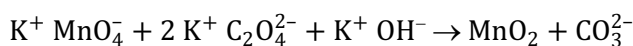
39. El permanganato de potasio, KMnO_4 , reacciona con el oxalato de potasio, $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$, en medio básico formando iones carbonato, CO_3^{2-} , y transformándose en dióxido de manganeso, MnO_2 . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando los agentes oxidante y reductor y las especies en las que se transforman.

(U.A. Junio 2003)

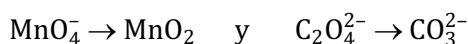
Suponiendo que el medio básico lo aporta el KOH , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



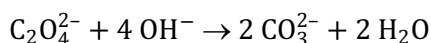
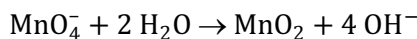
La ecuación iónica a ajustar es:



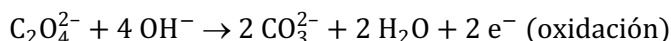
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

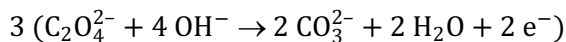
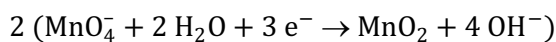


Balance de carga:

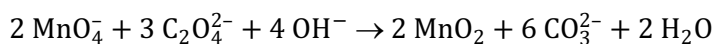


▪ MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a MnO_2** .

▪ $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a CO_3^{2-}** .



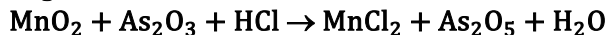
Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (12K^+) se obtiene la ecuación molecular final:



40. La siguiente reacción se lleva a cabo en medio ácido:



Responda justificando la respuesta:

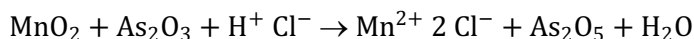
a) ¿Cuál es el compuesto oxidante y cuál el reductor?

b) Ajuste estequiométricamente la ecuación en forma molecular.

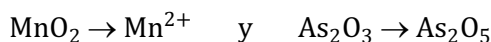
c) ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico de riqueza 35,0 % en masa y densidad $1,18 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ se necesitarán para poder obtener 115 g de pentaóxido de diarsénico, As_2O_5 ?

(C.V. Septiembre 2003)

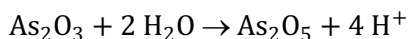
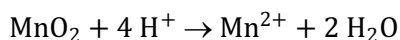
a-b) La ecuación iónica a ajustar es:



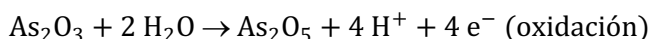
Las especies que cambian su número de oxidación son:



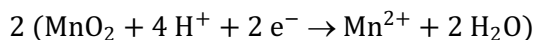
Balance de materia:



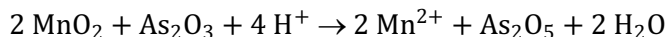
Balance de carga:



- MnO_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- As_2O_3 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (4Cl^-) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de As_2O_5 a obtener es:

$$115 \text{ g As}_2\text{O}_5 \cdot \frac{1 \text{ mol As}_2\text{O}_5}{229,8 \text{ g As}_2\text{O}_5} = 0,500 \text{ mol As}_2\text{O}_5$$

Relacionando As_2O_5 con HCl:

$$0,500 \text{ mol As}_2\text{O}_5 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol As}_2\text{O}_5} = 2,00 \text{ mol HCl}$$

El volumen de disolución de HCl del 35,0 % es:

$$2,00 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 35,0 \%}{35,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 35,0 \%}{1,18 \text{ g HCl } 35,0 \%} = 177 \text{ mL HCl } 35,0 \%$$

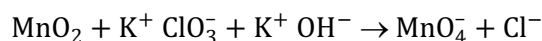
41. El dióxido de manganeso, MnO_2 , reacciona con el clorato de potasio, KClO_3 , en medio básico, formando iones cloruro, Cl^- , y transformándose en ion permanganato, MnO_4^- . Escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando los agentes oxidante y reductor y las especies en las que se transforman.

(U.A. Septiembre 2003)

Suponiendo que el medio básico lo aporta el KOH , la ecuación química correspondiente a la reacción a ajustar es:



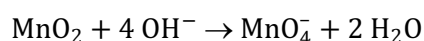
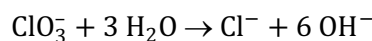
La ecuación iónica a ajustar es:



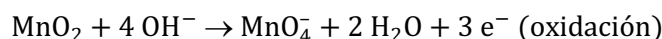
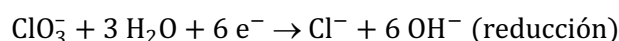
Las especies que cambian su número de oxidación son:



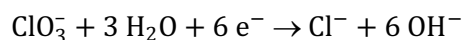
Balance de materia:



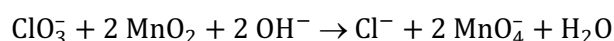
Balance de carga:



- ClO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Cl^-** .
- MnO_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a MnO_4^-** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (3K^+) se obtiene la ecuación molecular final:



42. El dicromato de potasio en disolución acuosa, acidificada con ácido clorhídrico, reacciona con el cloruro de hierro(II) según la siguiente reacción (no ajustada):



En un recipiente se colocan 3,172 g de cloruro de hierro(II), 80,0 mL de dicromato de potasio 0,0600 M y se añade ácido clorhídrico en cantidad suficiente para que tenga lugar la reacción:

- a) Ajuste la ecuación molecular y razone cuál es la especie oxidante y cuál la especie reductora.
- b) Calcule los gramos de cloruro de hierro(III) que se obtendrán.

(C.V. Junio 2004)

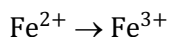
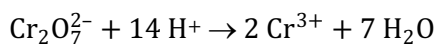
a) La ecuación a ajustar en forma iónica es:



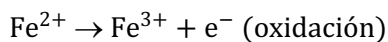
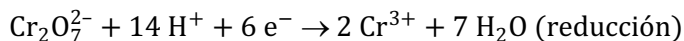
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

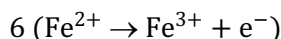
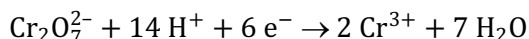


Balance de carga:

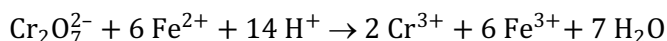


▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 26Cl^-) se llega a la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$3,172 \text{ g FeCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeCl}_2}{126,8 \text{ g FeCl}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol FeCl}_2}{1 \text{ mol FeCl}_2} = 25,02 \text{ mmol FeCl}_2$$

$$80,0 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ } 0,0600 \text{ M} \cdot \frac{0,0600 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ } 0,0600 \text{ M}} = 4,80 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

La relación molar que se obtiene es:

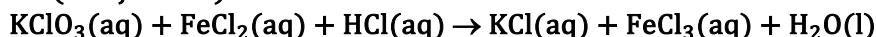
$$\frac{25,02 \text{ mmol FeCl}_2}{4,80 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 5,21$$

Como la relación molar obtenida es menor que 6 quiere decir que sobra $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, por lo que **FeCl_2 es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de **FeCl_3** que se obtiene.

Relacionando FeCl_2 con FeCl_3 :

$$25,02 \text{ mmol FeCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol FeCl}_3}{1 \text{ mmol FeCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol FeCl}_3}{10^3 \text{ mmol FeCl}_3} \cdot \frac{162,3 \text{ g FeCl}_3}{1 \text{ mol FeCl}_3} = 4,061 \text{ g FeCl}_3$$

43. En presencia de ácido clorhídrico, el clorato de potasio oxida al cloruro de hierro(II), pasando este a cloruro de hierro(III) y formándose además cloruro de potasio y agua de acuerdo con la reacción (no ajustada):

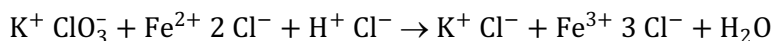


a) Escriba la ecuación ajustada de esta reacción.

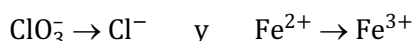
b) Calcule los gramos de cloruro de potasio que se pueden obtener por reacción entre 25 mL de disolución 0,15 M de clorato de potasio con 1,0 g de cloruro de hierro(II) en medio ácido.

(C.V. Septiembre 2004)

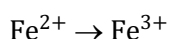
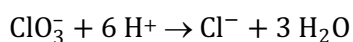
a) La ecuación a ajustar en forma iónica es:



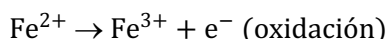
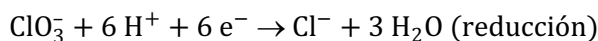
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

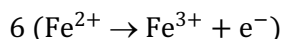
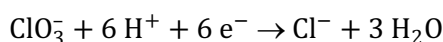


Balance de carga:

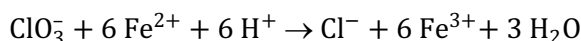


▪ ClO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (K^+ y 18Cl^-) se llega a la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{aligned} 1,0 \text{ g FeCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeCl}_2}{126,8 \text{ g FeCl}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol FeCl}_2}{1 \text{ mol FeCl}_2} &= 7,9 \text{ mmol FeCl}_2 \\ 25 \text{ mL KClO}_3 \text{ 0,15 M} \cdot \frac{0,15 \text{ mmol KClO}_3}{1 \text{ mL KClO}_3 \text{ 0,15 M}} &= 3,8 \text{ mmol KClO}_3 \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{7,9 \text{ mmol FeCl}_2}{3,8 \text{ mmol KClO}_3} = 2,1$$

Como la relación molar obtenida es menor que 6 quiere decir que sobra KClO_3 , por lo que FeCl_2 es el **reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de FeCl_3 que se obtiene.

Relacionando FeCl_2 con KCl :

$$7,9 \text{ mmol FeCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol KCl}}{6 \text{ mmol FeCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{10^3 \text{ mmol KCl}} \cdot \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0,098 \text{ g KCl}$$

44. En medio ácido, la reacción entre los iones dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, y los iones yoduro, I^- , origina iones Cr^{3+} , yodo molecular, I_2 , y agua.

- Identifique la especie que se reduce y la que se oxida indicando los números de oxidación de los átomos que se oxidan o se reducen.
- Ajuste la ecuación iónica global.
- Calcule los gramos de yodo molecular que produciría la reacción de 25,0 mL de una disolución 0,145 M de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, con un exceso de yoduro.

(C.V. Septiembre 2005)

a-b) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 25 de esta sección.

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es la especie que se reduce, el número de oxidación del cromo pasa de +6 a +3.
- I^- pierde electrones, es la especie que se oxida, el número de oxidación del yodo pasa de -1 a 0.

La ecuación iónica final es:



c) La cantidad de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ que reacciona es:

$$25,0 \text{ mL } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} 0,145 \text{ M} \cdot \frac{0,145 \text{ mmol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mL } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} 0,145 \text{ M}} = 3,63 \text{ mmol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

Relacionando $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con I_2 :

$$3,63 \text{ mmol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{3 \text{ mmol } \text{I}_2}{1 \text{ mmol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{I}_2}{10^3 \text{ mmol } \text{I}_2} \cdot \frac{253,8 \text{ g } \text{I}_2}{1 \text{ mol } \text{I}_2} = 2,77 \text{ g } \text{I}_2$$

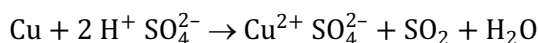
45. El sulfato de cobre(II) se utilizó hace años como aditivo en piscinas para la eliminación de algas. Este compuesto se puede preparar tratando el cobre metálico con ácido sulfúrico en caliente, según la reacción (no ajustada):



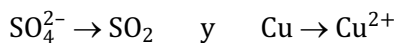
- Ajuste la ecuación en forma molecular.
- Calcule los mL de ácido sulfúrico de densidad $1,84 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y riqueza 95,0 % en masa necesarios para reaccionar con 10,0 g de cobre metálico.

(C.V. Junio 2006)

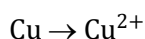
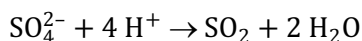
a) La ecuación iónica a ajustar es:



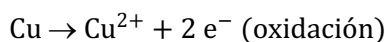
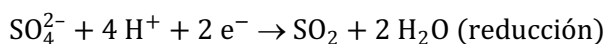
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

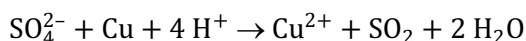


Balance de carga:



- SO_4^{2-} gana electrones, es el oxidante, la especie que se reduce.
- Cu pierde electrones, es el reductor, la especie que se oxida.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de Cu que reacciona es:

$$10,0 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,157 \text{ mol Cu}$$

Relacionando Cu con H_2SO_4 :

$$0,157 \text{ mol Cu} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 30,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 95,0 % en masa:

$$30,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}}{95,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}}{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}} = 17,6 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}$$

46. El análisis químico del agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) se realiza disolviendo la muestra en ácido sulfúrico y valorándola con una disolución de permanganato de potasio, según la siguiente ecuación no ajustada:



A una muestra de 25,0 mL de agua oxigenada se le añaden 10,0 mL de ácido sulfúrico diluido, se valora con permanganato de potasio 0,0200 M, y se gastan 25,0 mL de esta disolución.

a) Escriba la reacción ajustada de esta reacción.

b) Calcule la molaridad de la disolución de agua oxigenada.

c) ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 0 °C y 1,00 atm de presión, produce la reacción?

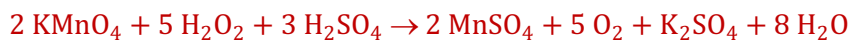
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2007)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 21 de esta sección.

- MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a Mn^{2+}** . El **manganeso** pasa de número de oxidación **+7 a +2**.
- H_2O_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a O_2** . El **oxígeno** pasa de número de oxidación **-1 a 0**.

La ecuación molecular final es:



b) La cantidad de KMnO_4 que reacciona es:

$$25,0 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,0200 M} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,0200 M}} = 0,500 \text{ mmol KMnO}_4$$

Relacionando KMnO_4 con H_2O_2 :

$$0,500 \text{ mmol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 1,25 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

La concentración molar de la disolución de H_2O_2 es:

$$\frac{1,25 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{25,0 \text{ mL disolución}} = 0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

c) Relacionando KMnO_4 con O_2 :

$$0,500 \text{ mmol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mmol O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{10^3 \text{ mmol O}_2} = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 0,0280 \text{ L O}_2$$

47. Se quieren oxidar 2,0 g de sulfito de sodio, Na_2SO_3 , con una disolución 0,12 M de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, en medio ácido sulfúrico, de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



Se pide:

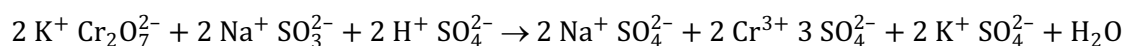
a) Ajustar la reacción redox que tiene lugar.

b) El volumen de disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ necesario para la oxidación completa del sulfito de sodio.

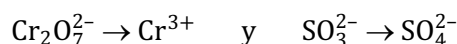
c) Los gramos de K_2SO_4 que se obtienen.

(C.V. Septiembre 2008)

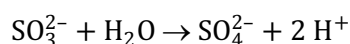
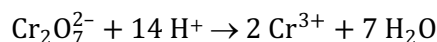
a) La ecuación en forma iónica es:



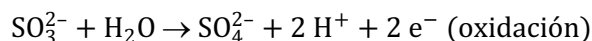
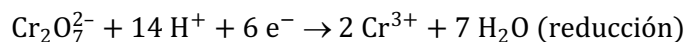
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

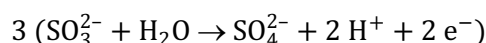
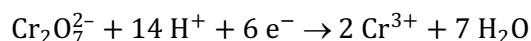


Balance de carga:

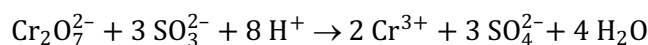


▪ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ SO_3^{2-} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ , 6Na^+ y 4SO_4^{2-}) se llega a la ecuación molecular final:



b) La cantidad de Na_2SO_3 que se oxida es:

$$2,0 \text{ g Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{126,1 \text{ g Na}_2\text{SO}_3} = 0,016 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3$$

Relacionando Na_2SO_3 con $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y con la disolución:

$$0,016 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 0,12 \text{ M}}{0,12 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,044 \text{ L K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 0,12 \text{ M}$$

c) Relacionando Na_2SO_3 con K_2SO_4 :

$$0,016 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} \cdot \frac{174,3 \text{ g K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} = 0,93 \text{ g K}_2\text{SO}_4$$

48. Una manera de obtener $\text{Cl}_2(\text{g})$ a escala de laboratorio es tratar el $\text{MnO}_2(\text{s})$ con $\text{HCl}(\text{aq})$. Se obtienen como resultado de esta reacción cloro, agua y $\text{MnCl}_2(\text{aq})$. Se pide:

a) Escribir la reacción redox debidamente ajustada.

b) La cantidad de MnO_2 y HCl (en gramos) necesaria para obtener 6,00 L de cloro medidos a 1,00 atm y 0 °C.

c) El volumen de disolución acuosa 12 M de HCl que se necesita para realizar la operación anterior, supuesto un rendimiento del 90 %.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2009)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 33 de esta sección.

▪ MnO_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Cl^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

La ecuación molecular final es:



b) Considerando comportamiento ideal, la cantidad de Cl_2 que se obtiene es:

$$n = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 6,00 \text{ L}}{0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,268 \text{ mol Cl}_2$$

Relacionando Cl_2 con HCl :

$$0,268 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 39,1 \text{ g HCl}$$

Relacionando Cl_2 con MnO_2 :

$$0,268 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 23,3 \text{ g MnO}_2$$

c) Considerando un rendimiento del 90 %, el volumen de disolución de HCl 12 M para conseguir la masa de HCl calculada en el apartado anterior es:

$$V \text{ L HCl } 12 \text{ M} \cdot \frac{12 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 12 \text{ M}} \cdot \frac{90 \text{ mol HCl (real)}}{100 \text{ mol HCl (teórico)}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 36,5 \text{ g HCl}$$

Se obtiene, $V = 0,099 \text{ L HCl } 12 \text{ M}$.

49. En medio ácido, el ion clorato, ClO_3^- , oxida al hierro(II) de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



a) Escriba y ajuste la correspondiente reacción.

b) Determine el volumen de una disolución de clorato de potasio, KClO_3 , 0,600 M necesario para oxidar 100 g de cloruro de hierro(II), FeCl_2 , cuya pureza es del 90,0 % en masa.

(C.V. Junio 2010)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 43 de esta sección.

▪ ClO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Añadiendo los iones que faltan (K^+ y $18 Cl^-$) se llega a la ecuación molecular final:



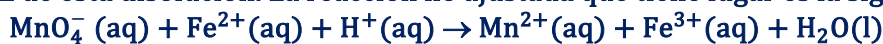
b) La cantidad de $FeCl_2$ que reacciona es:

$$100 \text{ g } FeCl_2 \cdot 90,0 \% \cdot \frac{90,0 \text{ g } FeCl_2}{100 \text{ g } FeCl_2 \cdot 90,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol } FeCl_2}{126,8 \text{ g } FeCl_2} = 0,710 \text{ mol } FeCl_2$$

Relacionando $FeCl_2$ con $KClO_3$ y con la disolución:

$$0,710 \text{ mol } FeCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } KClO_3}{6 \text{ mol } FeCl_2} \cdot \frac{1 \text{ L } KClO_3 \cdot 0,600 \text{ M}}{0,600 \text{ mol } KClO_3} = 0,197 \text{ L } KClO_3 \cdot 0,600 \text{ M}$$

50. Para determinar el contenido en hierro de cierto preparado vitamínico, donde el hierro se encuentra en forma de $Fe(II)$, se pesaron 25 g del preparado, se disolvieron en medio ácido y se hicieron reaccionar con una disolución 0,10 M de permanganato de potasio necesiéndose, para ello, 30 mL de esta disolución. La reacción no ajustada que tiene lugar es la siguiente:



a) Ajuste en forma iónica la reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcule el % de hierro (en masa) presente en el preparado vitamínico.

(C.V. Junio 2011)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 23 de esta sección.

- MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

La ecuación iónica final es:



b) la cantidad de MnO_4^- que reacciona es:

$$30 \text{ mL } MnO_4^- \cdot 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } MnO_4^-}{1 \text{ mL } MnO_4^- \cdot 0,10 \text{ M}} = 3,0 \text{ mmol } MnO_4^-$$

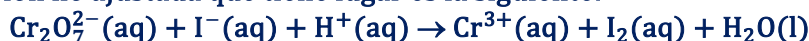
Relacionando MnO_4^- con Fe^{2+} :

$$3,0 \text{ mmol } MnO_4^- \cdot \frac{5 \text{ mmol } Fe^{2+}}{1 \text{ mmol } MnO_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe^{2+}}{10^3 \text{ mmol } Fe^{2+}} \cdot \frac{55,8 \text{ g } Fe^{2+}}{1 \text{ mol } Fe^{2+}} = 0,84 \text{ g } Fe^{2+}$$

El contenido de Fe^{2+} en el preparado vitamínico expresado como % en masa es:

$$\frac{0,84 \text{ g } Fe^{2+}}{25 \text{ g preparado vitamínico}} \cdot 100 = 3,4 \% Fe^{2+}$$

51. En medio ácido, el ion dicromato reacciona con el anión yoduro de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada que tiene lugar es la siguiente:



a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación química global.

b) Calcule la cantidad, en gramos, de yodo obtenido cuando 50 mL de una disolución acidificada de dicromato 0,10 M se le añaden a 300 mL de una disolución de yoduro 0,15 M.

(C.V. Septiembre 2011)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 25 de esta sección.

- $Cr_2O_7^{2-}$ gana electrones, es la especie que **se reduce**, el **número de oxidación del cromo** pasa de **+6 a +3**.
- I^- pierde electrones, es la especie que **se oxida**, el **número de oxidación del yodo** pasa de **-1 a 0**.

La ecuación iónica final es:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 50 \text{ mL Cr}_2\text{O}_7^{2-} 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mL Cr}_2\text{O}_7^{2-} 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ 300 \text{ mL I}^- 0,15 \text{ M} \cdot \frac{0,15 \text{ mmol I}^-}{1 \text{ mL I}^- 0,15 \text{ M}} = 45 \text{ mmol I}^- \end{array} \right\} \rightarrow \frac{45 \text{ mmol I}^-}{5,0 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 9,0$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 6 quiere decir que sobra I^- , por lo que $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de I_2 que se obtiene.

Relacionando $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con I_2 :

$$5,0 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{3 \text{ mmol I}_2}{1 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{10^3 \text{ mmol I}_2} \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 3,8 \text{ g I}_2$$

52. Se disuelven 0,9132 g de un mineral de hierro en una disolución acuosa de ácido clorhídrico. En la disolución resultante el hierro se encuentra como $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. Para oxidar todo el Fe^{2+} a Fe^{3+} se requieren 28,72 mL de una disolución 0,0500 M de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. La ecuación redox, no ajustada, que tiene lugar que es la siguiente:



a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y la ecuación química global.

b) Calcule el porcentaje en masa del hierro en la muestra del mineral.

(C.V. Junio 2012)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 38 de esta sección.

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el oxidante, la especie que se reduce.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el reductor, la especie que se oxida.

La ecuación iónica final es:



b) La cantidad de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ que reacciona es:

$$28,72 \text{ mL Cr}_2\text{O}_7^{2-} 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mL Cr}_2\text{O}_7^{2-} 0,0500 \text{ M}} = 1,44 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

Relacionando $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con Fe^{2+} :

$$1,44 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{6 \text{ mmol Fe}^{2+}}{1 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}^{2+}}{10^3 \text{ mmol Fe}^{2+}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,482 \text{ g Fe}^{2+}$$

El contenido de Fe^{2+} en el mineral expresado como porcentaje en masa es:

$$\frac{0,482 \text{ g Fe}^{2+}}{0,9132 \text{ g mineral}} \cdot 100 = 52,8 \% \text{ Fe}$$

53. En medio ácido, el permanganato de potasio, KMnO_4 , reacciona con el sulfato de hierro(II), FeSO_4 , de acuerdo con la siguiente ecuación no ajustada:



a) Escriba la reacción redox anterior ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

b) Calcule el volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,020 M necesario para la oxidación de 30 mL de sulfato de hierro(II), 0,050 M, en presencia de ácido sulfúrico.

(C.V. Julio 2013)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 23 de esta sección.

- MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

La ecuación molecular final es:



b) La cantidad de FeSO_4 que reacciona es:

$$30 \text{ mL FeSO}_4 \text{ 0,050 M} \cdot \frac{0,050 \text{ mmol FeSO}_4}{1 \text{ mL FeSO}_4 \text{ 0,050 M}} = 1,5 \text{ mmol FeSO}_4$$

Relacionando FeSO_4 con KMnO_4 y con la disolución:

$$1,5 \text{ mmol FeSO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol KMnO}_4}{10 \text{ mmol FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,020 M}}{0,020 \text{ mmol KMnO}_4} = 15 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,020 M}$$

54. La siguiente reacción (no ajustada) puede utilizarse en el laboratorio para preparar cantidades pequeñas de cloro:



a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada en forma molecular.

b) Si se hace reaccionar 125 mL de HCl de densidad $1,15 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y riqueza del 30,1 % en masa con un exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ¿cuántos litros de Cl_2 se obtendrían medidos a 1,00 atm y 20°C ?

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

(C.V. Julio 2015) (C.V. Junio 2022)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 8 de esta sección.

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que se reduce.
- Cl^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que se oxida.

Añadiendo los iones que faltan (2 K^+ y 8 Cl^-) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de HCl que reacciona es:

$$125 \text{ mL HCl 30,1 \%} \cdot \frac{1,15 \text{ g HCl 30,1 \%}}{1 \text{ mL HCl 30,1 \%}} \cdot \frac{30,1 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl 30,1 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,19 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con Cl_2 :

$$1,19 \text{ mol HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{14 \text{ mol HCl}} = 0,255 \text{ mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{0,255 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 6,13 \text{ L Cl}_2$$

(En el problema propuesto en 2022 se cambia la concentración de la disolución de HCl 30,1 % por 1,00 M).

55. Los organismos aerobios tienen esa denominación porque necesitan oxígeno para su desarrollo. La reacción principal de la cadena de transporte de electrones donde se necesita el oxígeno es la siguiente (no ajustada):



a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción global ajustadas.

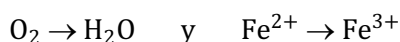
b) Indique la especie que actúa como oxidante y la que lo hace como reductor.

c) ¿Qué volumen de aire (que contiene 21,0 % de oxígeno en volumen) será necesario para transportar 0,200 mol de electrones si la presión parcial del O_2 es de 90,0 mmHg y la temperatura corporal 37,0 °C?

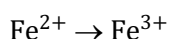
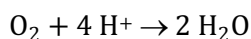
Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; 1 atm = 760 mmHg.

(C.V. Junio 2016)

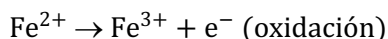
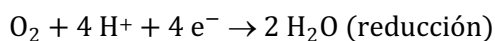
a-b) Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

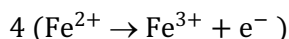
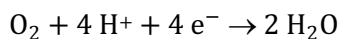


Balance de carga:



▪ O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



c) La cantidad de O_2 necesario para transportar los electrones propuestos es:

$$0,200 \text{ mol e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol e}^-} = 0,0500 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{0,0500 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (37,0 + 273,15) \text{ K}}{90,0 \text{ mmHg}} \cdot \frac{90 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 10,7 \text{ L O}_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$10,7 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21,0 \text{ L O}_2} = 50,9 \text{ L aire}$$

56. El metal zinc reacciona con nitrato de potasio en presencia del ácido sulfúrico, dando sulfato de amonio, sulfato de potasio, sulfato de zinc y agua, según la reacción no ajustada:

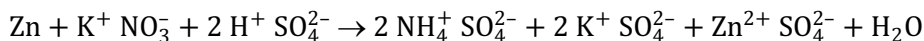


a) Escriba la reacción redox debidamente ajustada e indique qué especie actúa como oxidante y cuál como reductora.

b) Calcule los gramos de zinc que reaccionarán con 45,5 g de nitrato de potasio.

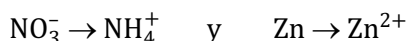
(C.V. Julio 2016)

a) La ecuación iónica es:

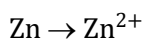
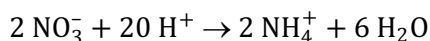


Obsérvese que el $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ contiene 2 iones NH_4^+ lo cual debe ser tenido en cuenta en el balance de materia.

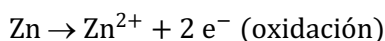
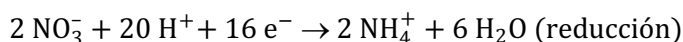
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

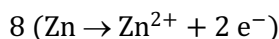
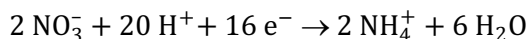


Balance de carga:

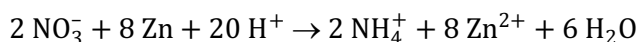


▪ NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a NH_3** .

▪ **Zn** pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a ZnO_2^{2-}** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 10SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de KNO_3 que reacciona es:

$$45,5 \text{ g KNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} = 0,450 \text{ mol KNO}_3$$

Relacionando KNO_3 con Zn:

$$0,450 \text{ mol KNO}_3 \cdot \frac{8 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol KNO}_3} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 118 \text{ g Zn}$$

57. El cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado formándose nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:

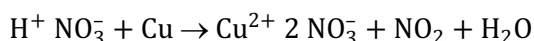


a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

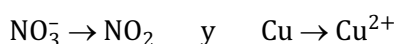
b) Calcule la cantidad de cobre, en gramos, que reaccionará con 50,0 mL de ácido nítrico concentrado de densidad 1,41 g·mL⁻¹ y riqueza 69,0 % (en masa).

(C.V. Junio 2017)

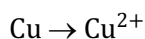
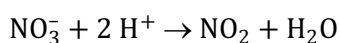
La ecuación iónica a ajustar es:



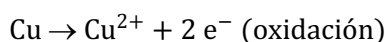
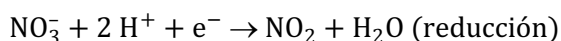
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

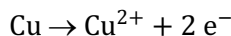
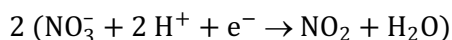


Balance de carga:

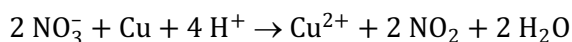


▪ NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ **Cu** pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2 NO_3^-) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de HNO_3 que reacciona es:

$$50,0 \text{ mL HNO}_3 \text{ 69,0 \%} \cdot \frac{1,41 \text{ g HNO}_3 \text{ 69,0 \%}}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 69,0 \%}} \cdot \frac{69,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 69,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} = 0,772 \text{ mol HNO}_3$$

Relacionando HNO_3 con Cu:

$$0,772 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{4 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 123 \text{ g Cu}$$

58. En presencia de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , el sulfato de hierro(II), FeSO_4 , reacciona con peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:

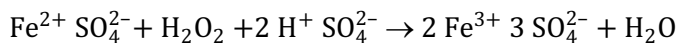


a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

b) Si se mezclan 250 mL de una disolución 0,0250 M de FeSO_4 con 125 mL de una disolución de 0,0750 M de H_2O_2 con un exceso de H_2SO_4 , calcule la cantidad (en gramos) de sulfato de hierro(III) que se obtendrán.

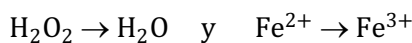
(C.V. Julio 2017)

a) La ecuación iónica a ajustar es:

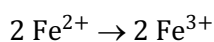
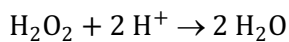


Obsérvese que el $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ contiene 2 iones Fe^{3+} lo cual debe ser tenido en cuenta en el balance de materia.

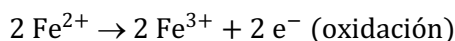
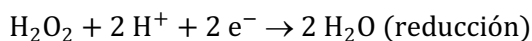
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



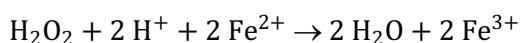
Balance de carga:



▪ H_2O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (3SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL FeSO}_4 \text{ } 0,0250 \text{ M} \cdot \frac{0,0250 \text{ mmol FeSO}_4}{1 \text{ mL FeSO}_4 \text{ } 0,0250 \text{ M}} = 6,25 \text{ mmol FeSO}_4 \\ 125 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ } 0,0750 \text{ M} \cdot \frac{0,0750 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ } 0,0750 \text{ M}} = 9,38 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{6,25 \text{ mmol FeSO}_4}{9,38 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} = 0,667$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que sobra H_2O_2 , por lo que FeSO_4 es el **reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtiene.

Relacionando FeSO_4 con $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

$$6,25 \text{ mmol FeSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mmol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{2 \text{ mmol FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{10^3 \text{ mmol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{399,9 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 1,25 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

59. Una forma sencilla de obtener dicloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$, en el laboratorio es hacer reaccionar, en medio ácido, permanganato de potasio, KMnO_4 , con cloruro de potasio, KCl , de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

b) Calcule el volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$ producido, medido a $20\text{ }^\circ\text{C}$ y 723 mmHg , al mezclar $50,0\text{ mL}$ de una disolución $0,250\text{ M}$ de KMnO_4 y 200 mL de otra disolución de KCl $0,200\text{ M}$ en medio ácido.

Dato. Constante de los gases, $R = 0,08206\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$.

(C.V. Junio 2018)

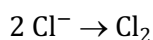
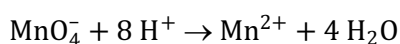
a) La ecuación iónica a ajustar es:



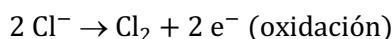
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

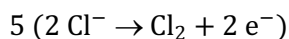
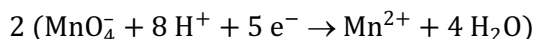


Balance de carga:

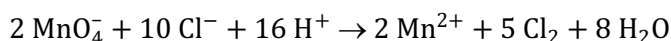


MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

Cl^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (12K^+ y 8SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 50,0 \text{ mL KMnO}_4 \text{ } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ } 0,250 \text{ M}} = 12,5 \text{ mmol KMnO}_4 \\ 200 \text{ mL KCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mL KCl } 0,200 \text{ M}} = 40,0 \text{ mmol KCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{40,0 \text{ mmol KCl}}{12,5 \text{ mmol KMnO}_4} = 3,20$$

Como la relación molar obtenida es menor que 5 quiere decir que sobra KMnO_4 , por lo que **KCl es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

Relacionando KCl con Cl_2 :

$$40,0 \text{ mmol KCl} \cdot \frac{5 \text{ mmol Cl}_2}{10 \text{ mmol KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{10^3 \text{ mmol Cl}_2} = 0,0200 \text{ mol Cl}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{0,0200 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{723 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 0,506 \text{ L Cl}_2$$

60. El ácido sulfúrico concentrado caliente disuelve el metal zinc formándose sulfato de zinc, dióxido de azufre y agua, de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):

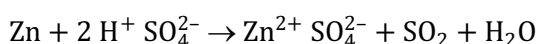


a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

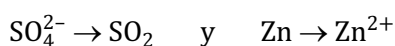
b) Calcule el volumen, en mL, de ácido sulfúrico concentrado de densidad $1,98 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y 95,0 % de riqueza (en masa) necesario para oxidar 20,0 g de zinc de pureza 98,0 %.

(C.V. Julio 2018)

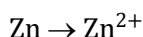
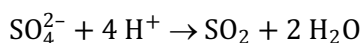
a) La ecuación iónica a ajustar es:



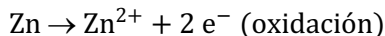
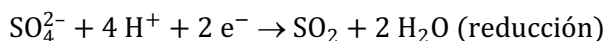
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



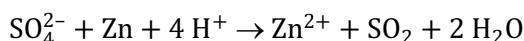
Balance de carga:



▪ SO_4^{2-} gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ **Zn** pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de Zn que reacciona es:

$$20,0 \text{ g Zn } 98,0 \% \cdot \frac{98,0 \text{ g Zn } 98,0 \%}{100 \text{ g Zn } 98,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,300 \text{ mol Zn}$$

Reaccionando Zn con H_2SO_4 :

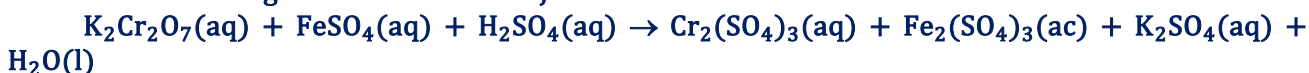
$$0,300 \text{ mol Zn} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 58,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 95,0 % en masa:

$$58,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}}{95,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}}{1,98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}} = 31,3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}$$

(Existe una errata en la densidad del ácido sulfúrico, ya que el valor máximo es $1,836 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ y corresponde a la disolución con una concentración del 98 %).

61. En medio ácido, el dicromato de potasio, $K_2Cr_2O_7$, reacciona con el sulfato de hierro(II), $FeSO_4$, de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

b) Para determinar la pureza de una muestra de $FeSO_4$, 1,523 g de esta se disolvieron en una disolución acuosa de ácido sulfúrico. La disolución anterior se hizo reaccionar con otra que contenía $K_2Cr_2O_7$ 0,0500 M necesiándose 28,0 mL para que la reacción se completase. Calcule la pureza de la muestra de $FeSO_4$.

(C.V. Junio 2019)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 38 de esta sección.

- $Cr_2O_7^{2-}$ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

La ecuación molecular final es:



b) La cantidad de $K_2Cr_2O_7$ que se reduce es:

$$28,0 \text{ mL } K_2Cr_2O_7 \text{ 0,0500 M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ mL } K_2Cr_2O_7 \text{ 0,0500 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{10^3 \text{ mmol } K_2Cr_2O_7} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } K_2Cr_2O_7$$

Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con $FeSO_4$:

$$1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{6 \text{ mol } FeSO_4}{1 \text{ mol } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{151,8 \text{ g } FeSO_4}{1 \text{ mol } FeSO_4} = 1,28 \text{ g } FeSO_4$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1,28 \text{ g } FeSO_4}{1,523 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 84,0 \% FeSO_4$$

62. En el laboratorio se puede obtener fácilmente yodo, $I_2(s)$, haciendo reaccionar yoduro de potasio, $KI(aq)$, con agua oxigenada, $H_2O_2(aq)$, en presencia de un exceso de ácido clorhídrico, $HCl(aq)$, de acuerdo con la reacción (no ajustada):

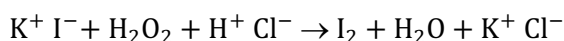


a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

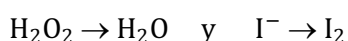
b) Si se mezclan 150 mL de una disolución 0,200 M de KI (en medio ácido) con 125 mL de otra disolución ácida conteniendo $H_2O_2(aq)$ en concentración 0,150 M, calcule la cantidad (en gramos) de yodo obtenida.

(C.V. Julio 2019)

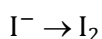
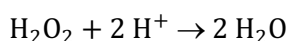
a) La ecuación iónica a ajustar es:



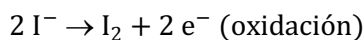
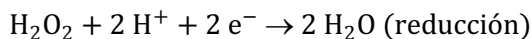
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



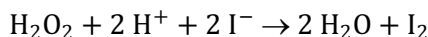
Balance de carga:



▪ H_2O_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ I^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 2Cl^-) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 150 \text{ mL KI } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mL KI } 0,200 \text{ M}} = 30,0 \text{ mmol KI} \\ 125 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ } 0,150 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ } 0,150 \text{ M}} = 18,8 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{30,0 \text{ mmol KI}}{18,8 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} = 1,60$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que sobra H_2O_2 , por lo que **KI es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de I_2 que se obtiene.

Relacionando KI con I_2 :

$$30,0 \text{ mmol KI} \cdot \frac{1 \text{ mmol I}_2}{2 \text{ mmol KI}} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{10^3 \text{ mmol I}_2} \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 3,81 \text{ g I}_2$$

63. En presencia de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , el dióxido de manganeso, MnO_2 y el yoduro de potasio, KI, reaccionan de acuerdo con la reacción (no ajustada):

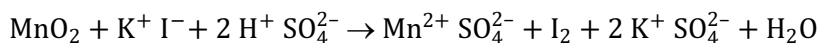


a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción. Ajuste la reacción química en forma molecular.

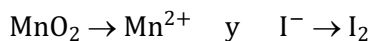
b) Si se añaden 1,565 g de $\text{MnO}_2(\text{s})$ a 250 mL de una disolución 0,100 M de KI, conteniendo un exceso de H_2SO_4 , calcule la cantidad de yodo, I_2 , obtenida (en gramos).

(C.V. Julio 2020)

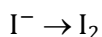
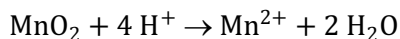
a) La ecuación iónica a ajustar es:



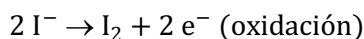
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



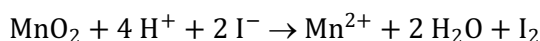
Balance de carga:



▪ MnO_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ I^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 2SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

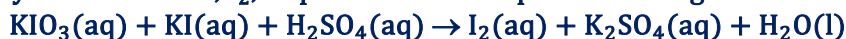
$$\left. \begin{array}{l} 1,565 \text{ g MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{86,9 \text{ g MnO}_2} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 18,0 \text{ mmol MnO}_2 \\ 250 \text{ mL KI } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mL KI } 0,100 \text{ M}} = 25,0 \text{ mmol KI} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{25,0 \text{ mmol KI}}{18,0 \text{ mmol MnO}_2} = 1,39$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que sobra MnO_2 , por lo que **KI es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de I_2 que se obtiene.

Relacionando KI con I_2 :

$$25,0 \text{ mmol KI} \cdot \frac{1 \text{ mmol I}_2}{2 \text{ mmol KI}} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{10^3 \text{ mmol I}_2} \cdot \frac{253,8 \text{ g I}_2}{1 \text{ mol I}_2} = 3,17 \text{ g I}_2$$

64. El yodo molecular, I_2 , se puede obtener a partir de la siguiente reacción (no ajustada):

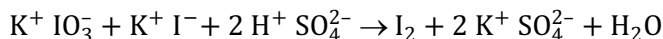


a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global ajustada.

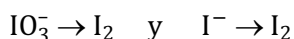
b) Calcule la cantidad (en gramos) de KIO_3 que debe añadirse a una disolución que contiene un exceso de KI y H_2SO_4 para obtener 100 g de I_2 en la disolución acuosa resultante.

(C.V. Junio 2021)

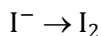
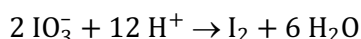
a) La ecuación iónica a ajustar es:



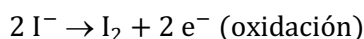
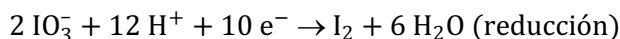
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

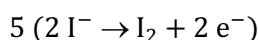
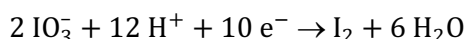


Balance de carga:

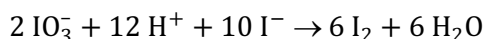


▪ IO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ I^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Simplificando y añadiendo los iones que faltan (6 K^+ y 3 SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) La cantidad de I_2 que se quiere obtener es:

$$100 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 0,394 \text{ mol I}_2$$

Relacionando I_2 con KIO_3 :

$$0,394 \text{ mol I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol KIO}_3}{3 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{214,0 \text{ g KIO}_3}{1 \text{ mol KIO}_3} = 28,1 \text{ g KIO}_3$$

65. En una disolución acuosa de ácido sulfúrico, el permanganato de potasio, KMnO_4 , reacciona con el sulfato de hierro(II), FeSO_4 , de acuerdo con la ecuación química (no ajustada):



a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción. Ajuste la reacción química en forma molecular.

b) Se mezclan 100 mL de una disolución 0,100 M de KMnO_4 y 250 mL de una disolución 0,100 M de FeSO_4 en medio ácido sulfúrico obteniéndose 4,615 g de sulfato de hierro(III). Determine el rendimiento de la reacción.

(C.V. Julio 2021)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 23 de esta sección.

- MnO_4^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

La ecuación molecular final es:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,100 M}} = 10,0 \text{ mmol KMnO}_4 \\ 250 \text{ mL FeSO}_4 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol FeSO}_4}{1 \text{ mL FeSO}_4 \text{ 0,100 M}} = 25,0 \text{ mmol FeSO}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{25,0 \text{ mmol FeSO}_4}{10,0 \text{ mmol KMnO}_4} = 2,50$$

Como la relación molar obtenida es menor que 5 quiere decir que sobra KMnO_4 , por lo que **FeSO_4 es el reactivo limitante** que **se consume** y determina la cantidad de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtiene.

Relacionando FeSO_4 con $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y con la disolución:

$$25,0 \text{ mmol FeSO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{10 \text{ mmol FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{10^3 \text{ mmol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{399,9 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 5,00 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{4,615 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (real)}}{5,00 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 92,3 \%$$

66. En medio ácido, el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , reacciona con el permanganato de potasio, KMnO_4 , de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada. b) Para determinar el contenido en H_2O_2 , 50,0 mL de una muestra de agua oxigenada, que contenía un exceso de H_2SO_4 , se hicieron reaccionar con una disolución de KMnO_4 de concentración $0,225 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Se necesitaron 24,0 mL de la disolución de KMnO_4 para que la reacción se completase. Calcule la concentración de H_2O_2 (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) en el agua oxigenada analizada.

(C.V. Julio 2022)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 21 de esta sección:



b) Relacionando KMnO_4 con H_2O_2 :

$$24,0 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,225 \text{ M} \cdot \frac{0,225 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \cdot 0,225 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 13,5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

La concentración molar de la disolución de H_2O_2 es:

$$\frac{13,5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{50,0 \text{ mL disolución}} = 0,270 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

67. El dióxido de cloro, ClO_2 es un desinfectante y decolorante que puede obtenerse haciendo reaccionar clorato de sodio, NaClO_3 , con peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en medio ácido, de acuerdo con la siguiente ecuación química no ajustada:



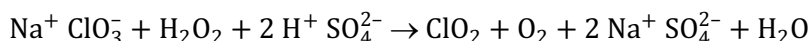
a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular.

b) Calcule el volumen de ClO_2 obtenido (medido a 20°C y 790 mmHg), cuando se mezcla la disolución A (250 mL de una disolución $0,0800 \text{ M}$ de H_2O_2 en exceso de H_2SO_4) con la disolución B (200 mL de una disolución $0,150 \text{ M}$ de NaClO_3 en exceso de H_2SO_4).

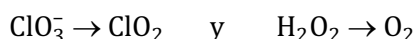
Datos. Constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$.

(C.V. Junio 2023)

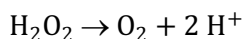
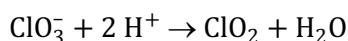
a) La ecuación iónica es:



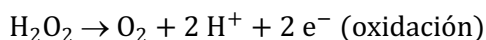
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:

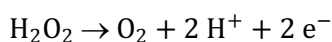
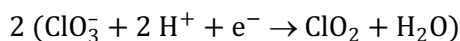


Balance de carga:

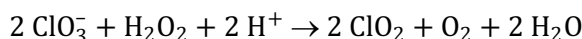


▪ ClO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce a ClO_2** .

▪ H_2O_2 pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida a O_2** .



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



Añadiendo los iones que faltan (2Na^+ y SO_4^{2-}) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos, es necesario determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ } 0,0800 \text{ M} \cdot \frac{0,0800 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ } 0,0800 \text{ M}} = 20,0 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 \\ 200 \text{ mL NaClO}_3 \text{ } 0,150 \text{ M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol NaClO}_3}{1 \text{ mL NaClO}_3 \text{ } 0,150 \text{ M}} = 30,0 \text{ mmol NaClO}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{30,0 \text{ mmol NaClO}_3}{20,0 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} = 1,50$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que sobra H_2O_2 , por lo que NaClO_3 es el reactivo limitante que se consume y determina la cantidad de ClO_2 que se obtiene.

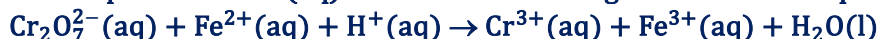
Relacionando NaClO_3 con ClO_2 :

$$30,0 \text{ mmol NaClO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mmol ClO}_2}{2 \text{ mmol NaClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol ClO}_2}{10^3 \text{ mmol ClO}_2} = 0,0300 \text{ mol ClO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{0,0300 \text{ mol ClO}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{790 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 0,694 \text{ L ClO}_2$$

68. En el departamento de calidad de una industria se desea determinar el porcentaje de hierro de un alambre. Para ello se disuelve, en medio ácido, un trozo de alambre que pesa 3,125 g, obteniéndose finalmente 500,0 mL de una disolución de Fe^{2+} (aq). Se tratan 50,0 mL de esta disolución con una disolución de dicromato de potasio 0,0200 M, necesiéndose 32,0 mL de esta disolución para la reacción completa del Fe^{2+} (aq) de acuerdo con la siguiente ecuación química no ajustada:



a) Identifique justificadamente el agente oxidante y el reductor. Escriba la ecuación ajustada.

b) Calcule el porcentaje de hierro en el alambre.

(C.V. Julio 2023)

a) Esta ecuación química ha sido ajustada en el ejercicio 38 de esta sección.

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gana electrones, es el oxidante, la especie que se reduce.
- Fe^{2+} pierde electrones, es el reductor, la especie que se oxida.

La ecuación iónica final es:



b) La cantidad de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ que reacciona es:

$$32,0 \text{ mL Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ } 0,0200 \text{ M} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mL Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ } 0,0200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{10^3 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 6,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

Relacionando $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ con Fe^{2+} :

$$6,40 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{6 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,214 \text{ g Fe}^{2+}$$

La cantidad total de Fe^{2+} que contiene la disolución obtenida al disolver el alambre es:

$$500,0 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0,214 \text{ g Fe}^{2+}}{50,0 \text{ mL alícuota}} = 2,14 \text{ g Fe}^{2+}$$

El porcentaje de hierro que contiene el alambre es:

$$\frac{2,14 \text{ g Fe}^{2+}}{3,125 \text{ g alambre}} \cdot 100 = 68,5 \% \text{ Fe}$$

7.2. Espontaneidad de las reacciones redox

En este apartado se incluyen ejercicios en los que se debe determinar la espontaneidad de un proceso redox atendiendo al valor de la fuerza electromotriz correspondiente. Considerando que el trabajo eléctrico que realiza una celda electroquímica es:

$$W_{\text{eléctrico}} = nFE$$

siendo F , la constante de Faraday, $= 96.485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Como

$$-W_{\text{eléctrico}} = \Delta G^\circ$$

Combinando ambas expresiones, y en el caso especial de que todas las especies químicas se encuentran en condiciones estándar (25°C y 1 atm , y concentraciones 1 M), se obtiene:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

En un proceso espontáneo se cumple que:

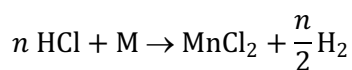
$$\Delta G^\circ < 0 \qquad E^\circ > 0$$

1. A la vista de los respectivos potenciales normales de electrodo, indique cuáles de los siguientes metales: Ag, Fe, Cu, Mg y Sn serán atacados por el ácido clorhídrico con desprendimiento de hidrógeno.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{H}^+|\text{H}_2 = 0,00$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$; $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg} = -2,34$; $\text{Sn}^{2+}|\text{Sn} = -0,14$.

(U.A. Junio 1987)

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:

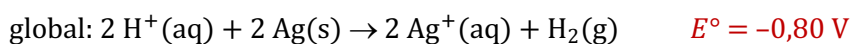
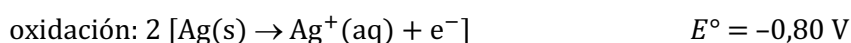
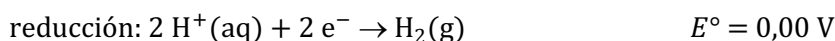


donde M representa a un metal.

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

▪ **La reacción $2 \text{HCl} + 2 \text{Ag} \rightarrow 2 \text{AgCl} + \text{H}_2$**

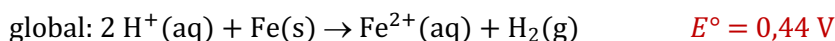
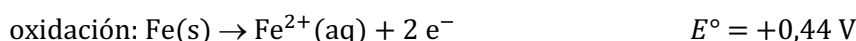
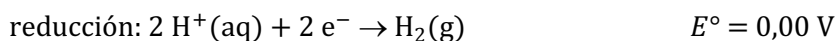
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción es no espontánea**.

▪ **La reacción $2 \text{HCl} + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$**

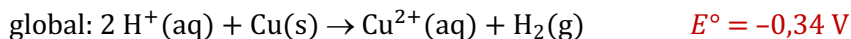
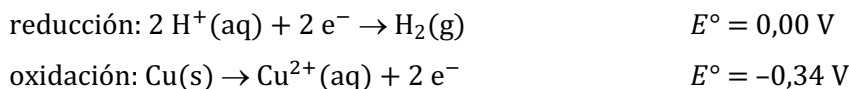
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ **La reacción $2 \text{HCl} + \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2$**

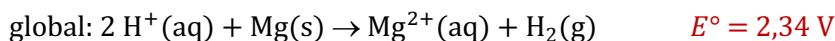
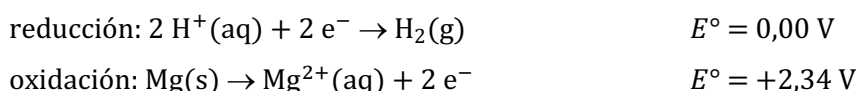
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

▪ **La reacción $2 \text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$**

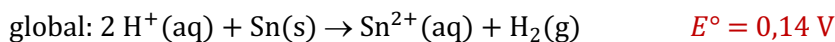
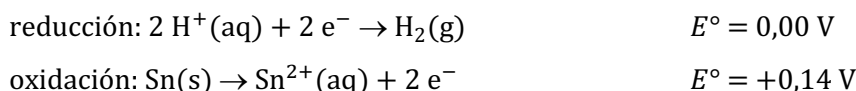
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ **La reacción $2 \text{HCl} + \text{Sn} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$**

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

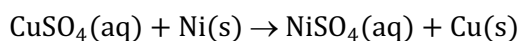
2. Cuando se introduce una moneda de níquel en una disolución de sulfato de cobre(II), CuSO_4 , se recubre de una capa de color rojo-ocre, al tiempo que la disolución que era azul se decolora. Sin embargo, si se introduce una moneda de plata no ocurre nada. Justifique estos hechos basándose en los potenciales normales de electrodo correspondientes.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Ni}^{2+}|\text{Ni} = -0,25$.

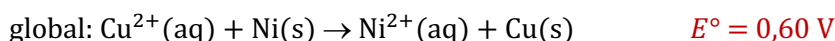
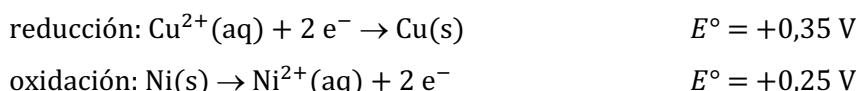
(U.A. Junio 1988)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

▪ Se trata de justificar si es espontánea la reacción:

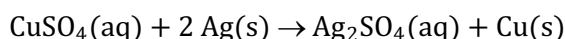


Las semirreacciones correspondientes son:

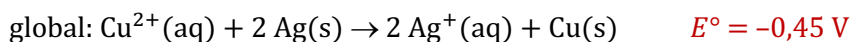
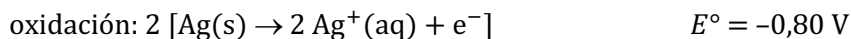
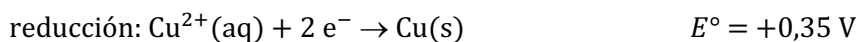


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ Se trata de justificar si es espontánea la reacción:

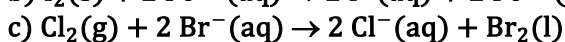
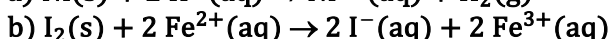
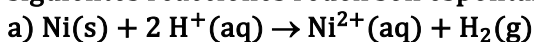


Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

3. Si todos los reaccionantes y productos se encuentran en sus estados normales, ¿cuáles de las siguientes reacciones redox son espontáneas?

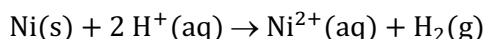


Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Ni}^{2+}|\text{Ni} = -0,25$; $\text{I}_2|\text{I}^- = +0,54$; $\text{Br}_2|\text{Br}^- = +1,06$; $\text{Cl}_2|\text{Cl}^- = +1,36$; $\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+} = +0,77$. $\text{H}^+|\text{H}_2 = 0,00$.

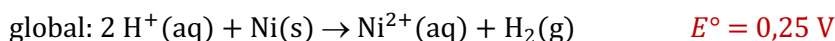
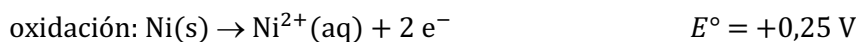
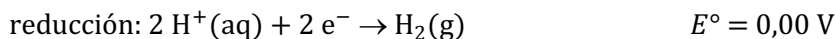
(U.A. Septiembre 1988)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) Se trata de justificar si es espontánea la reacción:

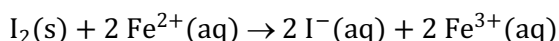


Las semirreacciones correspondientes son:

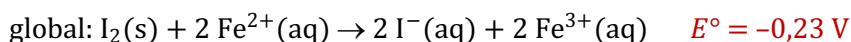
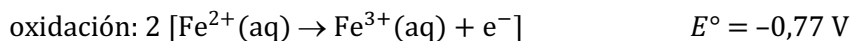
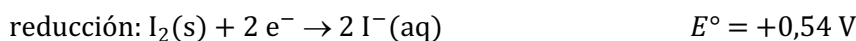


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

b) Se trata de justificar si es espontánea la reacción:

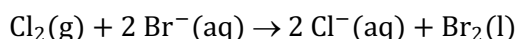


Las semirreacciones correspondientes son:

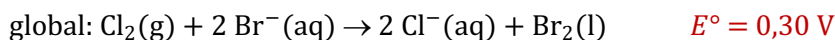
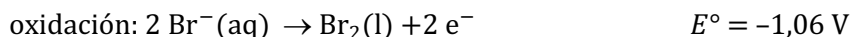
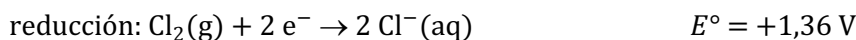


Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

c) Se trata de justificar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

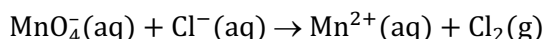
4. Basándose en los valores de los potenciales normales de electrodo, determine si el permanganato de potasio, KMnO_4 , es capaz de oxidar al ácido clorhídrico, HCl , a cloro molecular. Razone la respuesta.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+} = +1,52$; $\text{Cl}_2|\text{Cl}^- = +1,36$.

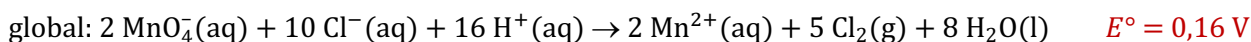
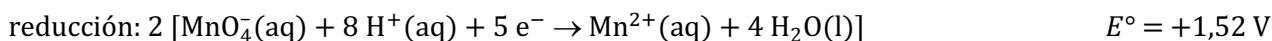
(U.A. Septiembre 1991)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

Se trata de justificar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



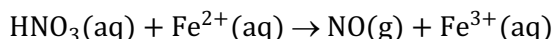
Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

5. Basándose en los potenciales normales de electrodo, determine si el ácido nítrico, HNO_3 , oxidará al Fe^{2+} dando óxido nítrico, NO , como producto de reducción. Razone la respuesta.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{NO}_3^-|\text{NO} = +0,96$; $\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+} = +0,77$.

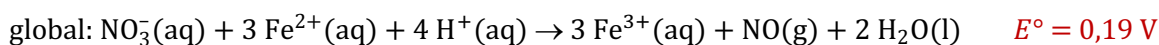
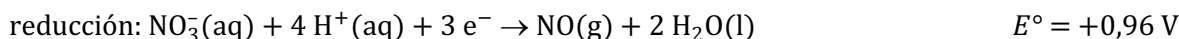
(U.A. Junio 1992)

Como el Fe^{2+} solo puede oxidarse para dar Fe^{3+} la posible reacción es:



Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

6. Indique, de forma razonada, si el cobre metálico se oxidará a iones Cu^{2+} al tratarlo con:

a) Ácido clorhídrico, HCl .

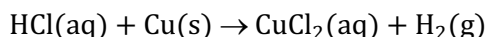
b) Ácido nítrico, HNO_3 .

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{NO}_3^-|\text{NO} = +0,96$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Cl}_2|\text{Cl}^- = +1,36$; $\text{H}_2|\text{H}^+ = 0,00$.

(U.A. Septiembre 1993) (U.A. Septiembre 1996)

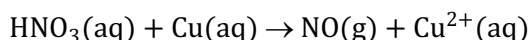
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) La no espontaneidad de la reacción:

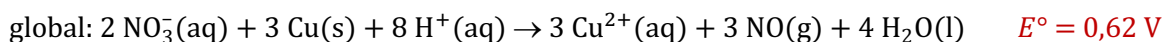
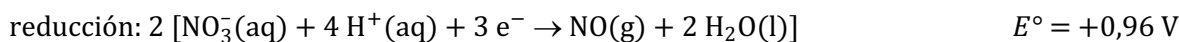


está justificada en el ejercicio 1 de esta sección.

b) Se trata de justificar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

7. Las disoluciones acuosas del ácido cloroso, HClO_2 , no son estables y se descomponen espontáneamente dando ácido hipocloroso, HClO , e ion clorato, ClO_3^- .

a) Escriba la reacción ajustada para este proceso, indicando oxidante, reductor, especie que se oxida y especie que se reduce.

b) Basándose en los valores de los potenciales en estado tipo, justifique la espontaneidad de esta reacción de desproporción que sufre el ácido cloroso.

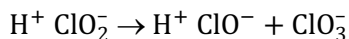
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{HClO}_2|\text{HClO} = +1,65$; $\text{ClO}_3^-|\text{HClO}_2 = +1,21$.

(U.A. Junio 1996)

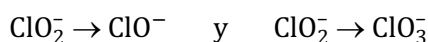
a) La ecuación química a ajustar es:



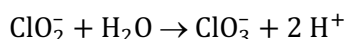
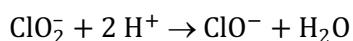
La ecuación iónica es:



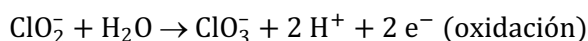
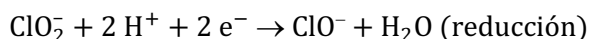
Las especies que cambian su número de oxidación son:



Balance de materia:



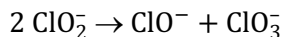
Balance de carga:



- ClO_2^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- ClO_2^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

El ClO_2^- es una especie que sufre **dismutación o desproporción**, se oxida y se reduce a la vez.

Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:



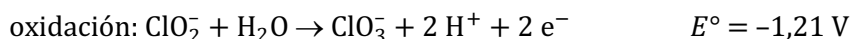
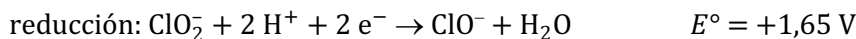
Añadiendo los iones que faltan (2H^+) se obtiene la ecuación molecular final:



b) Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

Se trata de justificar si es espontánea la reacción anterior.

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

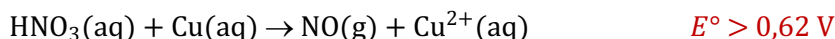
8. Utilizando los potenciales de normales de electrodo indique de forma razonada si el ácido nítrico, HNO_3 , reaccionará con el cobre metálico para dar iones Cu^{2+} y óxido de nitrógeno(II), NO .

Si el apartado anterior es afirmativo, escriba y ajuste la ecuación en forma iónica y molecular, indicando el agente oxidante y el agente reductor.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{NO}_3^-|\text{NO} = +0,96$.

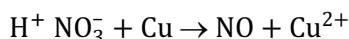
(U.A. Junio 1998)

En ejercicio 6 de esta sección se ha comprobado la espontaneidad de la reacción:

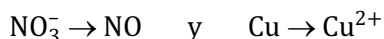


por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

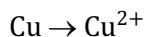
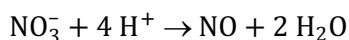
La ecuación iónica es:



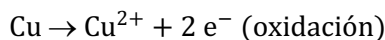
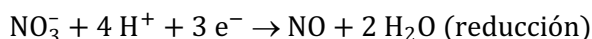
Las especies que cambian su número de oxidación son:



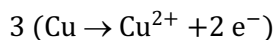
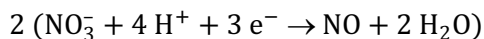
Balance de materia:



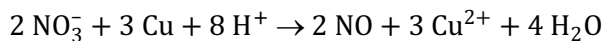
Balance de carga:



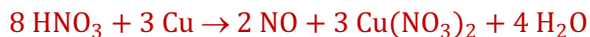
- NO_3^- gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Cu pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Sumando ambas semirreacciones se obtiene la ecuación iónica final:

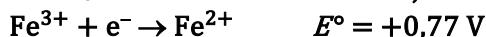


Añadiendo los iones que faltan (6 NO_3^-) se obtiene la ecuación molecular final:



9. Se mezclan en un vaso A, volúmenes iguales de una disolución que contiene iones Ag^+ y otra disolución que contiene iones Fe^{2+} . En otro vaso B, se mezclan volúmenes iguales de una disolución que contiene iones Ag^+ y otra disolución que contiene iones Fe^{3+} . Razone si en alguno de los vasos se producirá reacción. En caso de producirse, escríbala e identifique las especies oxidante y reductora.

Datos. Potenciales estándar de reducción:

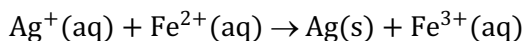


(C.V. Junio 1999)

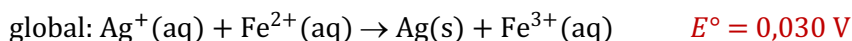
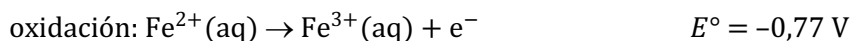
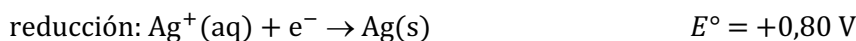
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

- El vaso A contiene $\left\{ \begin{array}{l} \text{Ag}^+ \text{ que solo puede reducirse a Ag} \\ \text{Fe}^{2+} \text{ que solo puede oxidarse a Fe}^{3+} \end{array} \right.$

por lo que la reacción posible es:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

- El vaso B contiene $\left\{ \begin{array}{l} \text{Ag}^+ \text{ que solo puede reducirse a Ag} \\ \text{Fe}^{3+} \text{ que solo puede oxidarse a Fe}^{2+} \text{ o Fe} \end{array} \right.$

por lo tanto, **no tiene lugar ninguna reacción**, ya que es imposible que las dos especies químicas se reduzcan y que ninguna se oxide.

10. Sabiendo que los potenciales estándar de reducción de los metales potasio, cadmio y plata son:

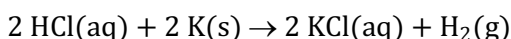
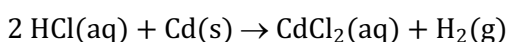
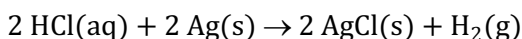
$$E^\circ (\text{K}^+|\text{K}) = -2,92 \text{ V} \quad E^\circ (\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}) = -0,40 \text{ V} \quad E^\circ (\text{Ag}^+|\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

Se desea saber:

- a) Si dichos metales reaccionan con una disolución 1 M de ácido clorhídrico.
b) En cada caso qué potencial acompañará al proceso.

(C.V. Junio 2002)

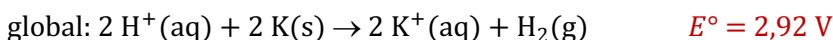
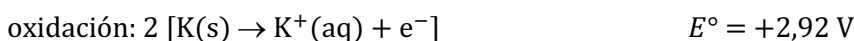
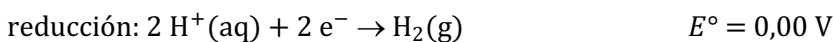
Se trata de determinar si son espontáneas las reacciones:



Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

▪ **La reacción $2 \text{HCl}(\text{aq}) + 2 \text{K}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{KCl}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$**

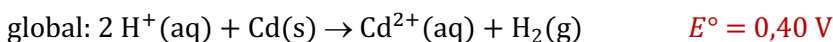
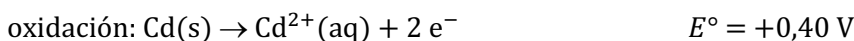
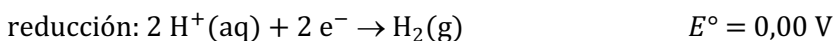
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ **La reacción $2 \text{HCl}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{CdCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$**

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ **La reacción $2 \text{HCl}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{AgCl}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$**

Esta reacción ha sido estudiada en el ejercicio 1 de esta sección en el que se calculado que $E^\circ = -0,80 \text{ V}$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

11. a) Indique si se produce alguna reacción al añadir un trozo de zinc metálico a una disolución acuosa de nitrato de plomo(II) 1 M.

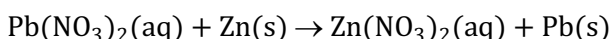
b) ¿Se producirá alguna reacción si se añade plata metálica a una disolución de nitrato de plomo(II) 1 M?

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Pb}^{2+}|\text{Pb} = -0,13$; $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$.

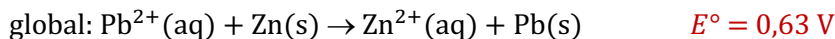
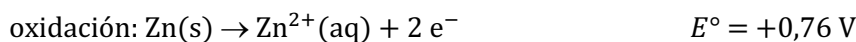
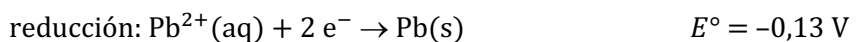
(C.V. Junio 2003)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) Se trata de determinar si es espontánea la reacción:

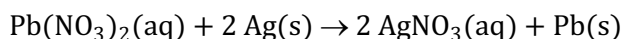


Las semirreacciones correspondientes son:

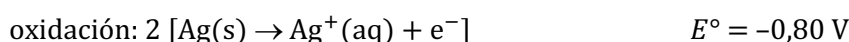
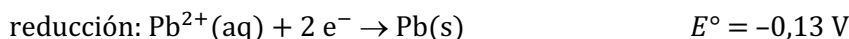


Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

b) Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

12. Se añade $\text{Br}_2(\text{l})$ a una disolución que contiene ion Cl^{-} y a otra que contiene ion I^{-} .

a) Razone si en alguno de los dos casos se producirá una reacción de oxidación-reducción.

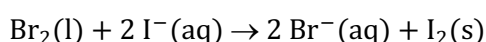
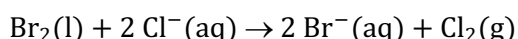
b) En caso de producirse, indique qué especie química se reduce, cuál se oxida y ajuste la ecuación correspondiente.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{I}_2|\text{I}^{-} = +0,53$; $\text{Br}_2|\text{Br}^{-} = +1,07$; $\text{Cl}_2|\text{Cl}^{-} = +1,36$.

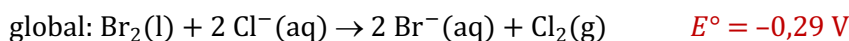
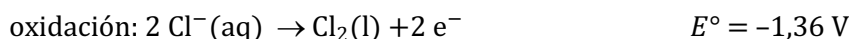
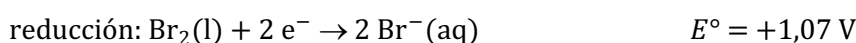
(C.V. Junio 2005)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^{\circ} > 0$.

a) Se trata de determinar si son espontáneas las reacciones:

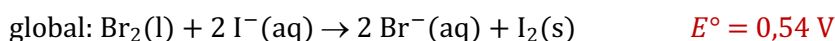
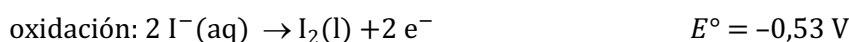
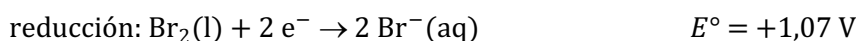


▪ Para la primera, las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

▪ Para la segunda, las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

b) La ecuación de la segunda reacción se encuentra ajustada en el apartado anterior y las especies que se comportan como oxidante y reductor son:

- Br_2 gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- I^- pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

13. Responda a las siguientes preguntas justificando la respuesta:

a) ¿Se puede guardar una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de aluminio? ¿Y en un recipiente de plata? ¿Y en uno de zinc?

b) ¿Se puede guardar una disolución de cloruro de hierro(II) en un recipiente de aluminio? ¿Y en un recipiente de zinc? ¿Y en uno de cobre?

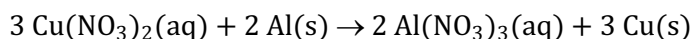
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44$; $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,74$; $\text{Al}^{3+}|\text{Al} = -0,74$.

(C.V. Septiembre 2006)

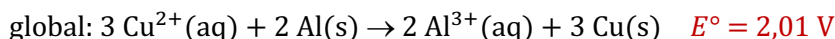
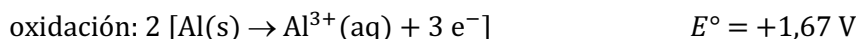
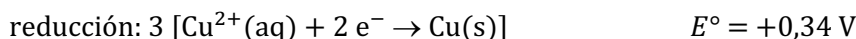
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) *¿Se puede guardar una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de aluminio?*

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

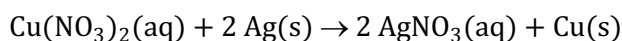


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

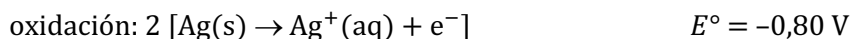
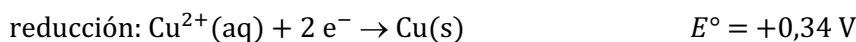
Un recipiente debe ser inerte con respecto a las sustancias que va a contener, por este motivo, **no se puede guardar la disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en un recipiente de Al**, ya que se produce una reacción de oxidación-reducción entre ambas sustancias.

▪ *¿Se puede guardar una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de plata?*

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

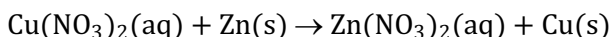


Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

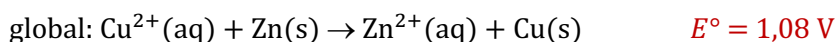
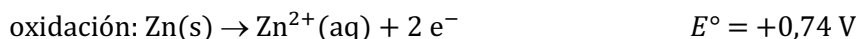
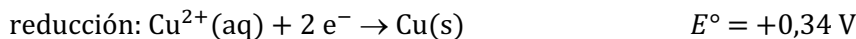
Un recipiente debe ser inerte con respecto a las sustancias que va a contener, por este motivo, **sí se puede guardar la disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en un recipiente de Ag**, ya que no se produce ningún tipo de reacción entre ambas sustancias.

▪ *¿Se puede guardar una disolución de nitrato de cobre(II) en un recipiente de zinc?*

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

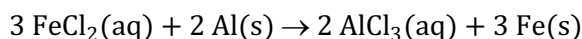


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

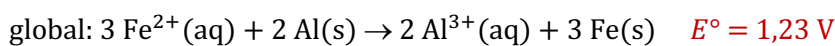
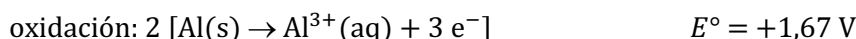
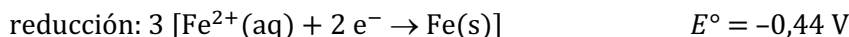
Un recipiente debe ser inerte con respecto a las sustancias que va a contener, por este motivo, **no se puede guardar la disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ en un recipiente de Zn**, ya que se produce una reacción de oxidación-reducción entre ambas sustancias.

b) *¿Se puede guardar una disolución de cloruro de hierro(II) en un recipiente de aluminio?*

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

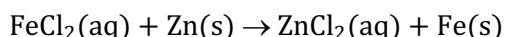


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

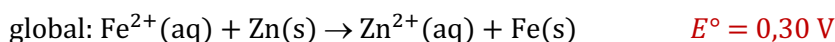
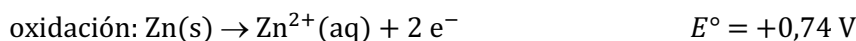
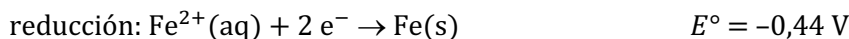
Un recipiente debe ser inerte con respecto a las sustancias que va a contener, por este motivo, **no se puede guardar la disolución de FeCl_2 en un recipiente de Al**, ya que se produce una reacción de oxidación-reducción entre ambas sustancias.

▪ *¿Se puede guardar una disolución de cloruro de hierro(II) en un recipiente de zinc?*

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

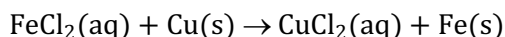


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

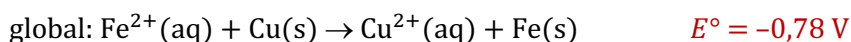
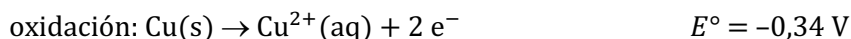
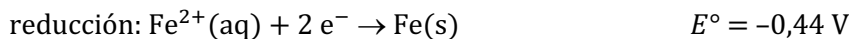
Un recipiente debe ser inerte con respecto a las sustancias que va a contener, por este motivo, **no se puede guardar la disolución de FeCl_2 en un recipiente de Zn**, ya que se produce una reacción de oxidación-reducción entre ambas sustancias.

▪ *¿Se puede guardar una disolución de cloruro de hierro(II) en un recipiente de cobre?*

Se trata de determinar si es espontánea la reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

Un recipiente debe ser inerte con respecto a las sustancias que va a contener, por este motivo, **sí se puede guardar la disolución de FeCl_2 en un recipiente de Cu**, ya que no se produce ningún tipo de reacción entre ambas sustancias.

14. Considere las siguientes semirreacciones redox cuyos potenciales estándar se indican:



a) Indique el agente oxidante más fuerte.

b) Indique el agente reductor más fuerte.

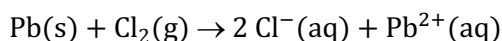
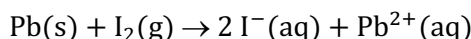
c) Señale, justificando la respuesta, la(s) especie(s) que puede(n) ser reducida(s) por el Pb(s). Escriba la(s) ecuación(es) química(s) correspondiente(s).

(C.V. Junio 2007) (C.V. Junio 2017)

a) El **agente oxidante más fuerte** es aquél que tiene el **mayor potencial estándar de reducción**. De las especies propuestas se trata del $\text{Cl}_2(\text{g})$ ($E^\circ = +1,36 \text{ V}$).

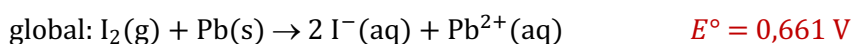
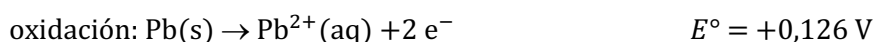
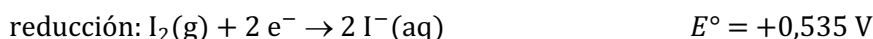
b) El **agente reductor más fuerte** es aquél que tiene el **menor potencial estándar o de reducción**. De las especies propuestas se trata del V ($E^\circ = -1,18 \text{ V}$).

c) Las especies que pueden ser reducidas por el Pb(s) ($E^\circ = -0,126 \text{ V}$) son aquéllas que tienen **menor potencial estándar o de reducción** que él. De las especies propuestas se trata del $\text{I}_2(\text{s})$ ($E^\circ = +0,535 \text{ V}$) y $\text{Cl}_2(\text{g})$ ($E^\circ = +1,36 \text{ V}$). **Se puede demostrar** comprobando si son espontáneas las reacciones del Pb con ellos:



Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

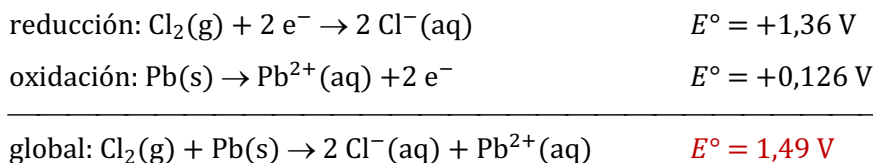
▪ Para el primero, las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ Para el segundo, las semirreacciones correspondientes son:

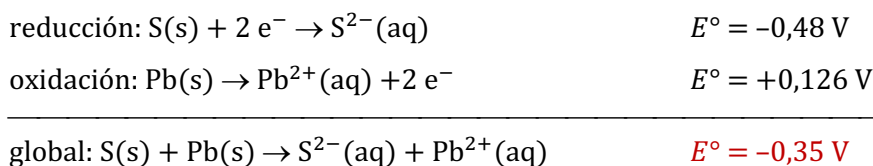
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

(En el problema propuesto en 2017 se añade además el par $\text{S}|\text{S}^{2-}$ ($E^\circ = -0,48 \text{ V}$) que no puede ser reducido por el Pb).

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

15. Se dispone en el laboratorio de una disolución de $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ de concentración 1,0 M a partir de la cual se desea obtener zinc metálico, $\text{Zn}(\text{s})$. Responda razonadamente:

a) Si se dispone de hierro y aluminio metálicos, ¿cuál de los dos metales debe añadir a la disolución de Zn^{2+} para obtener zinc metálico?

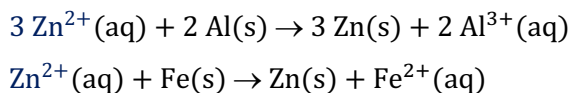
b) Para la reacción mediante la cual se obtuvo el zinc metálico en el apartado anterior, indique la especie oxidante y la especie reductora.

c) ¿Cuántos gramos de metal utilizado para obtener zinc metálico se necesitarán añadir a 100 mL de la disolución inicial para que la reacción sea completa?

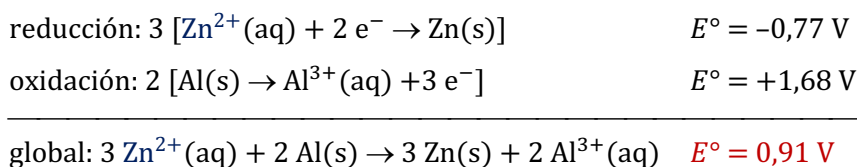
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76$; $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44$; $\text{Al}^{3+}|\text{Al} = -1,68$.
(C.V. Junio 2008)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) Como **se quiere reducir el $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$** cuyo potencial de reducción es $E^\circ = -0,76 \text{ V}$, **es necesario utilizar** una especie que tenga un potencial menor. De los dos metales propuestos, el que cumple esa condición es el **$\text{Al}(\text{s})$ ($E^\circ = -1,68 \text{ V}$)**. **Se puede demostrar** comprobando si son espontáneas las reacciones del Zn^{2+} con ellos:



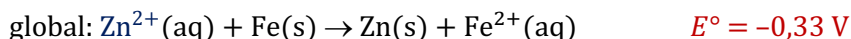
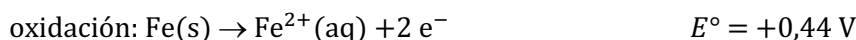
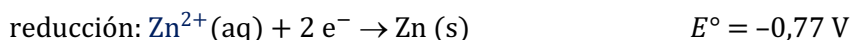
▪ Para el primero, las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ Para el segundo, las semirreacciones correspondientes son:

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

b) En la reacción entre Zn^{2+} y Al, las especies que se comportan como oxidante y reductor son:

▪ Zn^{2+} gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ Al pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

c) La cantidad de Zn^{2+} que se reduce es:

$$100 \text{ mL Zn}^{2+} 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1,0 \text{ mmol Zn}^{2+}}{1 \text{ mL Zn}^{2+} 1,0 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}^{2+}}{10^3 \text{ mmol Zn}^{2+}} = 0,10 \text{ mol Zn}^{2+}$$

Relacionando Zn^{2+} con Al:

$$0,10 \text{ mol Zn}^{2+} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol Zn}^{2+}} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 1,8 \text{ g Al}$$

16. Considerando los metales Zn, Mg, Pb y Fe:

a) Ordénelos de mayor a menor facilidad de oxidación.

b) ¿Cuál de estos metales puede reducir el Fe^{3+} a Fe^{2+} , pero no el Fe^{2+} a Fe?

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$; $\text{Pb}^{2+}|\text{Pb} = -0,13 \text{ V}$; $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg} = -2,37 \text{ V}$; $\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+} = +0,77 \text{ V}$; $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$.

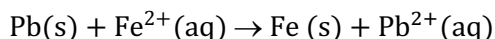
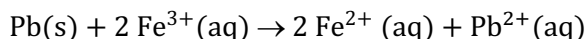
(C.V. Junio 2009)

a) La mayor facilidad de oxidación de un metal se corresponde **con su mayor poder reductor**, que es más elevado cuanto **menor sea su potencial de reducción**.

De acuerdo con lo expuesto, los metales propuestos ordenados por su facilidad de oxidación decreciente son:

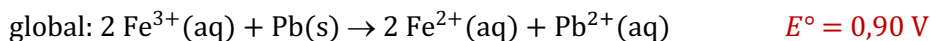
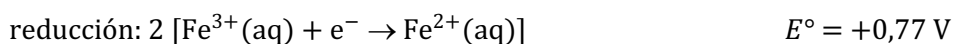


b) El metal capaz de reducir el Fe^{3+} a Fe^{2+} , pero no el Fe^{2+} a Fe, tiene que tener un potencial de reducción menor que el de los dos pares en cuestión. De los metales propuestos, el que cumple dicha condición es el **Pb** ($E^{\circ} = -0,13 \text{ V}$). Se puede demostrar comprobando si son espontáneas las reacciones del Pb con ellos:



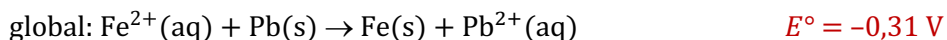
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^{\circ} > 0$.

▪ Para el primero, las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ Para el segundo, las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

17. Teniendo en cuenta los potenciales estándar que se dan al final del enunciado, responda razonadamente:

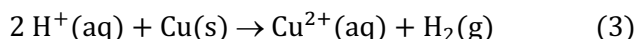
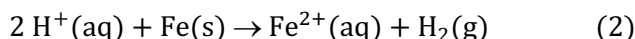
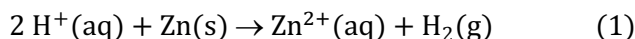
a) Deduzca si los metales zinc, cobre y hierro reaccionarán al añadirlos, cada uno de ellos por separado, a una disolución ácida $[\text{H}^{+}(\text{aq})] = 1 \text{ M}$.

b) Si se dispone de una disolución de Fe^{2+} de concentración 1 M, razone qué metal (cobre o zinc), al reaccionar con Fe^{2+} , permitiría obtener hierro metálico. Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción e indique qué especie se oxida y cuál se reduce.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{H}^{+}|\text{H}_2 = 0,0$; $\text{V Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76$ V; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$ V; $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44$.

(C.V. Septiembre 2011)

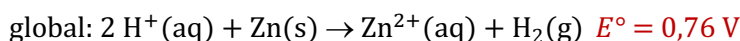
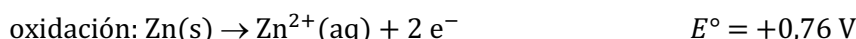
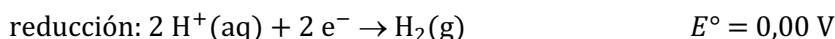
Se trata de determinar si son espontáneas las reacciones:



Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^{\circ} > 0$.

▪ **Reacción 1:** $2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

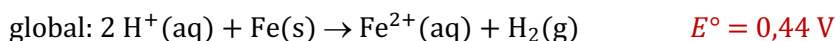
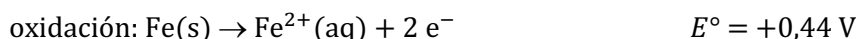
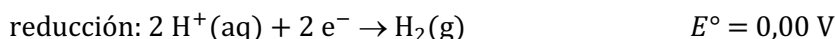
Las semirreacciones correspondientes son:



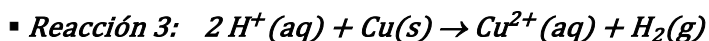
Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ **Reacción 2:** $2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

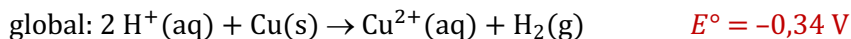
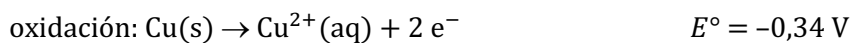
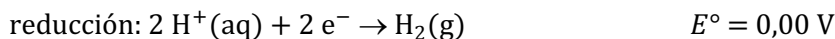
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

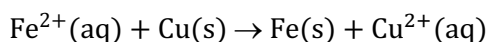
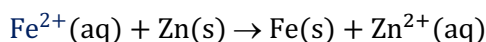


Las semirreacciones correspondientes son:

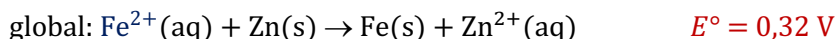
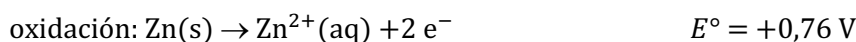
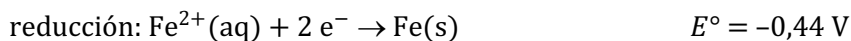


Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

b) Como **se quiere reducir el $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$** cuyo potencial de reducción es $E^\circ = -0,44\text{ V}$, **es necesario utilizar** una especie que tenga un potencial menor. De los dos metales propuestos, el que cumple esa condición es el **Zn ($E^\circ = -0,77\text{ V}$)**. Se puede demostrar comprobando si son espontáneas las reacciones del Fe^{2+} con ambos metales:



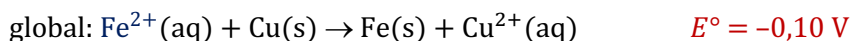
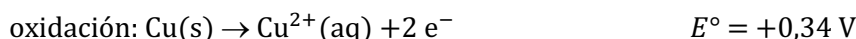
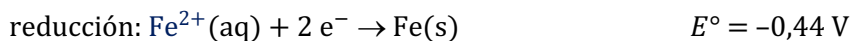
▪ Con el Zn las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ Con el Cu las semirreacciones correspondientes son:

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

En la reacción entre Fe^{2+} y Zn, las especies que se comportan como oxidante y reductor son:

- Fe^{2+} gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.
- Zn pierde electrones, es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

18. Se preparan, en sendos tubos de ensayo, disoluciones acuosas acidificadas de sales de los siguientes iones metálicos: 1) Au^{3+} , 2) Ag^+ , 3) Cu^{2+} , 4) Fe^{3+} . Explique, escribiendo las ecuaciones químicas ajustadas, las reacciones que se producirán al realizar las siguientes adiciones:

a) A cada uno de los tubos que contienen las disoluciones 1), 2) y 3) se les adiciona $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

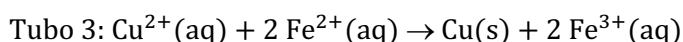
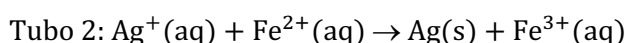
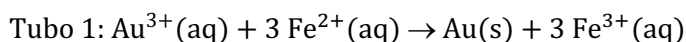
b) Al tubo 4, que contiene $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, se le adiciona $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$.

Nota: todas las disoluciones se han preparado en condiciones estándar.

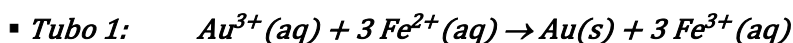
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})|\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) = +0,77$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s}) = +0,34$; $\text{Au}^{3+}(\text{aq})|\text{Au}(\text{s}) = +1,50$; $\text{Ag}^+(\text{aq})|\text{Ag}(\text{s}) = +0,80$; $\text{Sn}^{4+}(\text{aq})|\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) = +0,15$.

(C.V. Julio 2014)

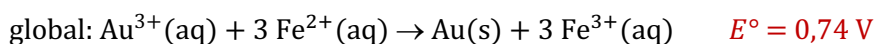
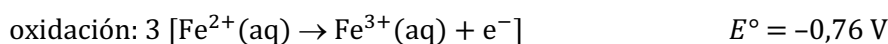
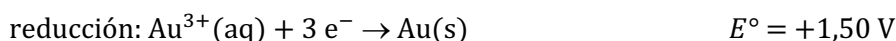
a) Se trata de determinar si son espontáneas las reacciones de los :



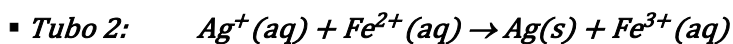
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.



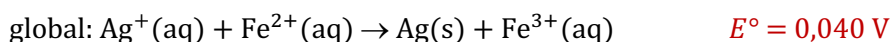
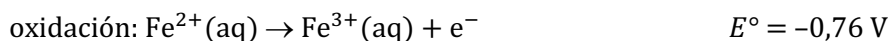
Las semirreacciones correspondientes son:



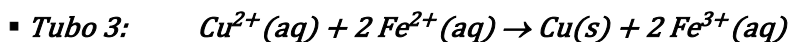
Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.



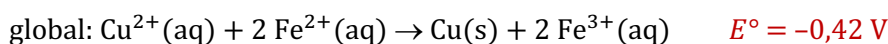
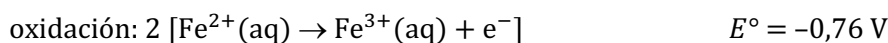
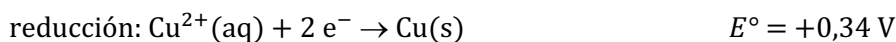
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

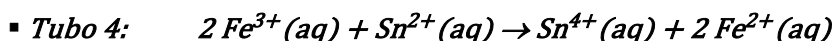


Las semirreacciones correspondientes son:

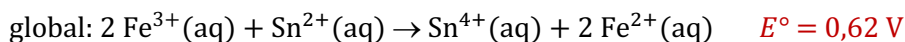
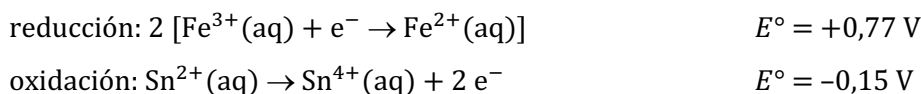


Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

b) Se trata de determinar si es espontánea la reacción del:



Las semirreacciones correspondientes son:



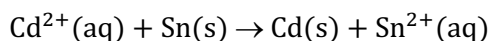
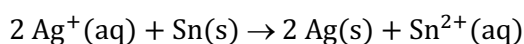
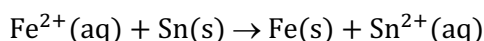
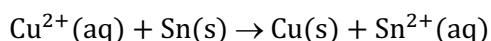
Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

19. Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción, E° , proporcionados al final del enunciado, responda razonadamente, ¿qué sucede cuando se introduce una lámina de estaño en cuatro disoluciones ácidas cada una de ellas conteniendo uno de los siguientes iones en concentración 1 M, Cu^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+ y Cd^{2+} ?

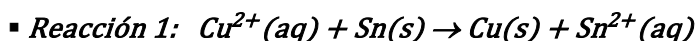
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44$; $\text{Cd}^{2+}|\text{Cd} = -0,40$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$; $\text{Sn}^{2+}|\text{Sn} = -0,14$.

(C.V. Junio 2016)

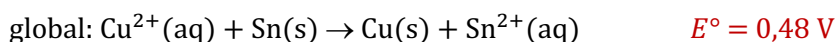
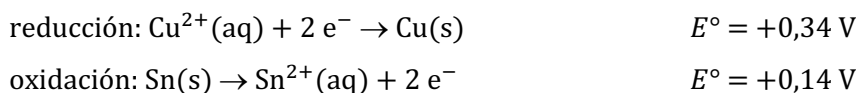
Se trata de determinar si son espontáneas las siguientes reacciones



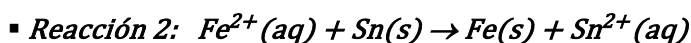
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.



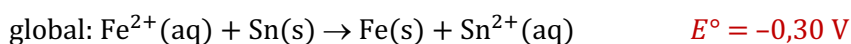
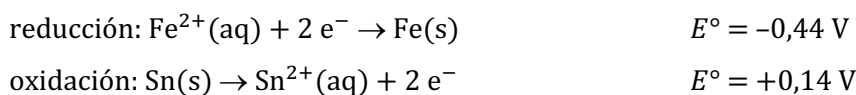
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.



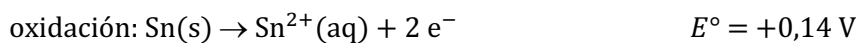
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

▪ **Reacción 3:** $2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$

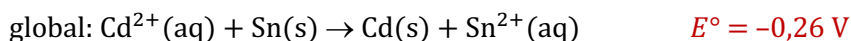
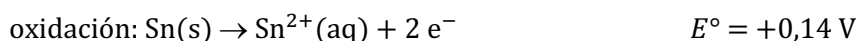
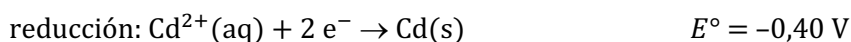
Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

▪ **Reacción 4:** $\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow \text{Cd}(\text{s}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$

Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

20. Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan como dato al final del enunciado, responda razonadamente si cada uno de los siguientes enunciados es verdadero o falso:

a) Una barra de zinc es estable en una disolución acuosa 1 M de Cu^{2+} .

b) Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa 1 M de Cr^{3+} se recubre con cromo metálico.

c) El aluminio metálico no reacciona en una disolución acuosa 1 M de HCl.

d) Una disolución acuosa 1 M de Cu^{2+} se puede guardar en un recipiente de aluminio.

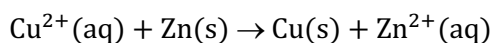
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{H}^+(\text{aq})|\text{H}_2(\text{g}) = 0,00$; $\text{Al}^{3+}(\text{aq})|\text{Al}(\text{s}) = -1,68$; $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}(\text{s}) = -0,76$; $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})|\text{Cr}(\text{s}) = -0,74$; $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})|\text{Fe}(\text{s}) = -0,44$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s}) = +0,34$.

(C.V. Julio 2019)

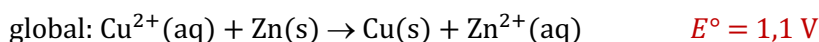
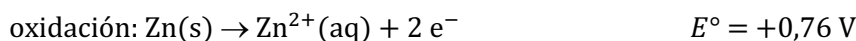
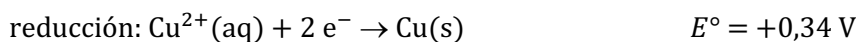
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) **Una barra de zinc es estable en una disolución acuosa 1 M de Cu^{2+} .**

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

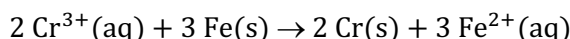


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y una barra de zinc no es estable en una disolución acuosa de Cu^{2+} .

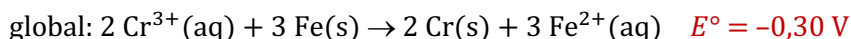
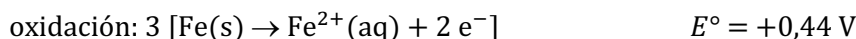
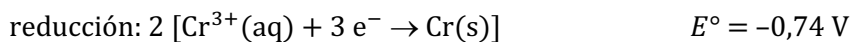
La propuesta es **falsa**.

b) Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa 1 M de Cr^{3+} se recubre con cromo metálico.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

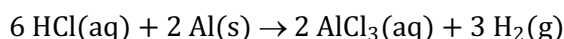


Como se observa, $E^{\circ} < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea** y al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa de Cr^{3+} no se recubre de cromo.

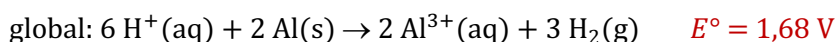
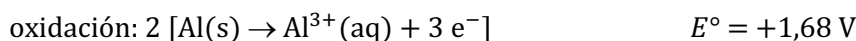
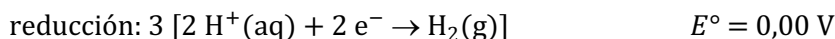
La propuesta es **falsa**.

c) El aluminio metálico no reacciona en una disolución acuosa 1 M de HCl.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

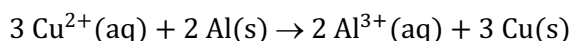


Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y el aluminio metálico sí que reacciona con una disolución acuosa de HCl.

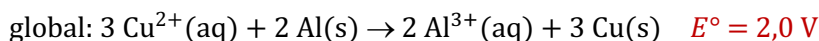
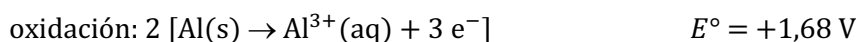
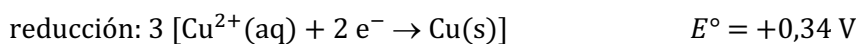
La propuesta es **falsa**.

d) Una disolución acuosa 1 M de Cu^{2+} se puede guardar en un recipiente de aluminio.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y una disolución acuosa de Cu^{2+} no puede guardarse en un recipiente de aluminio.

La propuesta es **falsa**.

21. A partir de los datos de potenciales de reducción estándar que se adjuntan, indique razonadamente si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos.

a) Una disolución de HCl 1 M es capaz de disolver una barra de níquel metálico.

b) El níquel metálico puede oxidar al estaño metálico.

c) Se puede obtener plata metálica sumergiendo un hilo de cobre en una disolución de nitrato de plata 1 M.

d) No se puede almacenar una disolución de sulfato de cobre(II) 1 M en un recipiente de estaño metálico.

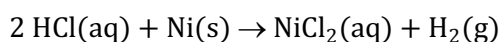
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Ag}^+(\text{aq})|\text{Ag}(\text{s}) = +0,80$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s}) = +0,34$; $\text{H}^+(\text{aq})|\text{H}_2(\text{g}) = 0$; $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})|\text{Sn}(\text{s}) = -0,14$; $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})|\text{Ni}(\text{s}) = -0,26$.

(C.V. Septiembre 2020)

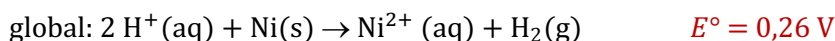
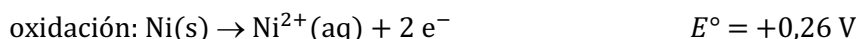
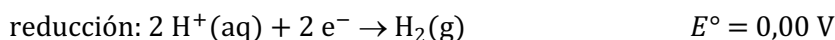
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) Una disolución de HCl 1 M es capaz de disolver una barra de níquel metálico.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y una disolución acuosa de HCl sí que es capaz de disolver el níquel metálico.

La propuesta es **verdadera**.

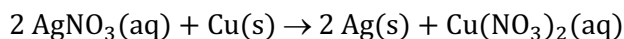
b) El níquel metálico puede oxidar al estaño metálico.

Es imposible que se produzcan dos semirreacciones de oxidación y ninguna de reducción.

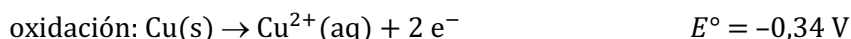
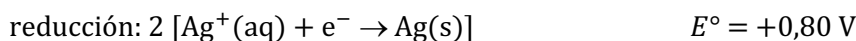
La propuesta es **falsa**.

c) Se puede obtener plata metálica sumergiendo un hilo de cobre en una disolución de nitrato de plata 1 M.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

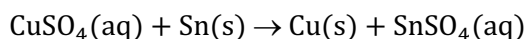


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y se puede obtener plata metálica al sumergir un hilo de cobre en una disolución de nitrato de plata.

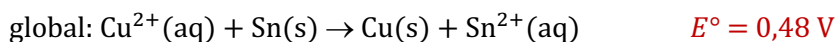
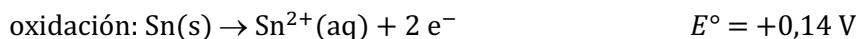
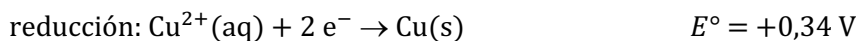
La propuesta es **verdadera**.

d) No se puede almacenar una disolución de sulfato de cobre(II) 1 M en un recipiente de estaño metálico.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y no se puede almacenar una disolución de sulfato de cobre(II) en un recipiente de estaño.

La propuesta es **verdadera**.

22. A partir de los valores del potencial estándar de reducción, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Considere los metales potasio, cadmio y plata. ¿Cuál/es de ellos será/n solubles en una disolución de HCl 1 M?

b) ¿Qué reacción tendrá lugar si se sumerge una barra de plata en una disolución de $\text{K}^+(\text{aq})$ 1 M?

c) ¿Qué reacción se producirá si se sumerge una barra de cadmio metálico en una disolución de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ 1 M?

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{K}^+|\text{K} = -2,92$; $\text{Cd}^{2+}|\text{Cd} = -0,40$; $\text{H}^+|\text{H}_2 = 0,00$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$.

(C.V. Junio 2021)

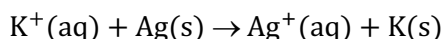
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) Considere los metales potasio, cadmio y plata. ¿Cuál/es de ellos será/n solubles en una disolución de HCl 1 M?

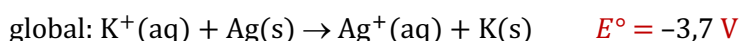
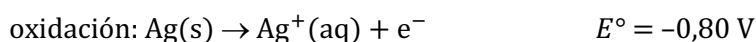
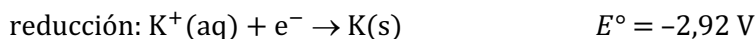
Estas reacciones han sido estudiadas en el ejercicio 10 de esta sección, solo que en vez de preguntar si son solubles se pregunta si reaccionan.

b) ¿Qué reacción tendrá lugar si se sumerge una barra de plata en una disolución de $\text{K}^+(\text{aq})$ 1 M?

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



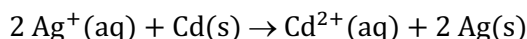
Las semirreacciones correspondientes son:



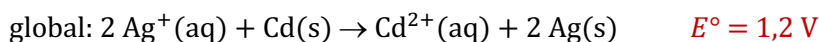
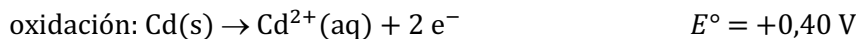
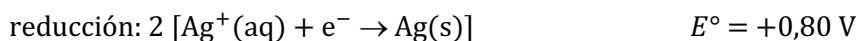
Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

c) *¿Qué reacción se producirá si se sumerge una barra de cadmio metálico en una disolución de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ 1 M?*

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

23. Teniendo en cuenta los valores de los potenciales estándar de reducción, responda razonadamente:

a) **Prediga si tendrá lugar alguna reacción cuando se mezcla una disolución 1 M de AgNO_3 con otra disolución 1 M de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.**

b) **Prediga si, en condiciones estándar, se lleva a cabo la siguiente reacción:**



c) **Justifique si el cobre metálico se disuelve o no en una disolución de HCl 1 M.**

d) **El cobre metálico se disuelve en HNO_3 1 M. Justifique por qué ocurre esto.**

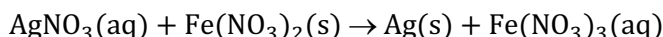
Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe} = -0,44$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+} = +0,77$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$; $\text{NO}_3^-|\text{NO}_2 = +0,96$; $\text{H}^+|\text{H}_2 = 0,00$.

(C.V. Julio 2021)

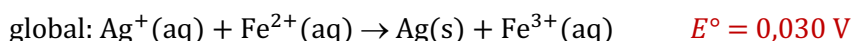
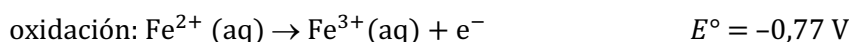
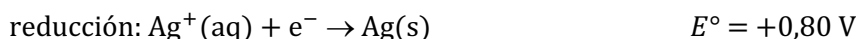
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) **Prediga si tendrá lugar alguna reacción cuando se mezcla una disolución 1 M de AgNO_3 con otra disolución 1 M de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.**

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:

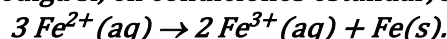


Las semirreacciones correspondientes son:

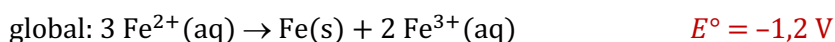
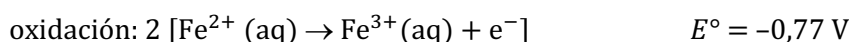
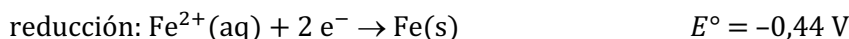


Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

b) **Prediga si, en condiciones estándar, se lleva a cabo la siguiente reacción:**



Las semirreacciones correspondientes son:



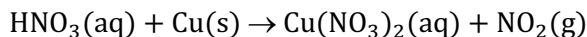
Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea**.

c) Justifique si el cobre metálico se disuelve o no en una disolución de HCl 1 M.

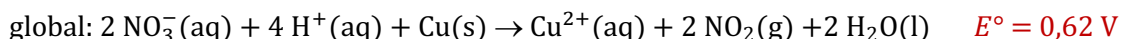
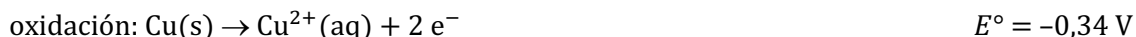
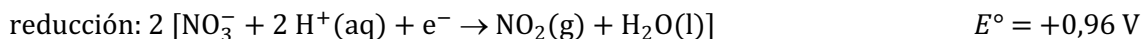
Esta reacción ha sido estudiada en el ejercicio 17 de esta sección, solo que en vez de preguntar si es soluble se pregunta si reacciona.

d) El cobre metálico se disuelve en HNO₃ 1 M. Justifique por qué ocurre esto.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

24. Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción, responda razonadamente si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:

- Una barra de estaño es estable cuando se introduce en una disolución acuosa de CuSO₄ 1 M.
- Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa de CrCl₃ 1 M se recubre con cromo.
- El aluminio se disuelve en una disolución acuosa de HCl 1 M.
- Las disoluciones acuosas de SnCl₂ 1 M pueden guardarse en recipientes de aluminio.

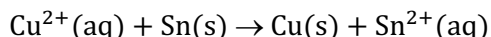
Datos. E° (V): Al³⁺(aq)|Al(s) = -1,68; Cr³⁺(aq)|Cr(s) = -0,74; Fe²⁺(aq)|Fe(s) = -0,44; Sn²⁺(aq)|Sn(s) = -0,14; H⁺(aq)|H₂(g) = +0,00; Cu²⁺(aq)|Cu(s) = +0,34.

(C.V. Julio 2023)

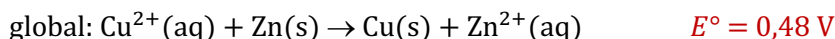
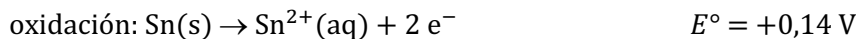
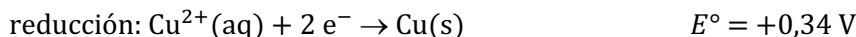
Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que, a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$.

a) Una barra de estaño es estable cuando se introduce en una disolución acuosa de CuSO₄ 1 M.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y una barra de estaño no es estable en una disolución acuosa de Cu²⁺.

La propuesta es **falsa**.

Similar a la propuesta en el ejercicio 20 de esta sección.

b) Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa de CrCl₃ 1 M se recubre con cromo.

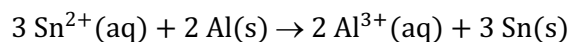
Se encuentra resuelta en el ejercicio 20 de esta sección.

c) El aluminio se disuelve en una disolución acuosa de HCl 1 M.

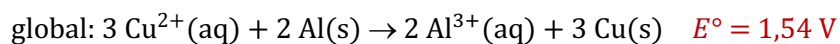
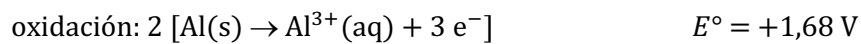
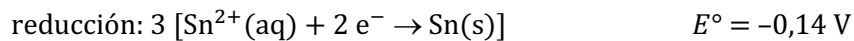
Se encuentra resuelta en el ejercicio 20 de esta sección.

d) Las disoluciones acuosas de SnCl_2 1 M pueden guardarse en recipientes de aluminio.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y una disolución acuosa de Sn^{2+} no puede guardarse en un recipiente de aluminio.

La propuesta es **falsa**.

Similar a la propuesta en el ejercicio 20 de esta sección.

7.3. Celdas electroquímicas

Se han separado, en dos apartados diferentes, los ejercicios sobre celdas electroquímicas, voltaicas o galvánicas y los de celdas electrolíticas, que se recogen en el siguiente. El objetivo de los ejercicios de esta sección es identificar el ánodo y el cátodo en este tipo de celdas, así como las reacciones que tienen lugar en cada electrodo y el sentido del flujo de electrones e iones a través de las celdas prestándose especial atención a la nomenclatura utilizada en la descripción de las celdas.

En todos los ejercicios se trabaja en condiciones estándar o estado tipo, una temperatura de 25 °C, una presión de 1 atm y una concentración 1 M para las disoluciones.

1. Describa la celda galvánica formada por dos semiceldas: una con un electrodo de cobre sumergido en una disolución tipo de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , y la otra es un electrodo de plata sumergido en una disolución tipo de nitrato de plata, AgNO_3 . Indique:

- Quién es el cátodo y el ánodo.
- Reacción que se produce en cada electrodo y reacción total.
- Sentido del flujo de los electrones en el circuito externo.
- Fuerza electromotriz inicial de la celda.
- Qué le ocurrirá al electrodo de cobre.
- Quién se oxida y quién se reduce, así como el agente oxidante y el agente reductor.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$.

(U.A. Junio 1991) (C.V. Septiembre 2005)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-f) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

La notación de la celda es: $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag^+ es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Cu es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

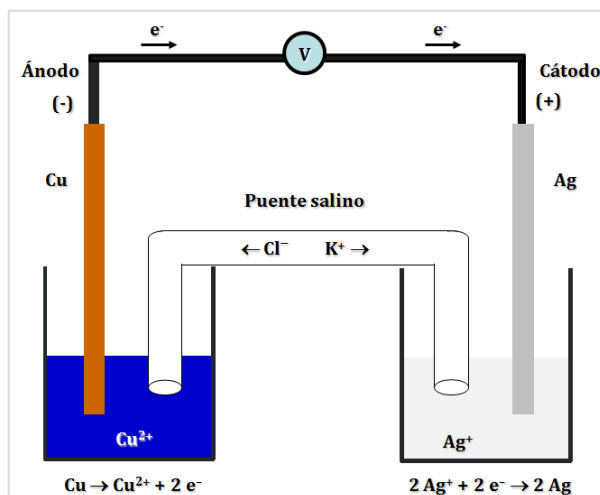
b) Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



c) Los **electrones** de la celda **se dirigen** de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, **desde el polo negativo o ánodo ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$) hacia el polo positivo o cátodo ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$)**.

d) El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

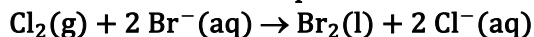


Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}$$

e) El **electrodo de Cu se consume**, ya que los átomos de Cu pasan a la disolución de Cu^{2+} .

2. Dada la reacción redox espontánea:



Esta reacción puede utilizarse como fuente de energía eléctrica construyendo una celda adecuada y utilizando dos electrodos de platino.

- Dibuje la celda indicando las reacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
- Indique el sentido de los electrones en el circuito exterior.
- Indique en qué sentido se mueven los cationes en el interior de la celda.
- Indique el agente oxidante y el agente reductor.
- Calcule el valor de la fuerza electromotriz inicial de la celda en condiciones estándar.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Cl}_2|\text{Cl}^- = +1,36$; $\text{Br}_2|\text{Br}^- = +1,07$.

(U.A. Septiembre 1994)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

a-d) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Cl}_2|\text{Cl}^-$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Br}_2|\text{Br}^-$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

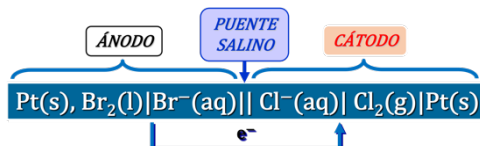
La notación de la celda es: $\text{Br}_2|\text{Br}^-||\text{Cl}^-|\text{Cl}_2$.

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



- Cl_2 es el **oxidante**, la especie que **se reduce**
- Br^- es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

La imagen muestra un esquema de esta celda es:



- Los **electrones** de la celda **se dirigen** de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, **desde el polo negativo o ánodo** ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$) **hacia el polo positivo o cátodo** ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$).
- En la parte interior de la celda, utilizando el puente salino, los **cationes** del mismo **se mueven hacia el cátodo** para mantener la carga positiva en ese electrodo.
- El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{Cl}_2|\text{Cl}^-}^{\circ} - E_{\text{Br}_2|\text{Br}^-}^{\circ} = 1,36 \text{ V} - 1,07 \text{ V} = 0,29 \text{ V}$$

3. Se introduce una barra de zinc en un vaso de precipitados que contiene una disolución de Zn^{2+} . Por otra parte, se introduce un hilo de plata en un vaso de precipitados que contiene una disolución de Ag^+ . Ambas semiceldas se unen mediante un puente salino.

- Indique ánodo y cátodo.
- Escriba la reacción que ocurre en cada semicelda y la reacción global.
- Calcule el potencial de la celda en condiciones estándar.
- Indique el sentido del flujo de los electrones a través del circuito externo que conecta ambos electrodos.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,762$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,799$.

(U.A. Septiembre 1997) (C.V. Septiembre 2004)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

a) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

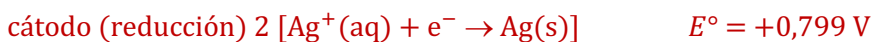
La notación de la celda es: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag^+ es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Zn es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

b) Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



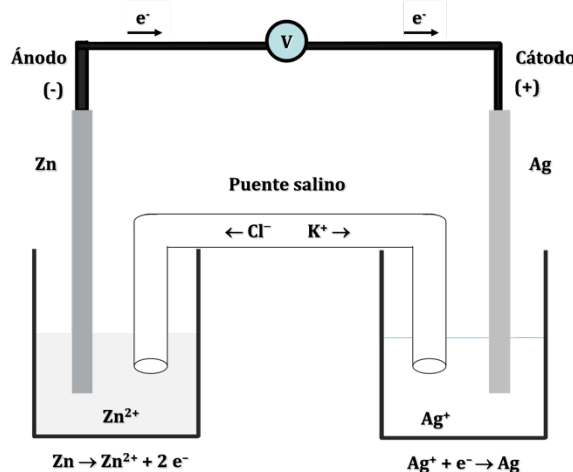
c) El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} = 0,799 \text{ V} - (-0,762 \text{ V}) = 1,56 \text{ V}$$

d) Los **electrones** de la celda **se dirigen** de forma espontánea hacia los potenciales crecientes, **desde el polo negativo o ánodo ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) hacia el polo positivo o cátodo ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$)**.



4. Suponga que dispone de dos barras metálicas, una de Pb y otra de Zn, y de dos disoluciones, una que contiene Pb^{2+} 1 M y otra que contiene Zn^{2+} 1 M. Teniendo en cuenta estos materiales y los que considere necesarios:

a) Indique esquemáticamente cómo construiría una celda electroquímica y calcule la diferencia de potencial o fuerza electromotriz de la celda.

b) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada semicelda y la reacción global.

c) Indique qué electrodo es el cátodo y cuál el ánodo.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76$; $\text{Pb}^{2+}|\text{Pb} = -0,13$.

(U.A. Septiembre 1998) (C.V. Septiembre 2002)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-c) Para construir la celda:

▪ el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.

▪ el par de menor potencial ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

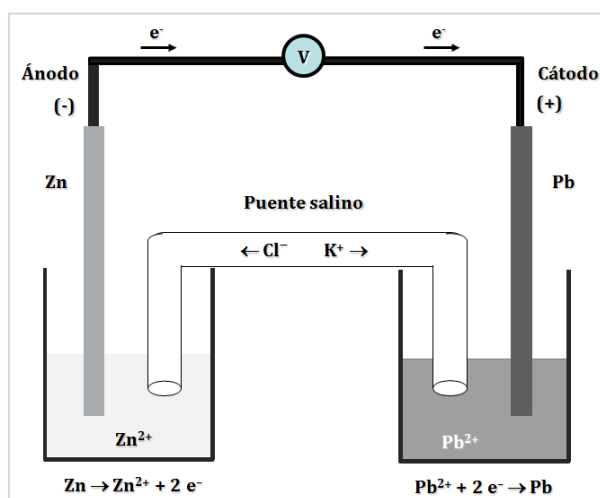
La notación de la celda es: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Pb^{2+} es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Zn es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Para construir una celda de este tipo, se toman dos recipientes, y se coloca en cada de ellos uno de los electrodos de Pb o Zn, sumergidos en las respectivas disoluciones de sus cationes, y se conectan por medio de un conductor metálico (hilo de cobre) en el que se puede intercalar un dispositivo (voltímetro) que indique el paso de los electrones. Para cerrar el circuito interiormente se conectan las disoluciones de Pb^{2+} y Zn^{2+} por medio de un puente salino. Este, es un papel de filtro o un tubo de vidrio lleno de algodón empapado con una disolución saturada de un electrólito fuerte, por ejemplo, KCl. La función de este puente es que los cationes K^+ se dirijan hacia el cátodo y los aniones Cl^- hacia el ánodo con el fin de cerrar el circuito.



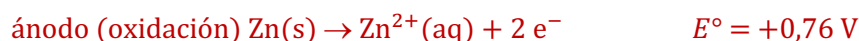
El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^\circ = (-0,13 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = 0,63 \text{ V}$$

b) Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



5. Una celda voltaica consta de un electrodo de magnesio sumergido en una disolución de nitrato de magnesio, $Mg(NO_3)_2$, y otro electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata, $AgNO_3$, a 25 °C.

- Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada.
- Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la celda.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $Mg^{2+}|Mg = -2,37$; $Ag^+|Ag = +0,80$.

(C.V. Septiembre 2003)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-b) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($Ag^+|Ag$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($Mg^{2+}|Mg$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

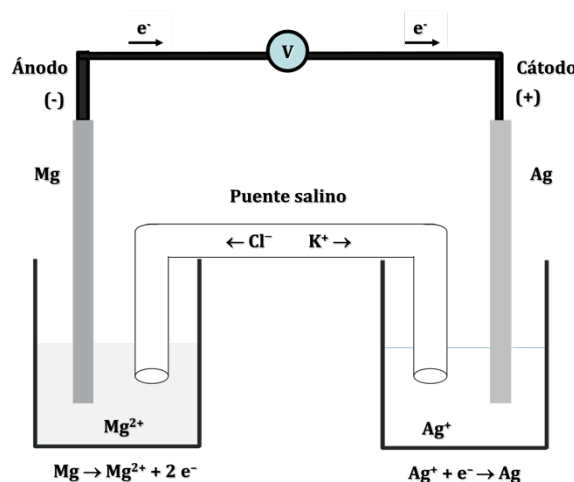
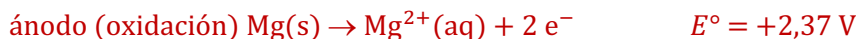
La notación de la celda es: $Mg|Mg^{2+}||Ag^+|Ag$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag^+ es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Mg es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{Ag^+|Ag}^\circ - E_{Mg^{2+}|Mg}^\circ = 0,80 V - (-2,37 V) = 3,2 V$$

6. Se prepara una celda voltaica formada por electrodos estándar de $Sn^{2+}|Sn$ y $Pb^{2+}|Pb$.

- Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada.
- Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la celda.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $Sn^{2+}|Sn = -0,137$; $Pb^{2+}|Pb = -0,125$.

(C.V. Junio 2004)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-b) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

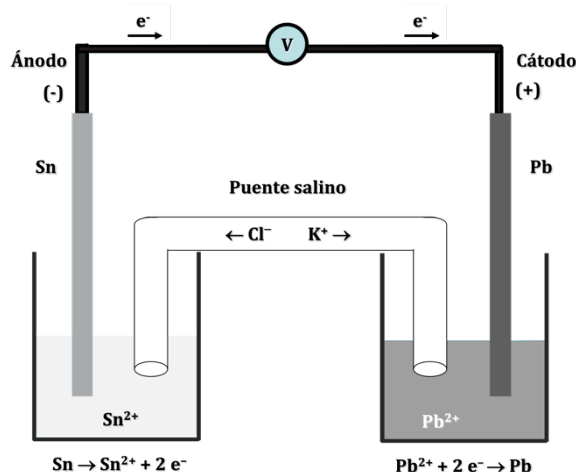
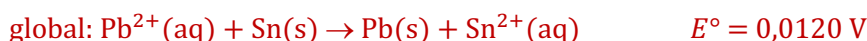
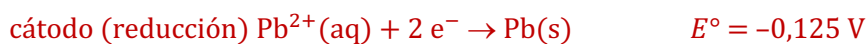
La notación de la celda es: $\text{Sn}|\text{Sn}^{2+}||\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Pb^{2+} es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Sn es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^\circ - E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^\circ = (-0,125 \text{ V}) - (-0,137 \text{ V}) = 0,0120 \text{ V}$$

7. Dada la pila a 298 K:



Indique razonadamente si son verdaderas o falsas, las siguientes proposiciones:

- El potencial estándar de pila es $E^\circ = +0,34 \text{ V}$.
- El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.
- El ion Cu^{2+} tiene más tendencia a captar electrones que el protón, H^+ .
- En esta pila el hidrógeno sufre una oxidación.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{H}^+|\text{H}_2 = 0,00$; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$.

(C.V. Junio 2006) (C.V. Julio 2013)

a) *El potencial estándar de pila es $E^\circ = +0,34 \text{ V}$.*

El potencial estándar o fuerza electromotriz de una pila se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta pila es:

$$E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^\circ - E_{\text{H}^+|\text{H}_2}^\circ = 0,34 \text{ V} - 0,00 \text{ V} = 0,34 \text{ V}$$

La propuesta es **verdadera**.

b) *El electrodo de hidrógeno actúa como cátodo.*

Una pila en la cual $E^\circ > 0$, es una celda electroquímica. En estas, el cátodo, electrodo en el que tiene lugar la reacción de reducción, se sitúa a la derecha. Como se observa aquí, **el electrodo de hidrógeno** se encuentra a la izquierda, es decir, **actúa como ánodo**.

La propuesta es **falsa**.

c) El ion Cu^{2+} tiene más tendencia a captar electrones que el protón, H^+ .

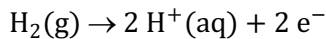
El valor del potencial de reducción, E° , mide la tendencia que tiene un electrodo a generar un proceso de reducción, es decir a captar electrones. Cuanto mayor sea su valor, mayor es dicha tendencia. De acuerdo con los datos propuestos:

$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) > E^\circ(\text{H}^+|\text{H}_2)$$

La propuesta es **verdadera**.

d) En esta pila el hidrógeno sufre una oxidación.

En esta pila el electrodo de hidrógeno se encuentra a la izquierda, es decir, actúa como ánodo, y el ánodo es el electrodo en el que tiene lugar la reacción de oxidación:



La propuesta es **verdadera**.

8. Los potenciales estándar de reducción de los electrodos $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ y $\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}$ son, $-0,76 \text{ V}$ y $-0,40 \text{ V}$, respectivamente. Conteste de forma razonada las cuestiones siguientes:

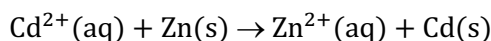
- ¿Qué reacción se produce si una disolución acuosa 1 M de Cd^{2+} se añade a zinc metálico?
- ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila formada por estos dos electrodos en condiciones estándar?
- ¿Qué reacciones se producen en los electrodos de esta pila?
- ¿Quién es el ánodo y quién es el cátodo de esta pila?

(C.V. Septiembre 2007)

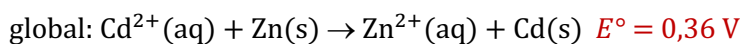
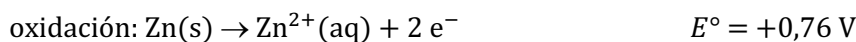
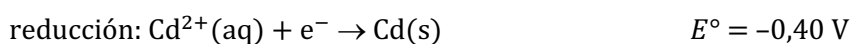
Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a) ¿Qué reacción se produce si una disolución acuosa 1 M de Cd^{2+} se añade a zinc metálico?

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea**.

b) ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila formada por estos dos electrodos en condiciones estándar?

Como la reacción es espontánea forman una pila en la que **el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}$) se comporta como cátodo y oxidante y el par de menor potencial ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$) se comporta como ánodo y reductor**

El potencial estándar o fuerza electromotriz de una pila se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = E^\circ_{\text{oxidante}} - E^\circ_{\text{reductor}}$$

Para esta pila es:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = (-0,40 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = 0,36 \text{ V}$$

c) ¿Qué reacciones se producen en los electrodos de esta pila?

Las reacciones de cada especie figuran en el apartado anterior:

- Cd^{2+} es el **oxidante**, la especie que **se reduce**
- **Zn** es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

d) ¿Quién es el ánodo y quién es el cátodo de esta pila?

En el apartado b) se ha justificado que el:

- **cátodo** es el par $\text{Cd}^{2+}|\text{Cd}$
- **ánodo** es el par $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$.

9. Se prepara una pila voltaica formada por electrodos de $\text{Al}^{3+}|\text{Al}$ y $\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}$ en condiciones estándar.

a) Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo, así como la reacción global ajustada.

b) Indique cuál actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila.

Datos. Potenciales estándar de reducción: $E^\circ(\text{V})$: $\text{Al}^{3+}|\text{Al} = -1,676$; $\text{Sn}^{2+}|\text{Sn} = -0,137$ V.

(C.V. Septiembre 2008)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-b) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Al}^{3+}|\text{Al}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

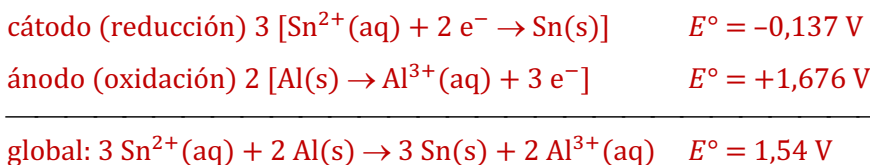
La notación de la celda es: $\text{Al}|\text{Al}^{3+}||\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Sn^{2+} es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Al es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

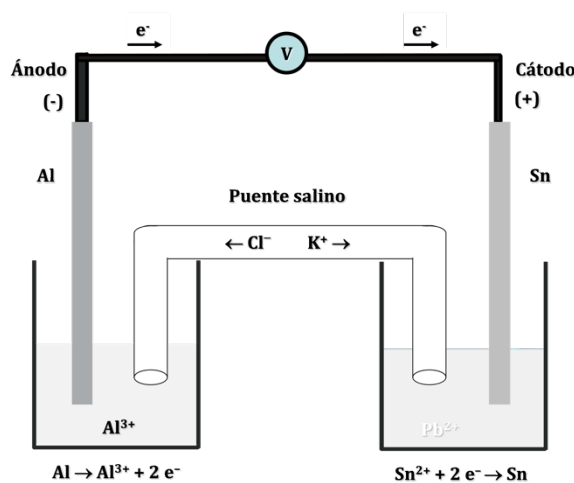


El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^\circ - E_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}}^\circ = (-0,137 \text{ V}) - (-1,676 \text{ V}) = 1,54 \text{ V}$$



10. Se prepara una pila voltaica formada por los electrodos $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$ y $\text{Ag}^{+}(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ en condiciones estándar.

a) Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo, así como la reacción global ajustada.

b) Explique qué electrodo actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})|\text{Ni}(\text{s}) = -0,23$; $\text{Ag}^{+}(\text{aq})|\text{Ag}(\text{s}) = +0,80$ V.

(C.V. Junio 2010)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

a-b) Para construir la celda :

▪ el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.

▪ el par de menor potencial ($\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

La notación de la celda es: $\text{Ni}|\text{Ni}^{2+}||\text{Ag}^{+}|\text{Ag}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag^{+} es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Ni es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

Las semirreacciones en cada electrodo y reacción global son:

cátodo (reducción): $2 [\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}(\text{s})]$

ánodo (oxidación): $\text{Ni}(\text{s}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^{-}$

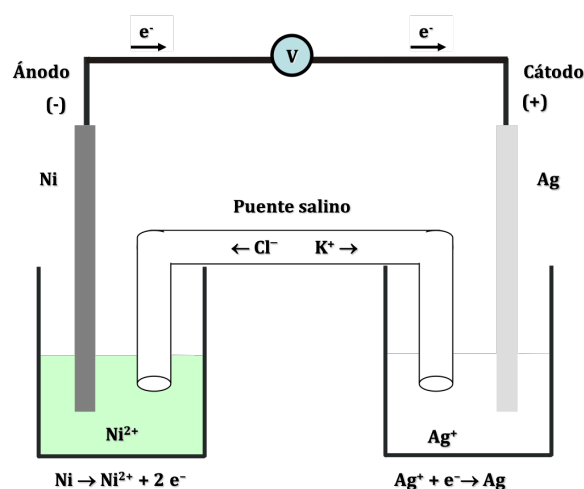
global: $2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq})$

El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

En este caso:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{Ag}^{+}|\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Ni}^{2+}|\text{Ni}}^{\circ} = 0,80 \text{ V} - (-0,25 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}$$



11. Teniendo en cuenta los potenciales estándar que se dan al final del enunciado, indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- a) El cobre metálico se oxidará al añadirlo a una disolución 1 M de HCl(aq).
 b) Al añadir zinc metálico, Zn, a una disolución de Al^{3+} se produce la oxidación del Zn y la reducción del Al^{3+} .
 c) En una pila galvánica formada por los electrodos $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})|\text{Pb}(\text{s})$ y $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}(\text{s})$, en condiciones estándar, el electrodo de plomo actúa de ánodo.
 d) Una disolución 1 M de Al^{3+} es estable en un recipiente de plomo.

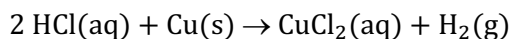
Datos. Potenciales estándar de reducción en medio ácido, E° (V): $(\text{H}^+(\text{aq})|\text{H}_2(\text{g})) = 0$; $(\text{Al}^{3+}(\text{aq})|\text{Al}(\text{s})) = -1,68$; $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})) = +0,34$; $(\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}(\text{s})) = -0,76$; $(\text{Pb}^{2+}(\text{aq})|\text{Pb}(\text{s})) = -0,12$.

(C.V. Junio 2014)

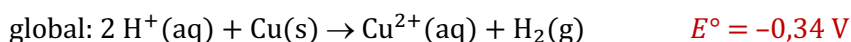
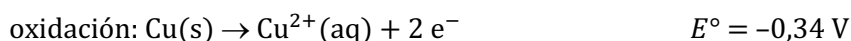
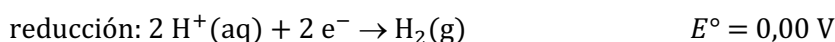
Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a) El cobre metálico se oxidará al añadirlo a una disolución 1 M de HCl(aq).

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:

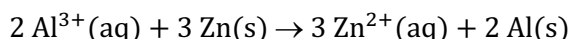


Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea** y el cobre no se oxida al introducirlo en una disolución de HCl.

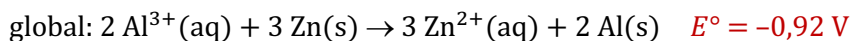
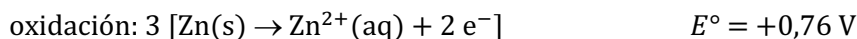
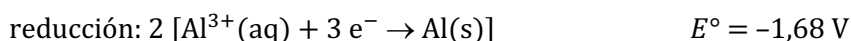
La propuesta es **falsa**.

b) Al añadir zinc metálico, Zn, a una disolución de Al^{3+} se produce la oxidación del Zn y la reducción del Al^{3+} .

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ < 0$, por lo tanto, la **reacción no es espontánea** y no se producen ninguna de las semirreacciones.

La propuesta es **falsa**.

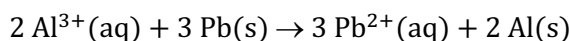
c) En una pila galvánica formada por los electrodos $Pb^{2+}(aq)|Pb(s)$ y $Zn^{2+}(aq)|Zn(s)$, en condiciones estándar, el electrodo de plomo actúa de ánodo.

En una pila galvánica, el par (electrodo) que presenta mayor potencial se comporta como cátodo y oxidante, en este caso $Pb^{2+}(aq)|Pb(s)$; mientras que, el par de menor potencial se comporta como ánodo y reductor, en este caso $Zn^{2+}(aq)|Zn(s)$.

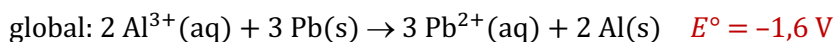
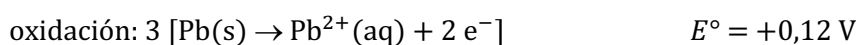
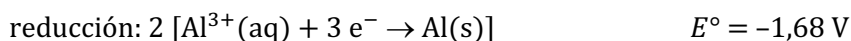
La propuesta es falsa.

d) Una disolución 1 M de Al^{3+} es estable en un recipiente de plomo.

Se trata de determinar si no es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} < 0$, por lo tanto, la reacción no es espontánea y una disolución acuosa de Al^{3+} sí que puede guardarse en un recipiente de plomo.

La propuesta es verdadera.

12. A partir de los valores de los potenciales estándar de reducción proporcionados, razone si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:

a) Cuando se introduce una barra de cobre en una disolución de nitrato de plata, se recubre de plata.

b) Los iones $Zn^{2+}(aq)$ reaccionan espontáneamente con los cationes $Pb^{2+}(aq)$.

c) Se puede guardar una disolución de $Cu^{2+}(aq)$ en un recipiente de Pb, puesto que no se produce ninguna reacción química.

d) Entre los pares propuestos, la pila que producirá la mayor fuerza electromotriz es la construida con los sistemas $(Zn^{2+}|Zn)$ y $(Ag^{+}|Ag)$.

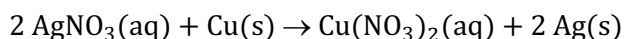
Datos. Potenciales estándar de reducción en medio ácido, E° (V): $(Zn^{2+}|Zn) = -0,76$; $(Pb^{2+}|Pb) = -0,14$; $(Cu^{2+}|Cu) = +0,34$; $(Ag^{+}|Ag) = +0,80$.

Considere que todas las disoluciones mencionadas tienen una concentración 1 M.

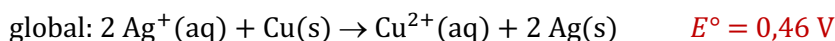
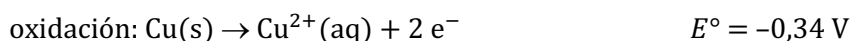
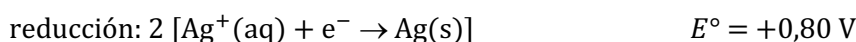
(C.V. Julio 2015)

a) Cuando se introduce una barra de cobre en una disolución de nitrato de plata, se recubre de plata.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la reacción es espontánea y la barra de cobre se recubre de plata.

La propuesta es verdadera.

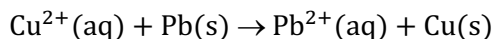
b) Los iones $Zn^{2+}(aq)$ reaccionan espontáneamente con los cationes $Pb^{2+}(aq)$.

Es imposible que se produzcan dos semirreacciones de reducción y ninguna de oxidación.

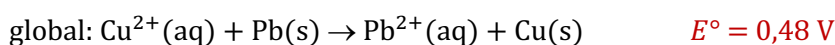
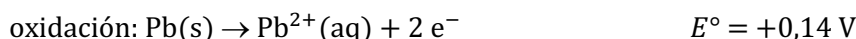
La propuesta es **falsa**.

c) Se puede guardar una disolución de $Cu^{2+}(aq)$ en un recipiente de Pb, puesto que no se produce ninguna reacción química.

Se trata de determinar si no es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^{\circ} > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y una disolución acuosa de Cu^{2+} no puede guardarse en un recipiente de plomo.

La propuesta es **falsa**.

d) Entre los pares propuestos, la pila que producirá la mayor fuerza electromotriz es la construida con los sistemas $(Zn^{2+}|Zn)$ y $(Ag^{+}|Ag)$.

El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

Con las especies propuestas se consigue la máxima fuerza electromotriz utilizando los pares que tengan el mayor (cátodo) y el menor (ánodo) potencial de reducción. En este caso con $Zn^{2+}|Zn$ y $Ag^{+}|Ag$:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{Ag^{+}|Ag}^{\circ} - E_{Zn^{2+}|Zn}^{\circ} = 0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,6 \text{ V}$$

La propuesta es **verdadera**.

13. Se construye una pila galvánica formada por los pares $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})|\text{Pb}(\text{s})$ y $\text{Ag}^+(\text{aq})|\text{Ag}(\text{s})$:

a) ¿Cuál será el potencial estándar, E° ?

b) Escriba las semirreacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo.

Datos. Potenciales estándar de reducción en medio ácido, E° (V): $\text{Pb}^{2+}|\text{Pb} = -0,13$; $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$.

(C.V. Junio 2016)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-b) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

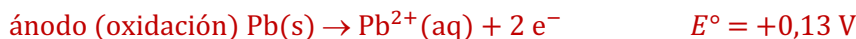
La notación de la celda es: $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag^+ es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Pb es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

b) Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:

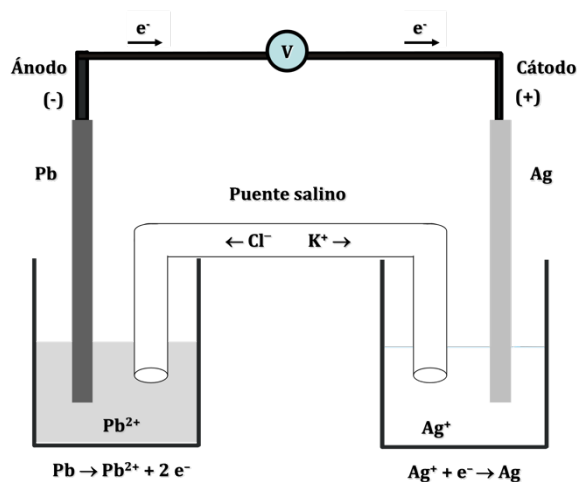


c) El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^\circ - E_{\text{Pb}^{2+}|\text{Pb}}^\circ = 0,80 \text{ V} - (-0,13 \text{ V}) = 0,93 \text{ V}$$



14. Se prepara una pila voltaica formada por electrodos $\text{Ag}^+(\text{aq})|\text{Ag}(\text{s})$ y $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}(\text{s})$ en condiciones estándar.

a) Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo, así como la reacción global ajustada.

b) Explique qué electrodo actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila.

Datos. Potenciales estándar de reducción, E° (V): $\text{Ag}^+|\text{Ag}$: +0,80; $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$: +0,34.

(C.V. Julio 2018)

Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a-b) Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Ag}^+|\text{Ag}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.
- el par de menor potencial ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

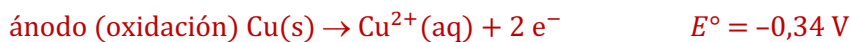
La notación de la celda es: $\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag^+ es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Cu es el **reductor**, la especie que **se oxida**.

b) Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



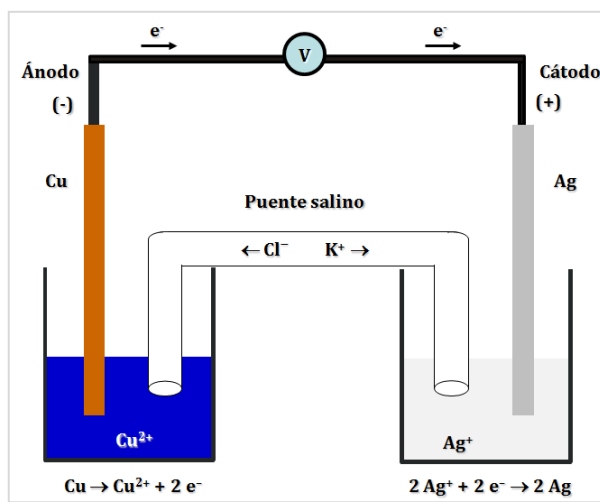
El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{oxidante}}^\circ - E_{\text{reductor}}^\circ$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^\circ = E_{\text{Ag}^+|\text{Ag}}^\circ - E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^\circ = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}$$

Problema similar al problema 1 propuesto en esta sección.



15. a) Se introduce una pieza de aluminio en una disolución acuosa de CuSO_4 1 M. Discuta razonadamente si se producirá alguna reacción y, en caso afirmativo, escriba la correspondiente ecuación química ajustada.

b) Se dispone de una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución acuosa 1 M de CuSO_4 y otro electrodo de zinc sumergido en una disolución 1 M de ZnSO_4 .

b1) Identifique el ánodo y el cátodo de la pila y escriba las semirreacciones que ocurren en ambos electrodos.

b2) Calcule el potencial estándar de la pila formada.

b3) Justifique si, tras agotarse la pila, el electrodo de zinc pesará más o menos que al inicio de la reacción.

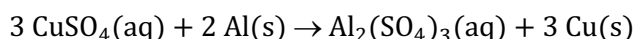
Datos. Potenciales estándar de reducción: E° (V): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})|\text{Cu}$: +0,34; $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})|\text{Zn}$: -0,76; $\text{Al}^{3+}(\text{aq})|\text{Al}$: -1,66.

(C.V. Junio 2019)

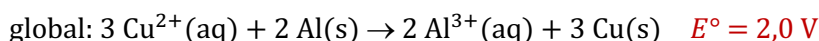
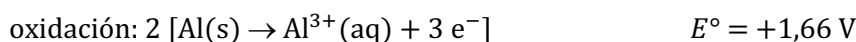
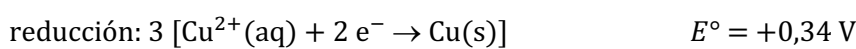
Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^\circ < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^\circ > 0$.

a) Se introduce una pieza de aluminio en una disolución acuosa de CuSO_4 1 M. Discuta razonadamente si se producirá alguna reacción y, en caso afirmativo, escriba la correspondiente ecuación química ajustada.

Se trata de determinar si es espontánea la siguiente reacción:



Las semirreacciones correspondientes son:



Como se observa, $E^\circ > 0$, por lo tanto, la **reacción es espontánea** y la pieza de aluminio se recubre de cobre.

Añadiendo los iones que faltan (3SO_4^{2-}), la ecuación química ajustada es:



b) Se dispone de una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución acuosa 1 M de CuSO_4 y otro electrodo de zinc sumergido en una disolución 1 M de ZnSO_4 .

▪ el par (electrodo) que presenta mayor potencial ($\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.

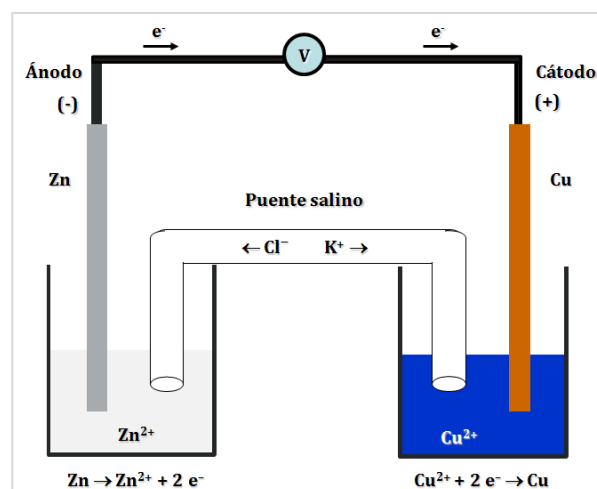
▪ el par de menor potencial ($\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

La notación de la celda es: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$

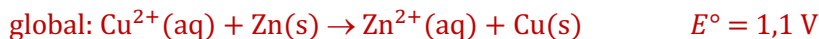
La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Cu^{2+} es el **oxidante**, la especie que **se reduce**

Zn es el **reductor**, la especie que **se oxida**.



Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



El potencial estándar de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

En este caso:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}$$

Como se puede observar, el Zn(s) se oxida a Zn²⁺(aq) por lo que **conforme va avanzando la reacción el electrodo de zinc va pesando menos**.

16. Se dispone en el laboratorio de láminas de plata, cobre y zinc, así como de disoluciones acuosas, de concentración 1 M, de las sales AgNO₃, Cu(NO₃)₂ y Zn(NO₃)₂. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál de los tres metales es un reductor más fuerte?

b) Se construye una pila con un electrodo formado por una lámina de Ag metálica sumergida en la disolución de AgNO₃ y otro formado por una lámina de Zn sumergida en la disolución de Zn(NO₃)₂. ¿Cuál de los electrodos funciona como ánodo y cuál como cátodo de la pila? ¿Cuál es el potencial estándar de la pila formada?

c) Considerando la pila del apartado anterior, discuta si la lámina de zinc que actúa como electrodo aumenta o disminuye su masa a medida que avanza la reacción.

Datos. Potenciales de reducción estándar, $E^{\circ}(\text{V})$: Ag⁺|Ag = +0,80; Cu²⁺|Cu = +0,34; Zn²⁺|Zn = -0,76.

(C.V. Julio 2022)

a) El **agente reductor más fuerte** es aquél que tiene el **menor potencial estándar o de reducción**. De las especies propuestas se trata del Zn ($E^{\circ} = -0,76 \text{ V}$).

b) Una celda voltaica o galvánica es aquella en la que tiene lugar una reacción espontánea, es decir, en ella se cumple que, a presión y temperatura constantes, $\Delta G^{\circ} < 0$. Teniendo en cuenta que la relación entre ΔG° y el potencial de la celda, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^{\circ} = -nFE^{\circ}$, se deduce que para que una reacción de oxidación-reducción sea espontánea, es necesario que $E^{\circ} > 0$.

Para construir la celda:

- el par (electrodo) que presenta mayor potencial (Ag⁺|Ag), que se escribe a la derecha en la notación de la celda, se comporta como **cátodo y oxidante**.

- el par de menor potencial (Zn²⁺|Zn), que se escribe a la izquierda, se comporta como **ánodo y reductor**.

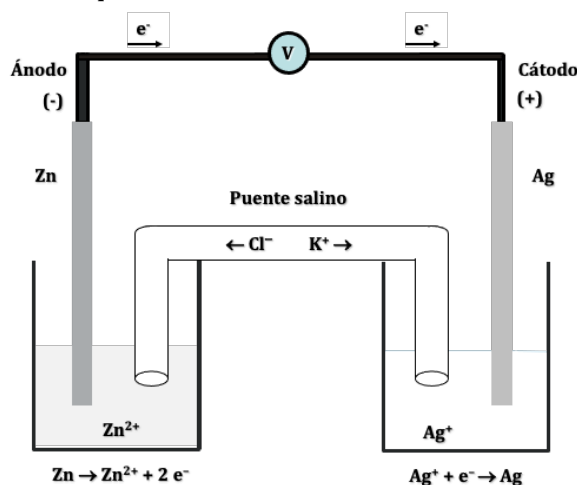
La notación de la celda es: Zn|Zn²⁺||Ag⁺|Ag

La imagen muestra un esquema de esta celda en la que:

Ag⁺ es el oxidante, la especie que se reduce

Zn es el reductor, la especie que se oxida.

El potencial estándar o fuerza electromotriz de la celda se calcula mediante la siguiente expresión:

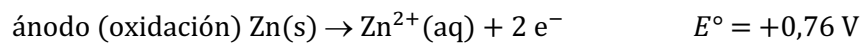
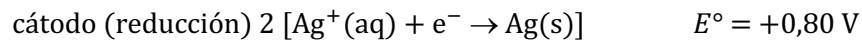


$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{oxidante}}^{\circ} - E_{\text{reductor}}^{\circ}$$

Para esta celda es:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{Ag}^+ | \text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}}^{\circ} = (0,80 \text{ V}) - (-0,76 \text{ V}) = 1,56 \text{ V}$$

Las semirreacciones y reacción global que tienen lugar son:



c) Como se puede observar, el Zn(s) se oxida a Zn²⁺(aq) por lo que **conforme va avanzando la reacción el electrodo de zinc disminuye su masa.**

7.4. Celdas electrolíticas y leyes de Faraday

En esta sección se presentan ejercicios sobre celdas electrolíticas, en las que por medio de energía tiene lugar una reacción de oxidación-reducción no espontánea.

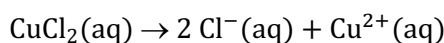
Las celdas electrolíticas se rigen por las leyes de Faraday, que se aplican para calcular la cantidad de cada especie que se obtiene en cada electrodo y la cantidad de carga eléctrica que circula por la celda. Puesto que se trabaja con las cantidades de sustancia que intervienen la reacción de oxidación-reducción, algunos de estos ejercicios incluyen también algún tipo de cálculo estequiométrico.

1. Se somete a electrólisis una disolución de cloruro de cobre(II), CuCl_2 , en agua. ¿Qué producto se forma en el cátodo? ¿Y en el ánodo? ¿Cuántos moles de cada uno de ellos se habría obtenido después de que hubieran circulado 96.500 C por la celda electrolítica? Justifique las respuestas.

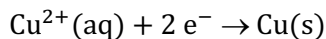
Dato. Constante de Faraday, $F = 96.485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(U.A. Septiembre 1990)

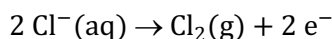
La disolución acuosa contiene CuCl_2 disociado en iones según la ecuación:



- El ion Cu^{2+} se dirige hacia el cátodo, electrodo en el que se reduce a $\text{Cu}(\text{s})$:



- El ion Cl^- se dirige hacia el ánodo, electrodo en el que se oxida a $\text{Cl}_2(\text{g})$:



Para calcular la cantidad de cada especie obtenida en cada uno de los electrodos, hay que relacionar la cantidad de corriente que atraviesa la celda con los moles de electrones necesarios para que se deposite o se desprenda cada una de las especies:

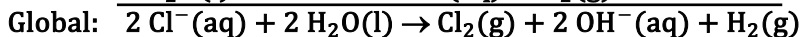
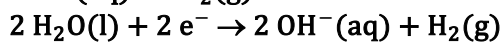
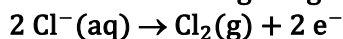
- Cátodo

$$96.500 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}^-} = 0,50008 \text{ mol Cu}$$

- Ánodo

$$96.500 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.485 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} = 0,50008 \text{ mol Cl}_2$$

2. En las plantas industriales cloro-álcali se realiza la electrólisis de disoluciones de cloruro de sodio para obtener cloro e hidrógeno gaseosos e hidróxido de sodio. Las reacciones que se producen son:



Si se obtienen 100 g de H_2 en una celda cloro-álcali:

- ¿Qué masa de cloro se habrá obtenido en el mismo tiempo?
- ¿Qué cantidad de carga eléctrica habrá circulado por la celda de electrólisis?
- Indique cuál de las semirreacciones corresponde al cátodo y cuál al ánodo y qué especie se oxida y cuál se reduce.

Dato. Constante de Faraday, $F = 96.485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(C.V. Junio 1998)

- Relacionando H_2 con Cl_2 :

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 50,0 \text{ mol Cl}_2$$

b) La masa de H₂ obtenida proporciona la carga eléctrica que ha circulado por la celda:

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

c) Las semirreacciones correspondientes a cada electrodo son:

▪ En el **cátodo** tiene lugar la reacción de **reducción**:



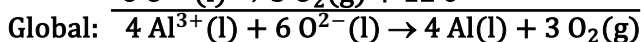
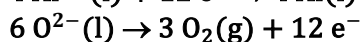
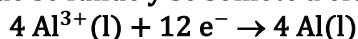
H⁺ gana electrones, es el **oxidante**, la especie que **se reduce**.

▪ En el **ánodo** tiene lugar la reacción de **oxidación**:



Cl⁻ pierde electrones, es el reductor, la especie que **se oxida**.

3. El aluminio se obtiene por el proceso Hall-Heroult a partir de la bauxita, un mineral que contiene Al₂O₃, que se funde y se somete a electrólisis. Las reacciones son:



a) Calcule la cantidad de carga eléctrica consumida para obtener 1.000 kg de aluminio.

b) Calcule la masa de oxígeno producido al obtener 1.000 kg de aluminio, y también el volumen que ocuparía dicho gas a 20 °C y 1,00 atm.

c) Indique qué semirreacción corresponde al cátodo y cuál al ánodo y qué especie se oxida y cuál se reduce.

Datos. Constante de Faraday, $F = 96.485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; constante de los gases, $R = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

(C.V. Septiembre 2000)

a) La masa de aluminio que se obtiene permite calcular la carga eléctrica consumida por la celda:

$$1.000 \text{ kg Al} \cdot \frac{10^3 \text{ g Al}}{1 \text{ kg Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Al}} \cdot \frac{96.485 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 1,07 \cdot 10^{10} \text{ C}$$

b) Relacionando Al con O₂:

$$1.000 \text{ kg Al} \cdot \frac{10^3 \text{ g Al}}{1 \text{ kg Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol Al}} = 2,78 \cdot 10^4 \text{ mol O}_2$$

La masa correspondiente a esos moles es:

$$2,78 \cdot 10^4 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg O}_2}{10^3 \text{ g O}_2} = 890 \text{ kg O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{2,78 \cdot 10^4 \text{ mol O}_2 \cdot 0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 6,69 \cdot 10^5 \text{ L O}_2$$

c) Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos de la celda electrolítica son:

▪ En el **cátodo** tiene lugar la reacción de **reducción**:



Al³⁺ gana electrones, es el oxidante, la especie que **se reduce**.

▪ En el **ánodo** tiene lugar la reacción de **oxidación**:



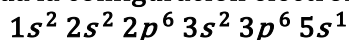
▲ ▲ ▲

8. ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

8.1. Estructura atómica

En esta sección se presenta una miscelánea de ejercicios relacionados con cuestiones de estructura atómica, configuraciones electrónicas, números cuánticos, modelo de Bohr y estructura nuclear (número atómico y número másico).

1. Dada la configuración electrónica de un elemento X:



se puede deducir que:

- Su número atómico es 19.
- El átomo X se encuentra en su estado fundamental.
- El átomo X se encuentra en un estado excitado.
- Al pasar el electrón del orbital $4s$ al $5s$ se emite energía luminosa que da lugar a una línea en el espectro de emisión.
- El elemento X pertenece a los metales alcalinos.
- El elemento X pertenece al quinto periodo del sistema periódico.

Indique cuáles de las anteriores afirmaciones son correctas razonando las respuestas.

(U.A. Septiembre 1991)

a) Su número atómico es 19.

El número atómico de un elemento coincide con el número de protones de su núcleo o de electrones en un átomo neutro. La suma de los superíndices que figuran en la estructura dada indica su número de electrones:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 1 = 19$$

La propuesta es **correcta** si se trata de un átomo neutro.

b-c) El átomo X se encuentra en su estado fundamental/excitado.

De acuerdo con el Principio de Mínima Energía según el cual: "los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes", la configuración electrónica en el estado fundamental del elemento de número atómico 19 es, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

La propuesta b) es **incorrecta** ya que no corresponde a un estado fundamental

La propuesta c) es **correcta** ya que corresponde a un **estado excitado**.

d) Al pasar el electrón del orbital $4s$ al $5s$ se emite energía luminosa que da lugar a una línea en el espectro de emisión.

Para que un electrón pase a un orbital de energía superior es preciso que absorba energía, lo que da lugar a una línea en el **espectro de absorción**.

La propuesta es **incorrecta**.

e) El elemento X pertenece a los metales alcalinos.

La configuración electrónica del elemento X en el estado fundamental, en su forma abreviada, puede escribirse como $[\text{Ar}] 4s^1$ indica que únicamente tiene un electrón en la capa de valencia. **El elemento pertenece al grupo 1 o de los metales alcalinos.**

La propuesta es **correcta**.

f) El elemento X pertenece al quinto periodo del sistema periódico.

Teniendo en cuenta que la configuración electrónica del elemento X en el estado fundamental, en su forma abreviada, es $[\text{Ar}] 4s^1$ el valor máximo del número cuántico principal es $n = 4$, lo que quiere decir que se trata de un elemento que pertenece al **cuarto periodo** de la tabla periódica.

La propuesta es **incorrecta**.

2. De las siguientes series de números cuánticos asociados a un electrón, indique razonadamente las que no pueden existir:

- a) (2, 2, 1, $\frac{1}{2}$)
- b) (3, 2, 0, $-\frac{1}{2}$)
- c) (3, 3, 2, $\frac{1}{2}$)
- d) (1, 0, 0, 1)
- e) (4, 0, 2, $\frac{1}{2}$)

(U.A. Septiembre 1993)

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) $n = 2; l = 2; m_l = 1; m_s = \frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de l es incorrecto. Si $n = 2$, l solo puede tomar los valores 0 o 1.

La serie propuesta **no puede existir**.

b) $n = 3; l = 2; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, todos los valores son correctos.

La serie propuesta **corresponde a un electrón de un orbital 3d**.

c) $n = 3; l = 3; m_l = 2; m_s = \frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de l es incorrecto. Si $n = 3$, l solo puede tomar los valores 0, 1 o 2.

La serie propuesta **no puede existir**.

d) $n = 1; l = 0; m_l = 0; m_s = 1$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de m_s es incorrecto, ya que solo puede tomar los valores $\pm \frac{1}{2}$.

La serie propuesta **no puede existir**.

e) $n = 4; l = 0; m_l = 2; m_s = \frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de m_l es incorrecto. Si $l = 0$, m_l solo puede tomar el valor 0.

La serie propuesta **no puede existir**.

3. a) Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental del nitrógeno, magnesio, bromo, hierro, ion hierro(II) e ion hierro(III).

b) Indique e identifique los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones del apartado anterior.

Datos. Números atómicos: N = 7; Mg = 12; Br = 35; Fe = 26.

(U.A. Junio 1994) (U.A. Junio 1996)

▪ La configuración electrónica abreviada del **nitrógeno** ($Z = 7$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $2s$ y $2p$ es:

2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑

Como se puede observar, el átomo de nitrógeno presenta **tres electrones desapareados**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **magnesio** ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en el orbital $3s$ es:

3s
↑↓

Como se puede observar, el átomo de magnesio **no presenta electrones desapareados**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **bromo** ($Z = 35$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ es:

4s	4p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑

Como se puede observar, el átomo de bromo presenta **un electrón desapareado**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **hierro** ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, el átomo de hierro presenta **cuatro electrones desapareados**.

▪ Si el hierro pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$ se transforma en el **ion hierro(II)** cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, el ion hierro(II) presenta **cuatro electrones desapareados**.

▪ Si el hierro pierde los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran dos en el orbital $4s$ y otro en uno de los orbitales $3d$, se transforma en el **ion hierro(III)** cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, el hierro(III) presenta **cinco electrones desapareados**.

4. Explique de forma razonada por qué el tercer periodo del sistema periódico solo tiene ocho elementos, mientras que el cuarto y quinto periodo tienen dieciocho elementos.

(U.A. Junio 1995) (U.A. Septiembre 1995)

El número máximo de electrones que puede haber en un átomo en el que el valor del número cuántico principal más elevado de sus electrones es $n = 3$ (es decir, un elemento del tercer periodo) viene determinado por las diferentes combinaciones de valores de los números cuánticos. Estas son:

n	l	m_l	m_s	orbitales
3	0	0	$\pm\frac{1}{2}$	3s
3	1	-1, 0, 1	$\pm\frac{1}{2}$	3p
3	2	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm\frac{1}{2}$	3d

Como se observa, hay 18 combinaciones posibles. Sin embargo, de acuerdo con el Principio de Mínima Energía según el cual:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

los orbitales 3d comienzan a llenarse de electrones después de que se ha completado el orbital 4s. Como los elementos que tienen orbital 4s se encuentran, como mínimo, en el 4º periodo, los elementos con orbitales 3d también se encuentran en dicho periodo. Por lo tanto, **el 3er periodo solo tiene 8 elementos**, que tienen su electrón diferenciador en el orbital 3s (2 elementos) o 3p (6 elementos).

La situación en el 4º y 5º periodo es la misma. Por ejemplo, en el 4º periodo hay 32 combinaciones diferentes de números cuánticos:

n	l	m_l	m_s	orbitales
4	0	0	$\pm\frac{1}{2}$	4s
4	1	-1, 0, 1	$\pm\frac{1}{2}$	4p
4	2	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm\frac{1}{2}$	4d
4	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$\pm\frac{1}{2}$	4f

Como los elementos que tienen electrones en los orbitales 4f o 5f (lantanoideos y actinoideos) se encuentran fuera de la cuadrícula de la tabla periódica, **los periodos 4º y 5º solo tienen 18 elementos**.

5. ¿La energía del orbital atómico 4s es menor que la del orbital atómico 3d en todos los elementos químicos?

Razone la respuesta.

(U.A. Junio 1996)

En el diagrama de Moeller de orden de llenado de electrones de los orbitales atómicos, que ha sido establecido experimentalmente, el orbital 3d comienza a llenarse de electrones después de que se ha completado el orbital 4s. Ello significa que la energía del orbital 4s es menor que la del orbital 3d. Una vez lleno el orbital 4s la energía del orbital 3d se hace menor que la del 4s debido a que el apantallamiento de los electrones del 4s sobre el 3d es pequeño y hace que aumente la carga nuclear efectiva.

6. ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos, para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental?

Razone la respuesta e indique por qué no son válidas el resto de las combinaciones.

	n	l	m_l	m_s
a)	1	0	1	$\frac{1}{2}$
b)	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
c)	2	2	-1	$-\frac{1}{2}$
d)	3	1	-1	$\frac{1}{2}$

Dato. Número atómico del carbono, $Z = 6$.

(C.V. Junio 1997) (C.V. Junio 2006)

El carbono ($Z = 6$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2 2p^2$.

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) $n = 1; l = 0; m_l = 1; m_s = \frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de m_l es incorrecto. Si $l = 0$, m_l solo puede valer 0.

La combinación propuesta **no es válida**.

b) $n = 2; l = 0; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, esa combinación de números cuánticos corresponde a un electrón situado en el orbital $2s$.

La combinación propuesta es **válida**.

c) $n = 2; l = 2; m_l = -1; m_s = -\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de l es incorrecto. Si $n = 2$, l solo puede valer 0 o 1.

La combinación propuesta **no es válida**.

d) $n = 3; l = 1; m_l = -1; m_s = \frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, la combinación propuesta es correcta, pero no es válida para el átomo de carbono en su estado fundamental, ya que el máximo valor de n es 2. Sería válida para un estado excitado.

La combinación propuesta **no es válida**.

7. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el vanadio en su estado fundamental?

Indique los cuatro números cuánticos de los electrones desapareados.

Dato. Número atómico del vanadio, $Z = 23$.

(U.A. Junio 1997)

▪ La configuración electrónica abreviada del **vanadio** ($Z = 23$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑		

Como se puede observar, el átomo de vanadio presenta **tres electrones desapareados**.

- De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Los electrones desapareados se encuentran en un orbital $3d$, por lo tanto, los posibles valores de sus números cuánticos deben ser:

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m_l = -2, -1, 0, 1, 2 \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Los valores de n y l son fijos, el valor de m_l es indiferente ya que, en ausencia de campo magnético los cinco orbitales $3d$ están degenerados y tienen la misma energía. En cuanto al valor de m_s , puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, pero será el mismo para los tres electrones.

8. Dadas las configuraciones electrónicas de especies hipotéticas A ($Z = 3$), B ($Z = 16$), C ($Z = 6$) y D ($Z = 8$).

$$\text{A: } 1s^2 2p^1 \quad \text{B: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \quad \text{C: } 1s^2 2s^2 2p^1 2d^1 \quad \text{D: } 1s^2 2s^2 2p^3$$

Indique de forma razonada si cada configuración corresponde a un:

- Estado fundamental de un átomo
- Estado excitado
- Ion positivo
- Estado imposible
- Ion negativo

(U.A. Septiembre 1997)

▪ **Especie A**

La configuración electrónica en el estado fundamental del elemento A ($Z = 3$) es $1s^2 2s^1$.

La configuración propuesta incumple el Principio de Mínima Energía, ya que tiene el electrón diferenciador en un orbital $2p$ en lugar del $2s$, por lo tanto, corresponde a un **estado excitado**.

▪ **Especie B**

La configuración electrónica en el estado fundamental del elemento elemento B ($Z = 16$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

La configuración propuesta coincide la del **estado fundamental**.

▪ **Especie C**

La configuración electrónica en el estado fundamental del elemento elemento C ($Z = 6$) es $1s^2 2s^2 2p^2$.

La configuración propuesta tiene el electrón diferenciador en un orbital $2d$, que es un orbital que no puede existir, por lo tanto, corresponde a un **estado imposible**.

▪ **Especie D**

La configuración electrónica en el estado fundamental del elemento elemento D ($Z = 8$) es $1s^2 2s^2 2p^4$.

La configuración propuesta tiene un electrón menos que la correspondiente a la del estado fundamental, por lo tanto, corresponde a un **ion positivo**.

Ninguna de las estructuras electrónicas hipotéticas propuestas corresponde a un ion negativo.

9. Escriba la serie completa de los cuatro números cuánticos para cada uno de los electrones de valencia del átomo de azufre en su estado fundamental.

Dato. Número atómico del azufre, $Z = 16$.

(C.V. Septiembre 1998)

La configuración electrónica abreviada del **azufre** ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Los electrones de la capa de valencia se encuentran en los orbitales $3s$ y $3p$, por lo tanto, los posibles valores de sus números cuánticos deben ser:

$$n = 3 \quad l = 0, 1 \quad m_l = -1, 0, 1 \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

tal como muestra la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s	orbital
3	0	0	$\frac{1}{2}$	3s
3	0	0	$-\frac{1}{2}$	
3	1	0	$\frac{1}{2}$	3p
3	1	0	$-\frac{1}{2}$	
3	1	1	$\frac{1}{2}$	
3	1	-1	$\frac{1}{2}$	

10. Respecto el número cuántico n que aparece en el modelo de Bohr, indique de forma razonada cuáles de las siguientes frases son correctas y cuáles incorrectas:

- La energía del electrón en las órbitas está cuantizada y depende de n .
- El radio de las órbitas no depende de n .
- Cuando el electrón pasa a tener $n = \infty$ el átomo se ha ionizado.
- Las rayas del espectro de emisión del hidrógeno se deben a tránsitos del electrón de una órbita a otra de n mayor.

(C.V. Septiembre 1998)

a) En el modelo de Bohr, la energía del electrón en las órbitas está cuantizada y depende de n .

La energía del electrón en el átomo de Bohr (1913) está cuantizada y su valor depende exclusivamente del número cuántico principal, n , de acuerdo con la expresión:

$$E \text{ (J)} = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z^2}{n^2}$$

donde $2,18 \cdot 10^{-18}$ es una constante que incluye a su vez la constante de Planck, h , y Z es el número atómico. Por lo tanto, la energía está cuantizada.

La propuesta es **correcta**.

b) En el modelo de Bohr, el radio de las órbitas no depende de n .

De acuerdo con el modelo de Bohr, la ecuación que permite calcular el radio de la órbita es:

$$r = \frac{h^2 \varepsilon_0}{\pi m e^2} \cdot n^2 \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa del electrón} \\ e = \text{carga del electrón} \\ h = \text{constante de Planck} \\ \varepsilon_0 = \text{constante dieléctrica} \\ n = \text{número cuántico principal} \end{cases}$$

donde la única variable es n , cuyos valores 1, 2, 3,... determinan el radio de la órbita del electrón.

La propuesta es **incorrecta**.

c) En el modelo de Bohr, cuando el electrón pasa a tener $n = \infty$ el átomo se ha ionizado.

La energía de ionización de un átomo es la energía necesaria para separar el electrón más externo, y de acuerdo con el modelo de Bohr, se corresponde con la energía del **salto electrónico $n_1 = 1 \rightarrow n_2 = \infty$** .

La propuesta es **correcta**.

d) En el modelo de Bohr, las rayas del espectro de emisión del hidrógeno se deben a tránsitos del electrón de una órbita a otra de n mayor.

De acuerdo con el 2º postulado de Bohr, cuando un electrón pasa de un estado estacionario a otro superior, absorbe energía en forma de radiación electromagnética. La radiación electromagnética absorbida da lugar a rayas en un espectro de absorción.

La propuesta es **incorrecta**.

11. Los elementos siguientes (cuyo número másico se indica junto con el símbolo) Te (130), Xe (132), Cs (133) y Ba (134) poseen una característica común a todos ellos. Indique de forma razonada cuál de todas las propuestas es la verdadera:

- Pertenecen todos al mismo periodo.
- Los núcleos de los cuatro elementos contienen el mismo número de neutrones.
- Los cuatro elementos son isótopos entre sí.
- El estado de oxidación más probable de los cuatro elementos es +2.

Dato. Números atómicos: Te = 52; Xe = 54; Cs = 55; Ba = 56.

(U.A. Junio 1999)

a) Todos los elementos pertenecen al mismo periodo.

- La configuración electrónica abreviada del **telurio** ($Z = 52$) es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$ y, de acuerdo con el valor máximo de $n = 5$ pertenece al **quinto periodo** de la tabla periódica.
- La configuración electrónica abreviada del **xenón** ($Z = 54$) es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ y, de acuerdo con el valor máximo de $n = 5$ pertenece al **quinto periodo** de la tabla periódica.
- La configuración electrónica abreviada del **cesio** ($Z = 55$) es $[\text{Xe}] 6s^1$ y, de acuerdo con el valor máximo de $n = 6$ pertenece al **sexto periodo** de la tabla periódica.
- La configuración electrónica abreviada del **bario** ($Z = 56$) es $[\text{Xe}] 6s^2$ y, de acuerdo con el valor máximo de $n = 6$ pertenece al **sexto periodo** de la tabla periódica.

La propuesta es **falsa**.

b) Los núcleos de los cuatro elementos contienen el mismo número de neutrones.

Teniendo en cuenta que:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

Así para las especies propuestas:

Especie	$^{130}_{52}\text{Te}$	$^{132}_{54}\text{Xe}$	$^{133}_{55}\text{Cs}$	$^{134}_{56}\text{Ba}$
A	130	132	133	134
Z	52	54	55	56
neutrones	78	78	78	78

La propuesta es **verdadera**.

c) Los cuatro elementos son isótopos entre sí.

Isótopos son elementos que tienen igual número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (número de neutrones).

Como se ha visto en el apartado anterior, con los cuatro elementos ocurre lo contrario, tienen igual número de neutrones y diferente número de protones.

La propuesta es **falsa**.

d) El estado de oxidación más probable de los cuatro elementos es +2.

Solo el Ba pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos que tienen un único estado de oxidación, +2, ya que si pierden los 2 electrones de su capa más externa adquieren estructura muy estable de gas noble.

La propuesta es **falsa**.

12. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:

Justifique la validez o falsedad de las siguientes proposiciones:

- La configuración de Y corresponde a un átomo de K.
- Para pasar de X a Y se necesita aportar energía.
- Los radios de X e Y son iguales.

Dato. Número atómico del potasio, $Z = 19$.

(C.V. Junio 1999)

a) La configuración de Y corresponde a un átomo de K.

La configuración electrónica del potasio ($Z = 19$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

La configuración electrónica propuesta para Y cuenta con 18 electrones, un electrón menos que el potasio y, además, el último electrón se encuentra en un orbital 4s con energía superior a la del orbital 3p, que todavía puede alojar un electrón más, por lo que la estructura de Y corresponde a un estado excitado del elemento con $Z = 18$.

La propuesta es **falsa**.

b) Para pasar de X a Y se necesita aportar energía.

Las configuraciones electrónicas de X e Y cuentan con 18 electrones, son isoelectrónicas, la diferencia entre ambas estriba en que en la estructura Y el último electrón se encuentra en un orbital con energía superior, por lo tanto, **para pasar de X a Y se necesita aportar energía**.

La propuesta es **correcta**.

c) Los radios de X e Y son iguales.

El radio de las órbitas en el modelo de Bohr depende del valor del número cuántico principal, y viene dado por la expresión:

$$r = k \frac{n^2}{Z}$$

Comparando los radios de ambas especies:

$$r_X = k \frac{3^2}{18} \quad r_Y = k \frac{4^2}{18} \quad \rightarrow \quad r_Y > r_X$$

La propuesta es **falsa**.

13. El elemento Mn en su estado fundamental, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico magnético (m_l) con valor cero?

Dato. Número atómico del manganeso, $Z = 25$.

(U.A. Septiembre 1999)

La configuración electrónica del **manganeso** ($Z = 25$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑

Como se puede observar, el átomo de manganeso presenta **cinco electrones desapareados**.

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Presenta 25 combinaciones posibles de números cuánticos que se muestran en la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s	orbitales	electrones
1	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	1s	2
2	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	2s	2
2	1	0, 1, -1	$\pm \frac{1}{2}$	2p	6
3	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	3s	2
3	1	0, 1, -1	$\pm \frac{1}{2}$	3p	6
4	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	4s	2
3	2	0, 1, -1, 2, -2	$\pm \frac{1}{2}$	3d	5

Por lo tanto, hay **13 combinaciones de números cuánticos** que presentan el valor $m_l = 0$:

- los 2 electrones del orbital 1s
- los 2 electrones del orbital 2s
- 2 de los 6 electrones del orbital 2p

- los 2 electrones del orbital 3s
- 2 de los 6 electrones del orbital 3p
- los 2 electrones del orbital 4s
- uno de los 5 electrones del orbital 3d

14. Escriba los cuatro números cuánticos de los electrones desapareados del elemento cromo en su estado fundamental.

Dato. Número atómico del cromo, $Z = 24$.

(U.A. Septiembre 1999)

La configuración electrónica abreviada del Cr ($Z = 24$) debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	

aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d vacío se incumple el principio de mínima energía que dice:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ y una distribución de los electrones los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

que presenta mayor multiplicidad y, por ello, es más estable.

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los electrones desapareados que se encuentran en los orbitales 4s y 3d se muestran en la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s	orbital
4	0	0	$\frac{1}{2}$	4s
3	2	0	$\frac{1}{2}$	3d
3	2	1	$\frac{1}{2}$	
3	2	2	$\frac{1}{2}$	
3	2	-1	$\frac{1}{2}$	
3	2	-2	$\frac{1}{2}$	

Se ha considerado, arbitrariamente, que los todos electrones desapareados que hay en los orbitales 4s y 3d tienen el mismo valor de m_s que puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, pero el mismo para todos ellos.

15. Escriba los valores que puede tomar el número cuántico m_l para un:

- a) Orbital $2s$
 b) Orbital $3d$
 c) Orbital $4p$

(C.V. Septiembre 1999)

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

a) *Orbital $2s$*

Los valores de los números cuánticos son:

n	l	m_l
2	0	0

b) *Orbital $3d$*

Los valores de los números cuánticos son:

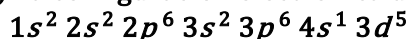
n	l	m_l
3	2	-2, -1, 0, 1, 2

c) *Orbital $4p$*

Los valores de los números cuánticos son:

n	l	m_l
4	1	-1, 0, 1

16. a) La configuración electrónica del cromo, en su estado fundamental, es:



Justifique la "aparente" anomalía existente en dicha configuración.

b) ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en un átomo con $n = 3$? ¿Qué principio determina este número?

(C.V. Septiembre 1999)

a) La aparente anomalía en la configuración electrónica del cromo está justificada en el ejercicio 14 de esta sección.

b) De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

El número máximo de electrones que puede haber en un nivel con $n = 3$ viene determinado por las diferentes combinaciones de valores de los números cuánticos que se muestran en la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s	orbitales
3	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	3s
3	1	-1, 0, 1	$\pm \frac{1}{2}$	3p
3	2	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm \frac{1}{2}$	3d

Como se observa, hay un total de 18 combinaciones diferentes que corresponden, respectivamente, a **18 electrones**.

También puede calcularse de acuerdo con la ecuación:

$$N = 2n^2$$

que para $n = 3$ se obtiene $N = 18$ electrones.

17. Escriba los símbolos nucleares de los tres isótopos del oxígeno que tienen 8, 9 y 10 neutrones, respectivamente.

Dato. Número atómico del oxígeno, $Z = 8$.

(U.A. Junio 2000)

Sabiendo que:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Así para las especies propuestas:

neutrones	8	9	10
Z	8	8	8
A	16	17	18
especie	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$

18. Los dos únicos isótopos del cloro son ${}^{35}\text{Cl}$ y ${}^{37}\text{Cl}$. Indique la abundancia (en porcentaje) de ambos isótopos para explicar que el valor del peso atómico del cloro sea 35,453 u.

(U.A. Junio 2000)

Considerando que los números másicos de los isótopos ${}^{35}\text{Cl}$ y del ${}^{37}\text{Cl}$ coinciden con sus masas atómicas y tomando como base de cálculo 100 átomos de cloro, se tienen x átomos de ${}^{35}\text{Cl}$ y $(100 - x)$ átomos de ${}^{37}\text{Cl}$.

Para calcular la masa atómica media se hace la media ponderada con esos 100 átomos:

$$\frac{x \text{ átomo } {}^{35}\text{Cl} \cdot \frac{35 \text{ u}}{\text{átomo } {}^{35}\text{Cl}} + (100 - x) \text{ átomo } {}^{37}\text{Cl} \cdot \frac{37 \text{ u}}{\text{átomo } {}^{37}\text{Cl}}}{100 \text{ átomos Cl}} = 35,453 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, $x = 77$ átomos de ${}^{35}\text{Cl}$.

Las abundancias relativas son 77 % de ${}^{35}\text{Cl}$ y 23 % de ${}^{37}\text{Cl}$.

19. Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos para el electrón en el átomo de hidrógeno, indique las combinaciones que no sean posibles, explicando en cada caso el motivo:

- a) 2, 2, 1, $\frac{1}{2}$
- b) 4, 0, 2, $-\frac{1}{2}$
- c) 1, 0, 0, $\frac{1}{2}$
- d) 3, -1, 0, $-\frac{1}{2}$

(C.V. Junio 2000)

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón son:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

a) $n = 2; l = 2; m_l = 1; m_s = \frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de l es incorrecto. Si $n = 2$, l solo puede valer 0 o 1.

La combinación propuesta **no es posible**.

b) $n = 4; l = 0; m_l = 2; m_s = -\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de m_l es incorrecto. Si $l = 0$, m_l solo puede valer 0.

La combinación propuesta **no es posible**.

c) $n = 1; l = 0; m_l = 0; m_s = -\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, esa combinación de números cuánticos corresponde a un electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental.

La combinación propuesta es posible.

d) $n = 3; l = -1; m_l = 1; m_s = -\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de l es incorrecto. Si $n = 3$, l solo puede valer 0, 1 o 2, además, el número cuántico l no puede tener valores negativos.

La combinación propuesta **no es posible**.

20. Para los elementos plata y selenio, cuyos números atómicos respectivos son 47 y 34, indique:

a) Su situación en la tabla periódica (grupo y periodo).

b) Los números cuánticos de los electrones desapareados.

c) El estado de oxidación más probable en sus iones monoatómicos.

(C.V. Septiembre 2000)

Plata ($Z = 47$)

La configuración electrónica abreviada de la **plata** ($Z = 47$) en su estado fundamental debería ser $[\text{Kr}] 5s^2 4d^9$:

5s	4d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparecer el electrón del orbital 5s y promocionarlo al orbital 4d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva configuración electrónica, $[\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales 5s y 4d:

5s	4d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital 5s semilleno, con **un electrón desapareado**, con menos energía y por ello más estable.

El valor máximo de $n = 5$ indica que pertenece al **5º periodo** y la suma de los superíndices de los orbitales 5s y 4d que pertenece al **grupo 11** de la tabla periódica.

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

La combinación de números cuánticos correspondiente al electrón desapareado que se encuentra en el orbital 5s es:

n	l	m_l	m_s
5	0	0	$\frac{1}{2}$

Si la plata pierde el electrón más externo, situado en el orbital 5s, forma el ion **Ag⁺**, que tiene una configuración electrónica estable $[\text{Kr}] 4d^{10}$, por lo tanto, su **estado de oxidación** más probable es **+1**.

Selenio ($Z = 34$)

La configuración electrónica abreviada del **selenio** ($Z = 34$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ es:

$4s$	$4p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

Como se puede observar, el átomo de selenio presenta **dos electrones desapareados**.

El valor máximo de $n = 4$ indica que pertenece al **4º periodo** y la suma de los superíndices de los orbitales $3d$, $4s$ y $4p$ que pertenece al **grupo 16** de la tabla periódica.

Las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los electrones desapareados que se encuentran en los orbitales $4p$ se muestran en la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s
4	1	0	$\frac{1}{2}$
4	1	1	$\frac{1}{2}$

Se ha considerado, arbitrariamente, que los dos electrones desapareados que hay en el orbital $4p$ tienen los valores de $m_l = 0$ y 1 . El valor de m_s puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, pero el mismo para los dos electrones desapareados.

Si el selenio capta dos electrones y completa el orbital $4p$, forma el ion Se^{2-} , que tiene una configuración electrónica de gas noble, muy estable, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$, por lo tanto, su **estado de oxidación** más probable es **-2**.

21. a) Escriba los cuatro números cuánticos correspondientes al último electrón de los elementos potasio y cobre.

b) Indique el número máximo de electrones que puede haber en un átomo con $n = 3$, e identifique los orbitales a los que pertenecen.

Dato. Números atómicos: K = 19; Cu = 29.

(U.A. Septiembre 2000)

a) Potasio ($Z = 19$)

La configuración electrónica abreviada del **potasio** ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$.

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

La combinación de números cuánticos correspondiente al electrón desapareado que se encuentra en el orbital $4s$ es:

n	l	m_l	m_s
4	0	0	$\frac{1}{2}$

Cobre ($Z = 29$)

▪ La configuración electrónica abreviada del **cobre** ($Z = 29$) en su estado fundamental debería ser $[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

aunque al desaparecer el electrón del orbital 4s y promocionarlo al orbital 3d se incumple el principio de mínima energía que dice que:

“los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”,

pero de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

se consigue una nueva configuración electrónica, $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$ con la siguiente distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d:

4s	3d				
↑	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que tiene el orbital 4s semilleno, con **un electrón desapareado**, con menos energía y por ello más estable.

La combinación de números cuánticos correspondiente al electrón desapareado que se encuentra en el orbital 4s es:

n	l	m_l	m_s
4	0	0	$\frac{1}{2}$

b) Esta cuestión está justificada en el ejercicio 16 b) de esta sección.

22. De las siguientes configuraciones electrónicas indique, de forma razonada, cuáles son de átomos en estado fundamental, cuáles son de especies excitadas y cuáles no son posibles:

- $1s^2 2s^2 2p^3$
- $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 4s^1$
- $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^2 4s^3$
- $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$

(U.A. Junio 2002)

Para que un átomo se encuentre en un estado fundamental debe cumplir los principios del proceso “aufbau”:

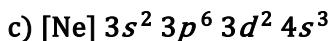
- Principio de mínima energía: “los electrones van ocupando los orbitales según energías crecientes”.
- Principio de máxima multiplicidad de Hund (1927): “en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”.
- Principio de exclusión de Pauli (1925): “dentro de un orbital se pueden alojar, como máximo, dos electrones con sus espines antiparalelos”.

a) $1s^2 2s^2 2p^3$

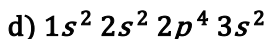
Esta configuración electrónica cumple Principio Aufbau o de construcción, por lo tanto, corresponde a un **estado fundamental**.

b) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 4s^1$

Esta configuración electrónica incumple el Principio de Mínima Energía, ya que comienza a llenarse el orbital 4s antes de completar el 3p de menor energía, por lo tanto, corresponde a un **estado excitado**.



Esta configuración electrónica incumple el Principio de Exclusión de Pauli, ya que el orbital 4s contiene más de dos electrones, por lo tanto, corresponde a un **estado imposible**.



Esta configuración electrónica incumple el Principio de Mínima Energía, ya que comienza a llenarse el orbital 3s antes de completar el 2p de menor energía, por lo tanto, corresponde a un **estado excitado**.

23. El elemento boro tiene dos isótopos con 5 y 6 neutrones y sus masas atómicas, en la escala del carbono-12, son 10,01 y 11,01 respectivamente. La abundancia del isótopo con 5 neutrones es 20,0 %.

a) Defina claramente lo que se entiende por isótopo de un elemento.

b) Escriba los símbolos nucleares de ambos isótopos, indicando el número de protones y de electrones de cada uno.

c) Explique el significado de los valores de las masas atómicas de los isótopos de boro en la escala del carbono-12.

d) Calcule el peso atómico del boro.

Dato. Número atómico del boro, $Z = 5$.

(U.A. Septiembre 2002)

a) Isótopos son átomos con el mismo número atómico y diferente número másico, es decir, con igual número de protones y diferente número de neutrones.

b) Sabiendo que:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Así para las especies propuestas:

neutrones	5	6
Z	5	5
A	10	11
especie	$^{10}_5\text{B}$	$^{11}_5\text{B}$

c) El que las masas de los isótopos sean 10,01 y 11,01 en la escala del C-12 quiere decir que estos átomos tienen una masa que es 10,01 u y 11,01 u, siendo una u (unidad de masa atómica) la doceava parte de la masa del isótopo de C-12.

d) Si la abundancia del isótopo ^{10}B es 20,0 %, la del isótopo ^{11}B es del 80,0 %. Para calcular la masa atómica se considera una base de cálculo de 100 átomos y se hace la media ponderada:

$$A = \frac{20,0 \text{ átomo } ^{10}\text{B} \cdot \frac{10,01 \text{ u}}{\text{átomo } ^{10}\text{B}} + 80,0 \text{ átomo } ^{11}\text{B} \cdot \frac{11,01 \text{ u}}{\text{átomo } ^{11}\text{B}}}{100 \text{ átomos B}} = 10,8 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

24. Escriba las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de las especies: fluoruro, azufre, zinc, ion zinc(II) indicando el número de electrones desapareados para cada una de ellas.

Dato. Números atómicos: $F = 9$; $S = 16$; $Zn = 30$.

(U.A. Junio 2003)

▪ La configuración electrónica abreviada del flúor ($Z = 9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el **ion fluoruro, F^-** , cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, muy estable como la de un gas noble, a la que corresponde una distribución de los electrones en los orbitales 2s y 2p:

2s	2p		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

que **no presenta electrones desapareados**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **azufre** ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $3s$ y $3p$ es:

$3s$	$3p$		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

Como se puede observar, el átomo de azufre presenta **dos electrones desapareados**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **zinc** ($Z = 30$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927) la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

que **no presenta electrones desapareados**.

▪ Si el zinc pierde los dos electrones más externos, los de mayor valor de n que se encuentran situados en el orbital $4s$, forma el ion **zinc(II)**, que tiene una configuración electrónica estable $[\text{Ar}] 3d^{10}$ con una distribución de los electrones en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

que **no presenta electrones desapareados**.

25. Escriba los cuatro números cuánticos para los electrones desapareados del hierro en su estado fundamental.

Dato. Número atómico del hierro, $Z = 26$.

(U.A. Junio 2003)

▪ La configuración electrónica abreviada del **hierro** ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Como se puede observar, el átomo de hierro presenta **cuatro electrones desapareados**.

▪ De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los electrones desapareados que se encuentran en los orbitales $3d$ se muestran en la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s	<i>orbital</i>
3	2	0	$\frac{1}{2}$	3d
3	2	1	$\frac{1}{2}$	
3	2	2	$\frac{1}{2}$	
3	2	-1	$\frac{1}{2}$	

Se ha considerado, arbitrariamente, que los cuatro electrones desapareados que hay en el orbital $3d$ tienen los valores de $m_l = 0, 1, 2$ y -1 . El valor de m_s puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, pero el mismo para todos ellos.

26. Indique el número de electrones p , d y $4p$ en un átomo de selenio e indique los cuatro números cuánticos para todos los electrones $4p$ del selenio.

Dato. Número atómico del selenio, $Z = 34$.

(U.A. Septiembre 2003)

La configuración electrónica del **selenio** ($Z = 34$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $4p$ es:

4s	4p		
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

Presenta:

- 16 electrones situados en orbitales p
- 10 electrones situados en orbitales d
- 4 electrones situados en orbitales $4p$
- De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los electrones que se encuentran en los orbitales $4p$ se muestran en la siguiente tabla:

n	l	m_l	m_s	<i>orbital</i>
4	1	-1	$\frac{1}{2}$	4p
4	1	0	$\frac{1}{2}$	
4	1	1	$\frac{1}{2}$	
4	1	-1	$-\frac{1}{2}$	

Se ha considerado, arbitrariamente, que los dos electrones apareados que hay en el orbital $4p$ tienen un valor de $m_l = -1$. El valor de m_s puede ser $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, pero el mismo para los dos electrones desapareados.

27. Escriba la configuración electrónica de cada una de las especies en estado fundamental: Cl, P^{3-} , Al^{3+} .

Datos. Números atómicos: Al = 13, P = 15, Cl = 17.

(C.V. Junio 2008)

- La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es $[Ne] 3s^2 3p^1$ y, si pierde los tres electrones más externos, los de mayor valor de n que se encuentran situados, dos en el orbital $3s$ y el otro en uno de los orbitales $3p$, forma el ion Al^{3+} , cuya configuración electrónica es $[He] 2s^2 2p^6$, muy estable como la de un gas noble.
- La configuración electrónica abreviada del fósforo ($Z = 15$) es $[Ne] 3s^2 3p^3$ y, si capta tres electrones y completa su capa más externa, se transforma en el ion fosfuro, P^{3-} , cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$, muy estable como la de un gas noble.
- La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es $[Ne] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa su capa más externa, se transforma en el ion cloruro, Cl^- , cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$, muy estable como la de un gas noble.

28. Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies químicas: Ca^{2+} , Cl, Se^{2-} .

Datos. Números atómicos: Cl = 17, Ca = 20, Se = 34.

(C.V. Julio 2016)

- La configuración electrónica abreviada del calcio ($Z = 20$) es $[Ar] 4s^2$ y si pierde los dos electrones más externos, los de mayor valor de n que se encuentran situados en el orbital $4s$, forma el ion Ca^{2+} , cuya configuración electrónica es $[Ar] 3s^2 3p^6$, muy estable como la de un gas noble.
- La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es $[Ne] 3s^2 3p^5$.
- La configuración electrónica abreviada del selenio ($Z = 34$) es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ y, si capta dos electrones y completa su capa más externa, se transforma en el ion seleniuro, Se^{2-} , cuya configuración electrónica es $[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$, muy estable como la de un gas noble.

29. Escriba la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies en estado fundamental: S^{2-} , Cl, Ca^{2+} y Fe.

Datos. Números atómicos: S = 16, Cl = 17; Ca = 20; Fe = 26.

(C.V. Junio 2017)

- La configuración electrónica abreviada del azufre ($Z = 16$) es $[Ne] 3s^2 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa su capa más externa, se transforma en el ion sulfuro, S^{2-} , cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$, muy estable como la de un gas noble.
- La configuración electrónica abreviada del hierro ($Z = 26$) es $[Ar] 4s^2 3d^6$.

Las configuraciones electrónicas de Cl y Ca^{2+} , se han visto en el ejercicio 28 de esta sección.

8.2. Sistema Periódico

En esta sección se incluyen ejercicios de diferente índole, desde algunos en que se pide escribir la configuración electrónica de un elemento y relacionarla con su posición en la tabla periódica, hasta otros en los que se trata de estudiar algunas propiedades periódicas y su variación en dentro de esta.

En estos ejercicios se ha evitado intencionadamente utilizar justificaciones del tipo “aumenta hacia la derecha y hacia arriba”, etc. y, cuando ha sido posible, se han completado las respuestas incluyendo datos numéricos procedentes de la bibliografía que, obviamente, no es necesario que sean memorizados por los alumnos.

Las variaciones de la energía de ionización (y de la afinidad electrónica) se justifican atendiendo a la expresión que permite calcular el valor numérico de esta propiedad (proporcional a Z_{ef} e inversamente proporcional al número cuántico principal del nivel que pierde el electrón). Cabe la posibilidad de que algunos alumnos no recuerden, o no conozcan dicha expresión. Sin embargo, la justificación es totalmente equivalente a la que se obtiene utilizando los criterios cualitativos del radio atómico (que a su vez depende del número cuántico principal del nivel que pierde el electrón) y de la carga nuclear efectiva.

1. Escriba el nombre y la configuración electrónica de los siguientes elementos: Zr (número atómico 40); Sb (51); Hg (80).

(U.A. Junio 1987)

- El elemento cuyo símbolo es Zr es el **circonio** ($Z = 40$) que tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Kr}] 5s^2 4d^2$.
- El elemento cuyo símbolo es Sb es el **antimonio** ($Z = 51$) que tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$.
- El elemento cuyo símbolo es Hg es el **mercurio** ($Z = 80$) que tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2 5d^{10}$.

2. Escriba el número atómico, nombre y símbolo de los elementos cuya configuración electrónica externa es:

- a) $5s^1$ b) $3p^4$ c) $4p^6$.

(U.A. Septiembre 1987)

a) El elemento cuya configuración electrónica externa es $5s^1$ de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al **grupo 1** y **periodo 5** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 37$.

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del **rubidio** cuyo símbolo es **Rb**.

b) El elemento cuya configuración electrónica externa es $3p^4$ de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al **grupo 16** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d), por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 16$.

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **azufre** cuyo símbolo es **S**.

c) El elemento cuya configuración electrónica externa es $4p^6$, teniendo en cuenta que tiene su última capa o capa de valencia completa, pertenece al **grupo 18** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 36$.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **kriptón** cuyo símbolo es **Kr**.

3. Explique por qué:

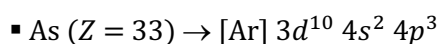
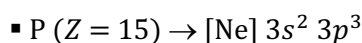
a) El radio atómico del arsénico ($Z=33$) es mayor que el del fósforo ($Z=15$).

b) La energía de ionización del estroncio ($Z=38$) es mayor que la del rubidio ($Z=37$).

(U.A. Septiembre 1987)

a) El radio atómico del arsénico ($Z=33$) es mayor que el del fósforo ($Z=15$).

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:



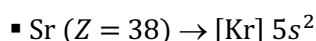
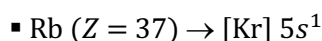
En este caso, se trata de elementos del mismo grupo, por lo que el factor determinante del tamaño es el **número de capas electrónicas**, P ($n = 3$) y As ($n = 4$), que determina que sea **mayor el radio en el que más capas electrónicas presente**.

Por pertenecer al mismo grupo tienen la misma carga nuclear efectiva y, por lo tanto, ese factor no influye. Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:



b) La energía de ionización del estroncio ($Z=38$) es mayor que la del rubidio ($Z=37$).

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:



La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Rb	Sr
Z	37	38
Config. elect.	[Kr] $5s^1$	[Kr] $5s^2$
Z_{ef} (aprox.)	1	2
n	5	5

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} (Z). De acuerdo con los valores la tabla, **se trata del Sr**.

Consultando la bibliografía, los valores de E_i ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Sr (549)} > \text{Rb (403)}$$

4. Compare las parejas de elementos Si-Ge y Ge-As respecto a su:

a) Radio atómico.

b) Energía de ionización.

c) Carácter metálico.

Datos. Números atómicos: Si = 14, Ge = 32, As = 33.

(U.A. Junio 1988)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Si	Ge	As
Z	14	32	33
Config. elect.	[Ne] $3s^2 3p^2$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$
Z_{ef} (aprox.)	4	4	5
n	3	4	4

▪ **Pareja Si-Ge**

a) En este caso, se trata de elementos del mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear y el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, Si ($n = 3$) y Ge ($n = 4$), que determina que sea mayor el radio en el que más capas electrónicas presente.

De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del **Ge**. Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Ge (122)} > \text{Si (117)}$$

▪ **Pareja Ge-As**

En este caso, se trata de elementos del mismo periodo por lo que tienen el mismo número de capas electrónicas y el factor determinante del tamaño es la carga nuclear, Ge ($Z_{\text{ef}} = 4$) y As ($Z_{\text{ef}} = 5$), que determina que sea mayor el radio en el que menor carga nuclear presente.

De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del **Ge**. Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Ge (122)} > \text{As (120)}$$

b) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

▪ **Pareja Si-Ge**

De acuerdo con los valores la tabla, se trata del **Si**. Consultando la bibliografía, los valores de E_i ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Si (787)} > \text{Ge (762)}$$

▪ **Pareja Ge-As**

De acuerdo con los valores la tabla, se trata del **Si**. Consultando la bibliografía, los valores de E_i ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:



c) El carácter metálico de un elemento se mide por la facilidad para ceder electrones y, por lo tanto, capacidad para formar cationes.

▪ **Pareja Si-Ge**

De acuerdo con los valores de tabla, ambos elementos tienen la misma carga nuclear pero Ge tiene más capas electrónicas que Si, por lo tanto, **el carácter metálico del Ge es mayor que el del Si**.

▪ **Pareja Ge-As**

De acuerdo con los valores de tabla, ambos elementos tienen el mismo número capas electrónicas pero Ge tiene carga nuclear, es decir, le resulta más difícil ganar electrones para completar el octeto y más fácil perderlos y adquirir una configuración electrónica de gas noble, es decir, le es más fácil formar cationes, por lo tanto, **el germanio tiene mayor carácter metálico que el arsénico**.

5. Escriba el símbolo del elemento que:

a) Tiene una configuración electrónica externa $6s^2$.

b) Está en el grupo 18 pero no tiene electrones p .

c) Solo tiene un electrón en el nivel $4p$.

(U.A. Junio 1988)

a) El elemento cuya configuración electrónica externa es $6s^2$ de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 2, pertenece al **grupo 2** y **periodo 6** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 56$.

El grupo 2 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata del **bario** cuyo símbolo es **Ba**.

b) El elemento que se encuentra en el grupo 18 pero tiene electrones p es un gas noble.

La configuración electrónica de los elementos de este grupo es $ns^2 (n-1)d^{10} (n-2)f^{14} np^6$. Si el elemento en cuestión no tiene electrones p quiere decir que $n = 1$, por lo tanto, su configuración electrónica es $1s^2$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 2$.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **helio** cuyo símbolo es **He**.

c) El elemento que solo tiene un electrón en el nivel $4p$ tiene una configuración electrónica externa $4s^2 4p^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 3, pertenece al **grupo 13** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 31$.

El grupo 13 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	B	Al	Ga	In	Tl	Nh

Se trata del **galio** cuyo símbolo es **Ga**.

6. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos: Sr, Cs y Te.

Dato. Números atómicos: Sr = 38, Cs = 55, Te = 52.

(U.A. Septiembre 1988)

- El elemento cuyo símbolo es Sr es el **estroncio** ($Z = 38$) que tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Kr}] 5s^2$.
- El elemento cuyo símbolo es Cs es el **cesio** ($Z = 55$) que tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Xe}] 6s^1$.
- El elemento cuyo símbolo es Te es el **telurio** ($Z = 52$) que tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$.

7. a) Identifique el átomo con mayor tamaño de cada uno de estos pares: Na-K; Na-S.

b) Identifique el elemento que tenga mayor energía de ionización dentro cada uno de estos pares: Mg-Ca; Mg-Cl.

c) Identifique el elemento más electronegativo dentro cada uno de estos pares: O-S; P-S.

Justifique las respuestas.

Datos. Números atómicos: O = 8, Na = 11, Mg = 12, P = 15, S = 16, Cl = 17, K = 19, Ca = 20.

(U.A. Septiembre 1988)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son:

- O ($Z = 8$) $\rightarrow [\text{He}] 2s^2 2p^4$
- Na ($Z = 11$) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^1$
- Mg ($Z = 12$) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^2$
- P ($Z = 15$) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
- S ($Z = 16$) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
- Cl ($Z = 17$) $\rightarrow [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
- K ($Z = 19$) $\rightarrow [\text{Ar}] 4s^1$
- Ca ($Z = 20$) $\rightarrow [\text{Ar}] 4s^2$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	Na	Mg	P	S	Cl	K	Ca
Z	8	11	12	15	16	17	19	20
Config. elect. ext.	$2s^2 2p^4$	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$4s^1$	$4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	6	1	2	5	6	7	1	2
n	2	3	3	3	3	3	4	4

▪ Pareja Na-K

a) En este caso, se trata de elementos del mismo grupo por lo que tienen la misma carga nuclear y el factor determinante del tamaño es **el número de capas electrónicas**, Na ($n = 3$) y K ($n = 4$), que determina que sea **mayor el radio en el que más capas electrónicas presente**.

De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del **K**. Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:

$$\text{K} (227) > \text{Na} (186)$$

▪ Pareja Na-S

a) En este caso, se trata de elementos del mismo periodo por lo que tienen el mismo número de capas electrónicas y el factor determinante del tamaño es **la carga nuclear**, Na ($Z_{\text{ef}} = 1$) y S ($Z_{\text{ef}} = 6$), que determina que sea **mayor el radio en el que menor carga nuclear presente**.

De acuerdo con los valores de la tabla, se trata del **Na**. Consultando la bibliografía, los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Na} (186) > \text{S} (104)$$

b) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

▪ **Pareja Mg-Ca**

De acuerdo con los valores la tabla, **se trata del Mg**. Consultando la bibliografía, los valores de E_i ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Mg (738)} > \text{Ca (590)}$$

▪ **Pareja Mg-Cl**

De acuerdo con los valores la tabla, **se trata del Cl**. Consultando la bibliografía, los valores de E_i ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Cl (1.251)} > \text{Mg (738)}$$

c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

▪ **Pareja O-S**

De acuerdo con los valores la tabla, **se trata del O**. Consultando la bibliografía, los valores de χ (escala de Pauling) son:

$$\text{O (3,44)} > \text{S (2,58)}$$

▪ **Pareja P-S**

De acuerdo con los valores la tabla, **se trata del S**. Consultando la bibliografía, los valores de χ (escala de Pauling) son:

$$\text{S (2,58)} > \text{P (2,19)}$$

8. Escriba el símbolo, la configuración electrónica externa, el número atómico y la familia a la que pertenecen cada uno de los elementos siguientes: bario, galio y antimonio.

(U.A. Septiembre 1990)

▪ El **bario** es un elemento cuyo **símbolo** es **Ba** y que pertenece al **grupo 2 (alcalinotérreos)**:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

y **periodo 6** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica externa es **$6s^2$** .

Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es **$Z = 56$** .

▪ El **galio** es un elemento cuyo **símbolo** es **Ga** y que pertenece al **grupo 13**:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	B	Al	Ga	In	Tl	Nh

y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica externa es **$4s^2 4p^1$** .

Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 31$.

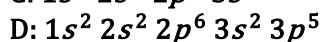
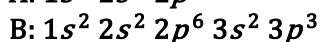
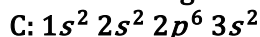
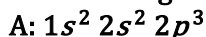
- El **antimonio** es un elemento cuyo **símbolo** es **Sb** y que pertenece al **grupo 15**:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	N	P	As	Sb	Bi	Mc

y **periodo 5** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica externa es $5s^2 5p^3$.

Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 51$.

9. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:



Indique las fórmulas y el tipo predominante de enlace de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas: AC y BD.

(U.A. Junio 1991)

- El elemento A con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$ tiende a captar o compartir tres electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion A^{3-} . Se trata de un elemento bastante electronegativo.

- El elemento C con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion C^{2+} . Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

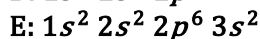
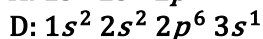
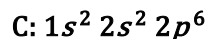
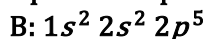
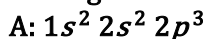
Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar dos iones A^{3-} con tres iones C^{2+} , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es C_3A_2 .

- El elemento B con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2 3p^3$ tiende a captar o compartir tres electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Se trata de un elemento medianamente electronegativo.

- El elemento D con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ tiende a ganar o compartir un electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, y formar el ion D^- . Se trata de un elemento muy electronegativo.

Debido a la poca diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, se forma un **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de B que comparte tres electrones, con tres átomos de D que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es BD_3 .

10. De las siguientes configuraciones que corresponden a átomos neutros:



a) Ordénelos de forma que aumente gradualmente el valor de la primera energía de ionización, indicando la configuración electrónica de cada átomo ionizado.

b) Indique el elemento cuya segunda energía de ionización es más elevada, indicando la configuración electrónica del átomo doblemente ionizado.

c) Indique el elemento con mayor afinidad electrónica.

d) Indique el elemento más electronegativo.

e) Indique los elementos que presentan carácter metálico.

f) Indique el elemento con mayor carácter metálico.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Junio 1992)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D	E
Z	7	9	10	11	12
Config. elect. ext.	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$	$3s^1$	$3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	5	7	8	1	2
n	2	2	2	3	3

b) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

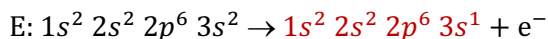
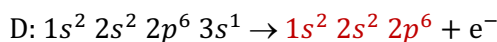
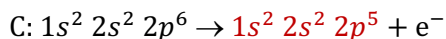
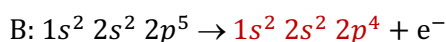
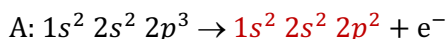
La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Los átomos A, B y C pertenecen a elementos del 2º periodo ($n = 2$), mientras que los átomos D y E pertenecen al 3º periodo ($n = 3$). Este factor determina que las energías de ionización de los tres primeros sean mayores que las de los dos últimos.

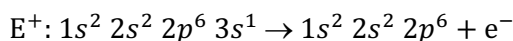
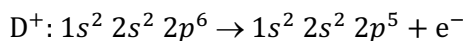
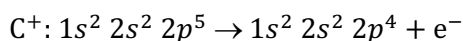
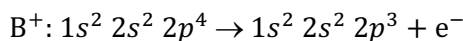
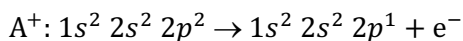
De acuerdo con los valores de la tabla creciente de la primera energía de ionización para los elementos propuestos es:

$$D < E < A < B < C$$

Las configuraciones electrónicas de los átomos ionizados son:



b) Si a los átomos ionizados se les quita un segundo electrón, las nuevas configuraciones electrónicas son:



Como se observa, las especies A^+ , B^+ , C^+ y D^+ tienen todas el mismo valor de n , mientras que la especie E^+ tiene un valor de n superior, lo que motiva que esta última tenga una energía de la segunda ionización menor que el resto de las especies.

Comparando las especies A^+ , B^+ , C^+ y D^+ , tiene mayor carga efectiva la que tenga más electrones de valencia y, por lo tanto, **mayor segunda energía de ionización**. Valor que corresponde a la especie D^+ . La configuración electrónica de la especie doblemente ionizada, D^{2+} , es $1s^2 2s^2 2p^5$.

c) La afinidad electrónica es la energía que libera un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

Atendiendo a las configuraciones electrónicas, tendrá mayor afinidad electrónica el elemento que posea mayor carga nuclear efectiva, Z_{ef} , (proximidad al octeto) y menor número de capas, n . Estos factores descartan de forma inmediata a los elementos D y E que poseen una capa más que el resto.

Comparando los elementos A, B y C, se descarta a C por que tiene su octeto completo y no tiene tendencia a captar electrones. De los dos restantes el **elemento B** es el que posee mayor carga nuclear efectiva y, por lo tanto, **mayor afinidad electrónica**.

d) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Atendiendo a las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos, D y E son elementos que tienen pocos electrones de valencia y, por lo tanto, baja carga nuclear efectiva y además, pertenecen al periodo 3 de la tabla periódica, por lo que presentarán un radio atómico mayor y serán menos electronegativos que el resto.

Los elementos A, B y C pertenecen todos al mismo periodo ($n = 2$) y es C el que tiene más electrones de valencia y, por lo tanto, mayor carga nuclear efectiva. Sin embargo, como tiene su última capa completa (8 electrones) no tiene tendencia a formar enlaces y carece de sentido hablar de la electronegatividad de C. Entre A y B, el **elemento B** que presenta mayor carga nuclear efectiva es el **más electronegativo**.

e-f) El carácter metálico de un elemento viene dado por la facilidad que tiene para ceder electrones y formar cationes. Esta capacidad es mayor cuánto menor sea su número de electrones de valencia, atendiendo a este factor, los elementos A y B no tienen carácter metálico ya que no tienden a ceder electrones, sino a captarlos o a compartirlos. C no tiene tendencia ni a ceder ni a captar electrones por tener su última capa completa con ocho electrones. Por lo tanto, los **elementos D y E** son, de los cinco propuestos, los únicos que presentan **carácter metálico**.

De estos dos, el **elemento D** es el que tiene menos electrones de valencia, menor energía de ionización y, por lo tanto, más facilidad para formar cationes y **mayor carácter metálico**.

11. Indique el símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más baja que tenga:

- Un electrón d .
- Un orbital s completo.
- Tres electrones p .
- Diez electrones d .

(U.A. Junio 1993)

a) El elemento de menor masa atómica que solo tiene un electrón en el subnivel d tiene una configuración electrónica externa $4s^2 3d^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 3, pertenece al **grupo 3** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 21$.

El grupo 3 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Sc	Y	La	Ac

Se trata del **escandio** cuyo símbolo es **Sc**.

b) Al elemento de menor masa atómica que tenga un orbital s completo tiene una configuración electrónica $1s^2$ y teniendo en cuenta que tiene su última capa o capa de valencia completa, pertenece al **grupo 18** y **periodo 1** de la tabla periódica. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 2$.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **helio** cuyo símbolo es **He**.

c) El elemento de menor masa atómica que tiene tres electrones en el subnivel p tiene una configuración electrónica externa $2s^2 2p^3$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 5, pertenece al **grupo 15** y **periodo 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d), por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^3$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 7$.

El grupo 15 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6
Elemento	N	P	As	Sb	Bi

Se trata del **nitrógeno** cuyo símbolo es **N**.

d) El elemento de menor masa atómica que tiene diez electrones en el subnivel d tiene una configuración electrónica externa $4s^2 3d^{10}$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 12, pertenece al **grupo 12** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 30$.

El grupo 12 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Zn	Cd	Hg	Cn

Se trata del **zinc** cuyo símbolo es **Zn**.

12. Sean X e Y dos elementos del sistema periódico con las siguientes configuraciones electrónicas:



a) ¿Cuál será la fórmula más probable del compuesto formado entre X e Y: XY_2 , X_2Y , X_2Y_3 , no reaccionarán? Razone la respuesta.

b) Si forman algún compuesto, ¿qué tipo de enlace existirá entre X e Y?

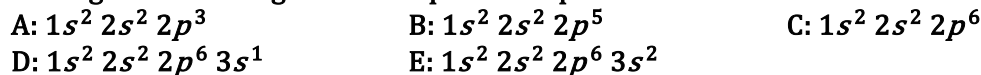
(U.A. Junio 1993)

▪ El elemento X con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion X^{2+} . Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

▪ El elemento Y con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$ tiende a ganar o compartir un electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion Y^- . Se trata de un elemento muy electronegativo.

a-b) Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar dos iones Y^- con un ion X^{2+} por lo que la fórmula del compuesto que resulta es XY_2 .

13. De las siguientes configuraciones que corresponden a átomos neutros:



Indique de forma razonada si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas:

- El elemento de mayor afinidad electrónica es el B.
- La segunda energía de ionización de A es mayor que la segunda energía de ionización de D.
- El elemento con mayor carácter metálico es el C.
- El elemento con mayor primera energía de ionización es el B.

(U.A. Septiembre 1994)

Las respuestas correspondientes a este ejercicio están justificadas en el ejercicio 10 de esta sección:

- Verdadero**, el elemento con mayor afinidad electrónica es B.
- Falso**, la segunda energía de ionización más alta corresponde a D.

- c) **Falso**, el elemento con mayor carácter metálico es D.
 d) **Falso**, el elemento con mayor valor de la primera energía de ionización es C.

14. Explique de forma razonada la diferencia entre elementos metálicos y no metálicos con respecto a:

- Número de electrones de la última capa
- Energías de ionización
- Afinidades electrónicas
- Electronegatividades

(U.A. Junio 1995)

	<i>Metales</i>	<i>No Metales</i>
<i>Electrones de la última capa</i>	≤ 4 . Configuración electrónica externa lejana al octeto	≥ 4 . Configuración electrónica externa próxima al octeto
<i>Energía de ionización</i>	Baja. Facilidad para ceder e^-	Alta. Dificultad para ceder e^-
<i>Afinidad electrónica</i>	Baja. Dificultad para captar e^-	Alta. Facilidad para captar e^-
<i>Electronegatividad</i>	Baja. Poca tendencia a atraer a los e^- de su enlace con otro átomo	Alta. Mucha tendencia a atraer a los e^- de su enlace con otro átomo

15. Explique de forma razonada si es posible esperar que exista un ion Mg^{3+} formando parte de un compuesto. ¿Y un ion Al^{3+} ? ¿Y un ion Sc^{3+} ?

Dato. Números atómicos: Mg = 12, Al = 13, Sc = 21.

(U.A. Septiembre 1995)

▪ La configuración electrónica abreviada del magnesio ($Z = 12$) es $[Ne] 3s^2$ y si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} con una **configuración electrónica, muy estable, de gas noble**, $[He] 2s^2 2p^6$, por lo tanto, resulta **muy difícil** que pierda un electrón más y forme el ion Mg^{3+} **muy inestable** desde el punto de vista energético.

No es factible la existencia del Mg^{3+} .

▪ La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es $[Ne] 3s^2 3p^1$ y si pierde los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$ y en uno de los $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} con una **configuración electrónica, muy estable, de gas noble**, $[He] 2s^2 2p^6$.

Sí es factible la existencia del Al^{3+} .

▪ La configuración electrónica abreviada del escandio ($Z = 21$) es $[Ar] 4s^2 3d^1$ y si pierde los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$ y en uno de los $3d$, se transforma en el ion Sc^{3+} con una **configuración electrónica, muy estable, de gas noble**, $[Ne] 3s^2 3p^6$.

Sí es factible la existencia del Sc^{3+} .

16. Si se arranca un electrón a cada una de las siguientes especies: He, Li^+ y Be^{2+} , ¿la energía para realizar el proceso es la misma en todas especies?

Razone la respuesta.

Dato. Números atómicos: He = 2, Li = 3, Be = 4.

(U.A. Junio 1996)

▪ La configuración electrónica del helio ($Z = 2$) es $1s^2$.

- La configuración electrónica abreviada del litio ($Z = 3$) es $[\text{He}] 2s^1$ y si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $2s$, se transforma en el ion Li^+ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $1s^2$.
- La configuración electrónica abreviada del berilio ($Z = 4$) es $[\text{He}] 2s^2$ y si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $2s$, se transforma en el ion Be^{2+} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $1s^2$.

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	He	Li^+	Be^{2+}
Z	2	3	4
Config. elect.	$1s^2$	$1s^2$	$1s^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	> 2	$\gg 2$
n	1	1	1

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el orden las energías de ionización para las especies propuestas es:



Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Be}^{2+} (14.846) > \text{Li}^+ (7.290) > \text{He} (2.372)$$

17. Identifique un elemento perteneciente a la primera serie de transición que forma el ion X^{3+} sabiendo que este ion presenta 4 electrones desapareados.

(U.A. Septiembre 1996)

Un ion X^{3+} de la primera serie de transición se encuentra en el 4º periodo de la tabla periódica y, por lo tanto, le corresponde un valor de $n = 4$.

Si, además, tiene cuatro electrones desapareados, su configuración electrónica puede ser cualquiera de estas dos:

4s	3d				
	↑	↑	↑	↑	
	↑↓	↑	↑	↑	↑

El átomo del que procede el ion ha perdido los dos electrones del orbital $4s$ y otro de uno de los orbitales $3d$, por lo tanto, su configuración electrónica puede ser cualquiera de estas dos:

4s	3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑	↑
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Los elementos con esas configuraciones electrónicas son **manganeso** (grupo 7) y **cobalto** (grupo 9), respectivamente.

18. ¿Los halógenos tienen afinidad electrónica alta y energía de ionización baja? Razone la respuesta.
(U.A. Septiembre 1996)

Los halógenos son los elementos del grupo 17 de la tabla periódica, su configuración electrónica externa es $ns^2 np^5$ y se caracterizan por tener:

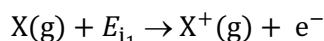
- cargas nucleares efectivas elevadas
- radios pequeños

Ambos factores son los responsables de que les correspondan las máximas energías de ionización, a excepción de los gases nobles, y las máximas afinidades electrónicas.

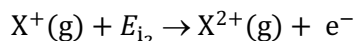
La afirmación propuesta es **incorrecta**.

19. ¿En algunos elementos la segunda energía de ionización es menor que la primera? Razone la respuesta.
(U.A. Septiembre 1996)

La primera energía de ionización es la asociada al proceso:



y la segunda energía de ionización es la asociada al proceso:



Si a un átomo X se le quita un electrón disminuye su constante de apantallamiento y, por lo tanto, aumenta su carga nuclear efectiva:

$$Z_{ef}(X^+) > Z_{ef}(X)$$

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que el valor de n para la especie X^+ necesariamente ha de ser igual o menor que para la especie X, se debe cumplir siempre que:

$$E_{i_2} > E_{i_1}$$

20. Si la configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento es $4s^2 3d^{10} 4p^4$, indique a qué periodo y a qué familia pertenece dicho elemento. ¿Qué estado de oxidación negativo puede tener?

Justifique la respuesta

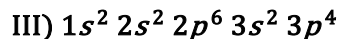
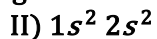
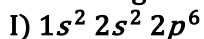
(C.V. Junio 1997) (C.V. Junio 2006)

Un elemento que posee una configuración de la capa de valencia, $4s^2 3d^{10} 4p^3$, su posición en la tabla periódica viene dada por:

- $n = 4 \rightarrow$ **4º periodo**
- n° de electrones de la última capa = $2 + 10 + 3 = 15 \rightarrow$ **grupo 15**.

El estado de oxidación más probable de un elemento viene dado por el número de electrones que este gana o pierde para formar un ion estable. En este caso, tratándose de un elemento del grupo 15 que debe formar un ion negativo, tiene que ganar 3 electrones para conseguir la configuración electrónica externa de gas noble, muy estable, $4s^2 3d^{10} 4p^6$, por lo tanto, el **estado de oxidación negativo** más probable para ese elemento es **-3**.

21. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indique:

- a) ¿A qué átomos corresponden?
 b) ¿A qué iones monopositivos corresponden?
 c) ¿A qué iones mononegativos corresponden?

(C.V. Junio 1997)

▪ **La configuración electrónica I) $1s^2 2s^2 2p^6$**

a) Corresponde a un elemento perteneciente al 2º periodo ($n = 2$) y grupo 18 de la tabla periódica que está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata de un **átomo de neón**.

b) Si esa configuración corresponde a un ion monopositivo quiere decir que el átomo ha perdido un electrón, por lo tanto, su configuración original debe tener un electrón más y es, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, que corresponde a un elemento perteneciente al 3º periodo ($n = 3$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al grupo 1 de la tabla periódica que está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del ion monopositivo **Na⁺**.

c) Si esa configuración corresponde a un ion mononegativo quiere decir que el átomo ha ganado un electrón, por lo tanto, su configuración original debe tener un electrón menos y es $1s^2 2s^2 2p^5$, que corresponde a un elemento perteneciente al 2º periodo ($n = 2$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al grupo 17 y periodo 2 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d) que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del ion mononegativo **F⁻**.

▪ **La configuración electrónica II) $1s^2 2s^2$**

a) Corresponde a un elemento perteneciente al 2º periodo ($n = 2$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 2, pertenece al grupo 2 de la tabla periódica que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata de un **átomo de berilio**.

b) Si esa configuración corresponde a un ion monopositivo quiere decir que el átomo ha perdido un electrón, por lo tanto, su configuración original debe tener un electrón más y es $1s^2 2s^2 2p^1$, que corresponde a un elemento perteneciente al 2º periodo ($n = 2$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 3, pertenece al grupo 13 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d) que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	B	Al	Ga	In	Tl	Nh

Se trata del ion monopositivo **B⁺**.

c) Si esa configuración corresponde a un ion mononegativo quiere decir que el átomo ha ganado un electrón, por lo tanto, su configuración original debe tener un electrón menos y es $1s^2 2s^1$, que corresponde a un elemento perteneciente al 2º periodo ($n = 2$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al grupo 1 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d) que está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del ion mononegativo Li^- .

▪ **La configuración electrónica III) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$**

a) Corresponde a un elemento perteneciente al 3º periodo ($n = 3$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al grupo 16 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d) que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata de un **átomo de azufre**.

b) Si esa configuración corresponde a un ion monopositivo quiere decir que el átomo ha perdido un electrón, por lo tanto, su configuración original debe tener un electrón más y es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, que corresponde a un elemento perteneciente al 3º periodo ($n = 3$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al grupo 17 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d) que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del ion monopositivo Cl^+ .

c) Si esa configuración corresponde a un ion mononegativo quiere decir que el átomo ha ganado un electrón, por lo tanto, su configuración original debe tener un electrón menos y es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, que corresponde a un elemento perteneciente al 3º periodo ($n = 3$) y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 5, pertenece al grupo 15 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d) que está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6
Elemento	N	P	As	Sb	Bi

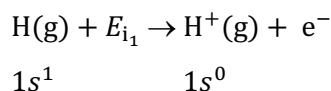
Se trata del ion mononegativo P^- .

22. ¿La segunda energía de ionización del átomo de helio será mayor, menor o igual que la energía de ionización del átomo de hidrógeno? Razone la respuesta.

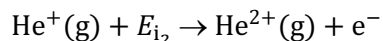
Datos. Números atómicos: H = 1, He = 2.

(U.A. Junio 1997)

La energía de ionización del átomo de hidrógeno es la asociada al proceso:



La segunda energía de ionización del átomo de helio es la asociada al proceso:





La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que el valor de n es el mismo para ambas especies y que:

$$Z_{\text{ef}}(\text{He}^+) > Z_{\text{ef}}(\text{H})$$

Se obtiene que:

$$E_{i_2}(\text{He}) \gg E_{i_1}(\text{H})$$

Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) son:

$$E_{i_2} \text{ He } (5.220) > E_{i_1} \text{ H } (1.312)$$

23. Clasifique en orden creciente de radios los iones O^{2-} , Na^+ , F^- y Mg^{2+} .

Razone la respuesta.

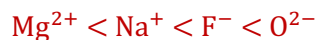
Datos. Números atómicos: O = 8, F = 9, Na = 11 y Mg = 12.

(C.V. Septiembre 1997)

- La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran situados en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $[\text{Ne}] 2s^2 2p^6$, por este motivo, todas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z .

Para las especies propuestas, el orden creciente correcto de radios es:



Consultando la bibliografía se confirma que los valores de los radios (pm) son:

$$\text{Mg}^{2+} (72) < \text{Na}^+ (99) < \text{F}^- (133) < \text{O}^{2-} (140)$$

24. Dados los elementos He, F, S, As y Sn, indique de forma razonada, el que corresponda mejor a cada una de las siguientes propiedades:

- El más metálico.
- El de mayor radio.
- El más electronegativo.

Dato. Números atómicos: He = 2, F = 9, S = 16, As = 33 y Sn = 50.

(C.V. Septiembre 1997)

a) El carácter metálico de un elemento está relacionado con la facilidad para ceder electrones y formar cationes. Por lo tanto, los metales se caracterizan por presentar valores bajos de la energía de ionización.

▪ La configuración electrónica del He ($Z = 2$) es $1s^2$. Su única capa está completa, lo que le confiere una estructura muy estable y, por lo tanto, una elevada energía de ionización (la mayor de la tabla periódica) por lo que no presenta tendencia a ceder electrones. El helio no tiene carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, que determina que a su última capa le falte un solo electrón para alcanzar una estructura de gas noble, muy estable. Por lo tanto, este elemento tiene una elevada energía de ionización y, además, una elevada afinidad electrónica que implica que difícilmente ceda electrones y fácilmente los capte. El flúor no tiene carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$, que determina que a su última capa le falten dos electrones para alcanzar una estructura de gas noble, muy estable. Por lo tanto, a este elemento le ocurre lo mismo que al flúor, solo que los valores de la energía de ionización y afinidad electrónica no son tan elevados. El azufre no tiene carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del As ($Z = 33$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$, que determina que a su última capa le falten tres electrones para alcanzar una estructura de gas noble, muy estable. Por lo tanto, a este elemento le ocurre lo mismo que al azufre, solo que los valores de la energía de ionización y afinidad electrónica son aún menores. El arsénico tiene muy poco carácter metálico.

▪ La configuración electrónica abreviada del Sn ($Z = 50$) es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$, que determina que los cuatro electrones externos de su última capa se encuentren bastante alejados del núcleo. Por lo tanto, es relativamente fácil que los ceda y consiga de esta forma una estructura electrónica $[\text{Kr}] 4d^{10}$, típica de algunos cationes de metales de transición. De todos los elementos propuestos, el estaño es el que posee mayor carácter metálico.

b) El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	F	S	As	Sn
Z	2	9	16	33	50
Config. elect. ext.	$1s^2$	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^3$	$5s^2 5p^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	7	6	5	4
n	1	2	3	4	5

El mayor radio le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que posee mayor radio es el estaño

c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De los elementos propuestos se descarta al helio que no tiene electronegatividad por ser un gas noble que tiene su capa electrónica completa. De acuerdo con los valores de la tabla el elemento **más electronegativo** es el **flúor** (es el más electronegativo de la tabla periódica).

25. Dados tres elementos de número atómico 19, 35 y 36, indique de forma razonada:

- a) La configuración electrónica, y el grupo del sistema periódico al cual pertenece cada elemento.
b)Cuál de los tres elementos tiene mayor energía de ionización, afinidad electrónica y radio.

(C.V. Junio 1998)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 19$ es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 1** de la tabla periódica.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 35$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 17** de la tabla periódica.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 36$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 18** de la tabla periódica.

b) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento (Z)	19	35	36
Config. elect.	$[\text{Ar}] 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^2 4p^5$	$[\text{Ar}] 4s^2 4p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	7	8
n	4	4	4

▪ La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor energía de ionización** es el de **número atómico $Z = 36$** .

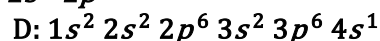
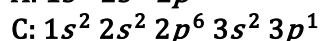
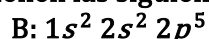
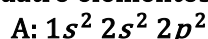
▪ La afinidad electrónica de un átomo es la energía que libera un átomo gaseoso cuando capta un electrón. La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . Descartando al elemento de número atómico $Z = 36$, que según se deduce de su configuración electrónica es un gas noble y no tiene tendencia a captar electrones, de acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor afinidad electrónica** es el de **número atómico $Z = 35$** .

▪ El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que todos los elementos pertenecen al 4º periodo ($n = 4$), por lo tanto, este factor no afecta a la hora de determinar que elemento tiene mayor valor del radio y este depende solo del valor de la carga efectiva, por lo tanto, el elemento que tiene **mayor radio** es el de **número atómico $Z = 19$** .

26. Cuatro elementos distintos A, B, C y D tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



Indique de forma razonada las fórmulas de los compuestos que B puede formar con todos los demás.

(U.A. Junio 1998)

- El elemento A con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$ tiende a compartir cuatro electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Se trata de un elemento medianamente electronegativo.
- El elemento B con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^5$ tiende a ganar o compartir un electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion B^- . Se trata de un elemento muy electronegativo.
- El elemento C con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ tiende a ceder tres electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion C^{3+} . Se trata de un elemento muy poco electronegativo.
- El elemento D con una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ tiende a a ceder un electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, y formar el ion D^+ . Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

Debido a la poca diferencia de electronegatividad entre los elementos A y B, se forma un **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de A que comparte cuatro electrones, con cuatro átomos de B que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es AB_4 .

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre los elementos B y C, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar tres iones B^- con un ion C^{3+} , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es CB_3 .

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre los elementos B y D, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar un ion B^- con un ion D^+ , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es DB .

27. Escriba el símbolo, número atómico y estructura electrónica del elemento de número atómico más bajo que tenga:

a) Dos electrones $2p$.

b) Un subnivel $3p$ completo.

c) Tres electrones $3d$.

d) Un subnivel s completo.

(U.A. Septiembre 1998)

a) El elemento de menor número atómico que tiene dos electrones en el subnivel $2p$ tiene una configuración electrónica externa $2s^2 2p^2$ y pertenece al **grupo 14** y **periodo 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d), por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 6$.

El grupo 14 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	C	Si	Ge	Sn	Pb	Fl

Se trata del **carbono** cuyo símbolo es **C**.

b) El elemento de menor número atómico que tiene el subnivel $3p$ completo tiene una configuración electrónica externa $3s^2 3p^6$ y pertenece al **grupo 18** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d), por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 18$.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **argón** cuyo símbolo es **Ar**.

c) El elemento de menor número atómico que tiene tres electrones en el subnivel $3d$ tiene una configuración electrónica externa $4s^2 3d^3$ y pertenece al **grupo 5** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 23$.

El grupo 5 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	V	Nb	Ta	Db

Se trata del **vanadio** cuyo símbolo es **V**.

d) Al elemento de menor número atómico que tiene el subnivel s completo tiene una configuración electrónica $1s^2$ y pertenece al **grupo 18** y **periodo 1** de la tabla periódica. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 2$.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **helio** cuyo símbolo es **He**.

28. Indique de forma razonada cuáles de las siguientes proposiciones son correctas y cuáles no:

- El número atómico de los iones K^+ es igual al de gas noble Ar.
- Los iones K^+ y los átomos del gas noble Ar son isótopos.
- El radio de los iones K^+ es igual que el de los átomos de Ar.

Dato. Números atómicos: Ar = 18, K = 19.

(C.V. Junio 1999)

- La configuración electrónica abreviada del Ar ($Z = 18$) es $[Ne] 3s^2 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es $[Ar] 4s^1$ y, si cede el electrón más alejado del núcleo que se encuentra situado en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ cuya configuración electrónica es $[Ne] 3s^2 3p^6$.

a) El número atómico de los iones K^+ es igual al de gas noble Ar.

El número atómico indica el número protones del núcleo y coincide con el número de electrones del átomo neutro y no cambia al tratarse de un ion.

Las dos especies químicas cuentan con igual número de electrones, se trata de especies isoelectrónicas, pero diferente número de protones (número atómico) ya que se trata de elementos diferentes.

La propuesta es **falsa**.

b) Los iones K^+ y los átomos del gas noble Ar son isótopos.

Isótopos son átomos que poseen igual número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (suma del número de neutrones y protones).

Según se ha visto al principio, el ion potasio tiene 19 protones, mientras que el átomo de argón tiene 18 protones. Se desconoce el número másico de ambas especies químicas pero el hecho de que presenten diferente número atómico permite afirmar que no son isótopos.

La propuesta es **falsa**.

c) El radio de los iones K^+ es igual que el de los átomos de Ar.

Se trata de especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $[Ne] 3s^2 3p^6$, por este motivo, tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z , sin embargo, esto es solo aplicable en el caso de comparar radios de iones.

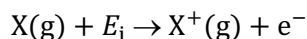
La propuesta es **falsa**.

29. Defina los conceptos energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad indicando si existe alguna relación entre ellos.

(C.V. Septiembre 1999) (C.V. Septiembre 2002)

- La **energía de ionización** de un átomo, E_i , es la energía que debe absorber un átomo en estado gaseoso para poder quitarle el electrón más débilmente atraído por el núcleo.

Es la energía asociada al proceso de formación de cationes:

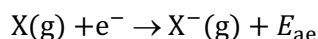


Se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

- La **afinidad electrónica** de un átomo, E_{ae} , es la energía que libera un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón.

Es la energía asociada al proceso de formación de aniones:



Su valor es:

- directamente proporcional a la carga efectiva, Z_{ef}
- inversamente proporcional al número cuántico n (periodo) de la capa que gana el electrón.

- La **electronegatividad**, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Desde el punto de vista cualitativo, existe una relación entre las tres propiedades ya que, de alguna manera, caracterizan la capacidad del núcleo para atraer electrones, en el caso de la energía de ionización, esta atracción que determina la capacidad de formar cationes, mientras que en el caso de la afinidad electrónica, determina la capacidad de formar aniones y en la electronegatividad, la capacidad de desplazar los electrones de un enlace covalente. Por otro lado, la única relación cuantitativa existente entre estas tres propiedades periódicas la proporciona la electronegatividad, que según Robert Mulliken, es:

$$\chi \propto \frac{E_i + E_{ae}}{2}$$

La electronegatividad aumenta al hacerlo la energía de ionización y la afinidad electrónica.

30. Se conocen los valores de las primeras energías de ionización (E_{i1}) del Na, Mg y Al, cuyos valores son 118,4; 176,3 y 138,0 kcal·mol⁻¹, respectivamente. Se desea conocer los valores de las segundas energías de ionización (E_{i2}) y se dan tres valores de E_{i2} : 346,6; 434,0 y 1090,5 kcal·mol⁻¹, pero sin indicar a qué elemento corresponde cada uno. Asigne de forma razonada los valores de E_{i2} a los tres elementos.

Dato. Números atómicos: Na = 11, Mg = 12, Al = 13.

(U.A. Septiembre 1999)

- La configuración electrónica abreviada del sodio ($Z = 11$) es [Ne] 3s¹ y si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital 3s, se transforma en el ion Na⁺ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [He] 2s² 2p⁶.
- La configuración electrónica abreviada del magnesio ($Z = 12$) es [Ne] 3s² y si pierde uno de los electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 3s, se transforma en el ion Mg⁺ con una configuración electrónica [Ne] 3s¹.
- La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es [Ne] 3s² 3p¹ y si pierde uno de los electrones más alejados del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en uno de los orbitales 3p, se transforma en el ion Al⁺ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ne] 3s².

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	Na ⁺	Mg ⁺	Al ⁺
Z	11	12	13
Config. elect.	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ²
Z_{ef} (aprox.)	8	> 2	> 3
n	2	3	3

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

- De acuerdo con los valores de la tabla, el valor 1090,5 kcal·mol⁻¹ corresponde al Na⁺, ya que de los tres iones es el que posee menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .
- Por otra parte, los otros dos iones Mg⁺ y Al⁺, tienen el mismo valor de $n = 3$, por lo que este factor no influye a la hora de asignar las energías de ionización a un ion u otro. Respecto a la carga nuclear efectiva, se tiene dos especies con el mismo número de electrones (isoelectrónicas) pero diferente carga nuclear. Evidentemente, tendrá mayor carga nuclear efectiva la especie que presente mayor carga nuclear o lo que es lo mismo, mayor número atómico. Dicha especie es Al⁺ ($Z = 13$) frente a Mg⁺ ($Z = 12$). Por lo tanto:

$$Z_{ef}(\text{Al}^+) > Z_{ef}(\text{Mg}^+) \quad \text{entonces} \quad E_{i2}(\text{Al}^+) > E_{i2}(\text{Mg}^+)$$

luego los valores de la segunda energía de ionización son:

$$E_{i2}(\text{Mg}^+) = 434,0 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{i2}(\text{Al}^+) = 346,6 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

31. Para los elementos siguientes, que tienen de número atómico 19, 35 y 54, respectivamente, indique de forma razonada:

- El elemento y su estructura electrónica.
- Grupo y periodo del sistema periódico al que pertenecen.
- El elemento que posee menor energía de ionización.
- El elemento que posee mayor afinidad electrónica.

(U.A. Junio 2000)

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 19$ es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 1** y **periodo 4** de la tabla periódica.

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del **potasio** cuyo símbolo es **K**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 35$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 17** y **periodo 4** de la tabla periódica.

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **bromo** cuyo símbolo es **Br**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 54$ es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 18** y **periodo 5** de la tabla periódica.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **xenón** cuyo símbolo es **Xe**.

c) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Potasio	Bromo	Xenón
Z	19	35	54
Config. elect. ext.	$4s^1$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^6$
Z_{ef} (aprox.)	1	7	8
n	4	4	5

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La menor energía de ionización le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor energía de ionización** es el de **número atómico $Z = 19$ (potasio)**.

d) La afinidad electrónica de un átomo es la energía que libera un átomo gaseoso cuando capta un electrón. La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . Descartando al elemento de número atómico $Z = 54$, que según se deduce de su configuración

electrónica es un gas noble y no tiene tendencia a captar electrones, de acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor afinidad electrónica** es el de **número atómico $Z = 35$ (bromo)**.

32. Los elementos A, B, C y D tienen de números atómicos 11, 15, 16 y 25, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Indique el ion más estable que puede formar cada uno de los elementos anteriores.

b) Escriba la estequiometría que presentarán los compuestos más estables que formen A con C, B con D y B con C.

(C.V. Junio 2001)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el **ion A^+** con una configuración electrónica, **muy estable**, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion B^{3-}** con una configuración electrónica, **muy estable**, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Se trata de un elemento medianamente electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion C^{2-}** con una configuración electrónica, **muy estable**, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Se trata de un elemento bastante electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 25$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ y, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

la distribución de los electrones en los orbitales $4s$ y $3d$ es:

$4s$	$3d$				
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tiene mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el **ion D^{2+}** con una configuración electrónica $[\text{Ar}] 3d^5$, **muy estable**, debido a que presenta gran multiplicidad por tener cinco electrones desapareados en los orbitales $3d$:

$4s$	$3d$				
	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow

Se trata de un elemento medianamente electronegativo.

b) Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre los elementos A y C se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar un ion C^- con dos iones A^+ , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **A_2C** .

▪ Debido a la mediana diferencia de electronegatividad entre los elementos D y B, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar dos iones B^{3-} con tres iones D^{2+} , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **D_3B_2** .

▪ Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre los elementos B y C, ambos con electronegatividades altas y similares, se forma un **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar dos átomos de B que comparten tres electrones cada uno con tres átomos de C que comparten dos electrones, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **B_2C_3** .

33. Considere los elementos A, B, y C cuyos números atómicos son 11, 15, y 17 respectivamente. Discuta razonadamente la fórmula molecular más probable, así como el tipo de enlace (covalente o iónico) que se formará entre las siguientes parejas de elementos:

- a) A y C
b) B y C

(C.V. Septiembre 2001)

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion A^+ con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion B^{3-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Se trata de un elemento medianamente electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion C^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Se trata de un elemento muy electronegativo.

a) Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre los elementos A y C se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar un ion C^- con un ion A^+ , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **AC**.

b) Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre los elementos B y C, ambos con altas electronegatividades, se forma un **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de B que comparte tres electrones con tres átomos de C que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **BC₃**.

34. Indique el símbolo, número atómico y estructura electrónica del elemento de número atómico más bajo que:

- a) Tiene un electrón $4p$.
b) Tiene un electrón $3d$.
c) Tiene tres electrones $3p$.
d) Tiene un subnivel $2s$ completo.

(U.A. Septiembre 2001)

a) El elemento de menor número atómico que tiene un electrón en el subnivel $4p$ tiene una configuración electrónica externa $4s^2 3d^{10} 4p^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 13, pertenece al **grupo 13** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 31$.

El grupo 13 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	B	Al	Ga	In	Tl	Nh

Se trata del **galio** cuyo símbolo es **Ga**.

b) El elemento de menor número atómico que tiene un electrón en el subnivel $3d$ tiene una configuración electrónica externa $4s^2 3d^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 3, pertenece al **grupo 3** y **periodo 4** de la tabla periódica, por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 21$.

El grupo 3 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Sc	Y	La	Ac

Se trata del **escandio** cuyo símbolo es **Sc**.

c) El elemento de menor número atómico que tiene tres electrones en el subnivel $3p$ tiene una configuración electrónica externa $3s^2 3p^3$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 5, pertenece al **grupo 15** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d), por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 15$.

El grupo 15 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	N	P	As	Sb	Bi	Mc

Se trata del **fósforo** cuyo símbolo es **P**.

d) El elemento de menor número atómico que tiene el subnivel $2s$ completo tiene una configuración electrónica $2s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 2, pertenece al **grupo 2** y **periodo 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2^o periodo no tienen electrones d), por lo que su configuración electrónica es $1s^2 2s^2$. Sumando los superíndices anteriores se obtiene que su número atómico es $Z = 4$.

El grupo 2 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata del **berilio** cuyo símbolo es **Be**.

35. Un cierto ion de carga 3+, y un cierto ion de carga 2-, tienen la misma configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Identifique los átomos de los que proceden estos iones.

(U.A. Junio 2002)

▪ Si la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ion de carga 3+, quiere decir que el átomo ha perdido tres electrones, por lo tanto, su configuración original debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 3, pertenece al **grupo 3** y **periodo 4** de la tabla periódica.

El grupo 3 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Sc	Y	La	Ac

Se trata del **escandio** cuyo símbolo es **Sc** y el catión es **Sc³⁺**.

▪ Si la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a un ion de carga 2-, quiere decir que el átomo ha ganado dos electrones, por lo tanto, su configuración original debería ser $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 6, pertenece al grupo 16 y periodo 3 (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d) de la tabla periódica.

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **azufre** cuyo símbolo es **S** y el anión es

Tanto el catión como el anión son isoelectrónicos, especies químicas con igual número de electrones e idéntica configuración electrónica.

36. Ordene, razonando la respuesta, los siguientes elementos: sodio ($Z = 11$), magnesio ($Z = 12$), aluminio ($Z = 13$), silicio ($Z = 14$), fósforo ($Z = 15$) y cloro ($Z = 17$), según:

- Su poder reductor.
- Su carácter metálico.
- Su electronegatividad.

(C.V. Junio 2002)

a-b) El **poder reductor** y el **carácter metálico** de un elemento están relacionados, respectivamente, con su facilidad para ceder electrones y oxidarse y formar cationes.

▪ Los elementos sodio ($Z = 11$), magnesio ($Z = 12$) y aluminio ($Z = 13$) tienen, respectivamente, las configuraciones electrónicas abreviadas, $[\text{Ne}] 3s^1$, $[\text{Ne}] 3s^2$ y $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$, que determinan que en su última capa tienen, respectivamente, uno, dos y tres electrones que ceden fácilmente para oxidarse y adquirir una estructura electrónica de gas noble, muy estable, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Los tres elementos tienen marcado carácter metálico y poder reductor.

La capacidad de ceder electrones será mayor cuanto mayor sea el radio atómico (mayor n) y cuanto menor sea la carga nuclear efectiva (que se mantiene constante dentro de un grupo y aumenta en un periodo al aumentar el número atómico). Los elementos sodio, magnesio y aluminio, tienen el mismo valor de $n = 3$, mientras que la carga nuclear efectiva sigue el orden $\text{Na} < \text{Mg} < \text{Al}$, por lo tanto, el **carácter metálico** y el **poder reductor**, en orden creciente es:



▪ Los elementos silicio ($Z = 14$) y fósforo ($Z = 15$) cuyas configuraciones electrónicas respectivas son, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$ y $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$, tienen en su última capa, respectivamente, cuatro y cinco electrones que ceden difícilmente. Estos elementos suelen compartir electrones para adquirir una configuración electrónica de gas noble, muy estable, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Al silicio le costaría prácticamente lo mismo oxidarse que reducirse, mientras que el fósforo tendría más tendencia a reducirse. Estos dos elementos tienen bajo carácter metálico y poder reductor.

▪ El cloro ($Z = 17$) tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, que determina que a su última capa le falta un único electrón para alcanzar una estructura electrónica de gas noble, muy estable, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, por lo que fácilmente gana dicho electrón y se reduce. No tiene carácter metálico y su poder reductor es muy débil.

El mismo criterio anterior puede aplicarse a los elementos silicio, fósforo y cloro. Los tres presentan el mismo valor de $n = 3$, mientras que la carga nuclear efectiva sigue el orden $\text{Si} < \text{P} < \text{Cl}$, por lo tanto, el **carácter metálico** y el **poder reductor**, en orden creciente es:



Juntando los elementos metálicos y los no metálicos se obtiene el siguiente orden creciente del **carácter metálico** y el **poder reductor**:

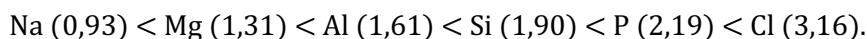


c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otro átomo.

La **electronegatividad** aumenta a medida que aumente la tendencia del elemento a captar electrones, es decir, con la tendencia a reducirse que coincide con el **poder oxidante** del elemento. El orden sería el contrario al discutido en el apartado anterior para el poder reductor:



Según la bibliografía, los valores de la electronegatividad en la escala de Pauling son:



37. Para cada uno de los siguientes elementos de la tabla periódica: A ($Z = 30$), B ($Z = 35$) y C ($Z = 1$), indique:

a) Sus configuraciones electrónicas.

b) Sus valencias iónicas.

c) Para las siguientes combinaciones entre ellos, A con B; B con B y B con C; determine cuáles son posibles y qué tipo de enlace forman.

(C.V. Septiembre 2002)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 30$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion A^{2+} con una configuración electrónica, muy estable, $[\text{Ar}] 3d^{10}$. Se trata de un elemento poco electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 35$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $4p$, se transforma en el ion B^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$. Se trata de un elemento muy electronegativo.

▪ La configuración electrónica del elemento C ($Z = 1$) es $1s^1$ y, puede tanto captar como ceder un electrón, transformándose en los iones C^- y C^+ , respectivamente, con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $1s^2$, en el primer caso. Se trata de un elemento bastante electronegativo.

b) La valencia iónica es el número de electrones que un átomo debe ganar o perder para formar un ion estable. Así pues, las **valencias iónicas** de los elementos propuestos son:

A (2+) B (1-) C (1+, 1-)

c) Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre los elementos A y B se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar dos iones B^- con un ion A^+ , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es AB_2 .

▪ Debido a la nula diferencia de electronegatividad al combinarse entre sí átomos del elemento B (con altas electronegatividad), se forma un **enlace covalente puro** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar dos átomos de B que comparte un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es B_2 .

▪ Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre los elementos B y C, ambos con altas electronegatividades, se forma un **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de B con otro de C compartiendo un electrón cada uno de ellos, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es BC .

38. a) Ordene razonablemente los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 3, 11 y 19 respectivamente, por orden creciente de su energía de ionización.

b) Ordene razonablemente los elementos D, E y F cuyos números atómicos son 4, 6 y 9 respectivamente, por orden creciente de su radio atómico.

(C.V. Junio 2003)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 3$) es $[\text{He}] 2s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C
Z	3	11	19
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ar}] 4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	1	1
n	2	3	4

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Se trata de elementos pertenecientes al mismo grupo, por lo que la carga nuclear efectiva se mantiene constante y este factor no influye para determinar el orden de los valores de la energía de ionización. En este caso, es el número de capas, n , el factor determinante. Como los valores de n son, 2 para A, 3 para B y 4 para C, el orden creciente de las energías de ionización de los elementos propuestos es:



b) La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 4$) es $[\text{He}] 2s^2$.

- La configuración electrónica abreviada del elemento E ($Z = 6$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{He}] 2s^2 2p^2$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento ($Z = 9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	D	E	F
Z	4	6	9
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	4	7
n	2	2	2

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que todos los elementos pertenecen al 2º periodo ($n = 2$), por lo tanto, este factor no afecta a la hora de determinar que elemento tiene mayor valor del radio y este depende solo del valor de la carga efectiva que es el factor determinante. Como esta aumenta con el número atómico, el orden creciente de los radios de los elementos propuestos es:



39. Dados los elementos A, B, C y D cuyos números atómicos son respectivamente, 10, 15, 17 y 20.

- Escriba la configuración electrónica de A, B, C^- y D^{2+} e indique el grupo al que pertenece cada uno de estos elementos.
- De los cuatro átomos neutros indique, razonando la respuesta, cuál tiene mayor energía de ionización y cuál tiene mayor radio atómico.

(C.V. Septiembre 2003)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 10$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ y, teniendo en cuenta que tiene la última capa completa, pertenece al **grupo 18** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

- La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 5, pertenece al **grupo 15** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

- La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 7, pertenece al **grupo 17** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d) y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion C^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion D^{2+} con una configuración electrónica, muy estable, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

b) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	10	15	17	20
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] 4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	8	5	7	2
n	2	3	3	4

- La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\text{o}} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

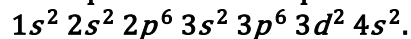
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, el elemento que tiene **mayor energía de ionización** es el **elemento A** de **número atómico $Z = 10$** .

- El radio de un átomo es:
 - directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
 - inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que el elemento D es el que tiene mayor valor de $n = 4$. Aunque el elemento A le supere en el valor de la carga nuclear efectiva, el elevado número de capas electrónicas del elemento D es el factor determinante para confirmar que el **elemento D** de **número atómico $Z = 20$** es el que tiene **mayor radio atómico**.

40. Identifique el elemento que tiene la siguiente configuración electrónica:



(U.A. Septiembre 2003)

La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ corresponde a un elemento que pertenece al grupo 4 y periodo 4 de la tabla periódica.

El grupo 4 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Ti	Zr	Hf	Rf

Se trata del **titanio** cuyo símbolo es **Ti**.

41. a) Ordene los elementos: F, Mg, Ne, K, Cl y P según el tamaño creciente de sus átomos, justificando la respuesta.

b) Ordene las siguientes especies químicas: Na^+ , F^- , Mg^{2+} , O^{2-} , N^{3-} y Al^{3+} de mayor a menor tamaño, justificando la respuesta.

Dato. Números atómicos: N = 7; O = 8; F = 9; Ne = 10; Na = 11; Mg = 12; Al = 13; P = 15; Cl = 17 y K = 19.

(C.V. Junio 2004)

- La configuración electrónica abreviada del N ($Z = 7$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion N^{3-} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del F ($Z = 9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion F^- con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el ion Mg^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del Al ($Z = 13$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$ y, si pierde los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran, dos en el orbital $3s$ y otro en uno de los orbitales $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$.
- La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.
- La configuración electrónica abreviada del K ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$.

a) Para los elementos propuestos en este apartado se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Ne	Mg	P	Cl	K
Z	9	10	12	15	17	19
Config. elect. ext.	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$	$3s^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^5$	$4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	2	5	7	1
n	2	2	3	3	3	4

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que teniendo en cuenta el valor de n , K es el que tiene mayor número de capas electrónicas, es decir, el mayor radio, a continuación se encuentran Mg, P y Cl, y finalmente, F y Ne.

Dentro de un mismo periodo, hay que tener en cuenta que el valor de la carga nuclear efectiva es tanto mayor cuanto mayor es el valor del número atómico, Z . Como el radio aumenta al disminuir la carga nuclear efectiva se tiene que:

$$Z_{\text{ef}}(\text{Cl}) > Z_{\text{ef}}(\text{P}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg}) \quad \text{por lo tanto} \quad r(\text{Cl}) < r(\text{P}) < r(\text{Mg})$$

$$Z_{\text{ef}}(\text{Ne}) > Z_{\text{ef}}(\text{F}) \quad \text{por lo tanto} \quad r(\text{Ne}) < r(\text{F})$$

El orden creciente de radios atómicos es:



Según la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{Ne} (71) < \text{F} (72) < \text{Cl} (99) < \text{P} (110) < \text{Mg} (160) < \text{K} (227)$$

b) Para los iones propuestos en este apartado se puede plantear la siguiente tabla:

Especie	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺
Z	7	8	9	11	12	13
Config. elect. ext.	2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶	2s ² 2p ⁶
n	2	2	2	2	2	2

Se trata de especies químicas isoelectrónicas, es decir, que tienen igual número de electrones y la misma configuración electrónica.

Todas las especies tienen el valor de $n = 2$, por lo que este factor no influye a la hora de comparar los respectivos radios iónicos.

Respecto a la carga nuclear efectiva, todas las especies químicas tienen idéntica constante de apantallamiento ya que todas tienen igual número de electrones, por lo tanto, según los respectivos números atómicos, las cargas nucleares efectivas tienen el siguiente orden:

$$Z_{\text{ef}}(\text{N}^{3-}) < Z_{\text{ef}}(\text{O}^{2-}) < Z_{\text{ef}}(\text{F}^{-}) < Z_{\text{ef}}(\text{Na}^{+}) < Z_{\text{ef}}(\text{Mg}^{2+}) < Z_{\text{ef}}(\text{Al}^{3+})$$

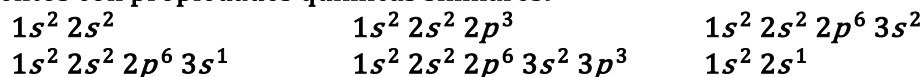
Teniendo en cuenta que el radio disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva, el orden decreciente de los radios iónicos es:



Según la bibliografía, los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$\text{N}^{3-} (132) > \text{O}^{2-} (126) > \text{F}^{-} (119) > \text{Na}^{+} (116) > \text{Mg}^{2+} (86) > \text{Al}^{3+} (68)$$

42. a) Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que puedan representar elementos con propiedades químicas similares:



b) Indique, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

b₁) Los elementos de un mismo grupo tienen el mismo número atómico.

b₂) Los elementos del mismo periodo tienen fórmulas análogas para sus correspondientes compuestos.

b₃) El número atómico coincide con el número de protones del núcleo, pero no siempre coincide con el número de electrones de un átomo neutro.

b₄) El volumen del ion óxido es superior que el del átomo de neón.

(C.V. Septiembre 2004)

a) Los elementos pertenecientes a un mismo grupo o familia de la tabla periódica tienen idéntica configuración electrónica externa y, por lo tanto, sus propiedades químicas son similares.

Los elementos propuestos se pueden agrupar formando las siguientes parejas:

- Grupo 1: $1s^2 2s^1$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- Grupo 2: $1s^2 2s^2$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- Grupo 15: $1s^2 2s^2 2p^3$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

b1) Los elementos de un mismo grupo tienen el mismo número atómico.

El número atómico indica el número de protones del núcleo y coincide con el número de electrones de un átomo neutro. En la tabla periódica no puede haber dos elementos con el mismo número atómico.

La propuesta es **falsa**.

b2) Los elementos del mismo periodo tienen fórmulas análogas para sus correspondientes compuestos.

La fórmula de un compuesto viene determinada por el número de electrones de valencia de los elementos que lo integran.

Los elementos del mismo periodo se caracterizan porque poseen el mismo número de capas electrónicas, pero se diferencian en el número de electrones que tienen en su última capa, teniendo cada elemento un electrón más que el anterior, que se denomina electrón diferenciador.

La propuesta es **falsa**.

b3) El número atómico coincide con el número de protones del núcleo, pero no siempre coincide con el número de electrones de un átomo neutro.

El número atómico indica el número de protones del núcleo y coincide con el número de electrones de un átomo neutro. Este número solo es diferente cuando el átomo forma un ion:

- si se trata de un catión tiene menos electrones que protones
- si se trata de un anión tiene más electrones que protones.

La propuesta es **falsa**.

b4) El volumen del ion óxido es superior que el del átomo de neón.

▪ La configuración electrónica abreviada del O ($Z = 8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion O^{2-} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z = 10$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Si se consideran los átomos esféricos, el volumen viene determinado por el valor del radio de la especie química en cuestión.

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

Para las especies propuestas se puede escribir la siguiente tabla:

Especie	O^{2-}	Ne
Z	8	10
Config. elect. ext.	$2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
Z_{ef}	< 8	8
n	2	2

Se trata de especies químicas isoelectrónicas, es decir, que tienen igual número de electrones y la misma configuración electrónica.

Todas las especies tienen el valor de $n = 2$, por lo que este factor no influye a la hora de comparar los respectivos radios iónicos.

Respecto a la carga nuclear efectiva, las dos especies químicas tienen idéntica constante de apantallamiento ya que tienen igual número de electrones, por lo tanto, según los respectivos números atómicos, las cargas nucleares efectivas cumplen:

$$Z_{\text{ef}}(\text{Ne}) < Z_{\text{ef}}(\text{O}^{2-})$$

Teniendo en cuenta que el radio disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva, para los radios y volúmenes de ambas especies se cumple que:

$$\text{O}^{2-} > \text{Ne}$$

La propuesta es **verdadera**.

43. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 12, 14, 17 y 37, respectivamente.

a) Escriba la configuración electrónica de A^{2+} , B, C^- y D.

b) Indique, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones referidas a los elementos anteriores A, B, C y D, son verdaderas o falsas:

- b₁) El elemento que tiene el radio más pequeño es B.
- b₂) El elemento D es el que tiene mayor energía de ionización.
- b₃) El elemento C es el que tiene mayor afinidad electrónica.
- b₄) Cuando se combinan C y D se forma un compuesto molecular.

(C.V. Junio 2005)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital 3s, se transforma en el ion A^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$

- La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 14$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel 3p, se transforma en el ion C^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 37$) es $[\text{Kr}] 5s^1$.

b) Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A^{2+}	B	C^-	D
Z	12	14	17	37
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Kr}] 5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	8	4	8	1
n	2	3	3	5

b1) El elemento que tiene el radio más pequeño es B.

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que, de los elementos propuestos, D es el que tiene mayor valor de $n = 5$ y, por lo tanto, el mayor radio.

Los otros tres elementos pertenecen al mismo periodo, ($n = 3$, por lo que es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un mismo periodo, esta es menor en el elemento que posee menor número atómico, por lo tanto, el **menor radio** le corresponde al elemento C de número atómico $Z = 17$.

La propuesta es **falsa**.

b2) El elemento D es el que tiene mayor energía de ionización.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la **mayor energía de ionización** le corresponde al **elemento C** de **número atómico $Z = 17$** .

La propuesta es **falsa**.

b3) El elemento C es el que tiene mayor afinidad electrónica.

La afinidad electrónica de un átomo es la energía que libera un átomo gaseoso cuando capta un electrón. La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor **mayor afinidad electrónica** le corresponde al **elemento C** de **número atómico $Z = 17$** .

La propuesta es **verdadera**.

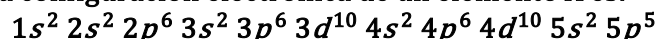
b4) Cuando se combinan C y D forman un compuesto molecular.

Los elementos C y D, con configuraciones electrónicas externas $3s^2 3p^5$ y $5s^1$, respectivamente, tienen tendencia a ganar un electrón y formar el ion C^- , y a perder un electrón y formar el ion D^+ , por lo que se puede afirmar que C es muy electronegativo y D muy poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion C^- con un ion D^+ , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **DC**.

La propuesta es **falsa**.

44. La configuración electrónica de un elemento A es:



Explique razonadamente, cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- El Sb ($Z = 51$) tiene una energía de ionización menor que el átomo A.
- El Sn ($Z = 50$) tiene un radio atómico mayor que el átomo A.
- La energía de ionización del Cl ($Z = 17$) es mayor que la del átomo A.
- De la combinación del elemento A con el elemento de $Z = 35$ se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.
- El elemento A es más electronegativo que el elemento de $Z = 17$.

(C.V. Septiembre 2005)

De acuerdo con la configuración electrónica externa del **elemento A**, se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 5 de la tabla periódica. Sumando los superíndices se obtiene que su número atómico es, $Z = 53$.

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **yodo** cuyo símbolo es **I**.

- El elemento Cl ($Z = 17$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.

- El elemento de número atómico $Z = 35$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Se trata de un elemento que pertenece al grupo 17 y periodo 4 de la tabla periódica, el **bromo** cuyo símbolo es **Br**.
- El elemento Sn ($Z = 50$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$.
- El elemento Sb ($Z = 51$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Br	Sn	D	I (A)
Z	17	35	50	51	53
Config. elect. ext.	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^2$	$5s^2 5p^3$	$5s^2 5p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	7	4	5	7
n	3	4	5	5	5

a) El Sb ($Z = 51$) tiene una energía de ionización menor que el átomo A.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Comparando los elementos A (yodo) y Sb, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la **mayor energía de ionización** le corresponde al **elemento A (yodo)**.

Según la bibliografía, las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$I (1.008) > Sb (834)$$

La propuesta es **correcta**.

b) El Sn ($Z = 50$) tiene un radio atómico mayor que el átomo A.

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

Comparando los elementos A (yodo) y Sn, se trata de elementos pertenecen al mismo periodo, $n = 5$, por lo que es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un mismo periodo, esta es menor en el elemento que posee menor número atómico, por lo tanto, el **mayor radio** le corresponde al elemento **Sn** de número atómico $Z = 50$.

Según la bibliografía, los radios atómicos (pm) son:

$$Sn (140) > I (133)$$

La propuesta es **correcta**.

c) La energía de ionización del Cl ($Z = 17$) es mayor que la del átomo A.

Comparando los elementos A (yodo) y Cl ($Z = 17$), la mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la **mayor energía de ionización** le corresponde al **elemento Cl**.

Según la bibliografía, las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

Cl (1.251) > I (1.008)

La propuesta es **correcta**.

d) De la combinación del elemento A con el elemento de $Z = 35$ se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.

Se trata de dos elementos que pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica, por lo que ambos tienen electronegatividades altas, con una elevada tendencia a ganar un electrón para formar un ion monovalente con estructura electrónica de gas noble, muy estable, por lo tanto, **no es posible que formen entre ambos un enlace iónico**.

La propuesta es **falsa**.

e) El elemento A es más electronegativo que el elemento de $Z = 17$.

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Comparando los elementos A (yodo) y Cl ($Z = 17$), la mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, como se trata de elementos del mismo grupo, la **electronegatividad** más alta le corresponde al **elemento Cl** que tiene menos capas electrónicas.

Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$\text{Cl} (3,16) > \text{I} (2,66)$$

La propuesta es **falsa**.

45. a) Explique cuáles son las tendencias generales en las variaciones del tamaño atómico y de la primera energía de ionización en un periodo y en un grupo o familia del sistema periódico.

b) Ordene los elementos: Si, Ne, F, Mg, S y K según el tamaño creciente de sus átomos, justificando la respuesta.

c) Ordene los elementos: Al, Ne, P, Mg, S y K según el valor creciente de su primera energía de ionización, justificando las posibles anomalías, en su caso.

Datos. Números atómicos: F = 9; Ne = 10; Mg = 12; Al = 13; Si = 14; P = 15; S = 16 y K = 19.

(C.V. Septiembre 2006)

a) El **radio de un átomo** es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n , por lo tanto, **crece en un grupo**.
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , por lo tanto **decrece en un periodo**.
- La **energía de ionización**, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

- inversamente proporcional al número de capas electrónicas, n , por lo tanto, **decrece en un grupo**.
- directamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} , por lo tanto **crece en un periodo**.

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:

- El elemento F ($Z = 9$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{He}] 2s^2 2p^5$.
- El elemento Ne ($Z = 10$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- El elemento Mg ($Z = 12$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2$.
- El elemento Al ($Z = 13$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$.
- El elemento Si ($Z = 14$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$.
- El elemento P ($Z = 15$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$.

- El elemento S ($Z = 16$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.
- El elemento K ($Z = 19$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ar}] 4s^1$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	F	Ne	Mg	Al	Si	P	S	K
Z	9	10	12	13	14	15	16	19
Config. elect. ext.	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	2	3	4	5	6	1
n	2	2	3	3	3	3	3	4

b) De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que teniendo en cuenta el valor de n , K es el que tiene mayor número de capas electrónicas, es decir, el mayor radio, a continuación se encuentran Mg, Si y S, y finalmente, F y Ne.

Dentro de un mismo periodo, hay que tener en cuenta que el valor de la carga nuclear efectiva es tanto mayor cuanto mayor es el valor del número atómico, Z . Como el radio aumenta al disminuir la carga nuclear efectiva se tiene que:

$$Z_{\text{ef}}(\text{S}) > Z_{\text{ef}}(\text{Si}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg}) \quad \text{por lo tanto} \quad r(\text{S}) < r(\text{Si}) < r(\text{Mg})$$

$$Z_{\text{ef}}(\text{Ne}) > Z_{\text{ef}}(\text{F}) \quad \text{por lo tanto} \quad r(\text{Ne}) < r(\text{F})$$

El orden creciente de radios atómicos es:

$$\text{Ne} < \text{F} < \text{S} < \text{Si} < \text{Mg} < \text{K}$$

Según la bibliografía, los valores de los radios atómicos (pm) son:

$$\text{Ne} (71) < \text{F} (72) < \text{S} (103) < \text{Si} (118) < \text{Mg} (160) < \text{K} (227)$$

c) La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

▪ De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, K es el que tiene mayor número de capas electrónicas y menor carga nuclear efectiva, por lo tanto, es al que le corresponde menor energía de ionización y en el caso del Ne, ocurre justamente lo contrario, por lo tanto, es al que le corresponde mayor energía de ionización

El resto, pertenecen a dos periodos diferentes:

$$\text{Mg, Al, P y S} (n = 3) \quad \text{Ne} (n = 2)$$

Dentro de un mismo periodo, hay que tener en cuenta la carga nuclear efectiva que es tanto mayor cuanto mayor es el valor del número atómico, Z . La primera energía de ionización aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva. Así pues en el tercer periodo:

$$Z_{\text{ef}}(\text{S}) > Z_{\text{ef}}(\text{P}) > Z_{\text{ef}}(\text{Al}) > Z_{\text{ef}}(\text{Mg})$$

por lo tanto, las energías de ionización deberían tener el siguiente orden:

$$\text{S} > \text{P} > \text{Al} > \text{Mg}$$

No obstante, existe una pequeña anomalía en las parejas Al-Mg y S-P:

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos magnesio y aluminio se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por lo tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

▪ La anomalía existente en el caso de los elementos fósforo y azufre se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización es:



Según la bibliografía, los valores de la primera energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:



46. Sean los elementos A y B cuyos números atómicos son $Z(A) = 28$ y $Z(B) = 35$. Conteste a las siguientes cuestiones:

- Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental de ambos elementos.
- ¿Qué elemento espera que tenga un valor de su primera energía de ionización más elevado? Razone la respuesta.
- ¿Qué elemento tiene los átomos más pequeños? Razone la respuesta.
- En caso de que los elementos A y B se pudieran combinar para formar un compuesto estable y neutro, ¿cuál es la fórmula que cree más probable para este compuesto?

(C.V. Junio 2007)

a) El elemento A ($Z = 28$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$.

▪ El elemento B ($Z = 35$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B
Z	28	35
Config. elect.	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	7
n	4	4

b) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Comparando los elementos A y B, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la **mayor energía de ionización** le corresponde al **elemento B**.

c) El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que de los dos elementos, B es el que tiene mayor valor de Z_{ef} y, por lo tanto, el **menor radio**.

d) Los elementos A y B, con configuraciones electrónicas externas $4s^2 3d^8$ y $4s^2 4p^5$, respectivamente, tienen tendencia a perder los dos electrones del orbital $4s$ y formar el ion A^{2+} y a ganar un electrón y formar el ion B^- , por lo que se puede afirmar que A es poco electronegativo y B muy electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion A^{2+} con dos iones B^- , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es AB_2 .

47. Conteste razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Considere los elementos químicos siguientes: Ne ($Z=10$), F ($Z=9$), Na ($Z=11$), Mg ($Z=12$) y O ($Z=8$), escríbalos por orden creciente de su primera energía de ionización.

b) Indique el ion más probable que formarán los elementos anteriormente citados.

c) Escriba las especies iónicas del apartado anterior por orden creciente de sus correspondientes radios iónicos.

(C.V. Septiembre 2007)

a-b) La configuración electrónica abreviada del O ($Z=8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el **ion O^{2-}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del F ($Z=9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $2p$, se transforma en el **ion F^-** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Ne ($Z=10$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Debido a su configuración electrónica, muy estable, **no tiene tendencia a formar iones**.

▪ La configuración electrónica abreviada del Na ($Z=11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el **ion Na^+** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z=12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el **ion Mg^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	O	F	Ne	Na	Mg
Z	8	9	10	11	12
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	8	1	2
n	2	2	2	3	3

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, Na y Mg tienen una capa electrónica más que el resto y, además, las menores cargas nucleares efectivas, por lo tanto, les corresponde las menores energías de ionización y como $Z_{\text{ef}}(\text{Mg}) > Z_{\text{ef}}(\text{Na})$, entonces, $E_i(\text{Mg}) > E_i(\text{Na})$.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

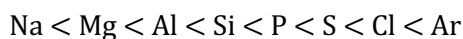
$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, como se trata de elementos del mismo periodo, solo hay que tener en cuenta la carga nuclear efectiva que es tanto mayor cuanto mayor es el valor del número atómico, Z . La primera energía de ionización aumenta al aumentar la carga nuclear efectiva, por lo tanto, las energías de ionización deberían tener el siguiente orden:



No obstante, existe una pequeña anomalía en las parejas Al-Mg y S-P:

- La anomalía existente en el caso de los elementos magnesio y aluminio se debe a que el único electrón p^1 del aluminio se encuentra bien protegido por los electrones s^2 y los internos. Por lo tanto, se necesita menos energía para arrancar ese electrón p^1 que para quitar uno de los electrones s^2 apareados del mismo nivel de energía.

- La anomalía existente en el caso de los elementos fósforo y azufre se debe a que, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund (1927):

“en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”,

el fósforo tiene los tres electrones p desapareados en orbitales diferentes, sin embargo, el azufre tiene dos electrones apareados en un mismo orbital p lo que provoca que exista repulsión electrostática entre ellos y facilite la eliminación de este último electrón.

Fósforo				Azufre			
3s	3p			3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑	↑↓	↑↓	↑	↑

El orden creciente de la primera energía de ionización es:



Según la bibliografía, los valores de la primera energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:



49. Considere los elementos con números atómicos 4, 11, 17 y 33. Razone y justifique cada uno de los siguientes apartados:

- Escriba la configuración electrónica, señalando los electrones de la capa de valencia.
- Indique a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si es o no metal.
- Ordene de menor a mayor los elementos según su electronegatividad.
- ¿Qué estado de oxidación será el más frecuente para cada elemento?

(C.V. Septiembre 2008)

a-b-d) La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 4$ es $[\text{He}] 2s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, 2, pertenece al **grupo 2** y **periodo 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 2 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata del **berilio** cuyo símbolo es **Be**.

Si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $2s$, se transforma en el **ion Be^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $1s^2$, por lo que su **estado de oxidación** más frecuente es **2+**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 11$ es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 1** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del **sodio** cuyo símbolo es **Na**.

Si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el **ion Na^+** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, por lo que su **estado de oxidación** más frecuente es **1+**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 17$ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 17** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **cloro** cuyo símbolo es **Cl**.

Si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion Cl^-** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, por lo que su **estado de oxidación** más frecuente es **1-**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 33$ es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa, pertenece al **grupo 15** y **periodo 4** de la tabla periódica.

El grupo 15 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6
Elemento	N	P	As	Sb	Bi

Se trata del **arsénico** cuyo símbolo es **As**.

Si capta tres electrones y completa el subnivel $4p$, se transforma en el ion As^{3-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$, por lo que su estado de oxidación más frecuente es $3-$.

c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	Na	Cl	As
Z	4	11	17	33
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{He}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	7	5
n	2	3	3	4

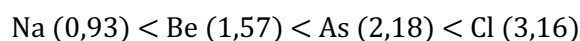
La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento Cl y la menor al elemento Na.

El orden creciente de electronegatividad para los elementos propuestos es:



Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:



50. Explique razonadamente, justificando la respuesta, si es cierto que la primera energía de ionización del potasio es menor que la del litio.

Datos. Números atómicos: Li = 3; K = 19.

(C.V. Junio 2009)

Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:

- La configuración electrónica abreviada del Li ($Z = 3$) es $[\text{He}] 2s^1$.
- La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Li	Na
Z	3	11
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	1	1
n	2	3

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

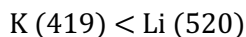
$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, como se trata de elementos del mismo grupo, solo hay que tener en cuenta el número de capas electrónicas, n . La primera energía de ionización disminuye al aumentar n , por lo tanto, se cumple que:



Según la bibliografía, los valores de la primera energía de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:



La propuesta es **correcta**.

51. Considere los elementos X, Y, Z, cuyos números atómicos son 20, 35 y 37, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Ordene los elementos X, Y, Z, en orden creciente de su energía de ionización.

b) Indique el ion más probable que formará cada uno de los elementos anteriores.

c) Indique la fórmula empírica más probable del compuesto formado por el elemento X ($Z = 20$) y el elemento Y ($Z = 35$).

(C.V. Septiembre 2009)

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento X ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el **ion X^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento Y ($Z = 35$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $4p$, se transforma en el **ion Y^-** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento Z ($Z = 37$) es $[\text{Kr}] 5s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $5s$, se transforma en el **ion Z^+** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	X	Y	Z
Z	20	35	37
Config. elect.	$[\text{Ar}] 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$[\text{Kr}] 5s^1$
Z_{ef} (aprox.)	2	7	1
n	4	4	5

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

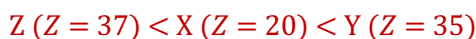
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento de $Z = 35$ y la menor al de $Z = 37$.

El orden creciente de la primera energía de ionización es:



c) Los elementos X y Y, con configuraciones electrónicas externas $4s^2$ y $4s^2 4p^5$, respectivamente, tienen tendencia a perder los dos electrones del orbital $4s$ y formar el ion X^{2+} y a ganar un electrón y formar el ion Y^- , por lo que se puede afirmar que X es muy poco electronegativo y Y muy electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion X^{2+} con dos iones Y^- , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es XY_2 .

52. Considere los elementos A, B y C de números atómicos 10, 11 y 12, respectivamente, y responda razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Asigne los valores siguientes, correspondientes a la primera energía de ionización, a cada uno de los tres elementos del enunciado: $496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $738 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $2.070 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

b) Indique el ion más probable que formarán los elementos B y C, y justifique cuál de ellos tendrá mayor radio iónico.

(C.V. Junio 2010)

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 10$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^6$ y como tiene una configuración electrónica muy estable, de gas noble no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion B^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el ion C^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C
Z	10	11	12
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	8	1	2
n	2	3	3

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento de A ($Z = 10$) y la menor al elemento B ($Z = 11$).

La asignación de los valores de las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) propuestas es:

$$\text{B (496)} < \text{C (738)} < \text{A (2.070)}$$

▪ B^+ y C^{2+} son especies químicas isoelectrónicas, es decir, que tienen igual número de electrones y la misma configuración electrónica.

Respecto a la carga nuclear efectiva, ambas especies tienen idéntica constante de apantallamiento ya que las dos tienen igual número de electrones, por lo tanto, según los respectivos números atómicos, las cargas nucleares efectivas cumplen que:

$$Z_{\text{ef}}(\text{B}^+) < Z_{\text{ef}}(\text{C}^{2+})$$

Teniendo en cuenta que el radio disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva, comparando ambos radios iónicos se tiene:

$$\text{C}^{2+} < \text{B}^+$$

53. Considere los elementos con número atómico 4, 11, 16 y 17, y responda, razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Nombre cada uno de estos elementos, escriba su configuración electrónica y especifique el número de electrones de la capa de valencia.
- Indique a qué periodo y grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si es o no un metal.
- Justifique cuál es el elemento más electronegativo y cuál el de menor electronegatividad.
- Explique cuál es el ion más estable formado por cada uno de ellos.

(C.V. Septiembre 2010)

a-b-d) La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 4$ es $[\text{He}] 2s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 2, pertenece al grupo 2 y periodo 2 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 2 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata del berilio cuyo símbolo es Be.

Si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $2s$, se transforma en el ion Be^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $1s^2$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 11$ es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del sodio cuyo símbolo es Na.

Si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 16$ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del azufre cuyo símbolo es S.

Si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 17$ es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **cloro** cuyo símbolo es **Cl**.

Si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion Cl^-** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Be	Na	S	Cl
Z	4	11	16	17
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	6	7
n	2	3	3	3

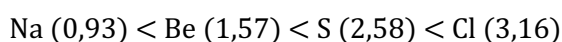
La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento Cl y la menor al elemento Na.

El orden creciente de electronegatividad para los elementos propuestos es:



Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:



54. Explique razonadamente, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:

a) La segunda energía de ionización del helio es más elevada que la primera.

b) El radio del ion sodio, Na^+ , es mayor que el radio del ion potasio, K^+ .

Datos. Números atómicos: He = 2; Na = 11, K = 19.

(C.V. Junio 2011)

a) La segunda energía de ionización del helio es más elevada que la primera.

La configuración electrónica del He ($Z = 2$) es $1s^2$ y, si pierde uno de los electrones, se transforma en el ion He^+ con una configuración electrónica bastante menos estable $1s^1$.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde a la especie con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Respecto a la carga nuclear efectiva, se cumple que:

$$Z_{\text{ef}}(\text{He}^+) < Z_{\text{ef}}(\text{He})$$

ya que el ion He^+ no tiene ningún electrón apantallando, por lo tanto, **la mayor energía de ionización le corresponde al ion He^+** .

Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización del helio ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{He} (2.372) < \text{He}^+ (5.250)$$

La propuesta es **cierta**.

b) El radio del ion sodio, Na^+ , es mayor que el radio del ion potasio, K^+ .

- La configuración electrónica abreviada del sodio ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del potasio ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $4s$, se transforma en el ion K^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Para las especies propuestas se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na^+	K^+
Z	11	19
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	8	8
n	3	3

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

Comparando ambos iones, se trata de elementos pertenecen al mismo grupo, por lo que es el número de capas electrónicas el factor determinante del tamaño. En un mismo grupo, el **mayor radio** le corresponde al **ion K^+** que tiene mayor valor de n .

Según la bibliografía, los radios iónicos (pm) son:

$$\text{K}^+ (152) > \text{Na}^+ (116)$$

La propuesta es **falsa**.

55. Asigne el valor de los radios atómicos 74, 112 y 160 (pm) a los elementos de número atómico, 4, 8 y 12. Responda razonadamente.

(C.V. Septiembre 2011)

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 4$ es $[\text{He}] 2s^2$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 8$ es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 12$ es $[\text{Ne}] 3s^2$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	4	8	12
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2$
Z_{ef} (aprox.)	2	6	2
n	2	2	3

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, el mayor radio le corresponde al elemento de $Z = 12$ y el menor al elemento de $Z = 8$.

La asignación de los valores de los radios (pm) propuestos es:

$$Z = 8 (74) < Z = 4 (112) < Z = 12 (160)$$

56. Relacione los valores de la primera energía de ionización 496, 1.680 y 2.080 (kJ·mol⁻¹) con los elementos de número atómico 9, 10 y 11. Responda razonadamente.

(C.V. Septiembre 2011)

- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 9$ es [He] $2s^2 2p^5$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 10$ es [He] $2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento con $Z = 11$ es [Ne] $3s^1$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Z	9	10	11
Config. elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[He] $2s^2 2p^6$	[Ne] $3s^1$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	1
n	2	2	3

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento de $Z = 10$ y la menor al elemento de $Z = 11$.

La asignación de los valores de las energías de ionización (kJ·mol⁻¹) propuestas es:

$$Z = 11 (496) < Z = 9 (1.680) < Z = 10 (2.080)$$

(Cuestión similar a la propuesta en Junio 2010).

57. Considere los elementos A, B, C y D de números atómicos $A = 2$, $B = 11$, $C = 17$, $D = 34$, y responda a las siguientes cuestiones:

- a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de estos elementos e indique el grupo y el periodo al que pertenecen.
- b) Clasifique cada uno de los elementos en las siguientes categorías: metal, no metal, gas inerte.
- c) Ordene los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización.

(C.V. Junio 2012)

a-b) La configuración electrónica del elemento A ($Z = 2$) es $1s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al grupo 18 y periodo 1 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del gas inerte helio cuyo símbolo es He.

- La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 11$) es [Ne] $3s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del **metal sodio** cuyo símbolo es **Na**.

- La configuración electrónica abreviada del **elemento C** ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al **grupo 17** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **no metal cloro** cuyo símbolo es **Cl**.

- La configuración electrónica abreviada del **elemento D** ($Z = 34$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al **grupo 16** y **periodo 4** de la tabla periódica.

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **metaloide selenio** cuyo símbolo es **Se**.

b) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Na	Cl	Se
Z	2	11	17	34
Config. elect.	$1s^2$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
Z_{ef} (aprox.)	2	1	7	6
n	1	3	3	4

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento al gas noble He (es la mayor de la tabla periódica) y la menor al metal sodio, de entre el los dos elementos no metálicos, la mayor energía le corresponde al cloro.

Para los elementos propuestos, el orden creciente de energías de ionización es



Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Na} (496) < \text{Se} (941) < \text{Cl} (1.251) < \text{He} (2.372)$$

58. Considere los elementos A, B, C y D de números atómicos $A = 17$, $B = 18$, $C = 19$, $D = 20$. A partir de las configuraciones electrónicas de estos elementos responda, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

a) Ordene los elementos en orden creciente de su primera energía de ionización.

b) Escriba la configuración electrónica del ion más estable que formará cada uno de estos elementos.

(C.V. Septiembre 2012)

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 17$) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion A^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 18$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y como tiene una configuración electrónica muy estable de gas noble **no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $4s$, se transforma en el ion C^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion D^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	17	18	19	20
Config. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}] 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	1	2
n	3	3	4	4

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento B ($Z = 18$), después le sigue al elemento A ($Z = 17$) y la menor al elemento C ($Z = 19$).

Para los elementos propuestos, el orden creciente de energías de ionización es

$$C (Z = 19) < D (Z = 20) < A (Z = 17) < B (Z = 18)$$

59. Escriba las configuraciones electrónicas de las siguientes especies químicas Be^{2+} , Cl , Cl^- y C^{2-} . (Datos. Números atómicos: $\text{Be} = 4$, $\text{C} = 6$, $\text{Cl} = 17$).

(C.V. Junio 2013)

- La configuración electrónica abreviada del **Be** ($Z = 4$) es $[\text{He}] 2s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $2s$, se transforma en el **ion Be^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $1s^2$.
- La configuración electrónica abreviada del **Cl** ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion Cl^-** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del **C** ($Z = 6$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ y, si capta dos electrones se transforma en el **ion C^{2-}** cuya configuración electrónica es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$.

60. Considere los elementos A, B y C de números atómicos $A = 33$, $B = 35$ y $C = 38$, y responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de estos elementos.
- b) Explique cuál será el ion más estable que formará cada uno de estos elementos.
- c) Compare el tamaño atómico de cada elemento con el tamaño de su correspondiente ion más estable.
- d) Ordene los elementos según valor creciente de su primera energía de ionización.

(C.V. Julio 2013)

a-b) La configuración electrónica abreviada del **elemento A** ($Z = 33$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel $4p$, se transforma en el **ion A^{3-}** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

- La configuración electrónica abreviada del **elemento B** ($Z = 35$) tiene la siguiente configuración electrónica abreviada $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $4p$, se transforma en el **ion B^-** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del **elemento C** ($Z = 38$) es $[\text{Kr}] 5s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $5s$, se transforma en el **ion C^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

b) Al formarse los aniones A^{3-} y B^- , aumenta el número de electrones con respecto a los átomos neutros A y B y, con ello, aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por lo tanto, **los radios de los aniones A^{3-} y B^- son mayores que los de los átomos neutros A y B, respectivamente.**

▪ Al formarse el catión C^+ disminuye el número de electrones con respecto al átomo neutro C y, con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, **el radio del catión C^+ es menor que el del átomo neutro C.**

d) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

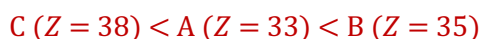
La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento B ($Z = 35$) y la menor al elemento C ($Z = 38$).

Para los elementos propuestos, el orden creciente de energías de ionización es



61. Considere los elementos Na, P, S, Cl, y explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El de mayor radio atómico es el cloro.
- El de mayor electronegatividad es el fósforo.
- El de mayor afinidad electrónica es el sodio.
- El ion Na^+ tiene la misma configuración electrónica que el ion Cl^- .

Datos. Números atómicos: Na = 11, P = 15, S = 16, Cl = 17.

(C.V. Junio 2014)

- La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $3s$, se transforma en el ion Na^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.
- La configuración electrónica abreviada del P ($Z = 15$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$.
- La configuración electrónica abreviada del S ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.
- La configuración electrónica abreviada del Cl ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Na	P	S	Cl
Z	11	15	16	17
Config. elect. ext.	$3s^1$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	1	5	6	7
n	3	3	3	3

a) *El de mayor radio atómico es el cloro.*

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

El mayor radio le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se trata de elementos pertenecen al mismo periodo, $n = 3$, por lo que es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un mismo periodo, esta es menor en el elemento que posee menor número atómico, por lo tanto, el **mayor radio** le corresponde al **sodio**.

La propuesta es **falsa**.

b) *El de mayor electronegatividad es el fósforo.*

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Como se ha dicho, todos los elementos pertenecen al mismo periodo ($n = 3$), y es el **cloro** el que tiene más electrones de valencia y, por lo tanto, mayor carga nuclear efectiva, el **más electronegativo**.

La propuesta es **falsa**.

c) El de mayor afinidad electrónica es el sodio.

La afinidad electrónica de un átomo es la energía que libera un átomo gaseoso cuando capta un electrón. La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor **mayor afinidad electrónica** le corresponde **cloro**.

La propuesta es **falsa**.

d) El ion Na^+ tiene la misma configuración electrónica que el ion Cl^- .

Tal se ha justificado al principio de la cuestión, **las configuraciones electrónicas de los iones Na^+ y Cl^- son diferentes**.

La propuesta es **falsa**.

62. Cuatro elementos A, B, C y D tienen números atómicos 2, 11, 17 y 25 respectivamente. Responda a las siguientes cuestiones:

a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.

b) Explique cuál o cuáles, de los elementos indicados, son metales.

c) Defina afinidad electrónica y razone cuál es el elemento, de los indicados, que tiene mayor afinidad electrónica.

(C.V. Julio 2014)

a-b) La configuración electrónica del **elemento A ($Z = 2$)** es $1s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al grupo 18 y periodo 1 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **gas inerte helio** cuyo símbolo es **He**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento B ($Z = 11$)** es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al grupo 1 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr

Se trata del **metal sodio** cuyo símbolo es **Na**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento C ($Z = 17$)** es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **no metal cloro** cuyo símbolo es **Cl**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento D ($Z = 25$)** es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa pertenece al grupo 7 y periodo 4 de la tabla periódica.

El grupo 7 está integrado por los elementos:

Periodo	4	5	6	7
Elemento	Mn	Tc	Re	Bh

Se trata del **metal de transición manganeso** cuyo símbolo es **Mn**.

c) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	He	Na	Cl	Mn
Z	2	11	17	25
Config. elect.	1s ²	[Ne] 3s ¹	[Ne] 3s ² 3p ⁵	[Ar] 4s ² 3d ⁵
Z _{ef} (aprox.)	2	1	7	2
n	1	3	3	4

La **afinidad electrónica** de un átomo es la **energía que libera un átomo gaseoso cuando capta un electrón**.

La mayor afinidad electrónica le corresponde al elemento con menor valor de *n* y mayor valor de *Z_{ef}*. De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor **mayor afinidad electrónica** le corresponde **cloro**.

63. Considere los elementos con número atómico A = 9, B = 10, C = 20 y D = 35. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Justifique si los elementos A, B y C forman algún ion estable e indique la carga de dichos iones.
- Ordene por orden creciente de su primera energía de ionización los elementos A, B y D.
- Identifique el elemento cuyos átomos tienen mayor radio atómico.
- Proponga un compuesto iónico formado por la combinación de dos de los elementos mencionados.

(C.V. Junio 2015)

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento A (*Z* = 9) es [He] 2s² 2p⁵ y, si capta un electrón y completa el subnivel 2*p*, se transforma en el **ion A⁻** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [He] 2s² 2p⁶, por lo que su **carga iónica** es **1-**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B (*Z* = 10) es [He] 2s² 2p⁶ y como tiene una configuración electrónica muy estable de gas noble **no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C (*Z* = 20) es [Ar] 4s² y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de *n* y que se encuentran en el orbital 4*s*, se transforma en el **ion C²⁺** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, [Ne] 3s² 3p⁶, por lo que su **carga iónica** es **2+**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D (*Z* = 35) es [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁵ y, si capta un electrón y completa el subnivel 4*p*, se transforma en el **ion D⁻** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶, por lo que su **carga iónica** es **1-**.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	9	10	20	35
Config. elect.	[He] 2s ² 2p ⁵	[He] 2s ² 2p ⁶	[Ar] 4s ²	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
Z _{ef} (aprox.)	7	8	2	7
n	2	2	4	4

La energía de ionización, *E_i*, se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico *Z*, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento B ($Z = 10$) y la menor al elemento D ($Z = 35$).

Para los elementos propuestos, el orden creciente de energías de ionización es:

$$D (Z = 35) < A (Z = 9) < B (Z = 10)$$

c) El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

El mayor radio le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} . Mismo periodo

De acuerdo con los valores de la tabla, el **mayor radio** le corresponde al **elemento C ($Z = 20$)**.

d) Los elementos A y C, con configuraciones electrónicas externas $2s^2 2p^5$ y $4s^2$, respectivamente, tienen tendencia a ganar un electrón y formar el ion A^- , por lo que se puede afirmar que A es muy electronegativo (más que D que posee una configuración electrónica externa similar), y a perder los dos electrones del orbital $4s$ y formar el ion C^{2+} , por lo que se puede afirmar que C es muy poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion C^{2+} con dos iones A^- , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **CA_2** .

64. Considere los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 17, 18 y 20, respectivamente. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) Ordene los tres elementos indicados por orden creciente de la energía de ionización de sus átomos.
- b) Razone si cada uno de estos elementos forma algún ion estable e indique la carga de dichos iones.
- c) Deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por A y C. ¿Será este compuesto soluble en agua?

(C.V. Julio 2015)

a-b) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion A^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, por lo que su **carga iónica** es **$1-$** .

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 18$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y como tiene una configuración electrónica muy estable de gas noble **no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion C^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, por lo que su **carga iónica** es **$2+$** .

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C
Z	17	18	20
Config. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}] 4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	7	8	2
n	3	3	4

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento B ($Z = 18$) y la menor al elemento C ($Z = 20$).

Para los elementos propuestos, el orden creciente de energías de ionización es

$$C (Z = 20) < A (Z = 17) < B (Z = 18)$$

c) Los elementos A y C, con configuraciones electrónicas externas $3s^2 3p^5$ y $4s^2$, respectivamente, tienen tendencia a ganar un electrón y formar el ion A^- , por lo que se puede afirmar que A es muy electronegativo, y a perder los dos electrones del orbital $4s$ y formar el ion C^{2+} , por lo que se puede afirmar que C es muy poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion C^{2+} con dos iones A^- , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es CA_2 .

Por tratarse de un compuesto con enlace iónico, un tipo de sustancias con una polaridad extrema, **es muy soluble en agua**, un disolvente muy polar.

65. Conteste razonadamente, si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- El radio del ion K^+ es mayor que el del átomo de K.
- Los átomos neutros $^{12}_6C$ y $^{14}_6C$ tienen el mismo número de electrones.
- Un átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ pertenece al grupo de los halógenos (grupo 17).
- Un conjunto posible de números cuánticos para un electrón alojado en un orbital $3d$ es $(3, 2, 3, -\frac{1}{2})$.

(C.V. Junio 2016)

a) El radio del ion K^+ es mayor que el del átomo de K.

Al formarse el catión K^+ disminuye el número de electrones con respecto al átomo de K y, con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, **el radio del catión K^+ es menor que el del átomo de K.**

La propuesta es **falsa**.

b) Los átomos neutros $^{12}_6C$ y $^{14}_6C$ tienen el mismo número de electrones.

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) \rightarrow indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El $^{12}_6C$ tiene 6 protones y como la especie es neutra tiene **6 electrones** y, $(12 - 6) = 6$ neutrones.

El $^{14}_6C$ tiene 6 protones y como la especie es neutra tiene **6 electrones** y, $(14 - 6) = 8$ neutrones.

La propuesta es **verdadera**.

c) Un átomo cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ pertenece al grupo de los halógenos (grupo 17).

Un átomo neutro que tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ tiene una configuración electrónica muy estable de **gas noble**, por lo tanto, pertenece al **grupo 18** de la tabla periódica.

La propuesta es **falsa**.

d) Un conjunto posible de números cuánticos para un electrón alojado en un orbital $3d$ es $(3, 2, 3, -\frac{1}{2})$.

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

De acuerdo con los valores posibles de los números cuánticos de un electrón, el valor de m_l es incorrecto. Si $l = 2$, m_l solo puede tomar los valores $-2, -1, 0, 1, 2$; por lo que el conjunto propuesto de números cuánticos **no puede existir**.

La propuesta es **falsa**.

66. Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La primera energía de ionización del átomo de selenio es mayor que la del átomo de cloro.

b) El radio del átomo de calcio es menor que el del átomo de cloro.

Datos. Números atómicos: Cl (17); Ca (20); Se (34).

(C.V. Julio 2016)

- La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.
- La configuración electrónica abreviada del calcio ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$.
- La configuración electrónica abreviada del selenio ($Z = 34$) $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Cl	Ca	Se
Z	17	20	34
Config. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
Z_{ef} (aprox.)	7	2	6
n	3	4	4

a) La primera energía de ionización del átomo de selenio es mayor que la del átomo de cloro.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Comparando los elementos selenio y cloro, de acuerdo con los valores de la tabla, **la mayor energía de ionización le corresponde al cloro.**

Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Se (941)} < \text{Cl (1.251)}$$

La propuesta es **falsa**.

b) El radio del átomo de calcio es menor que el del átomo de cloro.

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

El mayor radio le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} . Mismo periodo

Comparando los elementos calcio y cloro, de acuerdo con los valores de la tabla, **el mayor radio le corresponde al calcio.**

Según la bibliografía, los valores de radios (ppm) son:

$$\text{Cl (99)} < \text{Ca (197)}$$

La propuesta es **falsa**.

67. Explique, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las afirmaciones siguientes:

a) La primera energía de ionización del átomo de azufre es mayor que la del átomo de cloro.

b) El radio atómico del cloro es mayor que el radio atómico del calcio.

Datos. Números atómicos: S = 16, Cl = 17; Ca = 20; Fe = 26.

(C.V. Junio 2017)

- La configuración electrónica abreviada del azufre ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.
- La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$.
- La configuración electrónica abreviada del calcio ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	S	Cl	Ca
Z	16	17	20
Config. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ar}] 4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	6	7	2
n	3	3	4

a) La primera energía de ionización del átomo de azufre es mayor que la del átomo de cloro.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Comparando los elementos azufre y cloro, de acuerdo con los valores de la tabla, **la mayor energía de ionización le corresponde al cloro.**

Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$S (1.012) < Cl (1.251)$$

La propuesta es **falsa**.

b) El radio atómico del cloro es mayor que el radio atómico del calcio.

Esta cuestión está justificada en el apartado b) del ejercicio anterior.

68. Considere los elementos A, B, C y D cuyos números atómicos son 12, 16, 19 y 36. A partir de las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos, responda razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Identifique y escriba la configuración electrónica del ion estable en una red cristalina para cada uno de los átomos de los elementos propuestos.

b) Identifique el grupo al que pertenece cada uno de ellos.

c) Ordene los elementos A, B y C por orden creciente de su electronegatividad.

(C.V. Julio 2017)

a-b) La configuración electrónica abreviada del **elemento A ($Z = 12$)** es $[Ne] 3s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 2, pertenece al **grupo 2** y **periodo 3** de la tabla periódica.

El grupo 2 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata del **magnesio** cuyo símbolo es **Mg**.

Si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el **ion Mg^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[He] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento B ($Z = 16$)** es $[Ne] 3s^2 3p^4$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al **grupo 16** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d).

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **azufre** cuyo símbolo es **S**.

Si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion S^{2-}** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[Ne] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento C ($Z = 19$)** es $[Ar] 4s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al **grupo 1** y **periodo 4** de la tabla periódica.

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	FR

Se trata del **potasio** cuyo símbolo es **K**.

Si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $4s$, se transforma en el **ion K^+** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[Ne] 3s^2 3p^6$.

- La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 36$) es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^6$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 8, pertenece al grupo 18 y periodo 4 de la tabla periódica.

El grupo 18 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn	Og

Se trata del **kriptón** cuyo símbolo es **Kr**.

Como tiene una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, no tiene tendencia a ganar o perder electrones, por lo que **no forma iones**.

c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	S	K
Z	12	16	19
Config. elect.	[Ne] $3s^2$	[Ne] $3s^2 3p^6$	[Ar] $4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	2	6	1
n	3	3	4

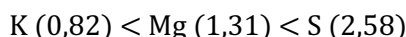
La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento S y la menor al elemento K.

El orden creciente de electronegatividad para los elementos propuestos es:



Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:



69. Dados los elementos A ($Z = 5$), B ($Z = 9$), C ($Z = 11$) y D ($Z = 19$), conteste razonadamente las siguientes cuestiones:

- Indique el grupo y período al que pertenece cada uno de los elementos.
- Ordene los elementos propuestos por orden creciente de electronegatividad.
- Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- Escriba los valores posibles que pueden tomar los cuatro números cuánticos del electrón más externo del elemento D.

(C.V. Junio 2018)

a) La configuración electrónica abreviada del **elemento A ($Z = 5$)** es [He] $2s^2 2p^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 13, pertenece al **grupo 13** y **período 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d).

El grupo 5 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	B	Al	Ga	In	Tl	Nh

Se trata del **boro** cuyo símbolo es **B**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento B ($Z = 9$)** es [He] $2s^2 2p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al **grupo 17** y **período 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **flúor** cuyo símbolo es **F**.

- La configuración electrónica abreviada del **elemento C ($Z = 11$)** es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al **grupo 1** y **periodo 3** de la tabla periódica.

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	FR

Se trata del **sodio** cuyo símbolo es **Na**.

- La configuración electrónica abreviada del **elemento D ($Z = 19$)** es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al **grupo 1** y **periodo 4** de la tabla periódica.

Se trata del **potasio** cuyo símbolo es **K**.

b) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	B	F	Na	K
Z	5	9	11	19
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ar}] 4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	3	7	1	1
n	2	2	3	4

La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento F (valor máximo de la tabla periódica), le sigue el elemento B, después el elemento Na y la menor al elemento K.

El orden creciente de electronegatividad para los elementos propuestos es:



Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$K (0,82) < Na (0,93) < B (2,04) < F (3,98)$$

c) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento F, le sigue el elemento B, después el elemento Na y la menor al elemento K.

El orden creciente de energía de ionización para los elementos propuestos es:



Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) son:

$$K (419) < Na (496) < B (801) < F (1.681)$$

d) Teniendo en cuenta que el electrón más externo del elemento D (K) es $4s^1$, los valores que pueden tomar los números cuánticos para ese electrón son:

$$n = 4 \text{ (se encuentra en el 4º periodo o nivel de energía)}$$

$$l = 0 \text{ (se trata del subnivel } s \text{)}$$

$$m_l = 0 \text{ (se trata de un orbital } s \text{)}$$

$$m_s = \pm \frac{1}{2} \text{ (según cuál sea el espín del electrón).}$$

70. Considere los elementos siguientes: Al, S, Cl y Ca cuyos números atómicos son 13, 16, 17 y 20, respectivamente. Responda las siguientes cuestiones:

a) Ordene razonadamente los cuatro elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.

b) Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por S y Cl y discuta la naturaleza del enlace (iónico o covalente) entre ambos átomos.

c) Escriba la configuración electrónica de los iones siguientes: Al^{3+} , S^{2-} , Cl^- y Ca^{2+} .

d) Considerando los iones Cl^- y Ca^{2+} , razone cuál de los dos tendrá un radio iónico mayor.

(C.V. Julio 2018)

a-c) La configuración electrónica abreviada del aluminio ($Z = 13$) es $[Ne] 3s^2 3p^1$ y, si pierde los tres electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran, dos en el orbital $3s$ y el otro en uno de los orbitales $3p$, se transforma en el ion Al^{3+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[He] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del azufre ($Z = 16$) es $[Ne] 3s^2 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion S^{2-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[Ne] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es $[Ne] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion Cl^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[Ne] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del calcio ($Z = 20$) es $[Ar] 4s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $4s$, se transforma en el ion Ca^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[Ne] 3s^2 3p^6$.

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } kJ \cdot mol^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, la menor energía de ionización le corresponde al elemento Al que tiene el electrón $3p^1$ muy bien apantallado por los electrones $3s^2$, le sigue el elemento Ca, después el elemento S y la mayor al elemento Cl.

El orden creciente de energía de ionización para los elementos propuestos es:



Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($kJ \cdot mol^{-1}$) son:

$$\text{Al (578)} < \text{Ca (590)} < \text{S (1.012)} < \text{Cl (1.251)}$$

b) Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre los dos elementos no metálicos, azufre y cloro, ambos con altas electronegatividades, se forma entre ellos un **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de azufre que comparte dos electrones con dos átomos de cloro que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **SCl_2** .

d) Los **iones Cl^- y Ca^{2+}** son especies que tienen la misma configuración electrónica y que se denominan isoelectrónicas, en este caso, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z .

De acuerdo con lo expuesto, **el menor radio le corresponde al Ca^{2+}** .

Según la bibliografía, los valores de los radios iónicos (pm) son:

$$\text{Cl}^- (167) > \text{Ca}^{2+} (114)$$

71. Considere los elementos con número atómico $A = 6$, $B = 8$, $C = 16$, $D = 19$ y $E = 20$. Responda razonadamente:

- Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su radio atómico.
- Ordene los elementos propuestos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- Prediga el elemento que tendrá la mayor electronegatividad.
- Explique si los elementos C y D pueden formar un compuesto iónico y, en caso afirmativo, escriba la configuración electrónica de cada uno de los iones.

(C.V. Junio 2019)

- La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 6$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^2$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$.
- La configuración electrónica abreviada del elemento E ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$.

Para los elementos propuestos en este apartado se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D	E
Z	6	8	16	19	20
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ar}] 4s^1$	$[\text{Ar}] 4s^2$
Z_{ef} (aprox.)	4	6	6	1	2
n	2	2	3	4	4

a) El radio de un átomo es:

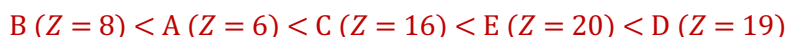
- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que teniendo en cuenta el valor de n , los elementos D y E son los que tienen mayor número de capas electrónicas, es decir, el mayor radio, y de ambos, el radio más grande le corresponde a D que tiene menor carga nuclear efectiva. A continuación se encuentra el elemento C que tiene una capa menos y, finalmente, los elementos A y B que tienen menos capas que el resto. De ellos, el mayor radio le corresponde a A que tiene menor carga nuclear efectiva

El orden creciente de radios atómicos es:



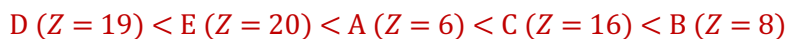
b) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\circ} \text{cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que teniendo en cuenta el valor de Z_{ef} , los elementos B y C son los que tienen mayor carga nuclear efectiva, es decir, las mayores energías de ionización, y de ambos, la energía más grande le corresponde a B que tiene una capa electrónica menos. A continuación se encuentra el elemento A que tiene solo dos capas electrónicas y una carga nuclear menor que los anteriores y, finalmente, los elementos D y E que tienen más capas y menor carga nuclear que el resto. De ellos, la menor energía le corresponde a D que tiene menor carga nuclear efectiva.

El orden creciente de energía de ionización para los elementos propuestos es:



c) La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

La mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento B ($Z = 8$).

d) Los elementos C y D, con configuraciones electrónicas externas $3s^2 3p^4$ y $4s^1$, respectivamente, tienen tendencia a ganar dos electrones y formar el ion C^{2-} , por lo que se puede afirmar que C es muy electronegativo, y a perder el electrón del orbital $4s$ y formar el ion D^+ , por lo que se puede afirmar que D es muy poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar dos iones D^+ con un ion C^{2-} , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es D_2C .

72. Conteste razonadamente, si son verdaderas o falsas cada una las siguientes afirmaciones:

- Los isótopos $^{12}_6C$ y $^{14}_6C$ se diferencian en el número de electrones que poseen.
 - La configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.
 - El conjunto de números cuánticos $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$ corresponde a un electrón del átomo de sodio en su estado fundamental.
 - Considerando el cobre, Cu, y sus iones Cu^+ y Cu^{2+} , la especie con mayor radio es el Cu^{2+} .
- Dato. Número atómico: Na = 11.

(C.V. Julio 2019)

a) Los isótopos $^{12}_6C$ y $^{14}_6C$ se diferencian en el número de electrones que poseen.

Isótopos son átomos de un mismo elemento, es decir que tienen el mismo número atómico Z y diferente número másico A , por lo que **se diferencian en el número de neutrones**.

La propuesta es **falsa**.

b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

Un átomo neutro que tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$, de acuerdo con el número de electrones de los orbitales 4s y 3d pertenece al grupo 3 de la tabla periódica.

La propuesta es **falsa**.

c) El conjunto de números cuánticos (3, 1, 0, $-\frac{1}{2}$) corresponde a un electrón del átomo de sodio en su estado fundamental.

La configuración electrónica abreviada del Na ($Z = 11$) en su estado fundamental es $[\text{Ne}] 3s^1$.

Los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$$n = 1, 2, 3, \dots, \infty \quad l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1) \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \quad m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Además, los diferentes valores del número cuántico del momento angular orbital se corresponden con el tipo de orbital atómico:

$$l = 0 \rightarrow \text{orbital } s \quad l = 1 \rightarrow \text{orbital } p \quad l = 2 \rightarrow \text{orbital } d \quad l = 3 \rightarrow \text{orbital } f$$

Como el electrón diferenciador del Na se encuentra en el orbital 3s, los valores posibles de los números cuánticos de un electrón situado en dicho orbital son 3, 0, 0, $\pm \frac{1}{2}$.

La propuesta es **falsa**.

d) Considerando el cobre, Cu, y sus iones Cu^+ y Cu^{2+} , la especie con mayor radio es el Cu^{2+} .

Al formarse los cationes Cu^+ y Cu^{2+} disminuye el número de electrones con respecto al átomo de Cu y, con ello, disminuye la constante de apantallamiento y aumenta la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor. Por lo tanto, **el radio de los cationes siempre es menor que el del átomo neutro**.

La propuesta es **falsa**.

73. Considere los elementos con número atómico A = 9, B = 11, C = 15 y D = 17. Responda las siguientes cuestiones:

a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos en su estado fundamental e indique el ion más estable que formará cada uno de ellos.

b) Defina energía de ionización y ordene razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

c) Proponga un compuesto iónico y otro molecular formado por el elemento A combinado con cualquier otro de los propuestos.

(C.V. Julio 2020)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 9$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel 2p, se transforma en el ion A^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 11$) es $[\text{Ne}] 3s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital 3s, se transforma en el ion B^+ con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 15$) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ y, si capta tres electrones y completa el subnivel 3p, se transforma en el ion C^{3-} con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel 3p, se transforma en el ion D^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
----------	---	---	---	---

Z	9	11	15	17
Config. elect.	[He] $2s^2 2p^5$	[Ne] $3s^1$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ne] $3s^2 3p^5$
Z_{ef} (aprox.)	7	1	5	7
n	2	3	3	3

b) La energía de ionización, E_i , se define como la energía que hay que comunicar a un átomo gaseoso para arrancar su electrón más débilmente atraído.

Se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, se observa que teniendo en cuenta el valor de Z_{ef} , los elementos A y D son los que tienen mayor carga nuclear efectiva, es decir, la mayor energía de ionización, y de ambos, la energía más grande le corresponde a A que tiene una capa electrónica menos.

La menor energía de ionización de los elementos propuestos le corresponde a B que tiene la menor carga nuclear efectiva de todos.

El orden creciente de energía de ionización para los elementos propuestos es:

$$B (Z = 11) < C (Z = 15) < D (Z = 17) < A (Z = 9)$$

c) Los elementos A y D, con configuraciones electrónicas externas $2s^2 2p^5$ y $3s^1$, respectivamente, tienen tendencia a ganar un electrón y formar el ion A^- , por lo que se puede afirmar que A es muy electronegativo, y a perder el electrón del orbital $3s$ y formar el ion D^+ , por lo que se puede afirmar que D es muy poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion de cada uno de ellos por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **DA**.

▪ Los elementos A y C, con configuraciones electrónicas externas $2s^2 2p^5$ y $3s^2 3p^3$, son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad (A mayor que C).

Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre ambos, forman un **compuesto molecular con enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de C que comparte tres electrones con tres átomos de A que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **CA₃**.

74. Considere los elementos A, B, C y D cuyos números atómicos son 8, 12, 17 y 18, respectivamente. Responda las siguientes cuestiones.

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento en su estado fundamental, así como la del ion más estable que, en su caso, pueden formar.
- Compare el radio de los iones formados por A y B, indicando cuál de los dos es mayor. Justifique la respuesta.
- Aplicando la regla del octeto, deduzca la fórmula molecular del compuesto formado por A y C.
- Proponga un compuesto iónico formado por dos de los elementos propuestos, deduciendo su fórmula molecular.

(C.V. Septiembre 2020)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 8$) es $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $2p$, se transforma en el ion A^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el ion B^{2+} con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el ion C^- con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 18$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y como tiene una configuración electrónica muy estable de gas noble **no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones**.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	8	12	17	18
Config. elect.	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	6	2	7	8
n	2	3	3	3

b) Los iones A^- y B^{2+} son especies que tienen la misma configuración electrónica, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, por lo que se denominan isoelectrónicas y, por este motivo, ambas tienen la misma constante de apantallamiento, lo que hace que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea mayor en el núcleo con mayor número de protones y provoque que el tamaño de la especie decrezca al aumentar Z .

De acuerdo con lo expuesto, **el mayor radio le corresponde al ion A^-** .

c) Los elementos A y C, con configuraciones electrónicas externas $2s^2 2p^4$ y $3s^2 3p^5$, son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad (A mayor que C).

Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre ambos, forman un **compuesto molecular con enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de A que comparte dos electrones con dos átomos de C que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **AC_2** .

d) Los elementos C y B, con configuraciones electrónicas externas $3s^2 3p^5$ y $3s^2$, respectivamente, tienen tendencia a ganar un electrón y formar el ion C^- , por lo que se puede afirmar que C es muy electronegativo, y a perder los dos electrones del orbital $3s$ y formar el ion B^{2+} , por lo que se puede afirmar que B es muy poco electronegativo.

Debido a la elevada diferencia de electronegatividad entre ambos se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion B^{2+} con dos iones C^- , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **BC_2** .

75. Considere los elementos A ($Z = 16$) y B ($Z = 19$) y conteste a las siguientes cuestiones:

- A partir de la configuración electrónica, indique el grupo y el periodo de la tabla periódica al que pertenece cada elemento.
- Indique razonadamente el elemento que, previsiblemente, tendrá un mayor radio atómico.
- Indique razonadamente el elemento que, previsiblemente, tendrá una menor primera energía de ionización.
- Proponga la fórmula molecular del compuesto que se formará, de manera preferente, cuando se combinen ambos elementos. Indique qué tipo de enlace se establece. Razone las respuestas.

(C.V. Junio 2021)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 16$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al grupo 16 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d).

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **azufre** cuyo símbolo es **S**.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 1, pertenece al grupo 1 y periodo 4 de la tabla periódica.

El grupo 1 está integrado por los elementos:

Periodo	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	H	Li	Na	K	Rb	Cs	FR

Se trata del **potasio** cuyo símbolo es **K**.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B
Z	16	19
Config. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ar}] 4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	6	1
n	3	4

b) El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

El mayor radio le corresponde al elemento con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

Comparando los elementos azufre y potasio, de acuerdo con los valores de la tabla, **el mayor radio le corresponde al potasio**.

Según la bibliografía, los valores de radios (ppm) son:

$$S (99) < K (227)$$

c) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Comparando los elementos azufre y potasio, de acuerdo con los valores de la tabla, **la menor energía de ionización le corresponde al potasio.**

Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$S(104) > K(419)$$

d) Los elementos azufre y potasio, con configuraciones electrónicas externas $3s^2 3p^4$ y $4s^1$, respectivamente, tienen tendencia a ganar dos electrones y formar el ion S^{2-} , por lo que se puede afirmar que el azufre es muy electronegativo, y a perder el electrón del orbital $4s$ y formar el ion K^+ , por lo que se puede afirmar que el potasio es muy poco electronegativo.

Debido a la gran diferencia de electronegatividad entre ambos, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar dos iones K^+ con un ion S^{2-} , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es K_2S .

76. Considere dos átomos, A y B, con la siguiente distribución de partículas atómicas: 12 electrones, 12 protones y 14 neutrones para A; y 17 electrones, 17 protones y 20 neutrones para B.

a) Calcule el número atómico y másico de cada átomo y escriba su configuración electrónica en estado fundamental.

b) Razone en cuál de ellos será mayor la primera energía de ionización.

c) Compare los radios de los iones más estables que forman los átomos A y B. Justifique la respuesta.

d) ¿Qué tipo de enlace se producirá entre ambos átomos? Razone qué fórmula tiene el compuesto resultante.

(C.V. Julio 2021)

a) De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) \rightarrow indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

para los átomos propuestos se puede escribir la siguiente tabla:

Átomo	protones	electrones	neutrones	Z	A
A	12	12	14	12	26
B	17	17	20	17	37

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento A** ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$ y, si pierde los dos electrones más alejados del núcleo, que son los que tienen mayor valor de n y que se encuentran en el orbital $3s$, se transforma en el **ion A^{2+}** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento B** ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion B^-** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	A^{2+}	B^-
Z	12	17	12	17
Config. elect.	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Z_{ef} (aprox.)	2	7	8	8
n	3	3	2	3

b) La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Comparando los elementos los elementos propuestos, de acuerdo con los valores de la tabla, **la mayor energía de ionización le corresponde a B ($Z = 17$)** que tiene mayor carga nuclear.

c) El radio de un ion es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

El mayor radio le corresponde a la especie con mayor valor de n y menor valor de Z_{ef} .

Comparando los iones propuestos, de acuerdo con los valores de la tabla, **el mayor radio le corresponde al ion B^-** que tiene más capas electrónicas.

d) Los elementos A y B, con configuraciones electrónicas externas $3s^2$ y $3s^2 3p^5$, respectivamente, tienen tendencia a perder los electrones del orbital $3s$ y formar el ion A^{2+} , por lo que se puede afirmar que A es un elemento muy poco electronegativo, y a ganar un electrón y formar el ion B^- , por lo que se puede afirmar que B es un elemento muy electronegativo.

Debido a la gran diferencia de electronegatividad entre ambos, se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad se deben combinar un ion A^{2+} con dos iones B^- , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **AB_2** .

77. Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 16, 17, 18 y 19, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) **Escriba la configuración electrónica en estado fundamental de cada uno de los elementos propuestos, e indique a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenece cada uno.**
- b) **Ordene los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.**
- c) **Indique el ion más estable que podría formarse a partir de cada uno de los cuatro elementos propuestos y escriba su configuración electrónica.**
- d) **Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos A y B aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que les une.**

(C.V. Junio 2022)

a-b) La configuración electrónica abreviada del **elemento A ($Z = 16$)** es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ y, si capta dos electrones y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion A^{2-}** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento B ($Z = 17$)** es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $3p$, se transforma en el **ion B^-** con una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento C de ($Z = 18$)** es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ y como tiene una configuración electrónica muy estable de gas noble **no tiene tendencia ni a ganar ni a ceder electrones**.

▪ La configuración electrónica abreviada del **elemento D ($Z = 19$)** es $[\text{Ar}] 4s^1$ y, si pierde el electrón más alejado del núcleo, que es el que tiene mayor valor de n y que se encuentra en el orbital $4s$, se transforma en el **ion D^+** con una configuración electrónica muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$.

c) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	16	17	18	19
Config. elect.	[Ne] 3s ² 3p ⁴	[Ne] 3s ² 3p ⁵	[Ne] 3s ² 3p ⁶	[Ar] 4s ¹
Z _{ef} (aprox.)	6	7	8	1
n	3	3	3	4

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef}.

De acuerdo con los valores de la tabla, de los elementos propuestos, la menor energía de ionización le corresponde al elemento D (Z = 19) y, de los elementos del mismo periodo con n = 3, la mayor energía de ionización le corresponde al elemento C (Z = 18) y la menor al elemento A (Z = 16).

Para los elementos propuestos, el orden creciente de energías de ionización es

$$D (Z = 19) < A (Z = 16) < B (Z = 17) < C (Z = 18)$$

d) Los elementos A y B, con configuraciones electrónicas externas 3s² 3p⁴ y 3s² 3p⁵, son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad (B mayor que A).

Debido a la baja diferencia de electronegatividad entre ambos, forman un **compuesto molecular** con **enlace predominantemente covalente** y, de acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de A que comparte dos electrones con dos átomos de B que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **AB₂**.

78. Responda razonadamente a las cuestiones siguientes:

- a) ¿Qué átomo tiene mayor la primera energía de ionización, el calcio (Z = 20) o el germanio (Z = 32)?
 b) ¿Qué átomo tiene mayor electronegatividad, el potasio (Z = 19) o el arsénico (Z = 33)?
 c) ¿Qué átomo tiene mayor radio, el magnesio (Z = 12) o el cloro (Z = 17)?

(C.V. Julio 2022)

Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Ca	Ge	K	As	Mg	Cl
Z	20	32	19	33	12	17
Config. elect.	[Ar] 4s ²	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	[Ar] 4s ¹	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	[Ne] 3s ²	[Ne] 3s ² 3p ⁵
Z _{ef} (aprox.)	2	4	1	5	2	7
n	4	4	4	4	3	3

a) ¿Qué átomo tiene mayor la primera energía de ionización, el calcio (Z = 20) o el germanio (Z = 32)?

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{ef}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \\ Z_{ef} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{ef} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, entre Ca y Ge, la **mayor energía de ionización** le corresponde al **Ge**.

Según la bibliografía, las energías de ionización ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) son:

$$\text{Ge} (762) > \text{Ca} (590)$$

b) ¿Qué átomo tiene mayor electronegatividad, el potasio ($Z = 19$) o el arsénico ($Z = 33$)?

La electronegatividad, χ , mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos.

Comparando los elementos K y As, la mayor electronegatividad le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} . De acuerdo con los valores de la tabla, como se trata de elementos del mismo periodo, la **mayor electronegatividad** le corresponde al **As** que tiene mayor Z_{ef} .

Según la bibliografía, los valores de las electronegatividades en la escala de Pauling son:

$$\text{As} (2,18) > \text{K} (0,82)$$

c) ¿Qué átomo tiene mayor radio, el magnesio ($Z = 12$) o el cloro ($Z = 17$)?

El radio de un átomo es:

- directamente proporcional al número de capas electrónicas, n
- inversamente proporcional a la carga nuclear efectiva, Z_{ef} .

De acuerdo con los valores de la tabla, como se trata de elementos del mismo periodo, el **mayor radio** más le corresponde al **Mg** que tiene menor Z_{ef} .

Según la bibliografía, los radios atómicos (pm) son:

$$\text{Mg} (160) > \text{Cl} (99)$$

79. Considere los elementos A, B, C y D, cuyos números atómicos son 12, 15, 17 y 19, respectivamente. Responda a las siguientes cuestiones:

- a) Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos e indique en qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentra cada uno.
- b) Ordene justificadamente los elementos por orden creciente de su primera energía de ionización.
- c) Elija dos elementos entre los cuales se formaría un compuesto iónico y obtenga su fórmula molecular. Justifique la respuesta.
- d) Deduzca la fórmula molecular del compuesto que se formaría entre los elementos B y C aplicando la regla del octeto y discuta el tipo de enlace que se establece entre dichos átomos.

(C.V. Junio 2023)

a) La configuración electrónica abreviada del elemento A ($Z = 12$) es **[Ne] $3s^2$** . El valor máximo de $n = 3$ indica que pertenece al **periodo 3** y el superíndice del orbital $3s$ que pertenece al **grupo 2** de la tabla periódica.

De la configuración electrónica de A se deduce que tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, **[He] $2s^2 2p^6$** , y formar el ion A^{2+} . Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento B ($Z = 15$) es **[Ne] $3s^2 3p^3$** . El valor máximo de $n = 3$ indica que pertenece al **periodo 3** y la suma de los superíndices de los orbitales $3s$ y $3p$ (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del tercer periodo no tienen electrones d) que pertenece al **grupo 15** de la tabla periódica.

De la configuración electrónica de B se deduce que tiende a captar o compartir tres electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$. Se trata de un elemento medianamente electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento C ($Z = 17$) es $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. El valor máximo de $n = 3$ indica que pertenece al **periodo 3** y la suma de los superíndices de los orbitales $3s$ y $3p$ (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del tercer periodo no tienen electrones d) que pertenece al **grupo 17** de la tabla periódica.

De la configuración electrónica de C se deduce que tiende a ganar o compartir un electrón para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, y formar el ion C^- . Se trata de un elemento muy electronegativo.

▪ La configuración electrónica abreviada del elemento D ($Z = 19$) es $[\text{Ar}] 4s^1$. El valor máximo de $n = 4$ indica que pertenece al **periodo 4** y el superíndice del orbital $4s$ que pertenece al **grupo 1** de la tabla periódica.

De la configuración electrónica de D se deduce que tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, y formar el ion D^+ . Se trata de un elemento muy poco electronegativo.

b) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	A	B	C	D
Z	12	15	17	19
Config. elect. ext.	$3s^2$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^1$
Z_{ef} (aprox.)	2	5	8	1
n	3	3	3	4

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^{\text{o}} \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z , mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

Los átomos A, B y C pertenecen a elementos del tercer periodo ($n = 3$), mientras que el átomo D pertenece al periodo 4 ($n = 4$). Este factor determina que las energías de ionización de los tres primeros sean mayores que la de este último.

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos propuestos es:

$$D < A < B < C$$

c) Un **enlace predominantemente iónico** es el que se establece entre elementos con una elevada diferencia de electronegatividad entre ambos. De acuerdo lo explicado en el apartado a) y con la condición de electroneutralidad, para los elementos propuestos, este tipo de enlace exige que se deben combinar:

- un ion A^{2+} con dos iones C^- y formar un **compuesto iónico** de fórmula AC_2 , o bien,
- un ion D^+ con otro ion C^- y formar un **compuesto iónico** de fórmula DC .

d) Un **enlace predominantemente covalente** es el que se establece entre elementos con una baja diferencia de electronegatividad entre ambos, como es el caso de los elementos B y C. De acuerdo lo explicado en el apartado a) y con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de B que comparte tres electrones, con tres átomos de D que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es BC_3 .

80. a) Escriba las configuraciones electrónicas de los iones Mg^{2+} , Ca^{2+} y Fe^{2+} e identifique los números de grupo y periodo a los que pertenecen los elementos correspondientes.

b) Compare razonadamente el radio atómico del yodo, I, con el radio iónico del ion yoduro, I^- .

c) Ordene de menor a mayor la primera energía de ionización de los siguientes elementos, Mg, Si y S. Razone la respuesta.

Datos. Números atómicos, Z: Mg = 12; Ca = 20; Fe = 26; I = 53.

(C.V. Julio 2023)

a) La configuración electrónica abreviada del Mg ($Z = 12$) es $[\text{Ne}] 3s^2$. El valor máximo de $n = 3$ indica que pertenece al **periodo 3** y el superíndice del orbital $3s$ que pertenece al **grupo 2** de la tabla periódica. De la configuración electrónica del Mg se deduce que tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{He}] 2s^2 2p^6$, y formar el ion Mg^{2+} .

▪ La configuración electrónica abreviada del Ca ($Z = 20$) es $[\text{Ar}] 4s^2$. El valor máximo de $n = 4$ indica que pertenece al **periodo 4** y el superíndice del orbital $4s$ que pertenece al **grupo 2** de la tabla periódica.

De la configuración electrónica del Ca se deduce que tiende a ceder dos electrones para conseguir una configuración electrónica, muy estable, de gas noble, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$, y formar el ion Ca^{2+} .

▪ La configuración electrónica abreviada del Fe ($Z = 26$) es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$. El valor máximo de $n = 4$ indica que pertenece al **periodo 4** y la suma de los superíndices de los orbitales $4s$ y $3d$ que pertenece al **grupo 8** de la tabla periódica.

Si el hierro cede los dos electrones más alejados del núcleo que se encuentran en el orbital $4s$ se transforma en el ion Fe^{2+} cuya configuración electrónica es $[\text{Ar}] 4s^2$.

b) La configuración electrónica abreviada del I ($Z = 53$) es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$ y, si capta un electrón y completa el subnivel $5p$, se transforma en el ion I^- cuya configuración electrónica es $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$.

Al aumentar el número de electrones aumenta la constante de apantallamiento y disminuye la carga nuclear efectiva, lo que motiva que la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón más externo sea menor. Por lo tanto, **el radio del ion yoduro es mucho mayor que el del átomo de yodo**.

c) Para los elementos propuestos se puede plantear la siguiente tabla:

Elemento	Mg	Si	S
Z	12	14	16
Config. elect. ext.	$3s^2$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^4$
Z_{ef} (aprox.)	2	4	6
n	3	3	3

La energía de ionización, E_i , se puede calcular mediante la siguiente expresión:

$$E_i = 1.312 \frac{Z_{\text{ef}}^2}{n^2} \rightarrow \begin{cases} 1.312 = \text{constante en } \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \\ Z_{\text{ef}} = \text{carga nuclear efectiva} \\ n = n^\circ \text{ cuántico principal (periodo)} \end{cases}$$

La mayor energía de ionización le corresponde al elemento con menor valor de n y mayor valor de Z_{ef} .

La carga nuclear efectiva en un periodo crece al aumentar el número atómico Z, mientras que en un grupo se mantiene constante. De forma aproximada es igual a:

$$Z_{\text{ef}} = Z - \# e^- \text{ internos} = \# e^- \text{ externos}$$

Como los tres elementos pertenecen al tercer periodo ($n = 3$), el factor que determina que energía de ionización es mayor es la carga nuclear efectiva.

De acuerdo con los valores de la tabla, el orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos propuestos es:

$$\text{Mg} < \text{Si} < \text{S}$$

Según la bibliografía, los valores de las energías de ionización ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) son:

Mg (738) < Si (787) < S (1.012)

9. ENLACE QUÍMICO

9.1. Estructuras de Lewis y geometría molecular

En esta sección se presentan los ejercicios sobre estructuras de Lewis y geometría molecular. En ellos se aborda la resolución de las siguientes cuestiones:

- Obtener la estructura de Lewis de una sustancia.
- Predecir su geometría molecular según el modelo de Repulsiones de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV).
- Discutir su polaridad.

Dado que hay ciertas sustancias que se encuentran repetidas en varios ejercicios, estas se resuelven de manera detallada la primera vez que aparecen. El resto de las veces se hace referencia al ejercicio en el que se resolvieron.

La resolución de los ejercicios se hace aplicando el modelo de Repulsiones de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV). El procedimiento se explica con todos sus pasos para la primera especie química propuesta, mientras que para el resto se parte directamente de la estructura de Lewis correspondiente, obtenida de la misma forma que en el primer ejercicio. La influencia de la presencia de los pares de electrones solitarios o no enlazantes o no compartidos sobre los ángulos de enlace se discute también de manera más detallada en el primer ejercicio que en el resto.

También se incluyen en esta sección otros ejercicios cuya resolución requiere escribir la estructura de Lewis de las especies químicas, por ejemplo, para determinar la presencia de enlaces sencillos o múltiples y analizar la posibilidad de formación de enlaces covalentes coordinados, así como otros en los que se debe determinar la polaridad de los enlaces.

1. Dibuje las estructuras de Lewis para cada una de las siguientes especies químicas y describa su forma geométrica: NO_2^+ , H_2O , BF_3 y SO_3^{2-} .

(U.A. Junio 1988)

Especie química: NO_2^+

▪ Estructura de Lewis

a) Se coloca como átomo central de la especie el nitrógeno, por ser el elemento menos electronegativo, y se rodea de los restantes átomos:



b) Se conectan todos los átomos mediante enlaces (pares de electrones):



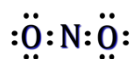
c) Se cuenta el número de electrones en la capa de valencia de todos los átomos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{N: } [\text{He}] 2s^2 2p^3 \rightarrow 5 e^- \\ \text{O: } [\text{He}] 2s^2 2p^4 \rightarrow 6 e^- \end{array} \right\} \rightarrow \# \text{ total } e^- = 5 + (6 \cdot 2) - 1 = 16$$

d) Al número de electrones de la capa de valencia calculado en el apartado anterior se le resta el número de electrones que se han utilizado en el punto 2 para unir los átomos mediante enlaces sencillos:

$$16 - 4 = 12$$

e) Estos electrones no utilizados para formar enlaces, se distribuyen, como pares no enlazantes alrededor de los átomos de la especie, procurando que se completen octetos y comenzando siempre por el elemento más electronegativo:



f) Se calculan las cargas formales.

Sea C la carga formal:

$$C = \text{carga del core} - n^\circ \text{ electrones no enlazantes} - \frac{1}{2} (n^\circ \text{ electrones enlazantes})$$

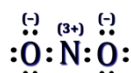
$$\text{carga del core} = Z - n^\circ \text{ electrones internos} = n^\circ \text{ electrones externos}$$

Como se trata de un ion la suma de las cargas formales de todos los átomos coincide con la carga del mismo:

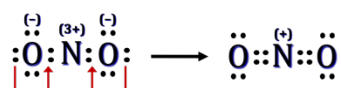
$$C(O) = 6 - 6 - 1 = -1$$

$$C(N) = 5 - 0 - 2 = 3$$

Colocadas las cargas se obtiene:



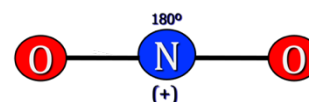
Al aparecer cargas formales, hay que intentar reducirlas mediante la formación de enlaces múltiples (dobles o triples), por desplazamiento de pares de electrones no enlazantes de los átomos cargados negativamente hacia los átomos cargados positivamente:



La carga formal positiva que queda en la estructura está situada sobre el átomo de nitrógeno que es el elemento menos electronegativo.

▪ Geometría

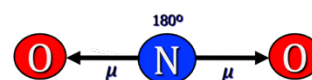
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^+ es un ion del tipo AX_2 , con número estérico 2, al que corresponde una distribución lineal de ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares no enlazantes sobre el átomo central, coinciden la distribución y forma del ion, por lo tanto, este presenta una geometría molecular **lineal**, con un ángulo de enlace de 180° .



Aunque en el enunciado del ejercicio no se pregunte explícitamente sobre la polaridad de una especie química, al ser este el primer caso que se resuelve completamente, se explica como se determina si una especie es o no polar.

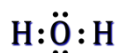
▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\mu = 3,44$) que el nitrógeno ($\mu = 3,04$), el ion presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{N} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal la resultante de ambos es nula, por lo que el ion es **no polar**.



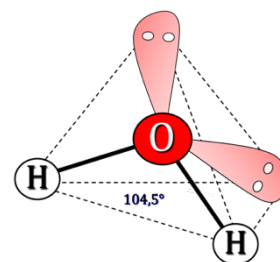
Especie química: H_2O

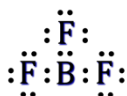
▪ Estructura de Lewis



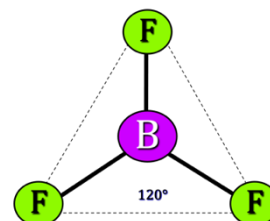
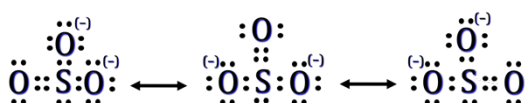
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2O es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el oxígeno, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace ligeramente menor que el de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares de electrones no enlazantes. Según la bibliografía, el ángulo de enlace en el agua es de $104,5^\circ$.



Especie química: BF_3 ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

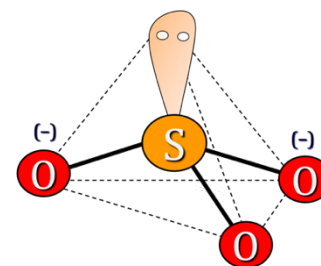
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el boro coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**, con ángulos de enlace de 120° .

**Especie química: SO_3^{2-}** ▪ Estructura de Lewis

Se trata de una especie que presenta **resonancia**.

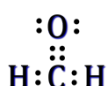
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SO_3^{2-} es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el azufre, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.

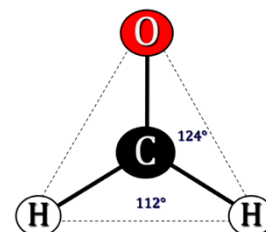


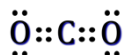
2. Dibuje para cada una de las siguientes especies químicas las estructuras de Lewis y describa su geometría: HCHO , CO_2 , SO_2 y NF_3 .

(U.A. Junio 1988)

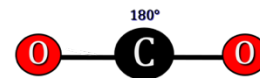
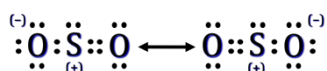
Especie química: HCHO ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HCHO es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como el átomo de carbono no presenta pares de electrones no enlazantes, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**. Los ángulos de enlace HCO serán ligeramente mayores de 120° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones no enlazantes del oxígeno, mientras que el ángulo HCH será ligeramente menor de 120° .



Especie química: CO₂▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

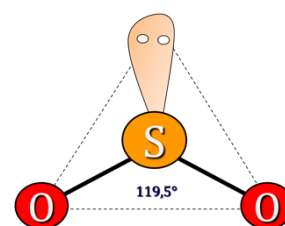
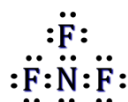
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO₂ es una molécula del tipo AX₂, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**.

**Especie química: SO₂**▪ Estructura de Lewis

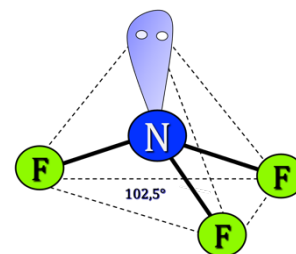
Se trata de una molécula que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SO₂ es una molécula del tipo AX₂E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el azufre, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace menor de 120° debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.

**Especie química: NF₃**▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NF₃ es una especie del tipo AX₃E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par no enlazante de electrones sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.

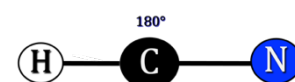


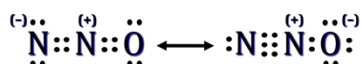
3. Para cada una de las siguientes especies químicas, dibuje las estructuras de Lewis y describa su forma geométrica: HCN, N₂O, COCl₂ y ClO₃⁻.

(U.A. Septiembre 1988)

Especie química: HCN▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HCN es una molécula del tipo AX₂, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**, con ángulos de enlace de 180°.

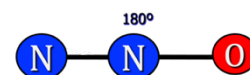
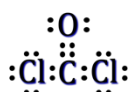


Especie química: N₂O▪ Estructura de Lewis

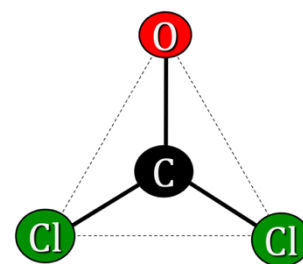
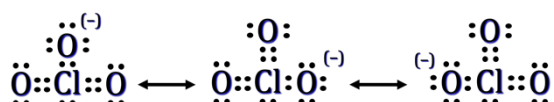
Se trata de una sustancia que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el N₂O es una molécula del tipo AX₂, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre este, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**, con ángulos de enlace de 180°.

**Especie química: COCl₂**▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el COCl₂ es una molécula del tipo AX₃, con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**.

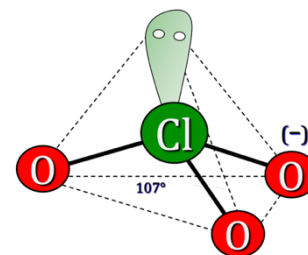
**Especie química: ClO₃⁻**▪ Estructura de Lewis

Se trata de una especie química que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el ClO₃⁻ es una especie del tipo AX₃E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

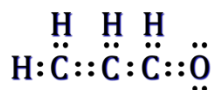
Como existe un par de electrones no enlazante sobre el cloro, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.



4. Uno de los componentes del humo que causa irritación en los ojos es el propenal o acroleína, CH_2CHCHO . Dibuje la estructura de Lewis de esta molécula e indique todos los ángulos de enlace.

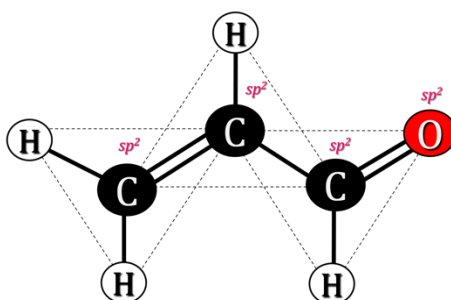
(U.A. Septiembre 1988)

▪ Estructura de Lewis



▪ Ángulos de enlace

Los tres átomos de carbono de la molécula, de acuerdo con el modelo RPECV, son del tipo AX_3 , presentan hibridación sp^2 con una distribución **triangular** de los ligandos y pares no enlazantes alrededor de cada átomo y, por lo tanto, todos los ángulos de enlace son **teóricamente de 120°** . Los ángulos en los que está implicado un doble enlace (HCC, CCC y CCO) son ligeramente mayores de 120° , debido a los efectos estéricos asociados al doble enlace, mientras que en los que solo intervienen enlaces sencillos (HCH y HCC) son ligeramente menores de 120° .

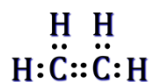


5. Dibuje las estructuras de Lewis y describa la forma geométrica de las siguientes moléculas: HCN , H_2O , SO_3 y CH_2CH_2 .

(U.A. Junio 1989)

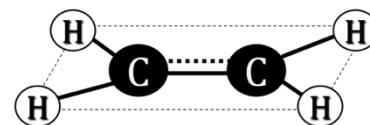
Especie química: CH_2CH_2

▪ Estructura de Lewis



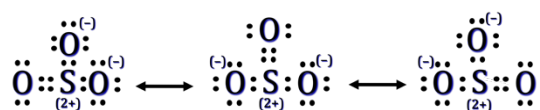
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, los dos átomos de carbono de la molécula de CH_2CH_2 son del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor de cada átomo y, por lo tanto, todos los ángulos de enlace son teóricamente de 120° . La molécula presenta todos los átomos en un mismo plano, por lo que presenta una geometría molecular **triangular plana**. Los ángulos de enlace HCC son de 122° , ligeramente mayores de 120° debido a los efectos estéricos asociados al doble enlace, mientras que los ángulos de enlace HCH son de 118° .



Especie química: SO_3

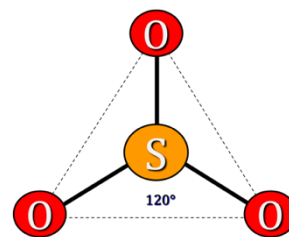
▪ Estructura de Lewis



Se trata de una especie química que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SO_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el azufre, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**, con ángulos de enlace de 120° .



Especie química: H_2O

Se encuentra resuelta en el ejercicio 1 de esta sección.

Especie química: HCN

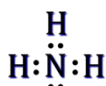
Se encuentra resuelta en el ejercicio 3 de esta sección.

6. Dibuje las estructuras de Lewis y describa la forma geométrica de las siguientes moléculas: NH_3 , CH_4 , SO_2 y CO_2 .

(U.A. Septiembre 1989)

Especie química: NH_3

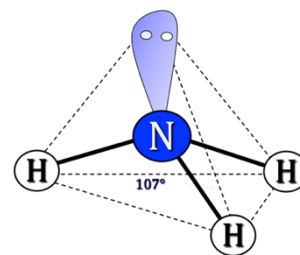
▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

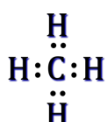
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

Como existe un par de electrones no enlazante sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante. Según la bibliografía, el ángulo de enlace es de 107° .



Especie química: CH_4

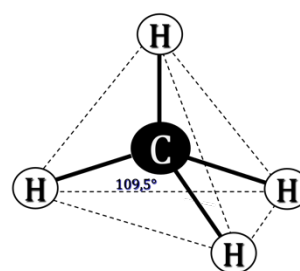
▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_4 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



Especie química: SO_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 2 de esta sección.

Especie química: HCN

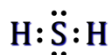
Se encuentra resuelta en el ejercicio 2 de esta sección.

7. Dibuje las estructuras de Lewis y describa la forma geométrica de las siguientes moléculas: H_2S , CH_2O , CO_2 y NH_3 .

(U.A. Junio 1990)

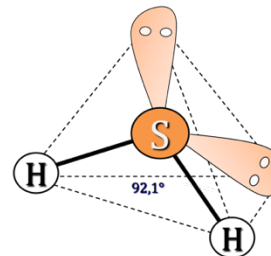
Especie química: H_2S

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el azufre, la geometría molecular es **angular** con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares no enlazantes.



Especie química: CH_2O

Se encuentra resuelta en el ejercicio 2 de esta sección.

Especie química: CO_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 2 de esta sección.

Especie química: NH_3

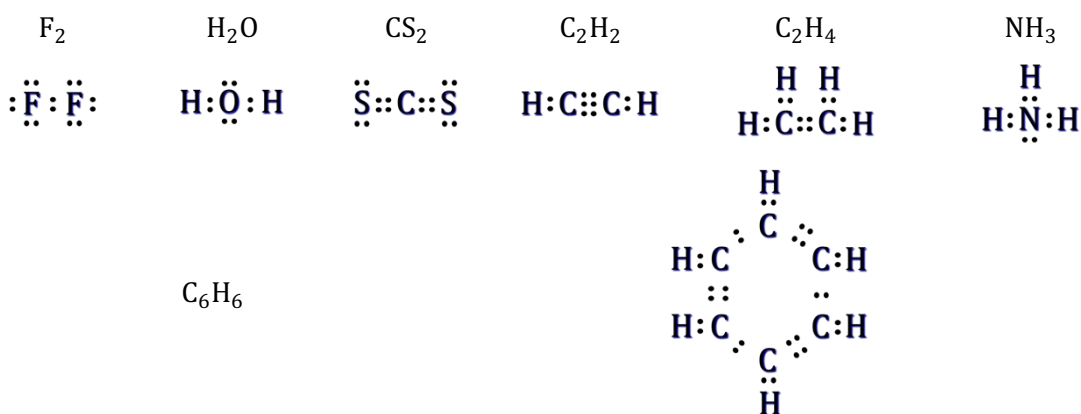
Se encuentra resuelta en el ejercicio 6 de esta sección.

8. De las siguientes moléculas: F_2 , CS_2 , C_2H_4 , C_2H_2 , H_2O , NH_3 y C_6H_6 , determine en cuáles:

- Todos los enlaces son sencillos.
- Existe algún doble enlace.
- Existe algún triple enlace.

(U.A. Junio 1991)

Las estructuras de Lewis de las moléculas permiten ver el tipo de enlace existente en cada una de ellas:



a) Moléculas con todos los enlaces sencillos:



b) Moléculas con algún enlace doble:



Realmente, la molécula de C_6H_6 no presenta enlaces dobles ya que los electrones π de los dobles enlaces se encuentran deslocalizados por toda la estructura y afectan a los enlaces carbono-carbono, de forma que estos enlaces que existen en la molécula presentan una longitud que está comprendida entre la del enlace sencillo y la del enlace doble. Se trata de una sustancia que presenta resonancia.

c) Moléculas con algún enlace triple:

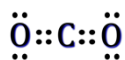


9. Represente las estructuras de Lewis indicando geometría molecular y momento dipolar de las siguientes moléculas: CO_2 , H_2S y O_3 .

(U.A. Junio 1991)

Especie química: CO_2

▪ Estructura de Lewis



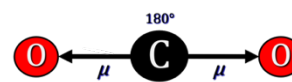
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**.

▪ Polaridad

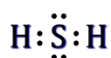
Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$.

Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.



Especie química: H_2S

▪ Estructura de Lewis



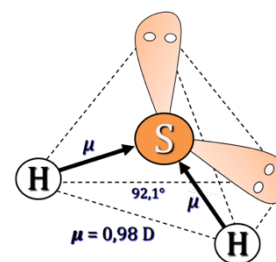
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2S es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el azufre, la geometría molecular es **angular** con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares no enlazantes.

▪ Polaridad

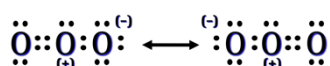
Al ser el azufre más electronegativo ($\chi = 2,58$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de azufre, $\text{H} \rightarrow \text{S}$. Como

los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,98 \text{ D}$).



Especie química: O_3

▪ Estructura de Lewis



Se trata de una especie que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

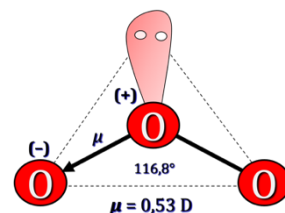
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el O_3 es una especie del tipo AX_2E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre este, la geometría molecular es

angular, con un ángulo de enlace menor que el de un triángulo (120°) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante. Según la bibliografía, el ángulo de enlace es de 117° .

▪ **Polaridad**

Debido a la existencia de cargas formales, la molécula presenta un único dipolo dirigido hacia cualquiera de los átomos de oxígeno de los extremos, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,53$ D).

Por otro lado, si se considera que la molécula, al presentar resonancia, el par de electrones π se reparte por igual entre los dos enlaces, habría dos dipolos, por lo tanto, los dos vectores momento dipolar tendrían el mismo módulo y dirigidos hacia los átomos de oxígeno exteriores que, con una geometría angular, darían lugar a un momento dipolar resultante distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

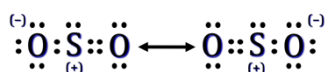


10. Represente las estructuras de Lewis indicando geometría molecular y momento dipolar de las siguientes moléculas: SO_2 , HCN y CS_2 .

(U.A. Junio 1991)

Especie química: SO_2

▪ **Estructura de Lewis**



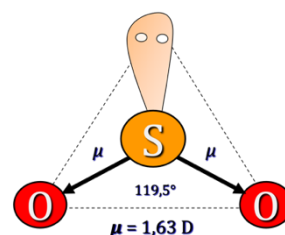
Se trata de una molécula que presenta **resonancia**.

▪ **Geometría**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SO_2 es una molécula del tipo AX_2E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el azufre, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace menor de 120° debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.

▪ **Polaridad**

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,63$ D).



Especie química: HCN

▪ **Estructura de Lewis**

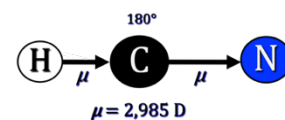


▪ **Geometría**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HCN es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**, con ángulos de enlace de 180° .

▪ **Polaridad**

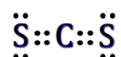
Al ser el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el carbono y el nitrógeno, respectivamente, $\text{H} \rightarrow \text{C}$ y $\text{C} \rightarrow \text{N}$. Como los dos vectores momento dipolar son diferentes y, además, tienen la misma dirección y sentido,



la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 2,98 \text{ D}$).

Especie química: CS_2

▪ Estructura de Lewis

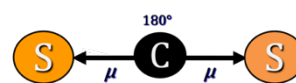


▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CS_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**.

▪ Polaridad

Al ser el azufre ligeramente más electronegativo ($\chi = 2,58$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{S}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.



11. Indique de forma razonada si la molécula de amoníaco, NH_3 , puede formar enlace covalente coordinado con las siguientes moléculas o iones:

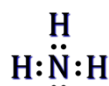
- a) H_2O b) H^+ c) Na^+ d) Cl^- .

Represente gráficamente estos enlaces.

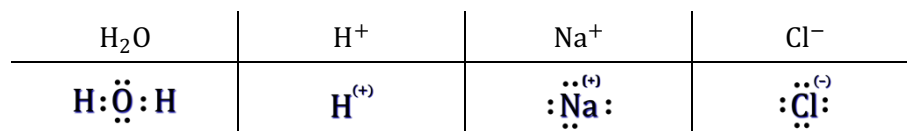
(U.A. Junio 1992)

El enlace covalente coordinado es el que se produce entre un ácido de Lewis, especie química con orbitales vacíos, y una base de Lewis, especie química con pares de electrones sin compartir.

El NH_3 es una **base de Lewis** ya que tiene un par de electrones sin compartir sobre el átomo de nitrógeno:

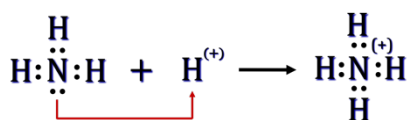


Las estructuras de Lewis de las especies propuestas para formar enlace son:



a) El H_2O es una **base de Lewis** ya que tiene dos pares de electrones sin compartir sobre el átomo de oxígeno, por lo tanto, **no puede haber enlace covalente coordinado** entre esta especie y el NH_3 .

b) El H^+ es un **ácido de Lewis** ya que tiene un orbital atómico vacío donde puede alojar el par de electrones sin compartir que tiene el átomo de nitrógeno del NH_3 , por lo tanto, **sí puede haber enlace covalente coordinado** entre esta especie y el NH_3 :



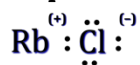
c) El Na^+ es una **base de Lewis** ya que tiene cuatro pares de electrones sin compartir sobre el átomo de sodio, por lo tanto, **no puede haber enlace covalente coordinado** entre esta especie y el NH_3 .

d) El Cl^- es una **base de Lewis** ya que tiene cuatro pares de electrones sin compartir sobre el átomo de cloro, por lo tanto, **no puede haber enlace covalente coordinado** entre esta especie y el NH_3 .

12. De las siguientes moléculas: RbCl , CsCl_2 , SCl_2 , ICl y BeCl_3 indique las que pueden tener existencia real. Razone las respuestas.

(U.A. Septiembre 1992)

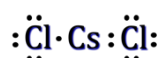
Especie química: RbCl



La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **sí puede tener existencia real** ya que el cloro tiene estructura electrónica externa s^2p^5 por lo que tiene valencia iónica -1 , es decir, necesita ganar un solo electrón para formar un ion estable. El rubidio tiene estructura electrónica externa s^1 por lo que tiene valencia iónica $+1$, es decir, necesita perder un solo electrón para formar un ion estable. Con esas valencias iónicas es posible una combinación estequiométrica 1:1 entre rubidio y cloro.

Especie química: CsCl_2

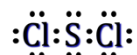
La estructura de Lewis muestra que esta sustancia no puede tener existencia real ya que uno de los enlaces $\text{Cs}-\text{Cl}$ estaría formado por un único electrón.



Además, el cloro tiene estructura electrónica s^2p^5 por lo que tiene valencia iónica -1 , es decir, que necesita ganar un solo electrón para formar un ion estable. El cesio tiene estructura electrónica s^1 por lo que tiene valencia iónica $+1$, es decir, que necesita perder un solo electrón para formar un ion estable. Con esas valencias iónicas es imposible una combinación estequiométrica 1:2 entre cesio y cloro. La sustancia **no puede tener existencia real**.

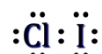
Especie química: SCl_2

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **sí puede tener existencia real** ya que todos los átomos consiguen completar su octeto.



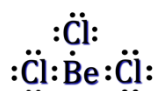
Especie química: ICl

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **sí puede tener existencia real** ya que todos los átomos consiguen completar su octeto.



Especie química: BeCl_3

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia no puede tener existencia real ya que uno de los enlaces $\text{Be}-\text{Cl}$ estaría formado por un único electrón. La sustancia **no puede tener existencia real**.

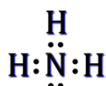


13. Represente las estructuras de Lewis indicando geometría molecular y momento dipolar de las siguientes moléculas: NH_3 , SnBr_2 y OF_2 . Razone las respuestas.

(U.A. Junio 1993)

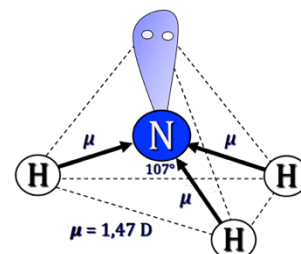
Especie química: NH_3

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión que ejerce el par no enlazante. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 107° .

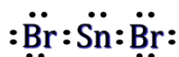


▪ Polaridad

Al ser el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de estos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,47 \text{ D}$).

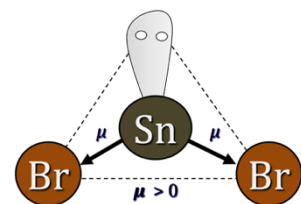
Especie química: SnBr_2

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SnBr_2 es una especie del tipo AX_2E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el estaño, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par no enlazante.

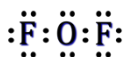


▪ Polaridad

Al ser el bromo más electronegativo ($\chi = 2,96$) que el estaño ($\chi = 1,96$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el bromo, $\text{Sn} \rightarrow \text{Br}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar**.

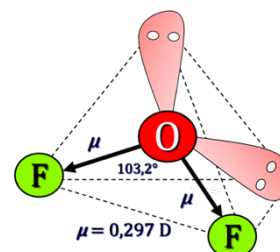
Especie química: OF_2

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OF_2 es una especie del tipo AX_2E_2 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el oxígeno, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace menor que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión que ejercen los pares no enlazantes. Según la bibliografía, el ángulo de enlace es de 103° .



▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el oxígeno ($\chi = 3,44$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el flúor, $O \rightarrow F$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,297$ D).

14. Justifique de forma razonada cuál de los siguientes enlaces será más polar: O-F, O-S, I-F, N-O.

(U.A. Septiembre 1993)

La polaridad de un enlace viene dada por la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que forman dicho enlace que hace que el par de electrones de enlace sea atraído con más intensidad por uno de los átomos enlazados, dando lugar a la aparición de diferenciales de carga con el mismo valor absoluto y diferente signo, negativo sobre el átomo más electronegativo y positivo sobre el menos electronegativo.

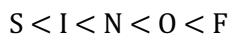
La electronegatividad de un elemento depende de:

- el radio atómico, que aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un periodo de la tabla periódica
- la carga nuclear efectiva, que se mantiene constante dentro de un grupo y aumenta con el número atómico al avanzar en un periodo.

Por lo tanto, la electronegatividad aumenta al disminuir el radio atómico y al aumentar la carga efectiva, aumenta al avanzar en un periodo y al ascender en un grupo. Así pues, teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica de los elementos propuestos:

- 2º periodo: N (grupo 15), O (grupo 16), F (grupo 17)
- 3er periodo: S (grupo 16)
- 5º periodo: I (grupo 17)

el orden de electronegatividad es:

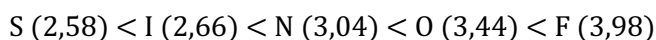


por lo tanto, las diferencias de electronegatividad entre dichos elementos son:

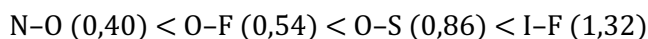


y este es también el orden de los enlaces por polaridad creciente.

De acuerdo con la bibliografía, las electronegatividades según Pauling de los elementos propuestos son:



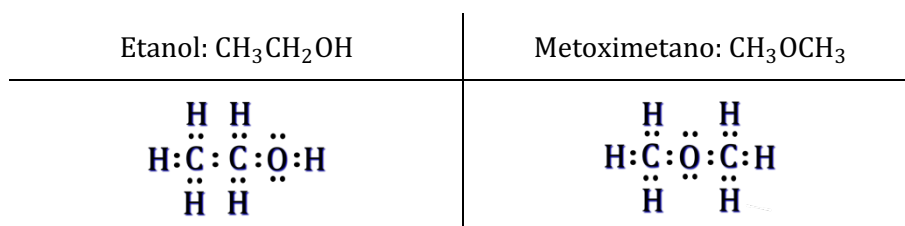
y las diferencias de electronegatividad existentes en los enlaces propuestos son:



15. Existen dos compuestos con la misma fórmula molecular C_2H_6O . Dibuje sus estructuras de Lewis.

(U.A. Septiembre 1993) (U.A. Septiembre 1997)

Las estructuras de Lewis correspondientes a los dos compuestos (isómeros) que se corresponden con esa fórmula molecular son:

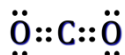


16. Al comparar dos moléculas similares CO_2 y SO_2 , se observa que en la primera el momento dipolar es nulo mientras que en la segunda no lo es. Justifíquelo de forma razonada.

(U.A. Junio 1994)

Especie química: CO_2

▪ Estructura de Lewis

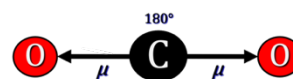


▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**.

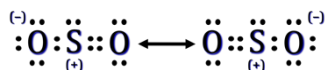
▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.



Especie química: SO_2

▪ Estructura de Lewis



Se trata de una molécula que presenta **resonancia**.

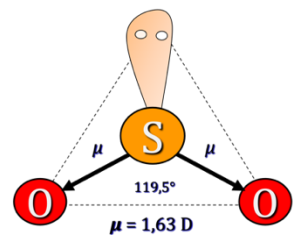
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SO_2 es una molécula del tipo AX_2E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el azufre, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace menor de 120° debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,63 \text{ D}$).

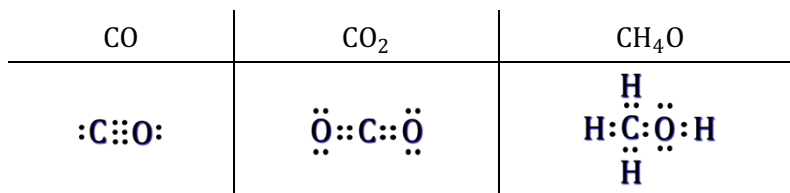
▪ Ambas moléculas presentan dos vectores momento dipolar dirigidos hacia el átomo más electronegativo, el oxígeno, pero **la diferente geometría que presentan ambas especies** y el ángulo que forman los dos vectores, 180° en el CO_2 y algo menos de 120° en el SO_2 , hace que en el primer caso la resultante de los dos vectores sea nula y en el segundo caso no lo sea, por lo que **CO_2 es no polar** y el **SO_2 es polar**.



17. Dibuje las estructuras de Lewis de las moléculas de CO, CO₂ y CH₄O (metanol) y ordénelas por orden creciente de longitud del enlace C-O. Razone todas las respuestas.

(U.A. Septiembre 1994)

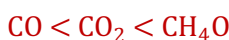
Las estructuras de Lewis de las tres moléculas son:



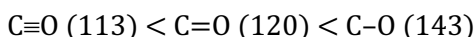
La longitud de enlace es la distancia entre los centros de dos átomos unidos mediante un enlace covalente y su valor es inversamente proporcional al número de pares de electrones que constituyen ese enlace, ya que cuantos más electrones existan entre los átomos, más próximos pueden encontrarse estos.

- En la molécula de CO existe un triple enlace C≡O, formado por tres pares de electrones.
- En la molécula de CO₂ existe un doble enlace C=O, formado por dos pares de electrones.
- En la molécula de CH₄O existe un enlace simple C-O, formado por un par de electrones.

Por lo tanto, el orden creciente de la distancia de enlace CO en las especies propuestas es:



De acuerdo con la bibliografía, las longitudes de enlaces (pm) en orden creciente son:

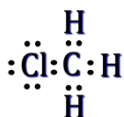


18. Dibuje la estructura de Lewis de las moléculas: CH₃Cl, O₃ y SnCl₂, indicando de forma razonada el número de enlaces, la geometría más probable, y el carácter polar de la molécula.

(U.A. Junio 1995)

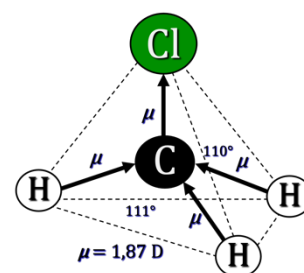
Especie química: CH₃Cl

▪ Estructura de Lewis



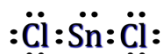
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH₃Cl es una especie del tipo AX₄ con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. La molécula presenta cuatro enlaces sencillos, tres C-H y otro C-Cl que hace que la geometría molecular sea de **tetraedro irregular**, con ángulos de enlace ligeramente distintos de los de un tetraedro debido a que todos los ligandos no son iguales. Según la bibliografía el ángulo de enlace C-C-Cl es de 110°.

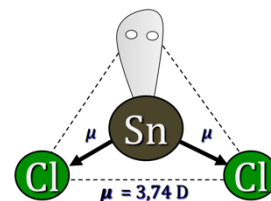


▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el carbono ($\chi = 2,55$), y este más que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos, tres dirigidos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$, y otro dirigido hacia el cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Como los cuatro vectores momento dipolar no son iguales y la geometría es de tetraedro irregular, la resultante de todos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,87 \text{ D}$).

Especie química: SnCl₂▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SnCl₂ es una especie del tipo AX₂E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el estaño, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo algo menor de 120° debido a la repulsión que provoca el par no enlazante.

▪ Polaridad

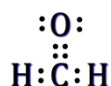
Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el estaño ($\chi = 1,96$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el bromo, Sn → Cl. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 3,74$ D).

Especie química: O₃

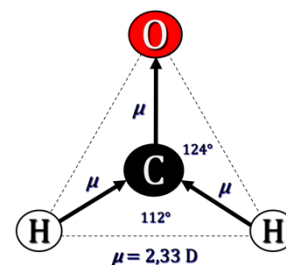
Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

19. Dibuje la estructura de Lewis de las moléculas: CH₂O, HgCl₂ y OF₂, indicando de forma razonada el número de enlaces, la geometría más probable, y el carácter polar de la molécula.

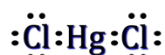
(U.A. Septiembre 1995)

Especie química: CH₂O▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HCHO es una molécula del tipo AX₃, con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como el átomo de carbono no presenta pares de electrones no enlazantes, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**. Los ángulos de enlace HCO serán ligeramente mayores de 120° debido a la repulsión que ejercen los dos pares de electrones no enlazantes del oxígeno, mientras que el ángulo HCH será ligeramente menor de 120°.

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta tres dipolos, dos dirigidos hacia el átomo de carbono, H → C, y un otro dirigido hacia el átomo de oxígeno, C → O. Como dos de los tres vectores momento dipolar son diferentes y la geometría es triangular, la resultante de estos no es nula, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 2,33$ D).

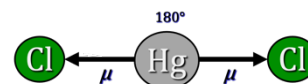
Especie química: HgCl₂▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HgCl₂ es una molécula del tipo AX₂, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares no enlazantes sobre el mercurio, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo que presenta una geometría molecular **lineal**.

▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el mercurio ($\chi = 2,00$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de cloro, Hg → Cl.

Como ambos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

**Especie química: OF₂**

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

20. De las siguientes moléculas: N₂, NO, C₂H₄, CO₂, SO₂ y CCl₄, indique en qué moléculas:

- Todos los enlaces son sencillos.
- Existe algún enlace múltiple.
- Existe algún enlace triple.
- Existe un número impar de electrones.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Junio 1996)

Las estructuras de Lewis de las moléculas permiten ver el tipo de enlace existente en cada una de ellas:

N ₂	NO	CO ₂	SO ₂	C ₂ H ₄	CCl ₄
:N::N:	:N::Ö	Ö::C::Ö	Ö::S̄::Ö ⁽⁻⁾	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}:\text{C}::\text{C}:\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{\text{Cl}}: \\ \\ :\ddot{\text{Cl}}:\text{C}:\ddot{\text{Cl}}: \\ \\ :\ddot{\text{Cl}}: \end{array}$

a) *Todos los enlaces son sencillos:*



b) *Existe algún enlace múltiple:*



c) *Existe algún enlace triple:*



d) *Existe un número impar de electrones.*



21. De las siguientes sustancias: NH_3 , SO_3 , CH_4 y C_2H_2 , indique en qué sustancias sus moléculas son:

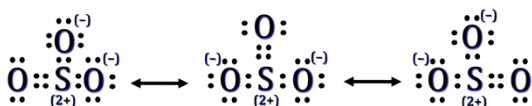
- Planas.
- Contienen enlaces múltiples.
- Tienen pares de electrones no compartidos.
- Son polares.

Razone todas las respuestas.

(U.A. Septiembre 1996)

Especie química: SO_3

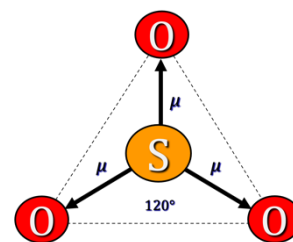
▪ Estructura de Lewis



Se trata de una especie química que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SO_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el azufre, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular plana**, con ángulos de enlace de 120° .

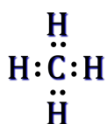


▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{S} \rightarrow \text{O}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular, la resultante de todos ellos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

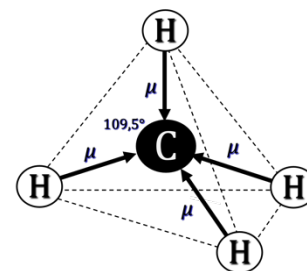
Especie química: CH_4

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_4 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



▪ Polaridad

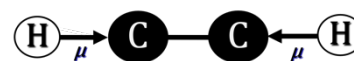
Al ser el carbono más electronegativo ($\chi = 2,55$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el átomo de carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$. Como los todos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de todos ellos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

Especie química: C₂H₂▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el C₂H₂ es una molécula del tipo AX₂, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor de cada átomo de carbono. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre los carbonos, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**, con ángulos de enlace de 180°.

▪ Polaridad

Al ser el carbono más electronegativo ($\chi = 2,55$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el átomo de carbono, H → C. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

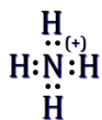
**Especie química: NH₃**

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

De acuerdo con las estructuras de Lewis correspondientes a las moléculas propuestas, con la geometría que presentan de acuerdo con el modelo RPECV y con la polaridad resultante de la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados y la geometría molecular, se deduce que:

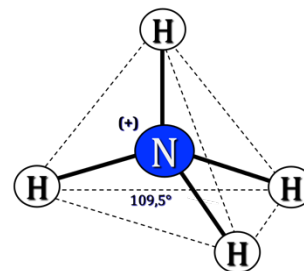
a) Moléculas planas:**b) Moléculas con algún enlace múltiple:****c) Moléculas con pares de electrones no compartidos:****d) Moléculas polares:****22. Prediga las formas geométricas de los cationes amonio, NH₄⁺, y oxidanio, H₃O⁺.**

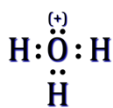
(U.A. Junio 1997)

Especie química: NH₄⁺▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH₄⁺ es una especie del tipo AX₄, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

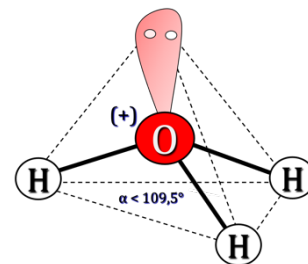
Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el nitrógeno, coinciden la distribución y forma del ion, por lo tanto, este presenta una geometría molecular **tetraédrica** con ángulos de enlace de 109,5°.



Especie química: H_3O^+ ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_3O^+ es una especie del tipo AX_3E , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

Como existe un par no enlazante sobre el oxígeno, la geometría del ion es **piramidal**, con ángulos de enlace de menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión que produce el par de electrones no enlazante.

**23. La lluvia ácida se debe fundamentalmente a la interacción entre los óxidos de azufre y el agua de lluvia.**

a) Escriba las estructuras de Lewis para las moléculas de SO_2 y SO_3 .

b) Prediga para cada una de dichas moléculas su forma geométrica, los valores aproximados de los ángulos de enlace y el carácter polar o no polar.

Datos. Números atómicos: $\text{O} = 8$, $\text{S} = 16$.

(C.V. Junio 1997)

Especie química: SO_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: SO_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 21 de esta sección.

24. Responda de forma razonada a las siguientes preguntas indicando si son verdaderas o falsas:

- La molécula lineal $\text{X}-\text{Y}-\text{Z}$ es no polar.
- Una molécula AX_2 no siempre es lineal.
- Una molécula AX_2 siempre es no polar.

(U.A. Junio 1997)

a) La molécula lineal $\text{X}-\text{Y}-\text{Z}$ es no polar.

Si una molécula es lineal es que, de acuerdo con el modelo RPECV, es del tipo AX_2 que no tiene pares no enlazantes sobre el átomo central.

Esta molécula tiene dos enlaces $\text{X}-\text{Y}$ y $\text{Z}-\text{X}$ que serán polares debido a la diferente electronegatividad de los elementos unidos. Teniendo en cuenta que la molécula es lineal, para que además sea no polar, es preciso que los vectores momento dipolar correspondientes a esos enlaces sean opuestos, es decir, que tengan igual módulo y dirección, pero sentido contrario, y eso no es posible ya que los elementos X , Y , Z no pueden tener exactamente la misma electronegatividad. Una molécula de este tipo es HCN , como muestra el problema 10 de esta sección.

La propuesta es **falsa**.

b) Una molécula AX_2 no siempre es lineal.

AX_2 indica únicamente la relación estequiométrica existente entre los elementos A y X .

Según el modelo RPECV una molécula con esa estequiometría puede tener o no pares no enlazantes sobre el átomo central y ser del tipo:

- AX_2 a la que corresponde una geometría lineal (por ejemplo, CO_2 , como muestra el problema 2 de esta sección).

- AX_2E a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, SO_2 , como muestra el problema 2 de esta sección).
- AX_2E_2 a la que corresponde una geometría angular (por ejemplo, OF_2 , como muestra el problema 13 de esta sección).

La propuesta es **verdadera**.

c) Una molécula AX_2 siempre es no polar.

La polaridad de una molécula AX_2 , con dos enlaces polares A–X, depende de si la geometría que presente dicha molécula hace que la resultante de los correspondientes vectores momento dipolar sea o no nula.

Así, según el modelo RPECV una molécula con la estequiometría AX_2 puede tener o no pares no enlazantes sobre el átomo central y ser del tipo:

- AX_2 con geometría lineal, que hace que la resultante sea nula y, por lo tanto, no polar (por ejemplo, CO_2 , como muestra el problema 9 de esta sección).
- AX_2E con geometría angular, que hace que la resultante sea no nula y, por lo tanto, polar (por ejemplo, SO_2 , como muestra el problema 10 de esta sección).
- AX_2E_2 con geometría angular, que hace que la resultante sea no nula y, por lo tanto, polar (por ejemplo, OF_2 , como muestra el problema 13 de esta sección).

La propuesta es **falsa**.

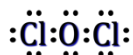
25. Dadas las especies químicas OCl_2 , PCl_3 , HCN y BF_4^- :

- Represente mediante diagramas de Lewis sus estructuras electrónicas.
- Prediga la forma geométrica de cada especie.

(C.V. Septiembre 1997)

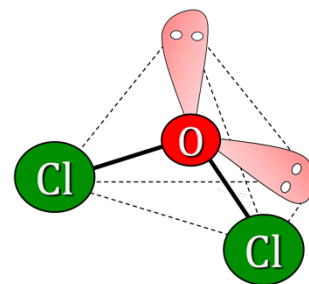
Especie química: OCl_2

- Estructura de Lewis



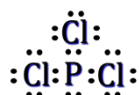
- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OCl_2 es una especie del tipo AX_2E_2 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central, la geometría molecular es **angular** con un ángulo de enlace menor que el de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares de electrones no enlazantes.



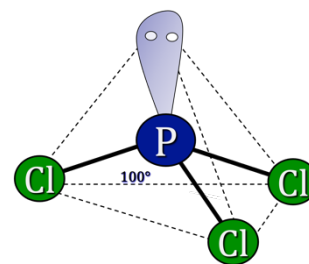
Especie química: PCl_3

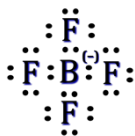
- Estructura de Lewis



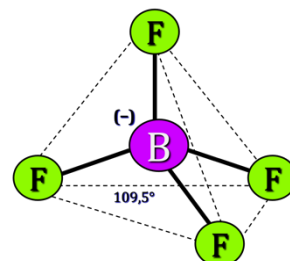
- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PCl_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el fósforo, la geometría molecular es **piramidal** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones no enlazante. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 100° .



Especie química: BF_4^- ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

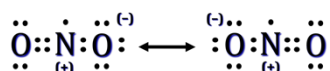
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_4^- es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el boro, coinciden la distribución y forma del ion, por lo tanto, este presenta una geometría **tetraédrica**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

**Especie química: HCN**

Se encuentra resuelta en el ejercicio 3 de esta sección.

26. Dibuje las estructuras de Lewis de las moléculas de SF_2 y NO_2 indicando la posible geometría, polaridad de la molécula, número de enlaces, pares de electrones no enlazantes y si cumplen la regla del octeto.

(U.A. Septiembre 1997)

Especie química: NO_2 ▪ Estructura de Lewis

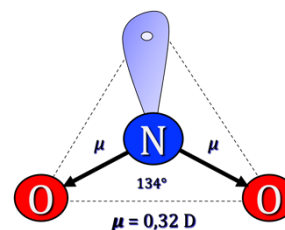
Se trata de una estructura con **resonancia** en la que **no se cumple la regla del octeto** por tener número impar de electrones. **Sobre el átomo central** hay tres pares de electrones enlazantes, además de **un electrón desapareado no enlazante**. Uno de los átomos de oxígeno terminales tiene dos pares de electrones enlazantes y otros dos no enlazantes y el otro átomo de oxígeno hay un par enlazante y tres pares no enlazantes o no enlazantes. Como la molécula presenta resonancia, realmente el par de electrones del enlace π entre N y O está deslocalizado y afecta por igual a los **dos enlaces N-O**.

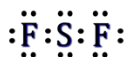
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2 es una especie del tipo AX_2E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un electrón no enlazante sobre el átomo de nitrógeno, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace menor de 120° debido a la repulsión que provoca el electrón desapareado.

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el nitrógeno ($\chi = 3,04$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{N} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,32 \text{ D}$).

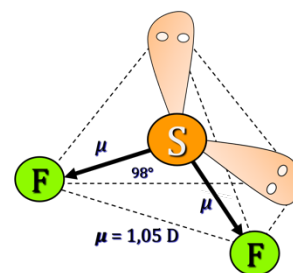


Especie química: SF₂▪ Estructura de Lewis

La sustancia **cumple la regla del octeto** y presenta **dos enlaces sencillos F-S**. Sobre el **átomo de azufre central hay dos pares de electrones no enlazantes** y cada átomo de flúor tiene tres pares de electrones no enlazantes.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SF₂ es una especie del tipo AX₂E₂ con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el azufre, la geometría molecular es **angular** con un ángulo de enlace menor que el de un tetraedro (109,5°) debido a la gran repulsión que provocan los dos pares no enlazantes.

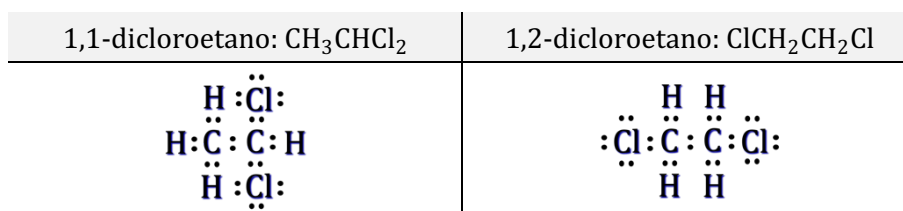
▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el flúor, S → F. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,05$ D).

27. Hay dos moléculas diferentes que tienen la forma molecular C₂H₄Cl₂. Dibuje la estructura de Lewis de ambas moléculas.

(U.A. Junio 1998)

Las estructuras de Lewis correspondientes a los dos compuestos (isómeros) que se corresponden con esa fórmula molecular son:

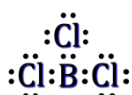


28. Dibuje las estructuras de Lewis de las moléculas de BCl₃ y CH₃Cl, indicando la posible geometría molecular, polaridad de la molécula, número de enlaces, número de pares de electrones no enlazantes y si cumplen la regla del octeto.

(U.A. Junio 1998)

Especie química: CH₃Cl

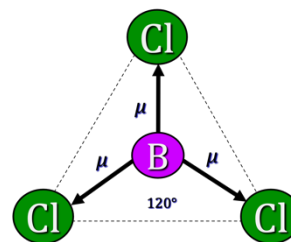
Se encuentra resuelta en el ejercicio 18 de esta sección.

Especie química: BCl₃▪ Estructura de Lewis

La sustancia **no cumple la regla del octeto** y presenta **tres enlaces Cl-B**. Sobre el átomo central **no existen pares de electrones no enlazantes** y sobre cada uno de los átomos de cloro hay un par de electrones enlazante y tres pares de electrones no enlazantes.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BCl_3 es una especie del tipo AX_3 con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el átomo de boro, coinciden la distribución y la geometría molecular, que es **triangular** con ángulos de enlace de 120° .



▪ Polaridad

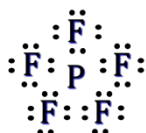
Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el boro ($\chi = 2,04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro, $\text{B} \rightarrow \text{Cl}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

29. Explique de forma razonada por qué existe el PF_5 y no existe el NCl_5 .

(C.V. Septiembre 1998)

Especie química: PF_5

▪ Estructura de Lewis



Esta molécula incumple la regla del octeto, ya que como se observa en la estructura, el fósforo está rodeado de diez electrones. Esto es posible debido a que el fósforo, un elemento del tercer periodo y del grupo 15 de la tabla periódica, tiene una configuración electrónica externa $3s^2 3p^3$:

Orbitales atómicos			
3s	3p		
↑↓	↑	↑	↑

pero como en la capa de valencia se dispone de orbitales d vacíos, puede hibridarse para formar cinco orbitales híbridos sp^3d en los que se alojan los cinco electrones de valencia del fósforo:

Orbitales híbridos				
sp^3d				
↑	↑	↑	↑	↑

Por lo tanto, la **molécula de PF_5 sí puede existir**.

Especie química: NCl_5

Esta **molécula no puede existir**, ya que el nitrógeno, un elemento del segundo periodo y del grupo 15 de la tabla periódica, presenta la misma configuración electrónica externa que el fósforo, $ns^2 np^3$, pero en este caso no se puede hibridar, ya que no tiene orbitales d disponibles en su capa de valencia (nivel 2).

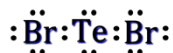
En otras palabras, el fósforo, elemento del 3^{er} periodo de la tabla periódica puede “expandir” su capa de valencia y ampliar su octeto, alojando más de ocho electrones en la misma. Esto no es posible en el caso del nitrógeno, elemento del 2^o periodo que solo puede alojar, como máximo, ocho electrones en su capa de valencia.

30. Para las moléculas de HgCl_2 , TeBr_2 y SnCl_2 , indique de forma razonada su posible geometría, polaridad de molécula y orden creciente en el valor del ángulo de enlace.

(U.A. Septiembre 1998)

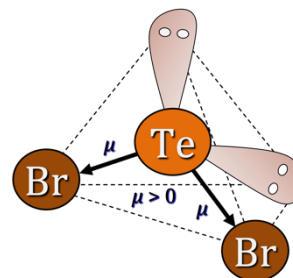
Especie química: TeBr_2

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el TeBr_2 es una especie del tipo AX_2E_2 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el telurio, la geometría molecular es angular con un ángulo de enlace menor que el de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la gran repulsión que provocan los dos pares de electrones no enlazantes.



▪ Polaridad

Al ser el bromo más electronegativo ($\chi = 2,96$) que el telurio ($\chi = 2,10$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el bromo, $\text{Te} \rightarrow \text{Br}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula polar.

Especie química: HgCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 19 de esta sección.

Especie química: SnCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 18 de esta sección.

De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de los ángulos de enlace para las especies propuestas es:



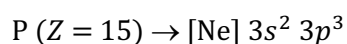
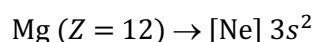
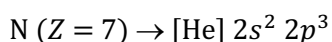
31. El compuesto XCl_3 tiene momento dipolar nulo. Esto indica que el elemento X es el aluminio ($Z = 13$), nitrógeno ($Z = 7$), fósforo ($Z = 15$) o magnesio ($Z = 12$). Razone la respuesta.

(U.A. Septiembre 1998)

El compuesto XCl_3 presenta tres enlaces $\text{X}-\text{Cl}$ polares debido a la diferente electronegatividad de los elementos X y Cl.

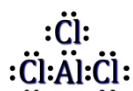
Si la molécula de XCl_3 tiene momento dipolar nulo, quiere decir que la resultante de los tres vectores momento dipolar correspondientes a los enlaces es nula. Esto solo es posible si la geometría molecular del compuesto es triangular, por lo tanto, de acuerdo con el modelo de RPECV el compuesto es del tipo AX_3 , una sustancia que no posee pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central X.

El que no existan pares de electrones no enlazantes sobre X implica que los átomos de este elemento deben tener tres electrones en su capa de valencia. Observando las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos:



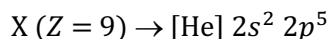
El aluminio es el único elemento de los propuestos que tiene tres electrones en su capa de valencia, por ese motivo es el que actúa como átomo central de la molécula.

La estructura de Lewis del AlCl_3 es:



32. La descomposición de un cierto compuesto A, de masa molecular 170, da lugar a átomos del elemento X (número atómico 9 y masa atómica 19) y del elemento Y (número atómico 33 y masa atómica 75). ¿Cuántos pares de electrones no enlazantes tiene el átomo central de la molécula A?
(U.A. Septiembre 1998)

Las configuraciones electrónicas abreviadas de los elementos propuestos son, respectivamente:



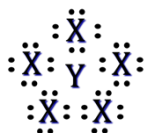
El elemento Y es el menos electronegativo de los dos (mayor radio atómico por tratarse de un elemento del 4º periodo y menor carga efectiva ya que pertenece al grupo 15 de la tabla periódica), por ese motivo es el que actúa como átomo central de la molécula.

La masa molecular del compuesto A y las masas atómicas de los elementos permiten determinar el número de átomos del elemento X presentes en una molécula de A. Si se tiene en cuenta que, a la vista de las masas atómica y molecular una molécula de A no puede tener más de un átomo de Y:

$$170 = 19x + 75 \quad \rightarrow \quad x = 5$$

Una molécula de A contiene 5 átomos del elemento X, por lo tanto, la fórmula molecular de A es YX_5 .

▪ Estructura de Lewis



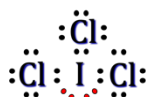
Como se observa en la estructura de Lewis, la molécula A **no posee pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central Y**.

33. Para la molécula de ICl_3 , indique el número de electrones no enlazantes sobre el átomo central, su posible geometría y su polaridad.

(U.A. Junio 1999)

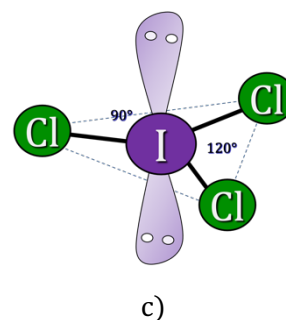
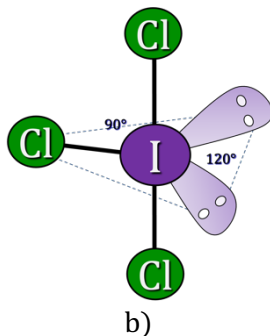
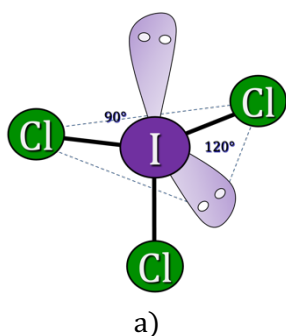
Especie química: ICl_3

▪ Estructura de Lewis

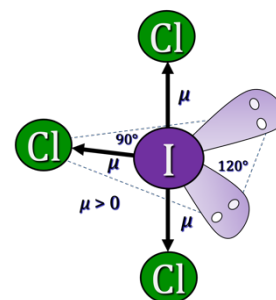


▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el ICl_3 es una especie del tipo AX_3E_2 con número estérico 5, a la que corresponde una distribución de bipirámide trigonal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el yodo hay que decidir cuál es la distribución de pares de electrones sobre el átomo central que implique una repulsión mínima entre todos ellos:



Como se observa en la figura, hay tres posibles distribuciones de pares de electrones alrededor del yodo, de las cuales es la **distribución b)** la que presenta menos repulsión, ya que tiene menos repulsiones de 90° par no enlazante -par no enlazante (0) y par no enlazante -par enlazante (4). Esta geometría se denomina de **forma de T**.



▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el yodo ($\chi = 2,66$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro, $I \rightarrow Cl$ y que forman entre sí ángulos de 90° . Dos de los dos vectores momento dipolar son opuestos y se anulan quedando solo el tercero, por lo que se trata de una molécula **polar**.

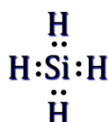
34. Considere las siguientes moléculas: SiH_4 , PH_3 y H_2S . Escriba sus estructuras de Lewis y razone cuáles de las siguientes frases son ciertas y cuáles falsas:

- En los tres compuestos el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones.
- Para todas estas sustancias los ángulos de enlace son muy parecidos.
- El PH_3 es la única molécula no polar.

(C.V. Junio 1999)

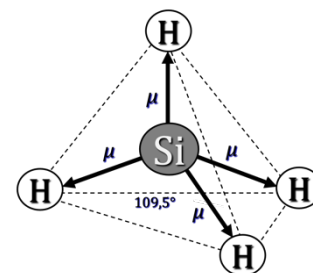
Especie química: SiH_4

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SiH_4 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el silicio, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

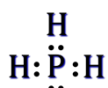


▪ Polaridad

Al ser el hidrógeno más electronegativo ($\chi = 2,20$) que el silicio ($\chi = 1,90$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el átomo de hidrógeno, $Si \rightarrow H$. Como los todos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de todos ellos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

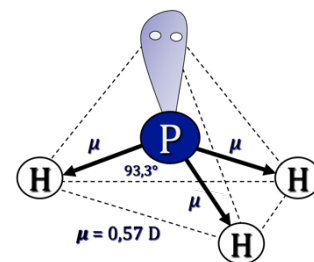
Especie química: PH_3

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PH_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el fósforo, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión que ejerce el par no enlazante. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de $93,3^\circ$.



▪ Polaridad

Al ser el hidrógeno más electronegativo ($\chi = 2,20$) que el fósforo ($\chi = 2,19$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el hidrógeno, $P \rightarrow H$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de estos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,57$ D).

Especie química: H_2S

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

a) En los tres compuestos el átomo central está rodeado de cuatro pares de electrones.

En las estructuras de Lewis se observa que **las tres sustancias tienen número estérico = 4** y este viene dado por la **suma de los pares de electrones no enlazantes y los ligandos** que rodean al átomo central.

La propuesta es **verdadera**.

b) Para todas estas sustancias los ángulos de enlace son muy parecidos.

Las tres especies tienen el mismo número estérico = 4, que, de acuerdo con el modelo de RPECV, implica que la distribución de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central debe ser tetraédrica, es decir, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$. No obstante, en el PH_3 y H_2S , estos ángulos son menores debidos a la repulsión provocada por los respectivos pares de electrones no enlazantes.

La propuesta es **verdadera**.

c) El PH_3 es la única molécula no polar.

La polaridad depende de la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados y de la geometría molecular.

Según se ha visto, la **molécula de SiH_4 es no polar**; mientras que las **moléculas de PH_3 y H_2S son polares**.

La propuesta es **falsa**.

35. Dadas las siguientes especies químicas BeH_2 , NF_3 y $CHCl_3$, represente mediante diagrama de Lewis sus estructuras electrónicas.

Prediga la forma geométrica, los valores aproximados de los ángulos de enlace y el carácter polar o no polar de cada molécula.

(C.V. Septiembre 1999)

Especie química: BeH_2

▪ Estructura de Lewis



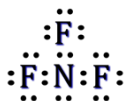
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BeH_2 es una especie del tipo AX_2 con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el berilio coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal**, con ángulos de enlace de 180° .

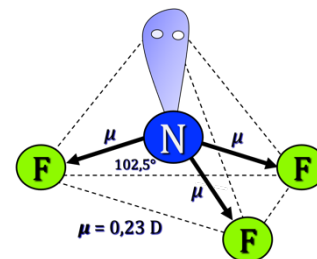
▪ Polaridad

Al ser el hidrógeno más electronegativo ($\chi = 2,20$) que el berilio ($\chi = 1,57$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el hidrógeno, $Be \rightarrow H$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

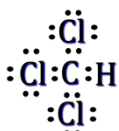


Especie química: NF_3 ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

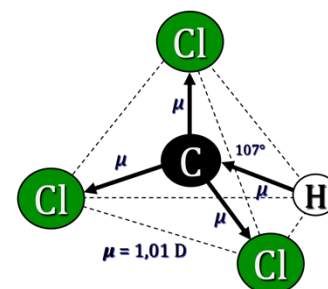
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NF_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par no enlazante de electrones sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.

▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el nitrógeno ($\chi = 3,04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el flúor, $\text{N} \rightarrow \text{F}$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de estos distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,23 \text{ D}$).

Especie química: CHCl_3 ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

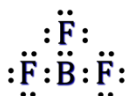
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CHCl_3 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central. Como los ligandos unidos al átomo central son diferentes, la geometría molecular es de **tetraedro irregular**, en la que los ángulos de enlace no son todos iguales a $109,5^\circ$.

▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos, uno dirigido hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$ y los tres restantes dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,01 \text{ D}$).

36. Indique de forma razonada, cuáles de las siguientes moléculas presentan momento dipolar: BF_3 , SnCl_2 , CS_2 , CH_3Cl y PCl_3 .

(U.A. Junio 2000)

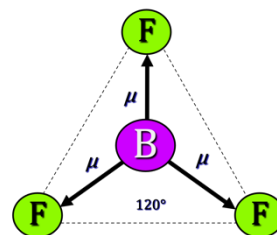
Especie química: BF_3 ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes

alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el boro coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**, con ángulos de enlace de 120° .

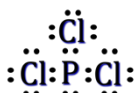
▪ **Polaridad**

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el boro ($\chi = 2,04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el flúor, $B \rightarrow F$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.



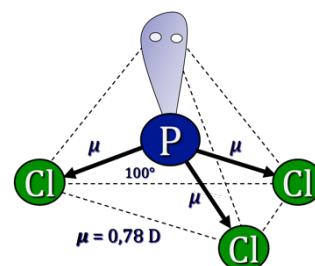
Especie química: PCl_3

▪ **Estructura de Lewis**



▪ **Geometría**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PCl_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el fósforo, la geometría molecular es **piramidal** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones no enlazante. Según la bibliografía, los ángulos de enlace son de 100° .



▪ **Polaridad**

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el fósforo ($\chi = 2,19$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia los átomos de cloro, $P \rightarrow Cl$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de estos distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,78$ D).

Especie química: CS_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: $SnCl_2$

Se encuentra resuelta en el ejercicio 18 de esta sección.

Especie química: CH_3Cl

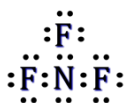
Se encuentra resuelta en el ejercicio 18 de esta sección.

37. Indique, razonando todas las respuestas, cuales de las siguientes moléculas poseen pares de electrones no compartidos sobre el átomo central: NF_3 , $HgCl_2$, O_3 , OCl_2 y PCl_5 .

(U.A. Septiembre 2000)

Especie química: NF_3

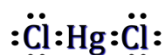
▪ **Estructura de Lewis**



Como se observa en la estructura de Lewis, esta molécula **sí presenta pares de electrones no compartidos sobre el átomo central**.

Especie química: HgCl₂

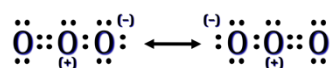
▪ Estructura de Lewis



Como se observa en la estructura de Lewis, esta molécula **no presenta pares de electrones no compartidos sobre el átomo central**.

Especie química: O₃

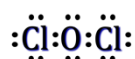
▪ Estructura de Lewis



Como se observa en la estructura de Lewis, esta molécula **sí presenta pares de electrones no compartidos sobre el átomo central**.

Especie química: OCl₂

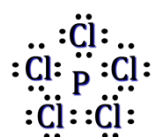
▪ Estructura de Lewis



Como se observa en la estructura de Lewis, esta molécula **sí presenta pares de electrones no compartidos sobre el átomo central**.

Especie química: PCl₅

▪ Estructura de Lewis



Como se observa en la estructura de Lewis, esta molécula **no presenta pares de electrones no compartidos sobre el átomo central**.

38. a) De las siguientes moléculas, indique de forma razonada las que pueden tener existencia real: NH₄, BeF₃, OF₂, ClF₃, PF₆.

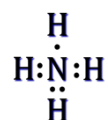
b) De las moléculas con existencia real del apartado a), indique de forma razonada, el número de pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central, su polaridad y su posible geometría.

(U.A. Junio 2001)

a-b) A la vista de las estructuras de Lewis, se puede predecir si tendrán o no existencia real las siguientes especies:

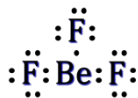
Especie química: NH₄

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **no puede tener existencia real** ya que uno de los enlaces N-H estaría formado por un único electrón.

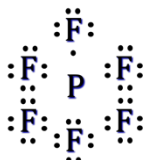


Especie química: BeF₃

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **no puede tener existencia real** ya que uno de los enlaces Be-F estaría formado por un único electrón.

**Especie química: PF₆**

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **no puede tener existencia real** ya que uno de los enlaces P-F estaría formado por un único electrón.

**Especie química: ClF₃**

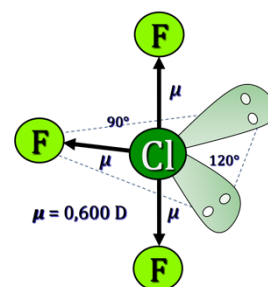
La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **sí puede tener existencia real** y que existen **dos pares de electrones no enlazantes** sobre el átomo central



- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el ClF₃ es una especie del tipo AX₃E₂ con número estérico 5, a la que corresponde una distribución de bipirámide trigonal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

En el ejercicio 33 de esta sección, se ha estudiado una molécula del mismo tipo, ICl₃, y se ha demostrado que la distribución de pares de electrones sobre el átomo central que implique una repulsión mínima entre todos ellos es la que los localiza sobre el plano ecuatorial y que se denomina **forma de T**.



- Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el cloro ($\chi = 3,16$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el flúor, Cl → F y que forman entre sí ángulos de 90°. Dos de los dos vectores momento dipolar son opuestos y se anulan quedando solo el tercero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,600$ D).

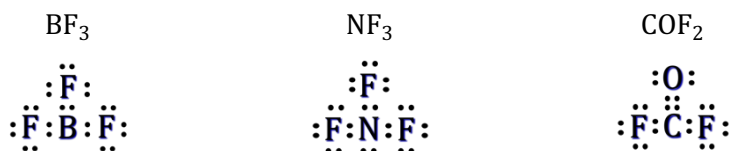
Especie química: OF₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

39. a) Escriba las estructuras de Lewis para el BF_3 , NF_3 y COF_2 .
 b) ¿Cuál será la geometría de estas moléculas?
 c) ¿Qué enlace de los que forma el flúor en las moléculas anteriores es más polar?
 d) ¿Cuál o cuáles de estas moléculas son polares?

(C.V. Junio 2001) (C.V. Septiembre 2008)

a) *Escriba las estructuras de Lewis para el BF_3 , NF_3 y COF_2 .*



b) *¿Cuál será la geometría de estas moléculas?*

Especie química: COF_2

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el COF_2 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**.

Especie química: BF_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: NF_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

c) *¿Qué enlace de los que forma el flúor en las moléculas anteriores es más polar?*

La polaridad de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos enlazados.

Atendiendo a la posición en la tabla periódica de los elementos de estas moléculas se observa que todos pertenecen al 2° periodo: B (grupo 13), C (grupo 14), N (grupo 15) O (grupo 16) y F (grupo 17), por lo que su electronegatividad es mayor cuanto mayor sea su número atómico. Así pues, el orden decreciente de electronegatividad χ es (se indica entre paréntesis el valor según Pauling encontrado en la bibliografía):

$$\text{F} (3,98) > \text{N} (3,04) > \text{C} (2,55) > \text{B} (2,04)$$

Como puede verse, la máxima diferencia de electronegatividad se produce entre B y F ($\Delta\chi = 1,94$), por lo tanto, el **enlace más polar es el F-B**.

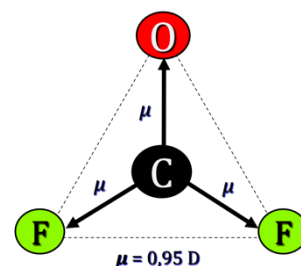
Puede encontrarse una explicación más detallada en los ejercicios 14, 42, 47 y 49 de esta sección.

d) *¿Cuáles de las moléculas son polares?*

Especie química: COF_2

▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el oxígeno ($\chi = 3,44$) y que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta tres dipolos, uno dirigido hacia el oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$ y los dos restantes dirigidos hacia el flúor $\text{C} \rightarrow \text{F}$. Como los vectores momento dipolar son diferentes y la geometría es triangular, la resultante de los vectores momento dipolar es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,95 \text{ D}$).



Especie química: BF₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

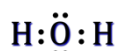
Especie química: NF₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

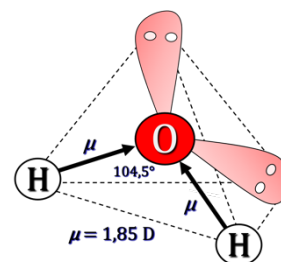
40. De las siguientes moléculas: H₂O, CO₂ y NH₃. Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Dibuje su estructura de Lewis.
- Describa su forma geométrica.
- ¿Serán moléculas polares?

(C.V. Septiembre 2001)

Especie química: H₂O▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H₂O es una molécula del tipo AX₂E₂, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el oxígeno, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace ligeramente menor que el de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por los dos pares de electrones no enlazantes. Según la bibliografía, el ángulo de enlace en el agua es de 104,5°.

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos no es nula, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,85 \text{ D}$).

Especie química: CO₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

Especie química: NH₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

41. Según el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, indique para las moléculas de CH₄, PCl₃ y SF₆:

- El número de pares de electrones de enlace y de pares de electrones no enlazantes que presentan.
- La ordenación espacial de los pares de electrones de valencia para el átomo central.
- La geometría que presenta la molécula.

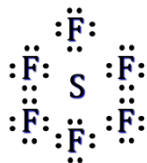
(C.V. Junio 2002)

Especie química: CH₄

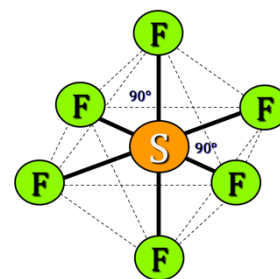
Se encuentra resuelta en el ejercicio 6 de esta sección.

Especie química: PCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 25 de esta sección.

Especie química: SF₆▪ Estructura de Lewis

Como puede verse, esta especie química presenta **6 pares de electrones de enlace** y **18 pares de electrones no enlazantes** sobre los átomos de flúor.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SF₆ es una molécula del tipo AX₆, con número estérico 6, a la que corresponde una disposición de bipirámide cuadrada (octaedro) de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares no enlazantes sobre el azufre, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, presenta una geometría molecular **octaédrica** con todos los ángulos de enlace de 90°.

42. Ordene los siguientes enlaces por polaridad decreciente: O-Te, O-S, O-Se y N-O. Justifique la respuesta.

(U.A. Junio 2002)

La polaridad de un enlace viene dada por la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que forman dicho enlace que hace que el par de electrones de enlace sea atraído con más intensidad por uno de los átomos enlazados, dando lugar a la aparición de diferenciales de carga con el mismo valor absoluto y diferente signo, negativo sobre el átomo más electronegativo y positivo sobre el menos electronegativo.

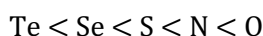
La electronegatividad de un elemento depende de:

- el radio atómico, que aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un periodo de la tabla periódica
- la carga nuclear efectiva, que se mantiene constante dentro de un grupo y aumenta con el número atómico al avanzar en un periodo.

Por lo tanto, la electronegatividad aumenta al disminuir el radio atómico y al aumentar la carga efectiva, aumenta al avanzar en un periodo y al ascender en un grupo. Así pues, teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica de los elementos propuestos:

- 2º periodo: N (grupo 15), O (grupo 16)
- 3º periodo: S (grupo 16)
- 4º periodo: Se (grupo 16)
- 5º periodo: Te (grupo 16)

De acuerdo con lo expuesto, el orden de electronegatividad de estos elementos es:

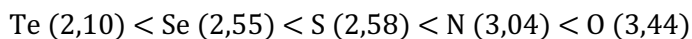


Cabe esperar que la diferencia de electronegatividad entre O y N sea menor que entre O y S ya que, mientras que las diferencias en el radio atómico y en la carga nuclear efectiva entre N y O (elementos contiguos en la tabla periódica) sean pequeñas, la diferencia en el radio atómico entre O y S es considerable, ya que el azufre tiene una capa más de electrones que el oxígeno. Por lo tanto, las diferencias de electronegatividad por orden decreciente son:

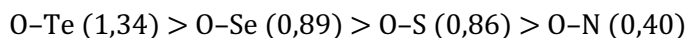


y este es también el orden de los enlaces por polaridad decreciente.

De acuerdo con la bibliografía, las electronegatividades según Pauling de los elementos propuestos son:



y las diferencias de electronegatividad existentes en los enlaces son:



43. Para las moléculas OF_2 , CHCl_3 , TeBr_2 y ClF_3 , escriba las estructuras de Lewis indicando el número de pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central, su geometría y su polaridad.

(U.A. Junio 2002)

Especie química: OF_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

Especie química: CHCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: TeBr_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 31 de esta sección.

Especie química: ClF_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 38 de esta sección.

44. Dados los siguientes compuestos: BF_3 , HF y SF_6 , responda las siguientes cuestiones:

a) Represente las estructuras de Lewis.

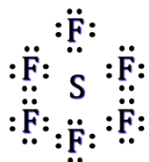
b) Asigne las geometrías correspondientes.

c) Razone la existencia de polaridad en cada una de las moléculas.

(C.V. Septiembre 2002)

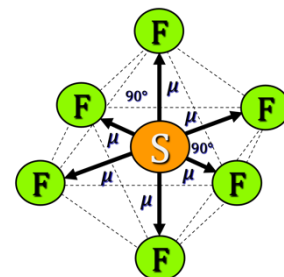
Especie química: SF_6

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SF_6 es una molécula del tipo AX_6 , con número estérico 6, a la que corresponde una disposición de bipirámide cuadrada (octaedro) de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares no enlazantes sobre el azufre, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, presenta una geometría molecular **octaédrica** con todos los ángulos de enlace de 90° .



▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta seis dipolos dirigidos hacia el flúor, $\text{S} \rightarrow \text{F}$. Como los todos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es octaédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

Especie química: BF_3

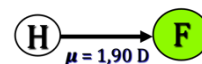
Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: HF▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HF es una molécula del tipo AXE₃, con número estérico 4, a la que corresponde una ordenación tetraédrica de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central. Como solo existen dos átomos unidos, la geometría molecular es **lineal**.

▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta un único dipolo dirigido hacia el flúor, H → F, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,90$ D).



45. a) De las siguientes moléculas: CsCl₂, SCl₂, OF₄, OF₂ y NF₅ indique las que pueden tener existencia real. Razone las respuestas.

b) De las anteriores moléculas con existencia real, indique de forma razonada, el número de pares de electrones no enlazantes del átomo central, su polaridad y su posible geometría.

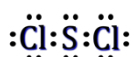
(U.A. Septiembre 2002)

Especie química: OF₄

Esta **molécula no puede existir**, ya que oxígeno y flúor, elementos del segundo periodo que tienen, respectivamente, una configuración electrónica externa, 2s² 2p⁴ y 2s² 2p⁵, por lo que para completar el octeto se pueden enlazar, como máximo, el oxígeno con dos átomos y el flúor con uno.

Especie química: NF₅

Esta **molécula no puede existir**, ya que nitrógeno un elemento del segundo periodo tiene respectivamente, una configuración electrónica externa, 2s² 2p³, por lo que para completar su octeto se pueden enlazar, como máximo, con tres átomos.

Especie química: SCl₂▪ Estructura de Lewis

La estructura de Lewis muestra que esta sustancia **sí puede tener existencia real** ya que todos los átomos consiguen completar su octeto. Como puede verse, **el azufre tiene 2 pares de electrones no enlazantes**.

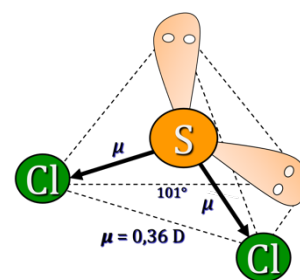
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SCl₂ es una molécula del tipo AX₂E₂, con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

Como posee dos pares de electrones no enlazantes sobre el azufre la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace menor que el de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por dichos pares. Según la bibliografía, el ángulo de enlace es de 101°.

▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el azufre ($\chi = 2,58$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el cloro, S → Cl. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos no es nula, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,36$ D).



Especie química: CsCl₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 12 de esta sección.

Especie química: OF₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

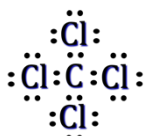
46. Para las moléculas de CCl₄, NCl₃ y OF₂:

a) Dibuje su estructura de Lewis.

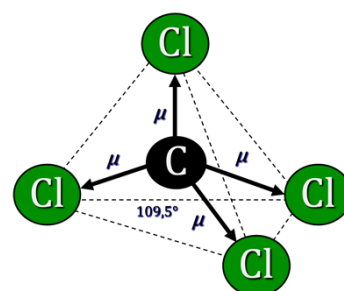
b) Justifique su forma geométrica.

c) Razone si las moléculas son polares o apolares.

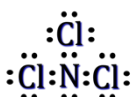
(C.V. Junio 2003)

Especie química: CCl₄▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

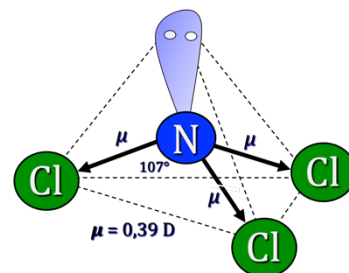
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CCl₄ es una especie del tipo AX₄ con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el carbono coinciden la distribución y la geometría molecular que es **tetraédrica**, con ángulos de enlace de 109,5°.

▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos, dirigidos hacia el átomo de cloro, C → Cl. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

Especie química: NCl₃▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NCl₃ es una especie del tipo AX₃E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par no enlazante sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **piramidal** con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par de electrones no enlazante.

▪ Polaridad

El cloro un poco más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el nitrógeno ($\chi = 3,04$), por lo que la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el cloro, N → Cl. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de estos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,39$ D).

Especie química: OF₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

47. Ordene los siguientes enlaces por polaridad decreciente: S-Cl, Si-Cl, Al-Cl y P-Cl. Justifique la respuesta.

(U.A. Junio 2003)

La polaridad de un enlace viene dada por la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que forman dicho enlace que hace que el par de electrones de enlace sea atraído con más intensidad por uno de los átomos enlazados, dando lugar a la aparición de diferenciales de carga con el mismo valor absoluto y diferente signo, negativo sobre el átomo más electronegativo y positivo sobre el menos electronegativo.

La electronegatividad de un elemento depende de:

- el radio atómico, que aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un periodo de la tabla periódica
- la carga nuclear efectiva, que se mantiene constante dentro de un grupo y aumenta con el número atómico al avanzar en un periodo.

Por lo tanto, la electronegatividad aumenta al disminuir el radio atómico y al aumentar la carga efectiva, aumenta al avanzar en un periodo y al ascender en un grupo. Así pues, teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica de los elementos propuestos, que pertenecen todos al 3^{er} periodo:

Al (grupo 13), Si (grupo 14), P (grupo 15), S (grupo 16), Cl (grupo 17)

De acuerdo con lo expuesto, el orden de electronegatividad de estos elementos es:

$Al < Si < P < S < Cl$

Por lo tanto, las diferencias de electronegatividad por orden decreciente son:

$Al-Cl > Si-Cl > P-Cl > S-Cl$

y este es también el orden de los enlaces por polaridad decreciente.

De acuerdo con la bibliografía, las electronegatividades según Pauling de los elementos propuestos son:

$Al (1,61) < Si (1,90) < P (2,19) < S (2,58) < Cl (3,17)$

y las diferencias de electronegatividad existentes en los enlaces son:

$Al-Cl (1,55) > Si-Cl (1,26) > P-Cl (0,97) > S-Cl (0,58)$

48. Para las moléculas SO₃, CHCl₃, PH₃ y SF₂, escriba las estructuras de Lewis indicando el número de pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central, su polaridad y su posible geometría.

(U.A. Junio 2003)

Especie química: SO₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 21 de esta sección.

Especie química: PH₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 34 de esta sección.

Especie química: CHCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: SF₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 26 de esta sección.

49. A partir de la estructura de Lewis de las moléculas BCl_3 y NCl_3 , prediga razonadamente su geometría e indique si estas moléculas son o no polares.

(C.V. Septiembre 2003)

Especie química: BCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 28 de esta sección.

Especie química: NCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

50. ¿Cuál es el origen de la polaridad de los enlaces covalentes?

Ordene los siguientes enlaces por orden de polaridad creciente: C–O, C–F, C–C y C–N.

(C.V. Septiembre 2003)

La polaridad de un enlace viene dada por la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que forman dicho enlace que hace que el par de electrones de enlace sea atraído con más intensidad por uno de los átomos enlazados, dando lugar a la aparición de diferenciales de carga con el mismo valor absoluto y diferente signo, negativo sobre el átomo más electronegativo y positivo sobre el menos electronegativo.

La electronegatividad de un elemento depende de:

- el radio atómico, que aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un periodo de la tabla periódica
- la carga nuclear efectiva, que se mantiene constante dentro de un grupo y aumenta con el número atómico al avanzar en un periodo.

Por lo tanto, la electronegatividad aumenta al disminuir el radio atómico y al aumentar la carga efectiva, aumenta al avanzar en un periodo y al ascender en un grupo. Así pues, teniendo en cuenta la posición en la tabla periódica de los elementos propuestos, que pertenecen todos al 2º periodo:

C (grupo 14), N (grupo 15), O (grupo 16), F (grupo 17)

De acuerdo con lo expuesto, el orden de electronegatividad de estos elementos es:

$\text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$

Por lo tanto, las diferencias de electronegatividad por orden creciente son:

$\text{C-C} > \text{C-N} > \text{C-O} > \text{C-F}$

y este es también el orden de los enlaces por polaridad creciente.

De acuerdo con la bibliografía, las electronegatividades según Pauling de los elementos propuestos son:

$\text{C} (2,55) < \text{N} (3,04) < \text{O} (3,44) < \text{F} (3,98)$

y las diferencias de electronegatividad existentes en los enlaces son:

$\text{C-C} (0) > \text{C-N} (0,49) > \text{C-O} (0,89) > \text{C-F} (1,43)$

51. Para las siguientes moléculas: ICl , BF_3 , OCl_2 y AsH_3 , escriba las estructuras de Lewis, indicando de forma razonada, el número de pares de electrones no enlazantes sobre átomo central, su polaridad y su posible geometría.

(U.A. Septiembre 2003)

Especie química: ICl

▪ Estructura de Lewis



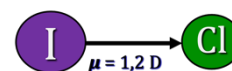
Como se observa, cada uno de los átomos está rodeado por **tres pares de electrones no enlazantes**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el ICl es una especie del tipo AXE₃ con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central. Como en la molécula solo existen dos átomos la geometría molecular es **lineal**.

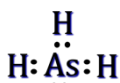
▪ Polaridad

El cloro es más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el yodo ($\chi = 2,66$), por lo que la molécula presenta un único dipolo dirigido hacia el átomo de cloro I → Cl que hace que la molécula sea **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,2$ D).



Especie química: AsH₃

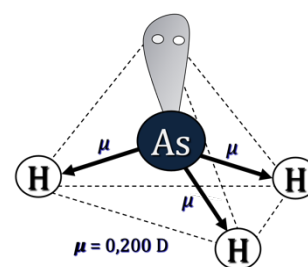
▪ Estructura de Lewis



Como se observa, el arsénico tiene **un par de electrones no enlazante**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el AsH₃ es una especie del tipo AX₃E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el arsénico, la geometría molecular es **piramidal** con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante.



▪ Polaridad

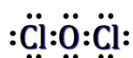
El hidrógeno es más electronegativo ($\chi = 2,20$) que el arsénico ($\chi = 2,18$), por lo que la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el hidrógeno, As → H. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es piramidal, la resultante de estos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,20$ D).

Especie química: BF₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: OCl₂

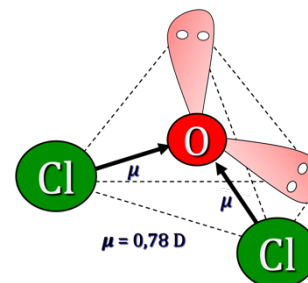
▪ Estructura de Lewis



Como se observa, cada uno de los **átomos de cloro** está rodeado por **tres pares de electrones no enlazantes**, mientras que el **átomo de oxígeno** se encuentra rodeado por **dos pares no enlazantes**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el OCl₂ es una especie del tipo AX₂E₂ con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central, la geometría molecular es **angular** con un ángulo de enlace menor que el de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por los dos pares de electrones no enlazantes.



▪ Polaridad

Como el oxígeno es más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el cloro ($\chi = 3,16$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el oxígeno, $\text{Cl} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,78 \text{ D}$).

52. Dadas las moléculas de CF_4 , CO_2 , NCl_3 y COCl_2 . Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Represente su estructura de Lewis.

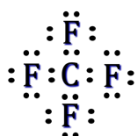
b) Prediga su geometría molecular.

c) Explique si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

(C.V. Junio 2004)

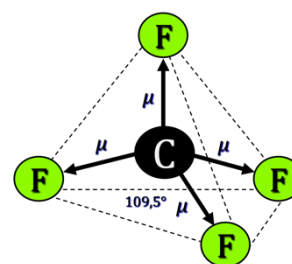
Especie química: CF_4

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CF_4 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el carbono coinciden la distribución y la geometría molecular que es **tetraédrica**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

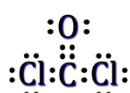


▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos, dirigidos hacia el átomo de flúor, $\text{C} \rightarrow \text{F}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

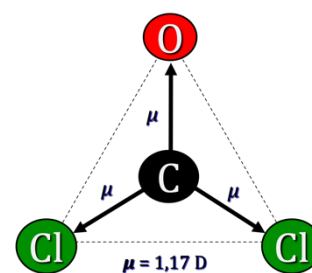
Especie química: COCl_2

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el COCl_2 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**.



▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el cloro ($\chi = 3,16$) y que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta tres dipolos, dos dirigidos hacia los átomos de cloro, $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$, y un tercero dirigido hacia el átomo de oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como dos de los tres vectores momento dipolar son diferentes y la geometría triangular, la resultante de todos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,17 \text{ D}$).

Especie química: CO_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

Especie química: NCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

53. Dadas las moléculas SiH_4 , PH_3 , SF_2 y H_2CO , responda razonadamente las cuestiones:

- Represente su estructura de Lewis.
- Prediga su geometría molecular.
- Explique si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

(C.V. Junio 2005)

Especie química: SiH_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 34 de esta sección.

Especie química: PH_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 34 de esta sección.

Especie química: SF_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 26 de esta sección.

Especie química: H_2CO

Se encuentra resuelta en el ejercicio 19 de esta sección.

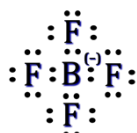
54. Dadas las especies químicas BF_4^- , BeH_2 , OCl_2 y PCl_3 , responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Represente su estructura de Lewis.
- Prediga su geometría molecular.
- Explique si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

(C.V. Septiembre 2005)

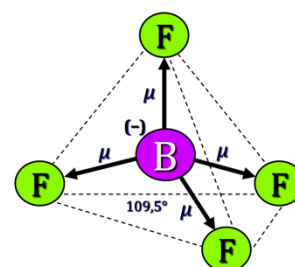
Especie química: BF_4^-

- Estructura de Lewis



- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BF_4^- es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el boro, coinciden la distribución y forma del ion, por lo tanto, este presenta una geometría **tetraédrica**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



- Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el boro ($\chi = 2,04$), el ion presenta cuatro dipolos, dirigidos hacia el átomo de flúor, $\text{B} \rightarrow \text{F}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una especie **no polar**.

Especie química: BeH_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: OCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección.

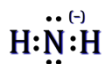
55. Dadas las siguientes especies químicas NH_2^- , NH_3 , NH_4^+ y H_3O^+ , responda razonadamente:

- a) Represente su estructura de Lewis.
b) Prediga su geometría molecular.

(C.V. Junio 2006) (C.V. Junio 2011)

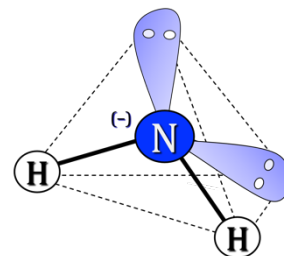
Especie química: NH_2^-

- Estructura de Lewis



- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_2^- es una especie del tipo AX_2E_2 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **angular** con un ángulo de enlace menor que el de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión que producen los dos pares no enlazantes.



Especie química: NH_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 6 de esta sección.

Especie química: NH_4^+

Se encuentra resuelta en el ejercicio 22 de esta sección.

Especie química: H_3O^+

Se encuentra resuelta en el ejercicio 22 de esta sección.

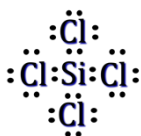
(En el ejercicio propuesto en Junio de 2011 se omite la especie H_3O^+).

56. Escriba la estructura de Lewis, prediga la geometría molecular e indique, razonando la respuesta, si son o no polares las siguientes moléculas: N_2O , SiCl_4 , OF_2 y BCl_3 .

(C.V. Septiembre 2006)

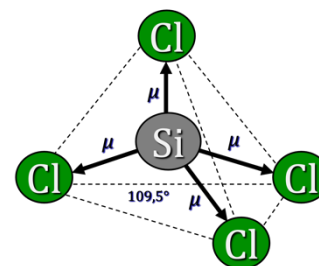
Especie química: SiCl_4

- Estructura de Lewis



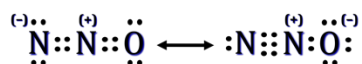
- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el SiCl_4 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el silicio coinciden la distribución y la geometría molecular que es **tetraédrica**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.



- Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el silicio ($\chi = 1,90$), la molécula presenta cuatro dipolos, dirigidos hacia el átomo de cloro, $\text{Si} \rightarrow \text{Cl}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

Especie química: N₂O▪ Estructura de Lewis

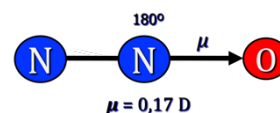
Se trata de una sustancia que presenta **resonancia**.

▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el N₂O es una molécula del tipo AX₂, con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre este, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo que presenta una geometría molecular **lineal**.

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el nitrógeno ($\chi = 3,04$), la molécula presenta un único dipolo dirigido hacia el átomo de oxígeno, N → O, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,17$ D).

**Especie química: OF₂**

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

Especie química: BCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 28 de esta sección.

57. Dadas las moléculas CS₂, CHCl₃, OCl₂ y PH₃, responda a las siguientes cuestiones:

a) **Represente la estructura electrónica de Lewis para cada una de ellas.**

b) **Prediga su geometría molecular.**

c) **Señale en cada caso si la molécula tiene o no momento dipolar.**

d) **¿Qué hibridación presenta el átomo central de las moléculas de CHCl₃ y PH₃?**

(C.V. Junio 2007) (C.V. Septiembre 2012)

Especie química: CS₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: CHCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: OCl₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección.

Especie química: PH₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 34 de esta sección.

d) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CHCl₃ y PH₃ son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central se ajusta a las fórmulas AX₄ y AX₃E, respectivamente, a las que corresponde un número estérico (m+n) = 4, por lo que ambas tienen un átomo central que presenta **hibridación sp³**.

(En el ejercicio propuesto en septiembre de 2012 se omite el apartado d).

58. Considere las moléculas CCl_4 , PCl_3 , OCl_2 y conteste razonadamente las siguientes cuestiones:

- Dibuje la estructura electrónica de Lewis para cada una de las moléculas.
- Indique la disposición espacial de los pares electrónicos que rodean al átomo central.
- Indique la geometría de cada una de las moléculas.
- Discuta la polaridad de cada una de las moléculas anteriores.

(C.V. Septiembre 2007)

Especie química: CCl_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

Especie química: PCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: OCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección.

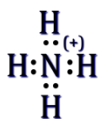
59. Considere las siguientes especies químicas: SiH_4 , PH_3 , NH_4^+ y H_2S . Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas.
- Deduzca la geometría molecular de cada una de las especies químicas anteriores.
- Indique si las moléculas SiH_4 , PH_3 y H_2S son polares o no.

(C.V. Junio 2008)

Especie química: NH_4^+

- Estructura de Lewis

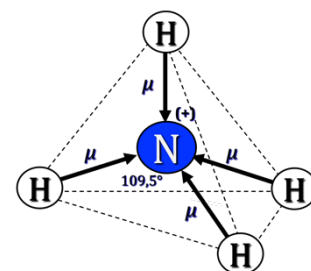


- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NH_4^+ es una especie del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el nitrógeno, coinciden la distribución y forma del ion, por lo tanto, este presenta una geometría **tetraédrica** con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

- Polaridad

Al ser el nitrógeno más electronegativo ($\chi = 3,04$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), el ion presenta cuatro dipolos dirigidos hacia el nitrógeno, $\text{H} \rightarrow \text{N}$. Como todos los vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una especie **no polar**.



Especie química: SiH_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 34 de esta sección.

Especie química: PH_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 34 de esta sección.

Especie química: H_2S

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

60. Explique razonadamente, justificando la respuesta, si son ciertas las siguientes afirmaciones:

a) OCl_2 es una molécula polar.

b) El triyoduro de boro, BI_3 , es de forma trigonal plana, mientras que el triyoduro de fósforo, PI_3 , es piramidal trigonal.

(C.V. Junio 2009)

a) OCl_2 es una molécula polar.

Especie química: OCl_2

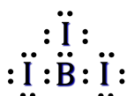
Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección, donde se justifica que se trata de una molécula polar.

La propuesta es **cierta**.

b) El triyoduro de boro, BI_3 , es de forma trigonal plana, mientras que el triyoduro de fósforo, PI_3 , es piramidal trigonal.

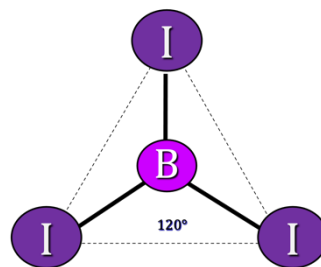
Especie química: BI_3

▪ Estructura de Lewis



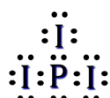
▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BI_3 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el boro coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular plana**, con ángulos de enlace de 120° .



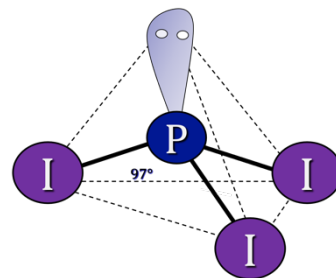
Especie química: PI_3

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el PI_3 es una especie del tipo AX_3E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazantes sobre el fósforo, la geometría molecular es **piramidal trigonal** con unos ángulos de enlace menores que los de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por el par de electrones no enlazantes.



La propuesta es **cierta**.

61. Dadas las moléculas HCN , OF_2 , NCl_3 , SiCl_4 , responda razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Represente la estructura electrónica de Lewis de cada una de ellas.

b) Prediga su geometría molecular.

c) Explique en cada caso si la molécula tiene o no momento dipolar.

(C.V. Junio 2009)

Especie química: HCN

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: OF₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

Especie química: NCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

Especie química: SiCl₄

Se encuentra resuelta en el ejercicio 56 de esta sección.

62. a) Represente la estructura de Lewis del tricloruro de nitrógeno, NCl₃, describa razonadamente su geometría y justifique si esta molécula es o no polar.

b) A partir de los resultados anteriores y teniendo en cuenta la posición relativa del N y del P en la tabla periódica, indique si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones referidas a la molécula de PCl₃:

b₁) Al átomo de fósforo le rodean tres pares de electrones.

b₂) El átomo de fósforo no presenta ningún par de electrones solitario o no enlazante.

b₃) La distribución de pares electrónicos alrededor del átomo de P es tetraédrica.

b₄) El PCl₃ presenta una geometría trigonal plana.

(C.V. Septiembre 2009)

Especie química: NCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

Especie química: PCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección y, de acuerdo con lo justificado para esta especie:

b₁) Al átomo de fósforo le rodean tres pares de electrones.

La propuesta es **falsa**.

b₂) El átomo de fósforo no presenta ningún par de electrones solitario o no enlazante.

La propuesta es **falsa**.

b₃) La distribución de pares electrónicos alrededor del átomo de P es tetraédrica.

La propuesta es **verdadera**.

b₄) El PCl₃ presenta una geometría trigonal plana.

La propuesta es **falsa**.

63. Considere las moléculas CS₂, CH₃Cl, H₂S y NCl₃, y responda razonadamente las siguientes cuestiones:

a) Represente la estructura de Lewis de cada una de estas moléculas.

b) Prediga su geometría molecular.

c) Explique, en cada caso, si la molécula tiene o no momento dipolar.

(Junio 2010)

Especie química: CS₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: CH₃Cl

Se encuentra resuelta en el ejercicio 18 de esta sección.

Especie química: H₂S

66. Considere los elementos B, C, N, O y Cl. Responda razonadamente a las cuestiones siguientes:

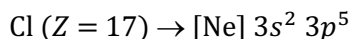
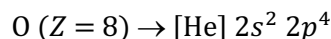
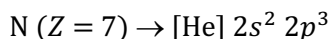
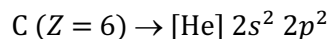
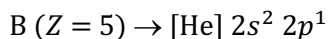
a) Deduzca la fórmula molecular más probable para los compuestos formados por:

i) B y Cl ii) C y Cl iii) N y Cl iv) O y Cl

b) Dibuje las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas e indique la geometría de cada una de ellas. (Datos. Números atómicos: B = 5, C = 6, N = 7, O = 8, Cl = 17).

(C.V. Septiembre 2011)

a-b) Las configuraciones electrónicas de los elementos propuestos son:



Todos estos elementos son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad por lo que entre ellos forman enlaces predominantemente covalentes compartiendo electrones para completar sus octetos.

i) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de B que comparte tres electrones con tres átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es BCl_3 .

Especie química: BCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 28 de esta sección.

ii) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de C que comparte cuatro electrones con cuatro átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es CCl_4 .

Especie química: CCl_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

iii) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de N que comparte tres electrones con tres átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es NCl_3 .

Especie química: NCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

iv) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de O que comparte dos electrones con dos átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es OCl_2 .

Especie química: OCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 25 de esta sección.

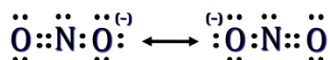
67. Considere las siguientes especies químicas N_2O , NO_2^+ , NO_2^- y NO_3^- . Responda razonadamente a estas cuestiones:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas.
- Prediga la geometría de cada una de estas especies químicas.

(C.V. Junio 2012)

Especie química: NO_2^-

- Estructura de Lewis

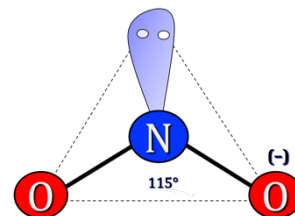


Se trata de una especie que presenta **resonancia**.

- Geometría

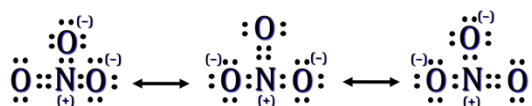
De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_2^- es una especie del tipo AX_2E con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

Como existe un par de electrones no enlazantes sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **angular**, con ángulos de enlace menores que los de un triángulo (120°) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante (115° según la bibliografía).



Especie química: NO_3^-

- Estructura de Lewis

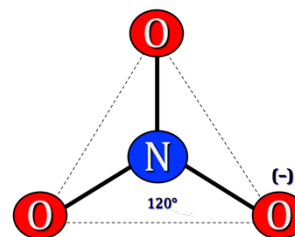


Se trata de una especie que presenta **resonancia**.

- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NO_3^- es una especie del tipo AX_3 con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central.

Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el nitrógeno, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría **triangular** con ángulos de enlace de 120° .



Especie química: N_2O

Se encuentra resuelta en el ejercicio 56 de esta sección.

Especie química: NO_2^+

Se encuentra resuelta en el ejercicio 1 de esta sección.

68. Considere los elementos X e Y cuyos números atómicos son 8 y 17, respectivamente, y responda a las siguientes cuestiones:

- Escriba las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos X e Y.
- Deduzca la fórmula molecular más probable del compuesto formado por X e Y.
- A partir de la estructura de Lewis del compuesto formado por X e Y, prediga su geometría molecular.
- Explique si la molécula formada por X e Y es polar o apolar.

(C.V. Junio 2013)

a) El elemento X de número atómico $Z = 8$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al **grupo 16** y **periodo 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **oxígeno** cuyo símbolo es **O**.

▪ El elemento **Y** de número atómico $Z = 17$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, **[Ne] 3s² 3p⁵** y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al **grupo 17** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones *d*).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **cloro** cuyo símbolo es **Cl**.

Ambos elementos son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad por lo que entre ellos forman enlaces predominantemente covalentes compartiendo electrones para completar sus octetos.

b-c-d) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de O que comparte dos electrones con dos átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **OCl₂**.

Especie química: OCl₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección.

69. Responda razonadamente a estas cuestiones:

a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las siguientes especies químicas y prediga su geometría molecular: **NCl₃**, **BeH₂** y **NH₄⁺**.

b) Explique si las moléculas de **BeH₂** y **NCl₃** tienen o no momento dipolar.

(C.V. Junio 2013)

Especie química: NCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

Especie química: BeH₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: NH₄⁺

Se encuentra resuelta en el ejercicio 22 de esta sección.

70. Considere las especies químicas: CO₃²⁻, CS₂, SiCl₄ y NCl₃, y responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies propuestas.

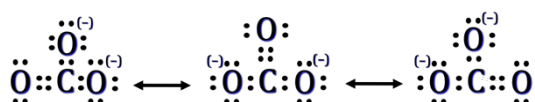
b) Prediga la geometría molecular de cada una de las especies químicas.

c) Explique si las moléculas de **CS₂** y **NCl₃** tienen o no momento dipolar.

(C.V. Julio 2013)

Especie química: CO₃²⁻

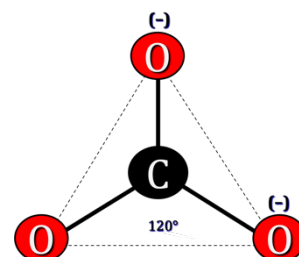
▪ Estructura de Lewis



Se trata de una especie que presenta **resonancia**.

▪ **Geometría**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_3^{2-} es una especie del tipo AX_3 con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría **triangular** con ángulos de enlace de 120° .



Especie química: CS_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: SiCl_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 56 de esta sección.

Especie química: NCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

71. a) Escriba la estructura de Lewis de cada una de las siguientes moléculas y prediga, justificando la respuesta, su geometría molecular: PCl_3 , OF_2 , H_2CO , CH_3Cl .

b) Explique razonadamente si las moléculas PCl_3 , OF_2 , H_2CO , CH_3Cl son polares o apolares.

(C.V. Junio 2014)

Especie química: PCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: OF_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

Especie química: CH_3Cl

Se encuentra resuelta en el ejercicio 18 de esta sección.

Especie química: H_2CO

Se encuentra resuelta en el ejercicio 19 de esta sección.

71. Considere las especies químicas CO_2 , CO_3^{2-} , H_2Se , y responda a las siguientes cuestiones:

a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.

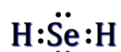
b) Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas.

c) Explique, justificando la respuesta, si las moléculas CO_2 y H_2Se son polares o apolares.

(C.V. Julio 2014)

Especie química: H_2Se

▪ **Estructura de Lewis**

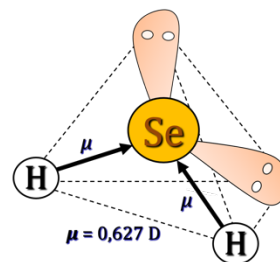


▪ **Geometría**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el H_2Se es una molécula del tipo AX_2E_2 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el selenio, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace ligeramente menor que el de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares de electrones no enlazantes.

▪ Polaridad

Al ser el selenio más electronegativo ($\chi = 2,55$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia el selenio, $H \rightarrow Se$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es angular, la resultante de ambos no es nula, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,627$ D).



Especie química: CO_3^{2-}

Se encuentra resuelta en el ejercicio 70 de esta sección.

Especie química: CO_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

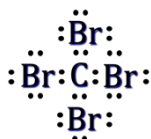
72. Considere las moléculas: BBr_3 , H_2S , HCN y CBr_4 , y responda a las siguientes cuestiones:

- Represente la estructura electrónica de Lewis de cada molécula.
- Indique, razonadamente, la geometría de cada una de las especies.
- Explique, en cada caso, si la molécula tendrá momento dipolar o no.

(C.V. Junio 2015)

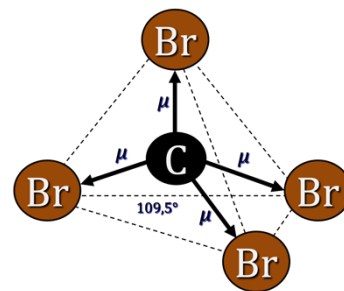
Especie química: CBr_4

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CBr_4 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el carbono coinciden la distribución y la geometría molecular que es **tetraédrica**, con ángulos de enlace de $109,5^\circ$.

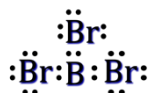


▪ Polaridad

Al ser el bromo más electronegativo ($\chi = 2,96$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos, dirigidos hacia el átomo de carbono, $C \rightarrow Br$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

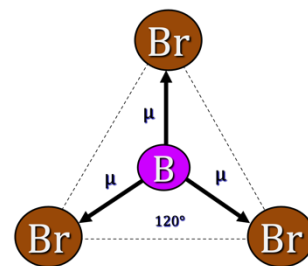
Especie química: BBr_3

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el BBr_3 es una especie del tipo AX_3 con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el átomo de boro, coinciden la distribución y la geometría molecular, que es **triangular** con ángulos de enlace de 120° .



▪ Polaridad

Al ser el bromo más electronegativo ($\chi = 2,96$) que el boro ($\chi = 2,04$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el bromo, $B \rightarrow Br$. Como los tres vectores momento dipolar son iguales y la geometría es triangular, la resultante de estos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

Especie química: H₂S

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

Especie química: HCN

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

73. Considere las siguientes moléculas: BF₃, CF₄, NF₃ y OF₂. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) Dibuje la estructura de Lewis de cada una de las moléculas propuestas y deduzca su geometría.

b) Indique si cada una de las moléculas propuestas tiene o no momento dipolar.

c) Ordene las moléculas BF₃, CF₄, NF₃ por orden creciente de su ángulo de enlace.

(C.V. Julio 2015)

Especie química: BF₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: NF₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: CF₄

Se encuentra resuelta en el ejercicio 52 de esta sección.

Especie química: OF₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

c) De acuerdo con lo explicado para cada una de las especies químicas propuestas, el orden creciente de ángulos de enlace es:



74. Teniendo en cuenta las siguientes especies, HCN, PCl₃, NH₄⁺ y OCl₂:

a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies propuestas.

b) Prediga la geometría de cada una de estas especies.

c) Indique razonadamente si las moléculas PCl₃ y OCl₂ son polares o apolares.

(C.V. Junio 2016)

Especie química: HCN

Se encuentra resuelta en el ejercicio 3 de esta sección.

Especie química: PCl₃

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: NH₄⁺

Se encuentra resuelta en el ejercicio 22 de esta sección.

Especie química: OCl₂

Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección.

75. Considere los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 7, 8 y 17, respectivamente, y responda las cuestiones:

a) Aplicando la regla del octeto deduzca razonadamente la fórmula molecular del compuesto formado por:

a1) A y C

a2) B y C

b) A partir de las estructuras de Lewis de los dos compuestos deducidos en el apartado a), explique la geometría de cada una de las dos moléculas y justifique si son polares o apolares.

(C.V. Julio 2016)

a) El elemento A de número atómico $Z = 7$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{He}] 2s^2 2p^3$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 5, pertenece al grupo 15 y periodo 2 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 15 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	N	P	As	Sb	Bi	Mc

Se trata del **nitrógeno** cuyo símbolo es N.

▪ El elemento B de número atómico $Z = 8$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 6, pertenece al grupo 16 y periodo 2 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones en orbitales d).

El grupo 16 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	O	S	Se	Te	Po	Lv

Se trata del **oxígeno** cuyo símbolo es O.

▪ El elemento C de número atómico $Z = 17$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al grupo 17 y periodo 3 de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3º periodo no tienen electrones en orbitales d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **cloro** cuyo símbolo es Cl.

Los tres elementos son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad por lo que entre ellos forman enlaces predominantemente covalentes compartiendo electrones para completar sus octetos.

a1-b) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de N que comparte tres electrones con tres átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es NCl_3 .

Especie química: NCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

a1-b) De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de O que comparte dos electrones con dos átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es OCl_2 .

Especie química: OCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 51 de esta sección.

76. Considere las especies químicas: BF_3 , BF_4^- , OF_2 y COF_2 y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente las estructuras de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.
- Explique razonadamente la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Considerando las moléculas BF_3 y OF_2 , explique en qué caso el enlace del flúor con el átomo central es más polar.
- Explique razonadamente la polaridad de las moléculas BF_3 , OF_2 y COF_2 .

(C.V. Junio 2017)

Especie química: COF_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 39 de esta sección.

Especie química: BF_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

Especie química: OF_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

Especie química: BF_4^-

Se encuentra resuelta en el ejercicio 25 de esta sección.

c) Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el oxígeno ($\chi = 3,44$) y que el boro ($\chi = 2,04$), la diferencia de electronegatividad del enlace B-F (1,94) es mayor que la que presenta el enlace F-O (0,54), por lo tanto, **el enlace B-F es el más polar.**

77. Considere las especies químicas CS_2 , SiCl_4 , ICl_2^+ y NF_3 . Responda razonadamente:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas.
- Deduzca la geometría de cada una de las cuatro especies químicas propuestas.
- Discuta la polaridad de cada una de las moléculas CS_2 , SiCl_4 , y NF_3 .

(C.V. Julio 2017)

Especie química: NF_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 35 de esta sección.

Especie química: CS_2

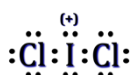
Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: SiCl_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 56 de esta sección.

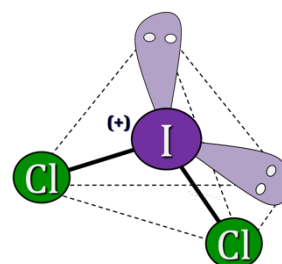
Especie química: ICl_2^+

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el ICl_2^+ es una especie del tipo AX_2E_2 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existen dos pares de electrones no enlazantes sobre el yodo, la geometría molecular es **angular**, con un ángulo de enlace ligeramente menor que el de un tetraedro ($109,5^\circ$) debido a la repulsión provocada por los dos pares de electrones no enlazantes.



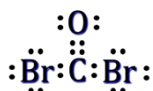
78. Considere las especies químicas: COBr_2 , HSiCl_3 , CO_2 , NO_2^- y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.
- Explique, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Discuta, razonadamente, si las moléculas Br_2CO , HSiCl_3 y CO_2 son polares o apolares.

(Junio 2018)

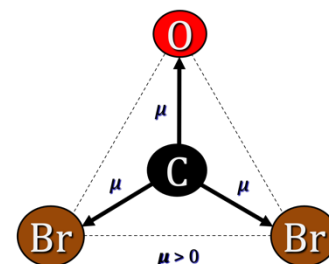
Especie química: COBr_2

- Estructura de Lewis



- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el COBr_2 es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular**.

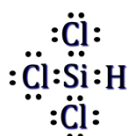


- Polaridad

Al ser el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativo que el bromo ($\chi = 2,96$) que el y que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta tres dipolos, dos dirigidos hacia los átomos de bromo, $\text{C} \rightarrow \text{Br}$, y un tercero dirigido hacia el átomo de oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como dos de los tres vectores momento dipolar son diferentes y la geometría triangular, la resultante de todos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar**.

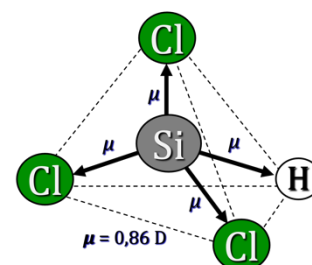
Especie química: HSiCl_3

- Estructura de Lewis



- Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el HSiCl_3 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el silicio coinciden la distribución y la geometría molecular que es **tetraédrica**.



- Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el hidrógeno ($\chi = 2,20$) y que el silicio ($\chi = 1,90$), la molécula presenta cuatro dipolos, tres dirigidos hacia los átomos de cloro, $\text{Si} \rightarrow \text{Cl}$, y un cuarto dirigido hacia el átomo de hidrógeno, $\text{Si} \rightarrow \text{H}$. Como uno de los vectores momento dipolar es diferente y la geometría tetraédrica, la resultante de todos es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,86 \text{ D}$).

Especie química: NO_2^-

Se encuentra resuelta en el ejercicio 67 de esta sección.

Especie química: CS_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

79. Considere las especies químicas H_2S , MgCl_2 , C_2H_2 y CCl_4 . Responda razonadamente las siguientes cuestiones:

- Discuta el tipo de enlace que se presenta en cada una de las cuatro especies químicas.
- Deduzca la estructura de Lewis de las moléculas cuyos átomos están unidos mediante enlace covalente.
- Justifique la geometría de las moléculas del apartado b).
- Explique cuál de los compuestos, MgCl_2 o CCl_4 , será más soluble en agua.

(C.V. Julio 2018)

a) De los elementos que aparecen en las especies propuestas, hidrógeno, carbono, azufre y cloro son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad, por lo que entre ellos forman enlaces **predominantemente covalentes** compartiendo electrones para completar sus octetos, es el caso de las especies H_2S , C_2H_2 y CCl_4 .

El magnesio es un elemento metálico con una baja electronegatividad y su enlace con el cloro es **predominantemente iónico** por cesión y captación de electrones para completar sus octetos, es el caso de la especie MgCl_2 .

Especie química: H_2S

Se encuentra resuelta en el ejercicio 7 de esta sección.

Especie química: C_2H_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 21 de esta sección.

Especie química: CCl_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

d) El MgCl_2 es un compuesto con enlace iónico que tiene una polaridad extrema, por lo que **es muy soluble en agua**, un disolvente muy polar, sin embargo, el CCl_4 es un compuesto con enlace covalente no polar, por lo que **es insoluble en agua**.

80. Considere los elementos A, B y C cuyos números atómicos son 6, 12 y 17, respectivamente.

- Escriba la configuración electrónica de cada uno de los elementos propuestos.
- Elija razonadamente dos elementos que formen un compuesto cuyos átomos estén unidos por enlaces covalentes y, aplicando la regla del octeto, proponga su fórmula molecular.
- Obtenga la estructura de Lewis del compuesto anterior, deduzca su geometría y discuta su polaridad.
- Deduzca razonadamente la fórmula de un compuesto formado por dos de los elementos propuestos que tenga carácter iónico e indique la carga de cada uno de los iones presentes en el mismo.

(C.V. Junio 2019)

a) El elemento A de número atómico $Z = 6$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 4, pertenece al **grupo 14** y **periodo 2** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 2º periodo no tienen electrones d).

El grupo 14 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	C	Si	Ge	Sn	Pb	Fl

Se trata del **carbono** cuyo símbolo es C.

▪ El elemento B de número atómico $Z = 12$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, $[\text{Ne}] 3s^2$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 2, pertenece al **grupo 2** y **periodo 3** de la tabla periódica.

El grupo 2 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

Se trata del **magnesio** cuyo símbolo es **Mg**.

▪ El elemento **C** de número atómico $Z = 17$ tiene la siguiente configuración electrónica abreviada, **[Ne]** $3s^2 3p^5$ y, de acuerdo con el número de electrones de la última capa o capa de valencia, 7, pertenece al **grupo 17** y **periodo 3** de la tabla periódica (en este caso es preciso tener en cuenta que los elementos del 3^{er} periodo no tienen electrones d).

El grupo 17 está integrado por los elementos:

Periodo	2	3	4	5	6	7
Elemento	F	Cl	Br	I	At	Ts

Se trata del **cloro** cuyo símbolo es **Cl**.

b) Los elementos carbono y cloro son no metales y poseen valores elevados de la electronegatividad por lo que entre ellos forman un enlace predominantemente covalente compartiendo electrones para completar sus octetos.

De acuerdo con la regla del octeto, se deben combinar un átomo de C que comparte cuatro electrones con cuatro átomos de Cl que comparten un electrón cada uno, por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **CCl₄**.

Especie química: CCl₄

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

d) El **magnesio y cloro** son elementos con muy diferente electronegatividad entre los que se forma un **enlace predominantemente iónico** y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, se deben combinar un ion Mg^{2+} con dos iones Cl^{-} , por lo que la fórmula del compuesto que resulta es **MgCl₂**.

81. Considere las especies químicas: H₂CO, CN₂²⁻, H₂S, PCl₃ y responda a las cuestiones siguientes:

a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.

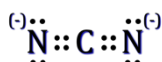
b) Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.

c) Explique, justificadamente, si las moléculas H₂CO y PCl₃ son polares o apolares.

(C.V. Julio 2019)

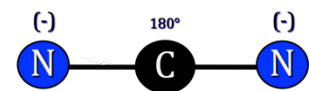
Especie química: CN₂²⁻

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el **CN₂²⁻** es una especie del tipo AX₂ con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como no existen pares de electrones no enlazantes sobre el carbono coinciden la distribución y la geometría que es **lineal**.



Especie química: H₂CO

Se encuentra resuelta en el ejercicio 19 de esta sección.

Especie química: H₂S

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

Especie química: PCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 36 de esta sección.

82. Considere las especies químicas: NCl_3 , NH_4^+ , CS_2 , SCl_2 y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas.
- Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Discuta, justificadamente, la polaridad de las dos moléculas CS_2 y SCl_2 .

(C.V. Septiembre 2020)

Especie química: NCl_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 46 de esta sección.

Especie química: CS_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: SCl_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 45 de esta sección.

Especie química: NH_4^+

Se encuentra resuelta en el ejercicio 22 de esta sección.

83. Considere las moléculas de amoníaco, NH_3 , metano, CH_4 , y metanal, H_2CO .

- Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las tres moléculas.
- Discuta razonadamente la geometría molecular de las tres especies.
- Indique razonadamente la hibridación de los átomos de C.
- Justifique si las moléculas son polares o apolares.

Datos. Electronegatividad de Pauling: H = 2,20; C = 2,55; N = 3,44.

(C.V. Junio 2021)

Especie química: NH_3

Se encuentra resuelta en el ejercicio 13 de esta sección.

Especie química: CH_4

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección.

Especie química: H_2CO

Se encuentra resuelta en el ejercicio 19 de esta sección.

c) De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, NH_3 , CH_4 , y H_2CO son moléculas cuya distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central se ajusta a las fórmulas AX_3E , AX_4 y AX_3 , respectivamente, a las que corresponde un número estérico de 4, 4 y 3, por lo que las dos primeras tienen un átomo central que presenta **hibridación sp^3** y la última, **hibridación sp^2** .

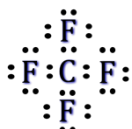
84. a) Dibuje las estructuras electrónicas de Lewis para las moléculas CF_4 , F_2CO y CO_2 .
 b) Indique razonadamente la geometría de las tres moléculas del apartado anterior y ordene de menor a mayor los ángulos de las moléculas (F–C–F del CF_4 , F–C–F del F_2CO y O–C–O del CO_2).
 c) Razone qué molécula/s del apartado (a) es/son polares.
 Datos: Números atómicos, Z : C = 6; O = 8; F = 9. Electronegatividades (Pauling): C = 2,55; O = 3,44; F = 3,98.

(C.V. Junio 2022)

a-c) Se responden estos dos apartados para cada una de las moléculas propuestas.

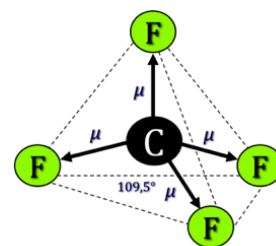
Especie química: CF_4

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CF_4 es una molécula del tipo AX_4 , con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **tetraédrica** con **ángulos de enlace F–C–F de $109,5^\circ$** .

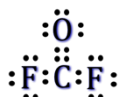


▪ Polaridad

Al ser el flúor más electronegativo ($\chi = 3,98$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos dirigidos hacia los átomos de flúor, $\text{C} \rightarrow \text{F}$. Como los cuatro vectores momento dipolar son iguales y la geometría es tetraédrica, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.

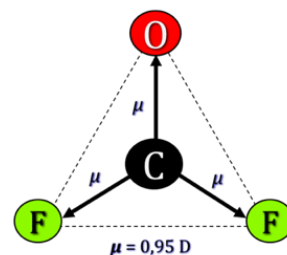
Especie química: F_2CO

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el F_2CO es una molécula del tipo AX_3 , con número estérico 3, a la que corresponde una distribución triangular de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **triangular** con un **ángulo de enlace F–C–F de, aproximadamente, 120°** .

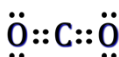


▪ Polaridad

Al ser el flúor ($\chi = 3,98$) y el oxígeno ($\chi = 3,44$) más electronegativos que el carbono ($\chi = 2,55$) existen dos dipolos dirigidos dos hacia el flúor $\text{C} \rightarrow \text{F}$ y otro dirigido hacia el oxígeno $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar no es nula ($\mu = 0,95 \text{ D}$) y la molécula es **polar**.

Especie química: CO_2

▪ Estructura de Lewis

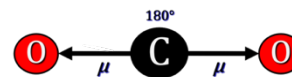


▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CO_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular **lineal** con un **ángulo de enlace O-C-O de 180°** .

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta dos dipolos dirigidos hacia los átomos de oxígeno, $\text{C} \rightarrow \text{O}$. Como los dos vectores momento dipolar son iguales y la geometría es lineal, la resultante de ambos es nula, por lo que se trata de una molécula **no polar**.



b) De acuerdo con lo expuesto, el orden creciente de ángulos de enlace es:



85. a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de la molécula de diclorodifluorometano o freón-12 (CCl_2F_2) y del metanal o formaldehído (H_2CO).

b) Indique la hibridación del átomo de C en cada una de estas especies químicas.

c) Deduzca la geometría de ambas moléculas.

d) Discuta la polaridad de cada una de las moléculas.

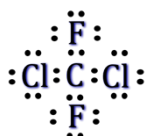
Datos. Números atómicos, Z : H = 1; C = 6; O = 8; F = 9; Cl = 17.

Electronegatividades (Pauling): H = 2,20; C = 2,55; O = 3,44; F = 3,98. Cl = 3,16.

(C.V. Julio 2022)

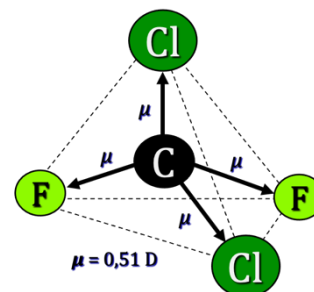
Especie química: CCl_2F_2

▪ Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CCl_2F_2 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central. Como los ligandos unidos al átomo central son diferentes, la geometría molecular es de **tetraedro irregular**, en la que los ángulos de enlace no son todos iguales a $109,5^\circ$.



▪ Polaridad

Al ser el flúor ($\chi = 3,98$) y el cloro ($\chi = 3,16$) más electronegativos que el carbono ($\chi = 2,55$), la molécula presenta cuatro dipolos, dos dirigidos hacia el flúor, $\text{C} \rightarrow \text{F}$ y los dos restantes dirigidos hacia el cloro $\text{C} \rightarrow \text{Cl}$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 0,51 \text{ D}$).

▪ Hibridación

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, CCl_2F_2 , es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX_4 a la que corresponde un número estérico 4, por lo que el átomo central que presenta **hibridación sp^3** .

Especie química: H₂CO

Se encuentra resuelta en el ejercicio 19 de esta sección.

- **Hibridación**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, Cl₂CO, es una molécula cuya distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico 3, por lo que el átomo central que presenta **hibridación sp²**.

86. Considere las especies químicas F₂CO, HCN y NBr₃. Responda a las siguientes cuestiones:

- Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las moléculas.
- Deduzca la disposición geométrica de los pares electrónicos que rodean al átomo central de cada molécula e indique el tipo de hibridación de los orbitales de dicho átomo.
- Indique la geometría de las moléculas HCN y NBr₃.
- Discuta si las moléculas de HCN y NBr₃ son polares o apolares.

Datos. Números atómicos, Z: H = 1; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9; Br = 35.

Electronegatividad: H = 2,2; C = 2,5, N = 3,0; Br = 2,8.

(C.V. Junio 2023)

Especie química: F₂CO

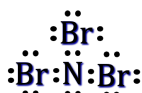
Se encuentra resuelta en el ejercicio 39 de esta sección a excepción de la hibridación, que en el caso de especies en las que el átomo central tiene una distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes que se ajusta a la fórmula AX₃ a la que corresponde un número estérico 3, presentan **hibridación sp²**.

Especie química: HCN

Se encuentra resuelta en el ejercicio 10 de esta sección a excepción de la hibridación, que en el caso de especies en las que el átomo central tiene una distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes que se ajusta a la fórmula AX₂ a la que corresponde un número estérico 2, presentan **hibridación sp**.

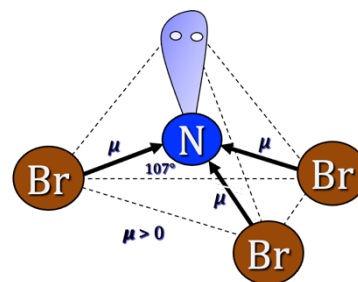
Especie química: NF₃

- **Estructura de Lewis**



- **Geometría**

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el NBr₃ es una especie del tipo AX₃E con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Como existe un par de electrones no enlazante sobre el nitrógeno, la geometría molecular es **piramidal**, con ángulos de enlace menores que los de un tetraedro (109,5°) debido a la repulsión provocada por el par no enlazante. Las especies en las que el átomo central tiene esta disposición presentan **hibridación sp³**.

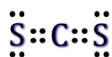


- **Polaridad**

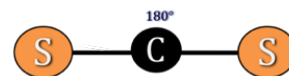
Al ser el nitrógeno ($\chi = 3,04$) más electronegativo que el bromo ($\chi = 2,8$), la molécula presenta tres dipolos dirigidos hacia el nitrógeno Br → N. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar**.

87. a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de las siguientes especies: disulfuro de carbono, SC_2 , dióxido de azufre, SO_2 , sulfuro de hidrógeno, H_2S , y formaldehído, H_2CO .
 b) Indique la hibridación de los átomos de C de las moléculas de SC_2 y H_2CO .
 c) Deduzca la geometría de las moléculas de SC_2 y H_2CO .
 d) Deduzca cuál de los dos ángulos O–S–O o H–S–H en las moléculas de SO_2 y H_2S , respectivamente.
 Datos. Números atómicos, Z: H = 1; C = 6; O = 8; S = 16.

(C.V. Julio 2023)

Especie química: CS_2 ▪ Estructura de Lewis▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CS_2 es una molécula del tipo AX_2 , con número estérico 2, a la que corresponde una distribución lineal de los ligandos y pares no enlazantes alrededor del átomo central. Al no existir pares de electrones no enlazantes sobre el carbono, coinciden la distribución y forma de la molécula, por lo tanto, esta presenta una geometría molecular lineal con un ángulo de enlace de 180° . Las especies en las que el átomo central tiene esta disposición presentan **hibridación sp** .

**Especie química: H_2CO**

Se encuentra resuelta en el ejercicio 2 de esta sección a excepción de la hibridación, que en el caso de especies en las que el átomo central tiene una distribución de ligandos y pares de electrones no enlazantes que se ajusta a la fórmula AX_3 a la que corresponde un número estérico 3, presentan **hibridación sp^2** .

Especie química: H_2S

Se encuentra resuelta en el ejercicio 9 de esta sección.

Especie química: SO_2

Se encuentra resuelta en el ejercicio 2 de esta sección.

9.2. Propiedades de los enlaces

En este apartado se agrupan ejercicios en los que se debe identificar el tipo de enlace, intramolecular o intermolecular, y relacionarlo con las propiedades de las sustancias.

Se incluye también algún ejercicio en el que se deben realizar cálculos de energía reticular.

1. De las siguientes sustancias: F_2 , ClF, NaCl, CsF, H_2S , PH_3 y SiH_4 .

a) ¿Cuáles tendrán enlaces predominantemente covalentes?

b) ¿Cuáles tendrán enlaces predominantemente iónicos?

c) ¿Cuáles tendrán enlaces covalentes puros?

d) ¿Cuál será el enlace con mayor carácter iónico?

(U.A. Septiembre 1991)

La diferencia de electronegatividad, $\Delta\chi$, existente entre los elementos enlazados proporciona una medida aproximada del carácter iónico o covalente parcial de dicho enlace. De acuerdo con el valor de $\Delta\chi$:

- $\Delta\chi = 0 \rightarrow$ Enlace covalente no polar
- $\Delta\chi \leq 1,0 \rightarrow$ Enlace covalente polar
- $1,0 \leq \Delta\chi \leq 2,0 \rightarrow$ Enlace covalente, parcialmente iónico (no fiable)
- $\Delta\chi \geq 2,0 \rightarrow$ Enlace iónico.

La electronegatividad de un elemento depende de:

- el radio atómico, que aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar en un periodo de la tabla periódica
- la carga nuclear efectiva, que se mantiene constante dentro de un grupo y aumenta al avanzar en un periodo, con el número atómico.

Por lo tanto, la electronegatividad aumenta al disminuir el radio atómico y al aumentar la carga efectiva, aumenta al avanzar en un periodo y al ascender en un grupo. Los elementos que constituyen los enlaces propuestos se encuentran situados en la tabla periódica de la siguiente forma:

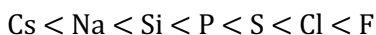
1^{er} periodo: H

2^o periodo: F

3^{er} periodo: Na (grupo 1), Si (grupo 14), P (grupo 15), S (grupo 16), Cl (grupo 17)

4^o periodo: Cs

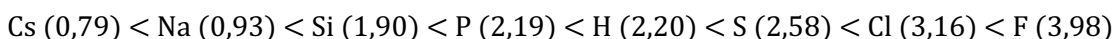
Por lo tanto, el orden creciente de electronegatividad de estos es:



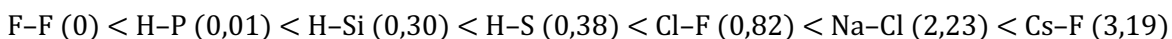
El H presenta una electronegatividad intermedia ya que, a pesar de que su radio atómico es muy pequeño (el menor que existe en la tabla periódica), su carga nuclear efectiva es relativamente elevada debido a que no tiene electrones internos que puedan ejercer efecto pantalla.

Por otro lado, los elementos Cs y Na son metales que se caracterizan por valores pequeños de electronegatividad, mientras que, P, S, Cl y F son no metales que se caracterizan por presentar valores relativamente grandes de la electronegatividad. El silicio es un metaloide y presenta propiedades intermedias entre las de metales y no metales.

En efecto, de acuerdo con la bibliografía las electronegatividades según Pauling de estos elementos son:



Las diferencias de electronegatividad existentes en los siguientes enlaces son:



De acuerdo con los razonamientos previamente expuestos y con las diferencias de electronegatividad calculadas, se puede asignar un tipo de enlace a las sustancias propuestas.

a) ¿Cuáles tendrán enlaces predominantemente covalentes?

ClF , H_2S , PH_3 y SiH_4 , ya que las diferencias de electronegatividad entre los elementos enlazados son relativamente pequeñas.

b) ¿Cuáles tendrán enlaces predominantemente iónicos?

NaCl y CsF , ya que las diferencias de electronegatividad entre los elementos enlazados son elevadas.

c) ¿Cuáles tendrán enlaces covalentes puros?

F_2 , ya que se enlazan dos átomos del mismo elemento.

d) ¿Cuál será el enlace con mayor carácter iónico?

CsF , ya que, de los elementos propuestos, entre ambos existe la máxima diferencia de electronegatividad.

2. Explique la diferente solubilidad en agua de los gases: cloruro de hidrógeno, cloro e hidrógeno.

(C.V. Junio 1997)

La diferente solubilidad en agua de los gases HCl , Cl_2 y H_2 se puede explicar por la formación de enlaces intermoleculares entre las moléculas de H_2O y estas sustancias.

El agua es una sustancia muy polar que, según la bibliografía, presenta un elevado momento dipolar, $\mu = 1,85$ D, ya que su molécula presenta dos fuertes dipolos $\text{H} \rightarrow \text{O}$, debidos a la diferencia de electronegatividad existente entre estos elementos, que hace que el par de electrones de enlace sea más atraído por el oxígeno, dando lugar a la aparición de un diferencial de carga negativa sobre este.

El HCl es también una sustancia también muy polar que según la bibliografía presenta un momento dipolar, $\mu = 1,04$ D, ya que su molécula presenta un dipolo $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$ menos fuerte que el del H_2O , debido a la diferencia de electronegatividad existente entre estos elementos, que hace que el par de electrones de enlace sea más atraído por el cloro, dando lugar a la aparición de un diferencial de carga negativa sobre este, que es menor que la que existía sobre el oxígeno del agua, debido a que el cloro es menos electronegativo que el oxígeno.

El Cl_2 y H_2 son sustancias no polares ya que al estar formadas por un único elemento no existe diferencia de electronegatividad.

- La solubilidad del HCl en H_2O :

se debe a la formación de **fuerzas intermoleculares de van der Waals tipo dipolo-dipolo** entre estas dos moléculas. La intensidad de estas fuerzas aumenta con la polaridad de las sustancias.

- La solubilidad del Cl_2 y H_2 en H_2O :

se debe a la formación de **fuerzas intermoleculares de van der Waals del tipo fuerzas de dispersión de London** entre las moléculas de Cl_2 o H_2 y las de H_2O . La intensidad de estas fuerzas aumenta con la masa molecular de las sustancias. Así pues, el Cl_2 es más soluble en agua que el H_2 .

El orden de solubilidad en agua de los gases propuestos es:

**3. Justifique la distinta solubilidad que presentan en agua el metano y el metanol.**

(C.V. Septiembre 1997)

La diferente solubilidad en agua del CH_4 y CH_3OH se puede explicar por la formación de enlaces intermoleculares entre las moléculas de H_2O y estas sustancias.

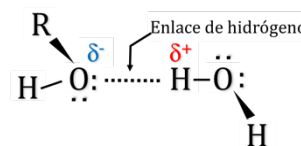
El H_2O es una sustancia muy polar que según la bibliografía presenta un elevado momento dipolar, $\mu = 1,85$ D, ya que su molécula presenta dos fuertes dipolos $\text{H} \rightarrow \text{O}$, debidos a la diferencia de electronegatividad existente entre estos elementos, que hace que el par de electrones de enlace sea más atraído por el oxígeno, dando lugar a la aparición de un diferencial de carga negativa sobre este.

El CH_3OH es también una sustancia también muy polar que según la bibliografía presenta un elevado momento dipolar, $\mu = 1,70 \text{ D}$, ya que su molécula presenta un fuerte dipolo $\text{H} \rightarrow \text{O}$. Los enlaces C-H son muy poco polares ya que la diferencia de electronegatividad entre el carbono y el hidrógeno es muy pequeña.

El CH_4 es una sustancia no polar, ya que, aunque la pequeña diferencia de electronegatividad entre carbono e hidrógeno provoca la existencia de pequeños dipolos en la molécula, su geometría tetraédrica hace que la resultante de los correspondientes vectores momento dipolar sea nula.

- La solubilidad del CH_3OH en H_2O :

se debe a la formación de **enlaces de hidrógeno** entre estas dos moléculas. Este tipo de enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (O-H) se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N , O o F) de una molécula cercana.



- La solubilidad del CH_4 en H_2O :

se debe a la formación de **fuerzas intermoleculares de van der Waals del tipo fuerzas de dispersión de London** entre las moléculas de CH_4 y las de H_2O . La intensidad de estas fuerzas aumenta con la masa molecular de las sustancias.

El enlace de hidrógeno es más fuerte que el enlace de van der Waals, por lo tanto, **el CH_3OH es más soluble en agua que el CH_4** .

4. Indique de forma razonada el tipo de enlace que debe romperse para:

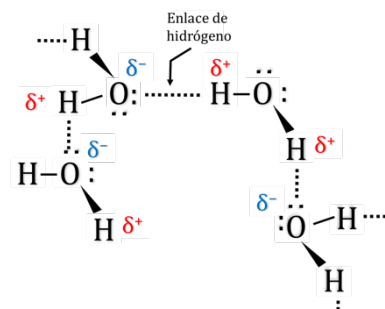
- Fundir hielo.
- Fundir hierro.
- Fundir CsCl .
- Evaporar N_2 líquido.

(C.V. Junio 1998)

a) *¿Qué tipo de enlace que debe romperse para fundir hielo?*

Deben romperse **enlaces de hidrógeno**, que son los que mantienen unidas a las moléculas de H_2O que forman el hielo.

Este tipo de enlace se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo (O-H) se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N , O o F) de una molécula cercana.



b) *¿Qué tipo de enlace que debe romperse para fundir hierro?*

Debe romperse el **enlace metálico** que mantiene unidos a los átomos de hierro.

En este tipo de enlace los átomos de hierro liberan electrones que quedan deslocalizados por una red cristalina definida por los cationes formados.

c) *¿Qué tipo de enlace que debe romperse para fundir CsCl ?*

Debe romperse el **enlace iónico** que mantiene unidos a los iones cesio y cloro.

En este tipo de enlace los cationes Cs^+ y aniones Cl^- se unen por medio de fuerzas electrostáticas formando una red cristalina.

d) *¿Qué tipo de enlace que debe romperse para evaporar N_2 ?*

Deben romperse las **fuerzas intermoleculares de van der Waals del tipo fuerzas de dispersión de London** que mantienen unidas a las moléculas de N_2 en estado líquido.

Estas fuerzas aparecen por la formación de dipolos no permanentes en las moléculas debido al movimiento de los electrones (polarizabilidad). La intensidad de estas fuerzas aumenta con el número de electrones de la molécula (masa molecular) y depende de la forma de las mismas.

5. Calcule la energía reticular del bromuro de potasio, KBr, a partir de los siguientes datos:

$$\Delta_f H^\circ (\text{KBr}) = -391,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{sub}} H^\circ (\text{K}) = 81,26 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ (\text{Br}_2) = 30,70 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

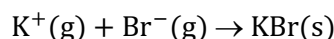
$$\Delta_{\text{dis}} H^\circ (\text{Br}_2) = 193,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_i (\text{K}) = 418,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{ea}} (\text{Br}) = -321,86 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

(C.V. Junio 1998)

La energía reticular, U , es la energía que se desprende en la formación de un mol de sustancia cristalina a partir de los iones que la forman en estado gaseoso. En este caso corresponde al proceso:

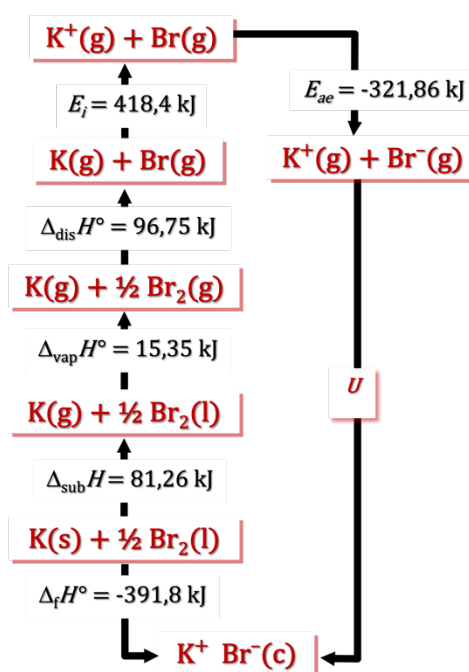


De acuerdo la ley de Hess (1840) se puede dibujar el ciclo de Born-Haber (1919) para una sustancia iónica. A partir del mismo se puede calcular la energía reticular de la misma. Para el caso del KBr se puede escribir:

$$\Delta_f H^\circ (\text{KBr}) = \Delta_{\text{sub}} H^\circ (\text{K}) + \frac{1}{2} \Delta_{\text{dis}} H^\circ (\text{Br}_2) + \frac{1}{2} \Delta_{\text{vap}} H^\circ (\text{Br}_2) + E_i (\text{K}) + E_{\text{ea}} (\text{Br}) + U(\text{KF})$$

Despejando en la expresión anterior:

$$\begin{aligned} U(\text{KBr}) &= \left(1 \text{ mol KBr} \cdot \frac{-391,8 \text{ kJ}}{\text{mol KBr}} \right) - \left(1 \text{ mol K} \cdot \frac{81,26 \text{ kJ}}{\text{mol K}} \right) - \\ &\quad - \left(\frac{1}{2} \text{ mol Br}_2 \cdot \frac{193,5 \text{ kJ}}{\text{mol Br}_2} \right) - \left(\frac{1}{2} \text{ mol Br}_2 \cdot \frac{30,70 \text{ kJ}}{\text{mol Br}_2} \right) - \\ &\quad - \left(1 \text{ mol K} \cdot \frac{418,4 \text{ kJ}}{\text{mol K}} \right) - \left(1 \text{ mol Br} \cdot \frac{-321,86 \text{ kJ}}{\text{mol Br}} \right) \\ &= -681,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$



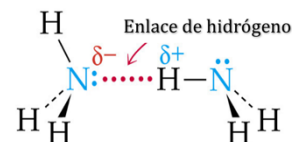
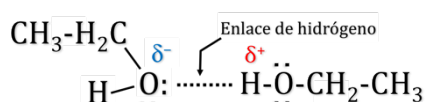
6. Indique de forma razonada si los siguientes compuestos formarán enlaces de hidrógeno en estado líquido entre moléculas de la misma especie:

- Alcohol etílico
- Acetona
- Sulfuro de dihidrógeno
- Amoniaco

(U.A. Junio 1999)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

a-d) El alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y el amoniac (NH_3) sí que se cumplen esa condición y, por lo tanto, **sí se forman enlaces de hidrógeno** entre las moléculas.



b) La acetona (CH_3COCH_3) no cumplen la condición propuesta ya que, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, elemento que no tienen la suficiente electronegatividad para dar este tipo de enlace.

c) El sulfuro de hidrógeno (H_2S) no cumple la condición propuesta ya que, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al azufre, elemento que no tiene la suficiente electronegatividad y que, además, es demasiado grande para dar este tipo de enlace.

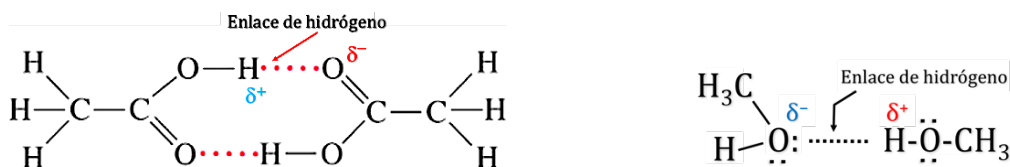
7. Indique de forma razonada si los siguientes compuestos formarán enlaces de hidrógeno en estado líquido entre moléculas de la misma especie:

- Acido acético
- Dimetil éter
- Ácido clorhídrico
- Metanol

(U.A. Septiembre 1999)

El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

a-d) El **ácido acético** (CH_3COOH) y **metanol** (CH_3OH) sí que cumplen esa condición y, por lo tanto, **sí se forman enlaces de hidrógeno** entre sus moléculas.



b) El dimetil éter (CH_3OCH_3) no cumple la condición propuesta ya que, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, elemento que no tiene la suficiente electronegatividad para dar este tipo de enlace.

c) El ácido clorhídrico (HCl) no cumple la condición ya que el átomo cloro, aunque es muy electronegativo es demasiado grande.

8. Los sólidos iónicos como el cloruro de sodio y los sólidos con redes covalentes como el diamante son frágiles, es decir se rompen cuando se ven sometidos a fuerzas suficientemente intensas. En cambio los metales son deformables ante esfuerzos intensos. Explique esta diferencia de propiedades a partir del conocimiento de los diferentes tipos de enlace.

(C.V. Septiembre 1999)

La fragilidad de un sólido cristalino iónico o de una red covalente está relacionada con la facilidad con que se rompe cuando se pretende deformarlas. La razón estriba en que aparecen fuerzas repulsivas al enfrentarse partículas del mismo signo en las pequeñas dislocaciones asociadas a la aplicación de la fuerza:

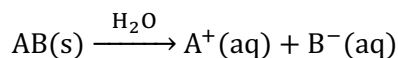


Esto no ocurre en el caso de los metales ya que se tiene una red cationes rodeados de una gran nube de electrones, de forma que cuando se produce una pequeña dislocación en la red, esta se deforma, manteniendo el mismo orden todas las partículas que forman la red. Por este motivo los metales no son frágiles y sí son dúctiles y maleables.

9. Indique de forma razonada, cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: CaO, CsI.

(U.A. Junio 2000)

El proceso de disolución de un sólido iónico en agua viene dado por la ecuación es:



La facilidad para disolverse en agua de un sólido iónico está relacionada con la dificultad para romper su red cristalina, en otras palabras, con su energía reticular, de forma que **la sustancia que posee menor energía reticular es la más soluble**.

La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de estos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de CsI y CaO y suponiendo que ambas sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son el doble para CaO (+2 y -2) que para CsI (+1 y -1).
- Respecto al tamaño de los iones, $r_{Cs^+} > r_{Ca^{2+}}$ y $r_{I^-} > r_{O^{2-}}$, ya que el cesio y yodo tienen más capas electrónicas que calcio y oxígeno, respectivamente.

De acuerdo con lo expuesto, $U_{CsI} < U_{CaO}$, por lo que el **CsI es más soluble en agua que el CaO**.

Los valores de U ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) y de la solubilidad en agua a 25°C ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) encontrados en la bibliografía son:

$$CsI (-613 \text{ y } 76,5) < CaO (-3.414 \text{ y } 1,19)$$

valores que confirman el razonamiento anterior.

10. Aplique el modelo de bandas de orbitales moleculares para describir cualitativamente el enlace metálico. Explique también mediante dicho modelo las diferencias de comportamiento entre las sustancias conductoras, semiconductoras y aislantes de la electricidad.

(C.V. Junio 2000)

En el modelo de bandas de orbitales moleculares, dos átomos metálicos, por ejemplo, en el caso de Na, se unen de forma que cada uno aporta un orbital atómico, en este caso $3s$ y se forman dos orbitales moleculares, σ_{3s} y σ_{3s}^* . Los electrones $3s^1$ de cada átomo de Na se alojan en el orbital σ_{3s} quedando el orbital σ_{3s}^* vacío. Si esta forma de unión se extiende a un número muy grande (N) de átomos de Na, se consigue un conjunto de orbitales moleculares, con una pequeña separación entre dos niveles de energía, uno lleno y otro vacío, que se denomina banda de energía.

La banda de energía contiene N electrones de forma que se llenan los $N/2$ orbitales moleculares de energía menor, constituyendo lo que se denomina **banda de valencia**. Si los electrones se excitan mediante una pequeña diferencia de potencial, saltan a los niveles vacíos. Esto explica la facilidad de los metales para conducir la corriente eléctrica.

- Las **sustancias conductoras** se caracterizan por tener una banda de energía parcialmente llena de electrones que se llama **banda de conducción** o por tener la **banda de valencia** llena de electrones, pero **solapada con la banda de conducción**.
- En las **sustancias aislantes**, la banda de valencia está llena de electrones y además, **existe una gran diferencia de energía entre la banda de valencia y la de conducción**.
- En las **sustancias semiconductoras**, la banda de valencia está llena de electrones, pero **la separación energética entre la banda de valencia y la de conducción es pequeña**.

11. Indique, razonando todas las respuestas, los valores de los puntos de fusión de los siguientes compuestos: NaF, NaI, MgF₂.

(U.A. Septiembre 2000)

Presentará **mayor punto de fusión** aquella sustancia que forme una red cristalina más fuerte, es decir la que tenga **mayor energía reticular**.

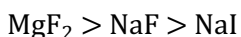
La energía reticular de un sólido iónico, de acuerdo con la expresión de Born-Mayer (1932), es directamente proporcional al producto de las cargas de los iones e inversamente proporcional a la distancia interiónica, es decir, al tamaño de estos:

$$U = -1,39 \cdot 10^{-4} \frac{Q^+ \cdot Q^-}{d} A \left[1 - \frac{d^*}{d} \right] \rightarrow \begin{cases} U = \text{energía reticular (kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ Q^+ \text{ y } Q^- = \text{cargas del catión y del anión} \\ d = \text{distancia interiónica (catión + anión)} \\ A = \text{constante de Madelung} \\ d^* = \text{parámetro} = 34,5 \text{ pm} \end{cases}$$

En el caso de NaF, NaI y MgF₂ y, suponiendo que todas las sustancias tienen igual valor de A:

- Las cargas son iguales en las dos primeras sustancias (+1 y -1) y (+2 y -1) en el MgF₂.
- Respecto a los tamaños de los cationes, $r_{\text{Na}^+} > r_{\text{Mg}^{2+}}$, ya que el magnesio ha perdido más electrones que el sodio. Para los aniones, $r_{\text{I}^-} > r_{\text{F}^-}$, ya que el yodo tiene más capas electrónicas que el flúor.

De acuerdo con lo expuesto, respecto a la energía reticular:



por lo tanto, el orden decreciente de las temperaturas de fusión de las sustancias propuestas es:



Los valores de las energías reticulares y temperaturas de fusión encontradas en la bibliografía son:

Sustancia	MgF ₂	NaF	NaI
$U(\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	2.957	930	705
$T(\text{K})$	1.536	1.269	933

12. Dadas las siguientes sustancias sólidas: H₂S, Fe, C (diamante), NaCl y H₂O. Conteste razonadamente las siguientes preguntas:

- a) ¿En qué sustancia serán más débiles las fuerzas entre las unidades que constituyen la red cristalina?
- b) ¿Qué sustancias serán conductoras en estado sólido y cuáles lo serán en estado fundido? ¿Por qué?

(C.V. Septiembre 2000)

a) ¿En qué sustancia serán más débiles las fuerzas entre las unidades que constituyen la red cristalina?

Las fuerzas serán más débiles en aquella sustancia que tenga un punto de fusión menor, es decir que tenga una red cristalina que sea más fácil de romper.

Tres sustancias se descartan de forma inmediata por poseer redes muy difíciles de romper: diamante (covalente), Fe (metálica) y NaCl (iónica).

Las otras dos sustancias, H₂S y H₂O, tienen enlace covalente molecular. En el caso del H₂O, las moléculas se unen mediante fuertes enlaces de hidrógeno para formar cristales de hielo sólido. En el H₂S, existen enlaces intermoleculares dipolo-dipolo que son más débiles que los enlaces de hidrógeno.

De todas las sustancias dadas, **las fuerzas entre las moléculas de H₂S son las más débiles**.

b) ¿Qué sustancias serán conductoras en estado sólido y cuáles lo serán en estado fundido? ¿Por qué?

Serán conductoras de la corriente eléctrica aquellas sustancias que en estado sólido o líquido permitan el libre movimiento de los electrones por su estructura.

- Las dos sustancias con enlace covalente molecular, H_2S y H_2O no permiten el movimiento de los electrones por su estructura ni en estado sólido ni fundido por lo que **no conducen la corriente eléctrica**.
- El **diamante** tiene una red covalente que **no conduce la corriente eléctrica** porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces covalentes. Una vez fundida la red, todavía persisten parte de estos enlaces que impiden la conducción eléctrica.
- El **NaCl** tiene una red iónica que no conduce la corriente eléctrica porque todos sus electrones de valencia están localizados en enlaces iónicos. Una vez fundida la red, los iones quedan libres y permiten el paso de los electrones a través de ellos, luego es una sustancia que **en estado sólido conduce la corriente eléctrica**.
- El **Fe** tiene una red metálica formada por cationes rodeados de una nube de electrones que permiten el paso de los electrones a través de ella. Una vez fundida la red, aún persiste la estructura con los iones y la nube de electrones, que permite que los electrones puedan pasar a través de ellos. Por lo tanto, es una sustancia que **conduce la corriente eléctrica tanto en estado sólido como fundido**.

13. El elemento A tiene de número atómico 11 y el elemento B tiene una configuración electrónica $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$. El compuesto formado por A y B será:

- a) Un sólido insoluble en agua.
- b) Un sólido buen conductor de la electricidad.
- c) Un sólido predominantemente iónico.
- d) Un sólido buen conductor de la electricidad cuando está fundido.

Responda de forma razonada indicando si son verdaderas o falsas las proposiciones formuladas.

(U.A. Septiembre 2001)

- El elemento A ($Z = 11$) tiene la configuración electrónica abreviada $[\text{Ne}] 3s^1$, por lo que tiende a perder un electrón y formar el ion A^+ con configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- El elemento B cuya configuración electrónica abreviada es $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$ tiende a ganar un electrón y formar el ion B^- con configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Ambos iones se unen mediante un enlace iónico y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, forman un sólido cristalino de fórmula AB.

a) ¿El compuesto AB es insoluble en agua?

No, los sólidos iónicos son muy solubles en agua ya que el proceso de disolución requiere la rotura de la red cristalina y las fuerzas de atracción que ejercen las moléculas de agua, fuertemente polares, sobre los iones que constituyen la red son suficientemente intensas como para poder contrarrestar las fuerzas coulombianas que mantienen unidos a los iones en la red. Además, la constante dieléctrica del agua es 80 veces superior a la del vacío y, por lo tanto, las fuerzas de atracción son 80 veces menores en el agua que en el vacío.

b-d) ¿El compuesto AB es un buen conductor de la electricidad?

No es buen conductor en estado sólido, ya que los electrones de valencia se encuentran localizados en los iones y no permiten el paso de electrones a través de la red cristalina.

Sí es buen conductor fundido o en disolución acuosa, ya que entonces la red se rompe y los iones quedan libres, lo que permite el paso de electrones a través de ellos.

c) ¿El compuesto AB es un sólido predominantemente iónico?

Sí que es un compuesto con enlace predominantemente iónico, ya que está formado por A, un elemento del grupo 1, de la familia de los alcalinos, muy poco electronegativo y con gran tendencia a ceder un

electrón y formar el catión A^+ ; y B, un elemento del grupo 17, de la familia de los halógenos, muy electronegativo y con gran tendencia a ganar un electrón y formar el anión B^- . Ambos iones se unen mediante fuerzas de atracción electrostática.

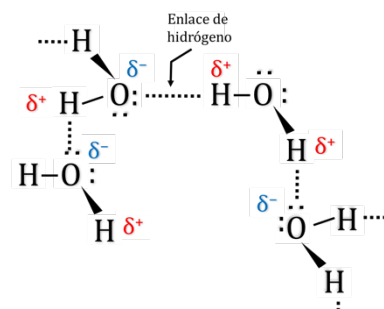
14. Explique razonadamente el tipo de fuerzas intermoleculares que se producen entre las moléculas de agua pura.

(C.V. Septiembre 2004)

Entre las moléculas de H_2O existen fuerzas intermoleculares denominadas enlaces de hidrógeno o puentes de hidrógeno.

Estos enlaces se producen cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo, como el oxígeno, se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

Los enlaces de hidrógeno entre las moléculas de H_2O son como se muestra en la imagen.

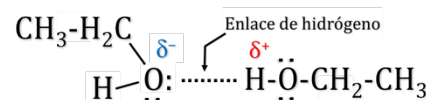


Estos enlaces, que se dan además de los enlaces covalentes intramoleculares en la propia molécula de H_2O , son los responsables de los valores anómalos (en comparación con los de H_2S , H_2Se y H_2Te) en sus puntos de fusión y ebullición y su estado de agregación.

15. Explique razonadamente por qué el etanol tiene un punto de ebullición más elevado que el dimetil éter.

(C.V. Septiembre 2004)

▪ El alcohol etílico (CH_3CH_2OH) tiene un punto de ebullición más elevado que el dimetil éter (CH_3OCH_3) debido a que las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a sus moléculas en el estado líquido son del tipo **enlaces de hidrógeno**.



Estos enlaces se producen cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo, como el oxígeno, se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

▪ Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de **dimetil éter** (CH_3OCH_3) son las **fuerzas de van der Waals tipo dipolo-dipolo**, que son mucho más débiles que los enlaces de hidrógeno. En este caso, a pesar de que se dispone de los pares de electrones no enlazantes del oxígeno, los átomos de hidrógeno se encuentran unidos a átomos de carbono, que son elementos poco electronegativos.

16. Explique qué tipo de enlace (o fuerza atractiva) se rompe en cada uno de los siguientes procesos:

- Disolver cloruro de sodio en agua.
- Sublimar $CO_2(s)$ a $CO_2(g)$.
- Fusión del diamante.
- Fusión del hielo.

(C.V. Septiembre 2005)

a) ¿Qué tipo de enlace se rompe al disolver NaCl en agua?

- La configuración electrónica abreviada del sodio ($Z = 11$) es $[Ne] 3s^1$, por lo que tiende a perder un electrón y formar el ion Na^+ con configuración electrónica, muy estable, de gas noble.
- La configuración electrónica abreviada del cloro ($Z = 17$) es $[Ne] 3s^2 3p^5$, por lo que tiende a ganar un electrón y formar el ion Cl^- con configuración electrónica, muy estable, de gas noble.

Ambos iones se unen mediante un enlace iónico y, de acuerdo con la condición de electroneutralidad, forman un sólido cristalino de fórmula NaCl.

Para disolver NaCl en agua hay que romper los enlaces iónicos entre los iones Na^+ y Cl^- .

b) ¿Qué tipo de enlace se rompe para sublimar $\text{CO}_2(s)$ a $\text{CO}_2(g)$?

Las moléculas de CO_2 son moléculas no polares que, en el estado sólido se encuentran unidas mediante **fuerzas intermoleculares de van der Waals del tipo de dispersión de London**.

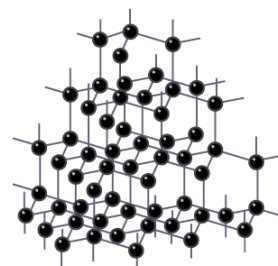
En este tipo de enlace en las moléculas de CO_2 se crean dipolos instantáneos por desplazamiento de los electrones a una parte de la molécula, estos dipolos instantáneos inducen la formación de dipolos en moléculas vecinas de forma que surge una atracción dipolo instantáneo-dipolo inducido.

Para sublimar CO_2 hay que romper **fuerzas intermoleculares de van der Waals del tipo de dispersión de London**.

c) ¿Qué tipo de enlace se rompe para romper el diamante?

Los átomos de **C en el diamante** se encuentran unidos por **enlaces covalentes**, formando una red covalente en la que las fuerzas de atracción entre átomos son muy intensas.

En este tipo de redes, los átomos de carbono se enlazan entre sí formando un cristal. Cada átomo se encuentra unido a otros cuatro formando un tetraedro con un átomo de carbono en el centro y uno en cada vértice.



Para fundir el diamante hay que romper **enlaces en una red covalente**.

d) ¿Qué tipo de enlace se rompe para fundir el hielo?

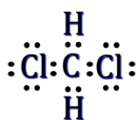
Esta cuestión se encuentra resuelta en el ejercicio 4 de esta sección.

17. El diclorometano, CH_2Cl_2 , es un líquido volátil que, a pesar de su toxicidad, se sigue utilizando en la industria como disolvente. Conteste, razonadamente, a las siguientes preguntas:

- Indique la hibridación que presenta el átomo de carbono central.
- Describa la geometría que adopta la molécula.
- Discuta la polaridad de la molécula.
- En fase líquida, ¿pueden las moléculas de diclorometano formar enlaces de hidrógeno?

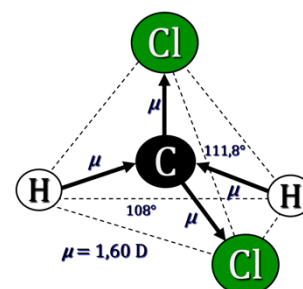
(C.V. Julio 2020)

a-b-c) Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_2Cl_2 es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central. Como los ligandos unidos al átomo central son diferentes, la geometría molecular es de **tetraedro irregular**, en la que los ángulos de enlace no son todos iguales a $109,5^\circ$.



En las moléculas con distribución tetraédrica de ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central, este presenta **hibridación sp^3** .

▪ Polaridad

Al ser el cloro más electronegativo ($\chi = 3,16$) que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cuatro dipolos, dos dirigidos hacia el carbono, $\text{H} \rightarrow \text{C}$ y los dos restantes dirigidos hacia

el cloro $C \rightarrow Cl$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,60$ D).

d) El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El CH_2Cl_2 **no cumple la condición** propuesta ya que, sus átomos de hidrógeno se encuentran unidos al carbono, elemento que no tiene la suficiente electronegatividad **para dar este tipo de enlace**.

18. El metanol, CH_3OH , es una sustancia de elevada toxicidad para los humanos. Conteste a las siguientes preguntas:

a) Indique razonadamente la hibridación que presenta el átomo de carbono.

b) Describa razonadamente la geometría que adopta la molécula.

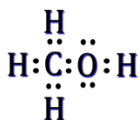
c) Razone si la molécula es o no polar.

d) En fase líquida, ¿pueden las moléculas de metanol formar enlaces de hidrógeno? Razone la respuesta.

Datos. Valores de electronegatividad de Pauling: H = 2,20; C = 2,55; O = 3,44.

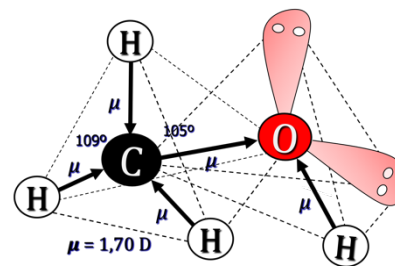
(C.V. Julio 2021)

a-b-c) Estructura de Lewis



▪ Geometría

De acuerdo con la notación del modelo de RPECV, el CH_3OH es una especie del tipo AX_4 con número estérico 4, a la que corresponde una distribución tetraédrica de los ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central. Como los ligandos unidos al átomo central son diferentes, la geometría molecular es de **tetraedro irregular**, en la que los ángulos de enlace no son todos iguales a $109,5^\circ$.



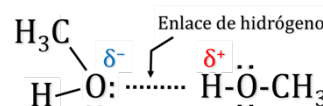
En las moléculas con distribución tetraédrica de ligandos y pares de electrones no enlazantes alrededor del átomo central, este presenta **hibridación sp^3** .

▪ Polaridad

Al ser el oxígeno más electronegativo ($\chi = 3,44$) que el carbono ($\chi = 2,55$) y que el hidrógeno ($\chi = 2,20$), la molécula presenta cinco dipolos, tres dirigidos hacia el carbono, $H \rightarrow C$ y los dos restantes, diferentes, dirigidos hacia el oxígeno $C \rightarrow O$ y $H \rightarrow O$. Con esa geometría la resultante de los vectores momento dipolar es distinta de cero, por lo que se trata de una molécula **polar** (según la bibliografía, $\mu = 1,70$ D).

d) El enlace de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno que se encuentra unido a un átomo muy electronegativo se ve atraído a la vez por un par de electrones no enlazante perteneciente a un átomo muy electronegativo y pequeño (N, O o F) de una molécula cercana.

El **metanol (CH_3OH)** sí que cumple esa condición y, por lo tanto, **sí se forman enlaces de hidrógeno** entre sus moléculas.



10. QUÍMICA ORGÁNICA

En esta sección se incluyen algunas cuestiones de química orgánica que hacen referencia a completar reacciones características de los principales grupos funcionales e identificar las sustancias que intervienen en ellas, así como ejercicios de isomería.

1. Indique a cuál o cuáles de las categorías que se citan pueden corresponder los compuestos cuyas fórmulas moleculares son:

- a) $C_6H_{14}O$
- b) C_2H_4O
- c) $C_3H_6O_2$
- d) C_3H_6O

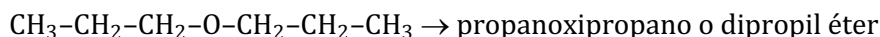
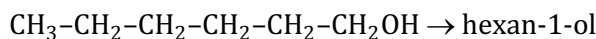
Las categorías son: alcohol, éter, aldehído, cetona, ácido carboxílico y éster.

(U.A. Junio 1988)

a) $C_6H_{14}O$

La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 6$, el número de átomos de hidrógeno es, $2n+2 = 14$. Esto quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación. Si, además, contiene un único átomo de oxígeno, el compuesto en cuestión puede ser un **alcohol** o un **éter**.

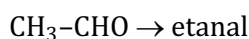
Compuestos posibles serían:



b) C_2H_4O

La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 2$, y el número de átomos de hidrógeno es 4 quiere decir que el compuesto presenta una insaturación. Como el compuesto contiene un átomo de oxígeno puede tratarse de un **aldehído** o un **alcohol insaturado**, dependiendo que la insaturación afecte a un enlace $C=O$ o a un enlace $C=C$, respectivamente. No puede tratarse de una cetona, ya que para este tipo de compuestos se necesitan un mínimo de tres átomos de carbono.

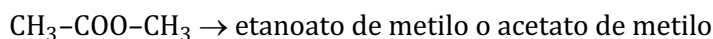
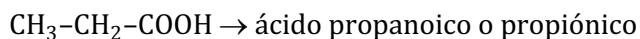
Compuestos posibles serían:



c) $C_3H_6O_2$

La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 3$, y el número de átomos de hidrógeno es 6, quiere decir que el compuesto presenta una insaturación. Como el compuesto contiene dos átomos de oxígeno podría tratarse, entre otros de un **ácido carboxílico** o un **éster**.

Compuestos posibles serían:



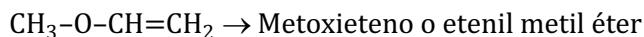
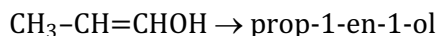
d) C_3H_6O

Se trata de un compuesto del mismo tipo que el que aparece en el apartado b).

La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 3$, y el número de átomos de hidrógeno 6, quiere decir que el compuesto presenta una insaturación. Como el compuesto contiene un átomo de oxígeno puede tratarse

de un **aldehído** o una **cetona** si la insaturación afecta a un enlace C=O, o de un **alcohol insaturado** o un **éter insaturado** si la insaturación afecta a un enlace C=C.

Compuestos posibles serían:



2. ¿Es posible que una molécula con la fórmula $\text{C}_3\text{H}_4\text{Cl}_2$ tenga isómeros cis y trans? Explique el razonamiento.

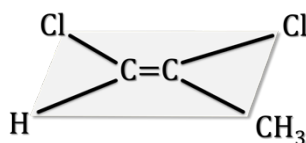
(U.A. Junio 1988)

La fórmula del compuesto $\text{C}_3\text{H}_4\text{Cl}_2$ se ajusta a la fórmula general de un alqueno, C_nH_{2n} , ya que el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 3$, y el número de átomos de hidrógeno es 4 y teniendo en cuenta que cada átomo de cloro reemplaza a un átomo de hidrógeno, quiere decir que el compuesto presenta una insaturación.

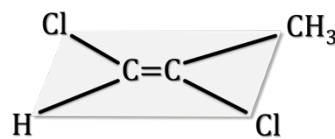
Las olefinas estereoisoméricas difieren en las posiciones de los átomos (o grupos) con respecto a un plano que contiene el doble enlace. En el isómero cis los átomos están en el mismo lado, en el isómero trans están en lados opuestos. Se trata de compuestos que presentan isomería geométrica.

Por otro lado, los dos átomos de cloro que posee la molécula pueden estar unidos a los átomos de carbono que forman el doble enlace.

De acuerdo con lo expuesto, la molécula $\text{C}_3\text{H}_4\text{Cl}_2$, **sí que presenta isómeros geométricos** que son:



cis-1,2-dicloropropeno



trans-1,2-dicloropropeno

Actualmente, se emplea la nomenclatura *Z* ("zusammen" que significa juntos) para indicar al isómero cis y *E* ("entgegen" que significa opuesto) para el isómero trans.

3. El ciclobutadieno, C_4H_4 , debería tener una estructura cíclica similar al benceno, pero no se ha podido aislar en su forma pura. Explique por qué es inestable.

(U.A. Junio 1988)

El ciclobutadieno es un hidrocarburo cíclico que presenta dos enlaces dobles. Los átomos de carbono con enlace doble presentan hibridación sp^2 . Esta hibridación se caracteriza porque el átomo enlazado presenta geometría triangular plana con ángulos de enlace de 120° .

Si los átomos de carbono enlazados forman entre sí estos ángulos, es imposible formar un ciclo con cuatro átomos de carbono, que requiere que los ángulos de enlace sean de 90° . Este ángulo de enlace es imposible para un átomo de carbono.

4. Suponga que los tres dobles enlaces del benceno estuvieran fijos en su posición, esto es, que hubiera dos tipos diferentes de enlaces definidos. ¿Cuántos dibromobenzenos habría? ¿Cuántos hay en realidad?

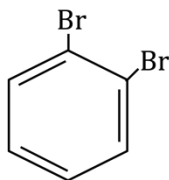
(U.A. Septiembre 1988)

El dibromobenceno tiene dos átomos de bromo, que se pueden unir a cualquiera de los seis átomos de carbono del benceno.

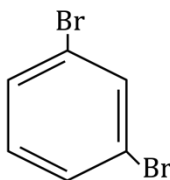
Las diferentes posiciones de los átomos de bromo en el benceno serían 1-2, 1-3, 1-4; 1-5 y 1-6.

Teniendo en cuenta que en realidad, los seis enlaces del benceno son equivalentes (el benceno presenta resonancia) y que a la hora de nombrar los sustituyentes en un anillo bencénico se empieza numerar los átomos de carbono de forma que se les asigne los localizadores más bajos, las posiciones 1-2 y 1-6 corresponderían al mismo compuesto; lo mismo que ocurre con las posiciones 1-3 y 1-5.

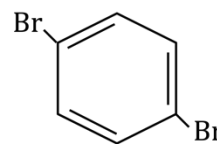
Por este motivo **solo existen tres dibromobenzenos** diferentes cuyas fórmulas estructurales son:



1,2-dibromobenceno



1,3-dibromobenceno



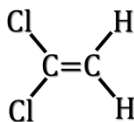
1,4-dibromobenceno

5. Dibuje los isómeros posibles del dicloroetileno, $C_2H_2Cl_2$.

(U.A. Junio 1989)

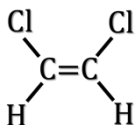
El dicloroetileno posee un doble enlace y sus átomos de cloro pueden estar unidos:

- Los dos átomos de cloro al mismo átomo de carbono formando el isómero:

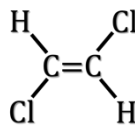


1,1-dicloroetileno

- Uno átomo de cloro unido a cada átomo de carbono del doble enlace formando el isómero 1,2-dicloroetileno. Este compuesto presenta isomería geométrica o cis-trans. Los dos isómeros geométricos son:



cis-1,2-dicloroetileno



trans-1,2-dicloroetileno

Actualmente, se emplea la nomenclatura *Z* ("zusammen" que significa juntos) para indicar al isómero cis y *E* ("entgegen" que significa opuesto) para el isómero trans.

6. Clasifique cada una de las siguientes especies como ácido carboxílico, éster, alcohol, éter, aldehído o cetona:

- CH_3COOH
- $CH_3CH_2OCH_2CH_3$
- $CH_3COOCH_2CH_3$
- CH_3COCH_3

(U.A. Septiembre 1989)

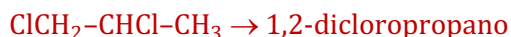
El grupo funcional de cada una de las especies propuestas permite su identificación:

- La especie CH_3COOH presenta el grupo funcional carboxilo ($-COOH$) por lo que se trata de un **ácido carboxílico**.
- La especie $CH_3CH_2OCH_2CH_3$ presenta el grupo funcional oxígeno ($-O-$) por lo que se trata de un **éter**.
- La especie $CH_3COOCH_2CH_3$ presenta el grupo funcional alcóxicarbonilo ($-COO-$) por lo que se trata de un **éster**.
- La especie CH_3COCH_3 presenta el grupo funcional carbonilo ($-CO-$) en un carbono secundario por lo que se trata de una **cetona**.

7. Una dificultad al preparar halogenuros de alquilo por reacción directa de un halógeno con un hidrocarburo es que se obtienen demasiados productos diferentes. ¿Cuántos isómeros diclorados diferentes podrán obtenerse a partir del propano, C_3H_8 ?

(U.A. Junio 1990)

El derivado halogenado que se obtiene al reemplazar dos átomos de hidrógeno por dos átomos de cloro es el $C_3H_6Cl_2$, dicloropropano. Los únicos isómeros posibles de él son de posición, según a que átomos de carbono se encuentren unidos los átomos de cloro. Las diferentes combinaciones posibles dan lugar a los siguientes **cuatro isómeros de posición**:

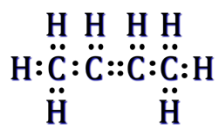


8. ¿Qué tipo de isomería presenta el 2-buteno, $CH_3CHCHCH_3$? Dibuje las estructuras de Lewis de los dos isómeros y dibuje la forma geométrica de cada uno de ellos.

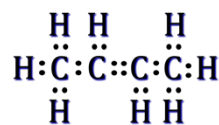
(U.A. Septiembre 1990)

Este compuesto presenta un doble enlace y dos grupos iguales unidos a los átomos de carbono que forman el doble enlace. Estas, son las condiciones que debe satisfacer un compuesto para presentar isomería geométrica.

La estructura de Lewis de los respectivos isómeros es:

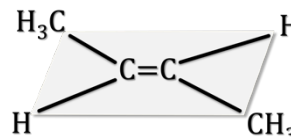
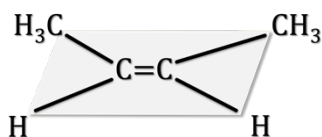


cis-but-2-eno



trans-but-2-eno

Como se observa, el hidrocarburo presenta un doble enlace por lo que la forma geométrica de ambos isómeros es **plana**.



Actualmente, se emplea la nomenclatura *Z* ("zusammen" que significa juntos) para indicar al isómero cis y *E* ("entgegen" que significa opuesto) para el isómero trans.

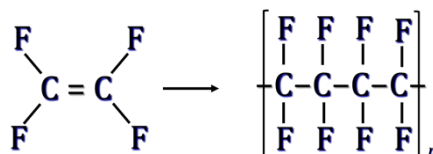
9. El teflón es un polímero que se obtiene por adición de moléculas del monómero tetrafluoroeteno.

a) Escriba la fórmula desarrollada del tetrafluoroeteno y dibuje una porción de cadena del teflón.

b) Calcule el porcentaje de carbono y flúor en el tetrafluoroeteno.

(C.V. Junio 1998)

a) La siguiente imagen muestra la fórmula desarrollada del tetrafluoroeteno y una porción de la cadena del polímero (teflón):



b) La composición centesimal del tetrafluoroetano es la siguiente:

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_2\text{F}_4} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{F}_4}{100,0 \text{ g C}_2\text{F}_4} \cdot 100 = 24,0 \% \text{ C}$$

$$\frac{4 \text{ mol F}}{1 \text{ mol C}_2\text{F}_4} \cdot \frac{19,0 \text{ g F}}{1 \text{ mol F}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{F}_4}{100,0 \text{ g C}_2\text{F}_4} \cdot 100 = 76,0 \% \text{ F}$$

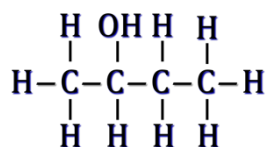
10. La oxidación de 15,0 g de cierto alcohol con dicromato de potasio en medio ácido produjo 13,5 g de butan-2-ona.

a) Escriba la fórmula estructural de dicho alcohol y su nombre.

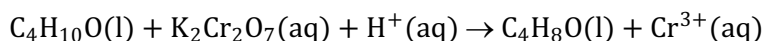
b) Calcule el rendimiento de la reacción de oxidación.

(C.V. Septiembre 1998)

a) Si la oxidación del alcohol produce una cetona, el grupo hidroxilo debe estar situado en un carbono secundario. Si, además, el compuesto formado es la butan-2-ona, molécula con cuatro átomos de carbono, el alcohol oxidado debe tener los mismos átomos, por lo tanto se trata del **butan-2-ol**, cuya fórmula estructural es:



b) La ecuación química, ajustada únicamente con respecto al número de átomos de carbono, correspondiente a la reacción de oxidación del butan-2-ol a butan-2-ona es:



La cantidad de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$ que se debería haber obtenido a partir de la masa propuesta de $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ es:

$$15,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}}{74,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}\text{O}} \cdot \frac{72,0 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}} = 14,6 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}$$

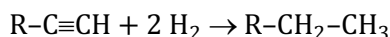
Relacionando las cantidades real y teórica de $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$, se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{13,5 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O} (\text{real})}{14,6 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O} (\text{teórico})} \cdot 100 = 92,5 \%$$

11. Determine la fórmula de un hidrocarburo acetilénico (alquino) sabiendo que la hidrogenación completa de 4,0 g del mismo conduce a 4,4 g del hidrocarburo saturado correspondiente.

(C.V. Junio 1999)

La ecuación química de la reacción de hidrogenación completa del alquino es:



Teniendo en cuenta que la fórmula general de los hidrocarburos saturados es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ y la de los alquinos es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ y, relacionando las cantidades de ambas sustancias se puede obtener el valor del número de carbonos, n :

$$4,0 \text{ g C}_n\text{H}_{2n-2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_n\text{H}_{2n-2}}{(12n + 2n - 2) \text{ g C}_n\text{H}_{2n-2}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_n\text{H}_{2n+2}}{1 \text{ mol C}_n\text{H}_{2n-2}} \cdot \frac{(12n + 2n + 2) \text{ g C}_n\text{H}_{2n+2}}{1 \text{ mol C}_n\text{H}_{2n+2}} = 4,4 \text{ g C}_n\text{H}_{2n+2}$$

Se obtiene $n = 3$.

La fórmula del hidrocarburo acetilénico es C_3H_4 .

12. Identifique, dando su fórmula desarrollada y nombre, los compuestos A, B, C y D, sabiendo que:

a) El diol $C_4H_{10}O_2$ (A) se oxida a ácido dicarboxílico (B).

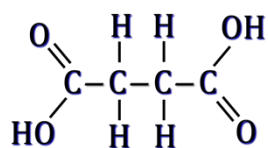
b) El $C_5H_{12}O$ (C) es oxidable a cetona (D) y reducible a metilbutano.

(C.V. Septiembre 1999)

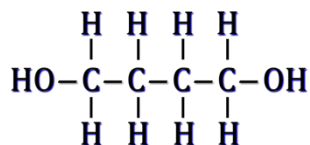
a) *El diol $C_4H_{10}O_2$ (A) se oxida a ácido dicarboxílico (B).*

Un compuesto A con esa fórmula molecular no presenta ninguna insaturación, ya que el hidrocarburo saturado de cuatro carbonos tendría por fórmula molecular C_4H_{10} y, por lo tanto, el diol saturado correspondiente (en el que se sustituyen dos átomos de H por dos grupos OH) sería $C_4H_{10}O_2$.

Si B es un ácido dicarboxílico procedente de la oxidación del diol A que tiene cuatro átomos de carbono y como los grupos carboxilos deben estar situados en los extremos de la cadena y esta tiene cuatro carbonos, el **compuesto B** es el **ácido butanodioico**, cuya fórmula desarrollada es:



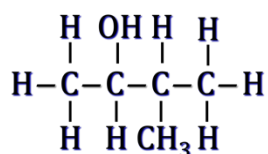
Vista la estructura de B, el diol A tiene cuatro carbonos y además los grupos hidroxilos deben estar situados en los extremos de la cadena, por lo tanto, el **compuesto A** es el **butan-1,4-diol**, cuya fórmula desarrollada es:



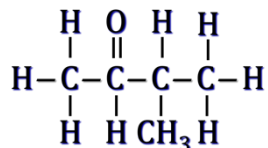
b) *El $C_5H_{12}O$ (C) es oxidable a cetona (D) y reducible a metilbutano.*

Un compuesto C con esa fórmula molecular no presentan ninguna insaturación ya que el hidrocarburo saturado de cinco carbonos tendría por fórmula molecular C_5H_{12} y, por lo tanto, el alcohol saturado correspondiente (en el que se sustituye un átomo de H por un grupo OH) sería $C_5H_{12}O$.

Si C es reducible a metilbutano, un hidrocarburo ramificado, quiere decir que el alcohol C, que por oxidación forma la cetona D, se trata de un **alcohol secundario** -para poder dar una cetona- **ramificado** -para poder dar metilbutano- con cinco átomos de carbono. Por lo tanto, el **compuesto C** es el **3-metilbutan-2-ol**, cuya fórmula desarrollada es:



Vista la estructura de C, la cetona D debe ser una cetona ramificada, por lo tanto, el **compuesto D** es la **3-metilbutanona**, cuya fórmula desarrollada es:



13. Escriba la fórmula desarrollada y el nombre sistemático de dos isómeros de función indicando la función orgánica a la que pertenece cada uno de ellos para una sustancia de fórmula molecular:

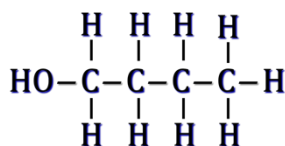
- a) $C_4H_{10}O$
 b) C_4H_8O
 c) $C_4H_8O_2$

(C.V. Junio 2000)

a) $C_4H_{10}O$

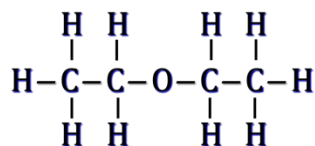
La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 4$, y el número de átomos de hidrógeno es 10, quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación. Si, además, contiene un único átomo de oxígeno, el compuesto en cuestión puede ser un **alcohol** o un **éter**.

Las fórmulas desarrolladas y nombre de dos compuestos posibles son:



Butan-1-ol o alcohol n-butílico

Función orgánica: **hidroxi (-OH)**



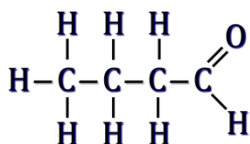
Etoxietano o dietil éter

Función orgánica: **alcoxi (-O-)**

b) C_4H_8O

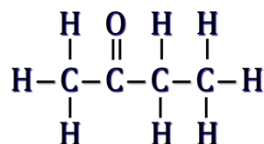
La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 4$, y el número de átomos de hidrógeno es 8, quiere decir que presenta una insaturación. Como el compuesto contiene un átomo de oxígeno podría tratarse de un **aldehído** o una **cetona**, si la insaturación afecta al enlace $C=O$ o de un **alcohol insaturado**, si la insaturación afecta al enlace $C=C$.

Las fórmulas desarrolladas y nombre de dos compuestos posibles son:



Butanal

Función orgánica: **carbonilo (C=O)**



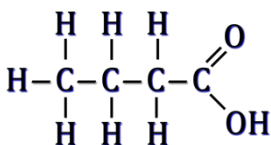
Butanona o etil metil cetona

Función orgánica: **carbonilo (C=O)**

c) $C_4H_8O_2$

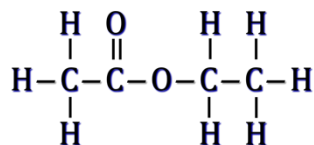
La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 4$, y el número de átomos de hidrógeno es 8, quiere decir que presenta una insaturación. Como el compuesto presenta dos átomos de oxígeno, podría tratarse de un **ácido carboxílico** o un **éster**, si la insaturación afecta al enlace $C=O$, o de un **diol insaturado** si la insaturación afecta al enlace $C=C$.

Las fórmulas desarrolladas y nombre de dos compuestos posibles son:



Ácido butanoico o butírico

Función orgánica: **carboxilo (-COOH)**



Etanoato de etilo o acetato de etilo

Función orgánica: **alcoxicarbonilo (-COO-R)**

14. El poliestireno es un polímero muy utilizado para fabricar recipientes, embalajes, aislamientos térmicos, etc. Se obtiene por adición de moléculas del monómero estireno, cuyo nombre sistemático es fenileteno o etenilbenceno.

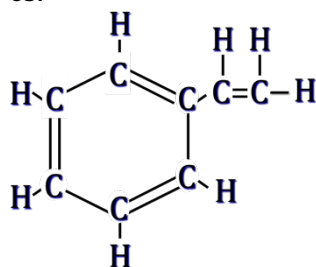
a) Escriba la fórmula desarrollada del estireno.

b) Explique cómo se produce la polimerización del estireno y dibuje una porción de cadena del poliestireno.

c) Calcule la composición centesimal en masa de carbono e hidrógeno en el estireno.

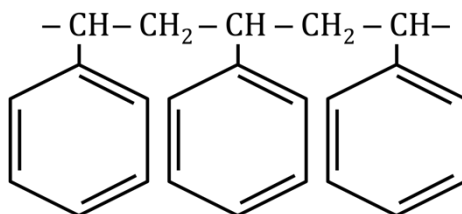
(C.V. Junio 2000)

a) La fórmula desarrollada del estireno es:



b) Se rompe el doble enlace del grupo etileno lo que permite que se vayan adicionando moléculas de monómero, para formar el polímero.

Una porción de la cadena de polímero (poliestireno) sería:



c) La composición centesimal del poliestireno es la siguiente:

$$\frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_8} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_8}{104,0 \text{ g C}_8\text{H}_8} \cdot 100 = 92,3 \% \text{ C}$$

$$\frac{8 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_8} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_8}{104,0 \text{ g C}_8\text{H}_8} \cdot 100 = 7,7 \% \text{ H}$$

15. A y B son dos hidrocarburos de fórmula molecular C_6H_{12} . Con objeto de determinar su estructura, se les oxida y se comprueba que el A produce butanona y ácido acético, mientras que el B produce ácido metilbutanoico y dióxido de carbono. Determine la fórmula y el nombre IUPAC de A y B.

(C.V. Septiembre 2000)

La fórmula general de un hidrocarburo saturado es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 6$, y el número de átomos de hidrógeno es 12, quiere decir que ha reemplazado a dos átomos de hidrógeno por un enlace entre dos átomos de carbono, por lo que el compuesto presenta un doble enlace carbono-carbono, es decir se trata de un hidrocarburo etilénico (alqueno).

Si la oxidación del hidrocarburo A produce butanona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$, y ácido acético, $\text{CH}_3\text{-COOH}$, implica que el doble enlace está situado entre los carbonos C4 y C5 y que además posee radical metilo en el carbono C3. Por lo tanto, el hidrocarburo A debe ser el **3-metil-pent-2-eno**, cuya fórmula semidesarrollada es $\text{CH}_3\text{-CH=C(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$.

Si la oxidación del hidrocarburo B produce dióxido de carbono y ácido 3-metilbutanoico, $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-COOH}$, implica que el doble enlace está situado entre los carbonos C4 y C5, por lo tanto, el hidrocarburo B debe ser el **3-metil-pent-1-eno**, cuya fórmula semidesarrollada es $\text{CH}_2\text{=CH-CH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$.

16. Las siguientes fórmulas moleculares: C_2H_6O , C_3H_6O y C_4H_{10} corresponden a en cada caso a dos compuestos orgánicos diferentes. Se desea saber:

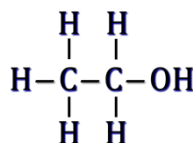
- La fórmula desarrollada de cada compuesto.
- Grupo funcional de cada uno de ellos.
- Nombre de cada uno de los compuestos.

(C.V. Junio 2001)

▪ C_2H_6O

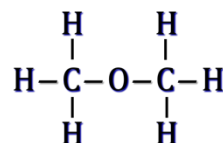
La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 2$, y el número de átomos de hidrógeno es 6. Esto quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación. Si, además, contiene un único átomo de oxígeno, el compuesto en cuestión puede ser un **alcohol** o un **éter**.

Las fórmulas desarrolladas y nombre de los compuestos son:



Etanol o alcohol etílico

Grupo funcional: **hidroxi (-OH)**



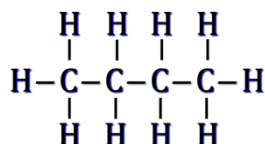
Metoximetano o dimetil éter

Grupo funcional: **oxi (-O-)**

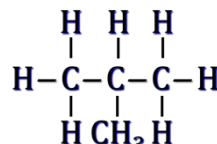
▪ C_4H_{10}

La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 4$, y el número de átomos de hidrógeno es 10, quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación, luego se trata de un **alcano** o **parafina**.

Las fórmulas desarrolladas y nombre de los compuestos son:



n-Butano

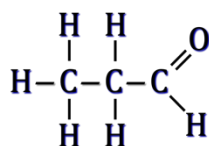


Metilpropano o isobutano

▪ C_3H_6O

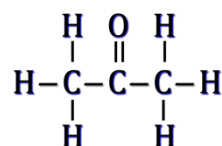
La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 3$, y el número de átomos de hidrógeno es 6, quiere decir que el compuesto presenta una insaturación. Si, además, tiene un átomo de oxígeno podría tratarse de un **aldehído** o una **cetona** si la insaturación afecta al enlace $C=O$, o de un **alcohol insaturado** si la insaturación afecta al enlace $C=C$.

Las fórmulas desarrolladas y nombre de dos compuestos posibles son:



Propanal

Grupo funcional: **carbonilo (C=O)**



Propanona o acetona

Grupo funcional: **carbonilo (C=O)**

17. a) Escriba la fórmula semidesarrollada y nombre de todos los alcoholes que tienen como fórmula molecular $C_4H_{10}O$.

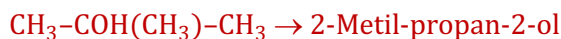
b) Los alcoholes reaccionan con los ácidos formando ésteres. Escriba las reacciones de esterificación correspondientes a los alcoholes del apartado anterior con el ácido acético.

c) Nombre los ésteres formados.

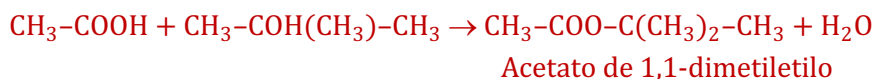
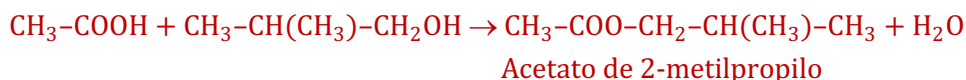
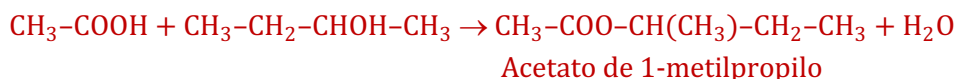
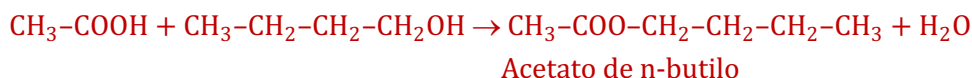
(C.V. Septiembre 2001)

a) La fórmula general de un hidrocarburo saturado es C_nH_{2n+2} , por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 4$, y el número de átomos de hidrógeno 10, quiere decir que el compuesto no presenta ninguna insaturación, luego se trata de un alcohol saturado, que solo puede presentar isómeros de posición y de cadena.

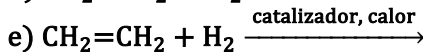
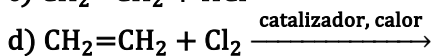
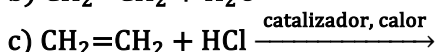
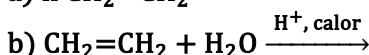
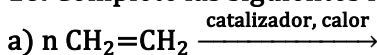
Las fórmulas semidesarrolladas y nombre de los alcoholes son:



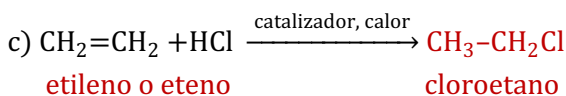
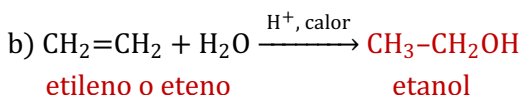
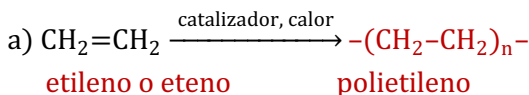
b-c) Reacciones de esterificación: los alcoholes reaccionan con los ácidos formando ésteres y agua. Las reacciones de los alcoholes del apartado anterior con el ácido acético son:

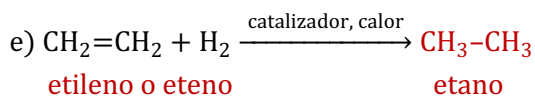
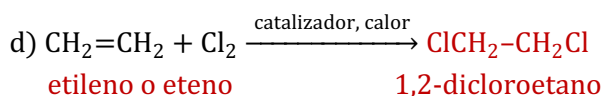


18. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen en ellas.

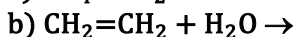
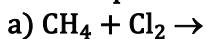


(C.V. Septiembre 2002) (C.V. Julio 2016)

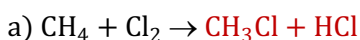




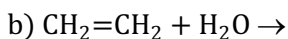
19. Complete las siguientes reacciones, nombrando todos los compuestos que intervienen en ellas:



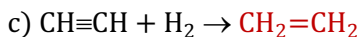
(C.V. Septiembre 2003)



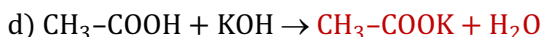
metano + dicloro \rightarrow clorometano + cloruro de hidrógeno



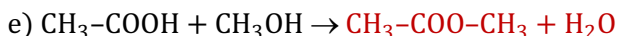
Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 b) de esta sección.



etino + acetileno + dihidrógeno \rightarrow eteno

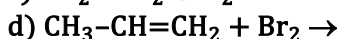
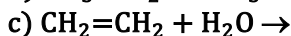


ácido acético o etanoico + hidróxido de potasio \rightarrow acetato de potasio + agua

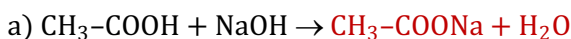


ácido acético o etanoico + metanol \rightarrow acetato de metilo + agua

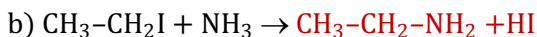
20. Complete y ajuste las siguientes reacciones, nombrando todos los compuestos que intervienen en cada una de ellas:



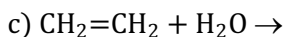
(C.V. Junio 2004)



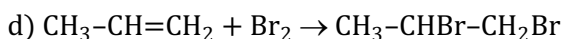
ácido acético o etanoico + hidróxido de sodio \rightarrow acetato de sodio + agua



yodoetano + amoníaco \rightarrow etilamina o etanoamina + yoduro de hidrógeno



Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 b) de esta sección.



propeno + dibromo \rightarrow 1,2-dibromopropano

21. Complete las siguientes reacciones, nombrando todos los compuestos que intervienen en ellas:

- a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow$
 c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCOOH} \rightarrow$
 d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{calor y catalizador} \rightarrow$
 e) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{oxidante} \rightarrow$

(C.V. Septiembre 2004)

- a) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 c) de esta sección.

- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaOH} \rightarrow$ No hay reacción
 c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \text{COOH} \rightarrow \text{HCOO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 etanol + ácido fórmico o metanoico \rightarrow formiato de etilo + agua

- d) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{calor y catalizador}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 etanol \rightarrow eteno o etileno + agua

- e) $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{oxidante}} \text{CH}_3-\text{CHO}$
 etanol \rightarrow etanal

22. Complete las siguientes reacciones orgánicas indicando el nombre de todos los compuestos que aparecen en ellas.

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 b) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow$
 c) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow$
 d) $\text{CH}_3-\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$

(C.V. Junio 2005)

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CHCl}-\text{CH}_3$
 but-2-eno + dicloro \rightarrow 2,3-diclorobutano

- b) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow$

Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 a) de esta sección.

- c) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHCl}$
 etino o acetileno + cloruro de hidrógeno \rightarrow cloroeteno

- d) $\text{CH}_3-\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$

Este apartado está resuelto en el ejercicio 20 a) de esta sección.

23. Considere el compuesto de fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$.

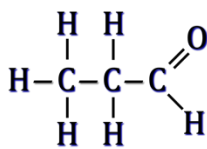
a) Indique cuatro posibles fórmulas estructurales compatibles con la fórmula molecular dada y nombre solo dos de los compuestos.

b) La reducción de uno de los compuestos anteriores da lugar a un alcohol, mientras que su oxidación da lugar a un ácido. Formule y nombre el compuesto reaccionante, así como el alcohol y ácido formados.

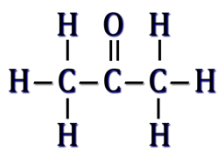
(C.V. Septiembre 2005)

- a) La fórmula general de un hidrocarburo saturado es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, por lo tanto, si el compuesto tiene un número de átomos de carbono, $n = 3$, y el número de átomos de hidrógeno es 6, quiere decir que el compuesto presenta una insaturación. Si, además, tiene un átomo de oxígeno podría tratarse de un **aldehído** o una **cetona** si la insaturación afecta al enlace $\text{C}=\text{O}$, o de un **alcohol insaturado** si la insaturación afecta al enlace $\text{C}=\text{C}$.

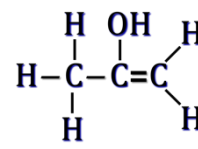
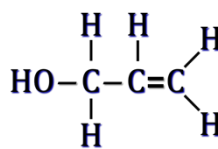
Las fórmulas estructurales de cuatro compuestos compatibles con la fórmula propuesta y el nombre de dos de ellos son:



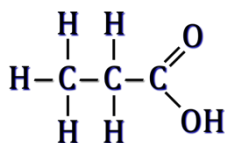
Propanal



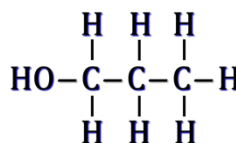
Propanona o acetona



b) Si la reducción de uno de los cuatro compuestos anteriores da lugar a un alcohol, solo podría tratarse del propanal o de la acetona. Como la oxidación produce un ácido queda descartada la acetona ya que esta produciría un ácido y dióxido de carbono, por lo tanto, se trata del **propanal**. El ácido formado sería el **propanoico** y el alcohol primario resultante de la reducción del propanal el propan-1-ol, cuyas fórmulas estructurales son:

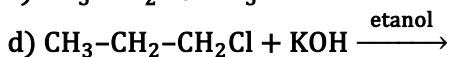
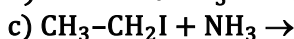
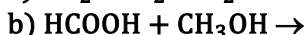


Ácido propanoico

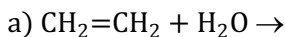


Propan-1-ol

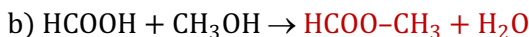
24. Complete las siguientes reacciones orgánicas indicando el nombre de todos los compuestos que aparecen en ellas.



(C.V. Junio 2006)



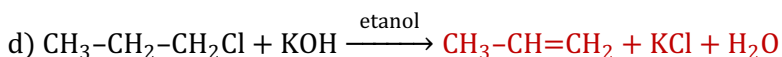
Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 b) de esta sección.



ácido fórmico o metanoico + metanol \rightarrow formiato de metilo + agua



Este apartado está resuelto en el ejercicio 20 b) de esta sección.



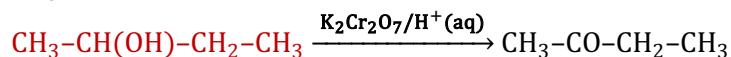
1-cloropropano + hidróxido de potasio \rightarrow propeno + cloruro de potasio + agua

25. Señale razonadamente entre los siguientes compuestos aquel que, por oxidación, da una cetona:



(C.V. Junio 2007)

La oxidación de un alcohol secundario mediante el uso de KMnO_4 o $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en medio ácido permite la obtención de una cetona. De los compuestos propuestos, el único que es un alcohol secundario es el butan-2-ol:



27. Discuta razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones referidas a la reactividad de los alcoholes:

- Los alcoholes tienen carácter ácido débil.
- Por deshidratación intramolecular dan alquenos en una reacción de eliminación.
- Los alcoholes no pueden dar reacciones de sustitución.
- Los alcoholes primarios se oxidan fácilmente, pudiendo llegar a obtener un ácido del mismo número de átomos de carbono.

(C.V. Junio 2007)

a) Los alcoholes tienen carácter ácido débil.

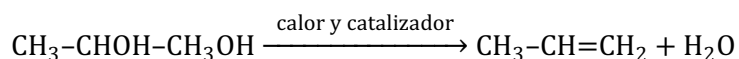
Los alcoholes son especies químicas con un carácter ácido muy débil, en la mayoría de los casos, más que el agua. Pueden ceder un protón formando alcóxidos de acuerdo con la siguiente reacción, muy desplazada hacia la izquierda:



La propuesta es **cierta**.

b) Por deshidratación intramolecular dan alquenos en una reacción de eliminación.

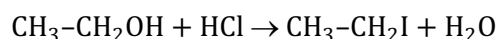
Un método de obtención de alquenos u olefinas es la deshidratación catalizada de alcoholes.



La propuesta es **cierta**.

c) Los alcoholes no pueden dar reacciones de sustitución.

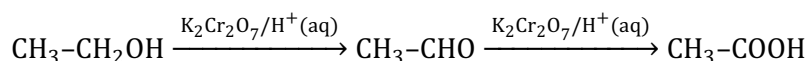
Los alcoholes reaccionan con los haluros de hidrógeno mediante reacciones sustitución para formar haluros de alquilo.



La propuesta es **cierta**.

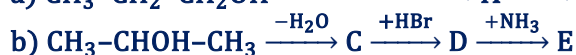
d) Los alcoholes primarios se oxidan fácilmente, pudiendo llegar a obtener un ácido del mismo número de átomos de carbono.

La oxidación de un alcohol primario produce un aldehído y, la oxidación de este, un ácido carboxílico, todos con el mismo número de átomos de carbono.



La propuesta es **cierta**.

28. Formule cada uno de los productos orgánicos que aparecen en las siguientes reacciones:

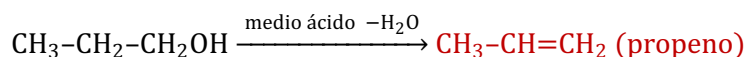


Indique el nombre de los compuestos orgánicos A, B, C, D, E, F y G del esquema anterior.

(C.V. Septiembre 2007)

▪ **Compuesto A**

La deshidratación catalizada de un alcohol produce el correspondiente hidrocarburo etilénico:



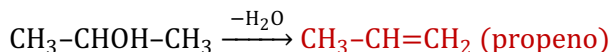
▪ **Compuesto B**

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un halógeno.



▪ **Compuesto C**

La deshidratación catalizada de un alcohol secundario produce un hidrocarburo etilénico. La diferencia con respecto a los primarios es que los rendimientos son menores para los segundos.



▪ **Compuesto D**

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición. En este caso se trata de la adición de un reactivo asimétrico, como el HBr, que se rige por la regla de Markovnikov (1869) que dice:

“en la adición de un reactivo asimétrico (HX, HOH, HOSO₃H) a un hidrocarburo insaturado asimétrico, el fragmento más positivo (H) se une al carbono más hidrogenado”.

La ecuación química correspondiente a la reacción de adición es:



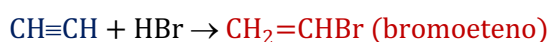
▪ **Compuesto E**

Los derivados halogenados dan reacciones de sustitución con el NH₃ formando aminas.



▪ **Compuesto F**

Los hidrocarburos insaturados dan reacciones de adición.



▪ **Compuesto G**

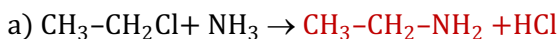
Se trata de otra reacción de adición (de un halógeno) por parte de un hidrocarburo insaturado.



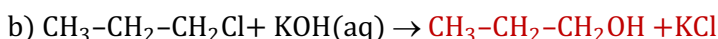
29. Complete las siguientes reacciones indicando el nombre de todos los compuestos que en ellas aparecen.



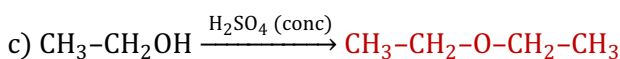
(C.V. Junio 2008)



cloroetano + amoníaco → etilamina + cloruro de hidrógeno



1-cloropropano + hidróxido de potasio → propan-1-ol + cloruro de potasio



etanol + ácido sulfúrico → etoxietano o dietil éter



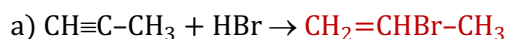
but-2-eno + cloruro de hidrógeno → 2-clorobutano



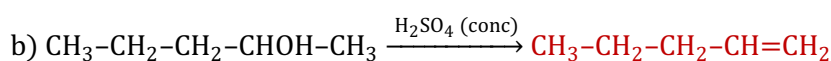
30. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen:



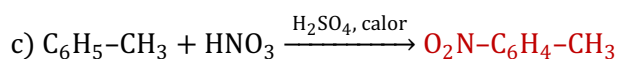
(C.V. Septiembre 2008)



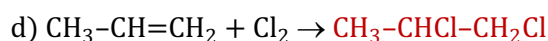
propino 2-bromoprop-1-eno



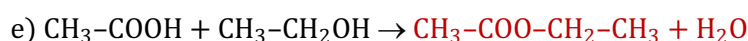
pentan-2-ol \rightarrow pent-1-eno



metilbenceno o tolueno nitrotolueno

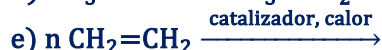


propeno 1,2-dicloropropano

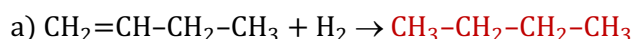


ácido acético o etanoico + etanol \rightarrow acetato de etilo

31. Complete las siguientes reacciones orgánicas indicando el nombre de todos los compuestos que en ellas aparecen.

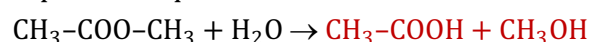


(C.V. Junio 2009)

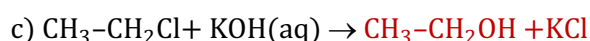


but-1-eno + hidrógeno \rightarrow butano

b) Suponiendo que se trate de una hidrólisis ácida:



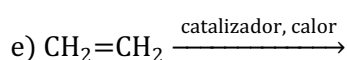
acetato de etilo + agua \rightarrow ácido acético o etanoico + metanol



1-cloroetano + hidróxido de potasio \rightarrow etanol + cloruro de potasio

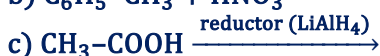


Este apartado está resuelto en el ejercicio 22 a) de esta sección.

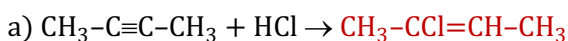


Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 a) de esta sección.

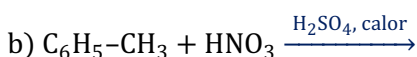
32. Complete las siguientes reacciones orgánicas indicando el nombre de todos los compuestos que en ellas aparecen.



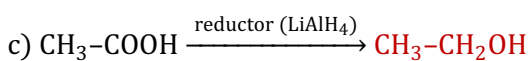
(C.V. Septiembre 2009)



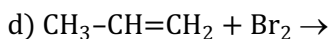
but-2-ino + cloruro de hidrógeno \rightarrow 2-clorobut-2-eno



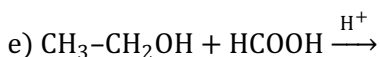
Este apartado está resuelto en el ejercicio 30 c) de esta sección.



ácido acético + tetrahidruro de aluminio y litio \rightarrow etanol



Este apartado está resuelto en el ejercicio 20 d) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 21 c) de esta sección.

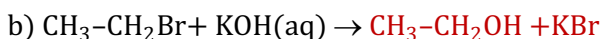
33. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen:



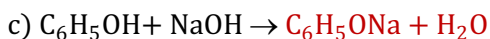
(C.V. Junio 2010)



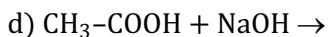
propeno 2-cloropropano



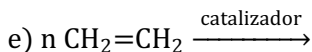
1-bromoetano etanol



fenol fenóxido de sodio



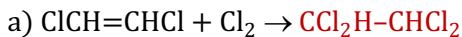
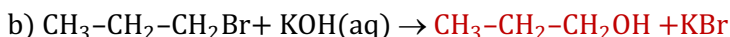
Este apartado está resuelto en el ejercicio 20 a) de esta sección.



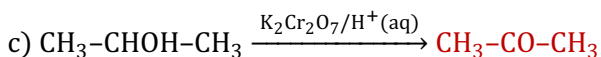
Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 a) de esta sección.

34. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen.

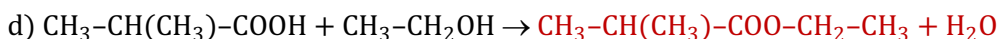
(C.V. Septiembre 2010)

1,2-dicloroetano \rightarrow 1,1,2,2-tetracloroetano

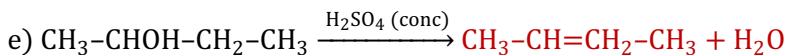
1-bromopropano propan-1-ol



propan-2-ol acetona o propanona



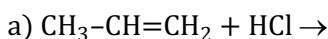
ácido 2-metilpropanoico + etanol 2-metilpropanoato de etilo



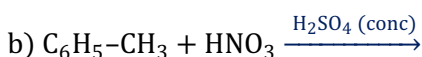
butan-2-ol but-2-eno

35. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen.

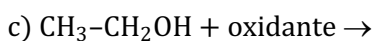
(C.V. Junio 2011)



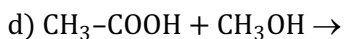
Este apartado está resuelto en el ejercicio 33 a) de esta sección.



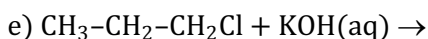
Este apartado está resuelto en el ejercicio 30 c) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 21 e) de esta sección.



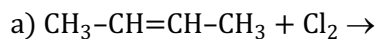
Este apartado está resuelto en el ejercicio 19 e) de esta sección.



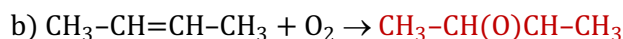
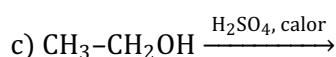
Este apartado está resuelto en el ejercicio 29 b) de esta sección.

38. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen:

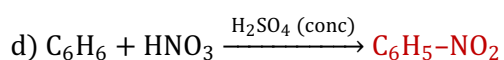
(C.V. Junio 2013)



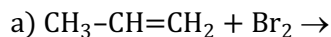
Este apartado está resuelto en el ejercicio 22 a) de esta sección.

**but-2-eno** **2,3-epoxibutano o 2,3-dimetiloxirano**

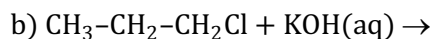
Este apartado está resuelto en el ejercicio 29 c) de esta sección.

**benceno** **nitrobenceno****39. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen:**

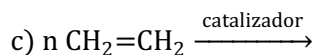
(C.V. Julio 2013)



Este apartado está resuelto en el ejercicio 20 d) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 29 b) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 a) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 20 b) de esta sección.



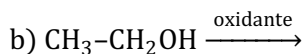
Este apartado está resuelto en el ejercicio 21 e) de esta sección.

40. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos que intervienen en ellas.

(C.V. Junio 2016)



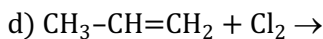
Este apartado está resuelto en el ejercicio 18 b) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 21 e) de esta sección.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 21 c) de esta sección.

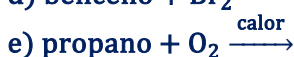
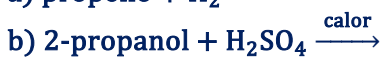


Este apartado está resuelto en el ejercicio 30 d) de esta sección.

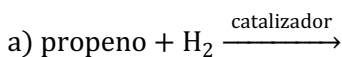


Este apartado está resuelto en el ejercicio 34 b) de esta sección.

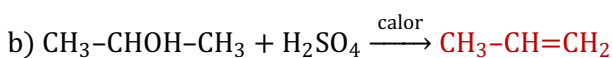
41. Complete las siguientes reacciones, formule los reactivos, nombre los compuestos orgánicos que se obtienen e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso.



(C.V. Junio 2017)



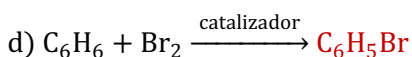
Este apartado está resuelto en el ejercicio 37 a) de esta sección y corresponde a una **reacción de adición**.



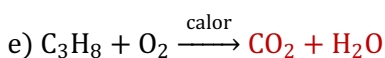
Se trata de una **reacción de eliminación** y el compuesto que se obtiene es el **propeno**.



Este apartado está resuelto en el ejercicio 30 e) de esta sección y corresponde a una **reacción de condensación**.



Se trata de una **reacción de sustitución** y el compuesto que se obtiene es el **bromobenceno**.

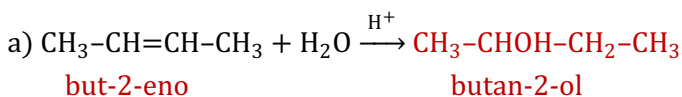


Se trata de una **reacción de combustión**.

42. Complete las siguientes reacciones y nombre los compuestos orgánicos en ellas involucrados:



(C.V. Junio 2018)



- b) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 \xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{H}^+} \text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$
 propan-2-ol acetona o propanona
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{-COOH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
 propan-1-ol + ácido acético o etanoico \rightarrow acetato de propilo
- d) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{Cl}_2 \longrightarrow$
- Este apartado está resuelto en el ejercicio 22 a) de esta sección.
- e) $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$
 2-bromopropano propan-2-ol

43. Complete las siguientes reacciones, formule los reactivos, nombre los compuestos orgánicos que se obtienen e indique el tipo de reacción de que se trata en cada caso.

- a) bromoetano + $\text{NH}_3 \longrightarrow$
- b) 2-metil-2-pentanol $\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ calor}}$
- c) benceno + $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}}$
- d) pentanal $\xrightarrow{\text{MnO}_4^-}$
- e) cloroetano + $\text{OH}^- \longrightarrow$

(C.V. Junio 2019)

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Br} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2 + \text{HBr}$

Se trata de una **reacción de sustitución** y el compuesto que se obtiene es **etilamina**.

- b) $\text{CH}_3\text{-COH(CH}_3\text{)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ calor}} \text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)=CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Se trata de una **reacción de eliminación** y el compuesto que se obtiene es el **2-metilpent-2-eno**.

- c) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$

Se trata de una **reacción de sustitución** y el compuesto que se obtiene es el **clorobenceno**.

- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO} \xrightarrow{\text{MnO}_4^-} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

Se trata de una **reacción de oxidación** y el compuesto que se obtiene es el **ácido pentanoico**.

- e) cloroetano + $\text{OH}^- \longrightarrow$

Este apartado está resuelto en el ejercicio 31 c) de esta sección y corresponde a una **reacción de sustitución**.

44. Complete las siguientes reacciones, nombrando los compuestos orgánicos que intervienen en ellas (reactivos y productos):

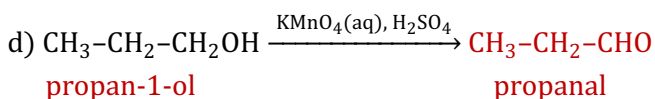
- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}}$
- b) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{HCl} \longrightarrow$
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{catalizador}}$
- d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{ calor}}$
- e) $\text{CH}_3\text{-COOH} \xrightarrow{\text{reductor}}$

(C.V. Julio 2019)

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
 pent-2-eno pentano

but-2-eno

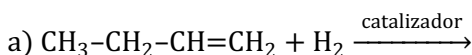
butano



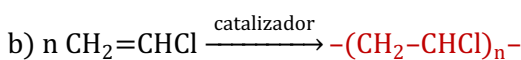
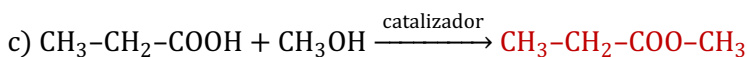
47. Complete las siguientes reacciones:



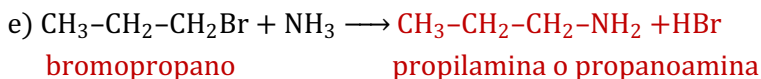
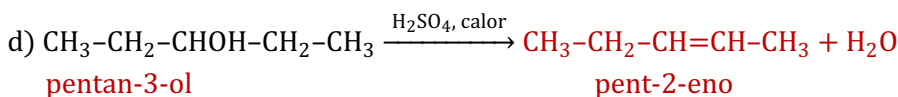
(C.V. Junio 2021)



Este apartado está resuelto en el ejercicio 31 a) de esta sección.

cloroetileno o cloroeteno \rightarrow policloroetieno o policloruro de vinilo

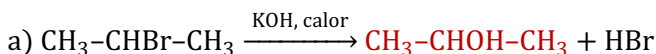
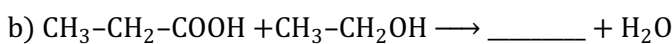
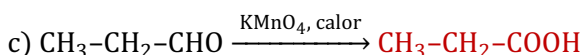
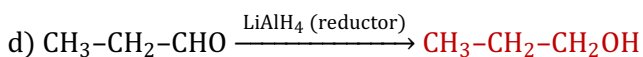
Este apartado está resuelto en el ejercicio 36 e) de esta sección.



48. Complete las siguientes reacciones, nombre las moléculas orgánicas que se forman e indique qué tipo de reacción se ha producido:



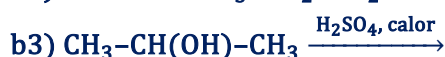
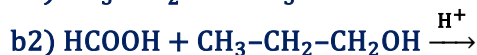
(C.V. Julio 2021)

Se trata de una **reacción de sustitución** y el compuesto que se obtiene es el **propan-2-ol**.Este apartado está resuelto en el ejercicio 44 c) de esta sección y corresponde a una **reacción de condensación**.Se trata de una **reacción de oxidación** y el compuesto que se obtiene es el **ácido propanoico**.Se trata de una **reacción de reducción** y el compuesto que se obtiene es el **propan-1-ol**.

49. a) Nombre los siguientes compuestos y razone cuál de ellos puede dar lugar a una cetona por oxidación:

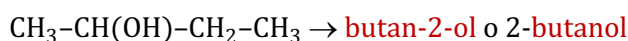


b) Complete las siguientes reacciones químicas y nombre todos los compuestos orgánicos que se obtienen como productos en las mismas:

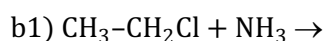
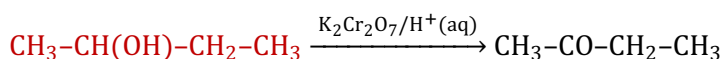


(C.V. Junio 2022)

a) La oxidación de un alcohol secundario mediante el uso de KMnO_4 o $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en medio ácido permite la obtención de una cetona. De los compuestos propuestos:



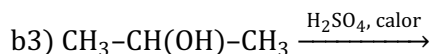
el único que es un alcohol secundario es el butan-2-ol:



Este apartado está resuelto en el ejercicio 29 a) de esta sección.



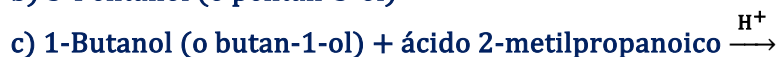
Este apartado está resuelto en el ejercicio 29 e) de esta sección.



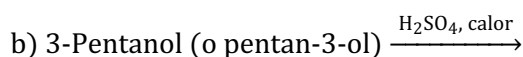
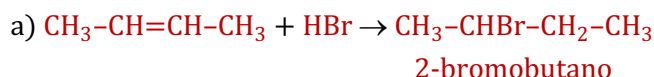
Este apartado está resuelto en el ejercicio 41 b) de esta sección.

50. Para cada una de las reacciones siguientes, escriba la fórmula de los reactivos orgánicos, complete las reacciones y nombre los compuestos orgánicos resultantes.

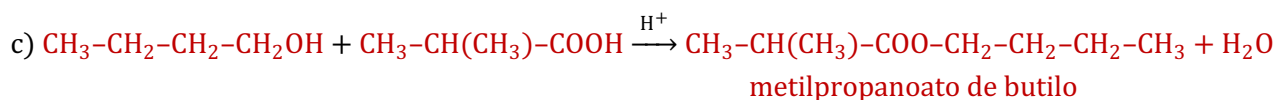
a) 2-Buteno (o but-2-eno) + bromuro de hidrógeno \rightarrow



(C.V. Julio 2022)



Este apartado está resuelto en el ejercicio 47 d) de esta sección.



11. QUÍMICA Y MEDIO AMBIENTE

En este apartado se incluyen cuestiones en las que se debe establecer la relación entre los principales contaminantes ambientales, CO₂, CFC, SO₂ y NO_x y los efectos que producen sobre el planeta: efecto invernadero, destrucción de la capa de ozono y lluvia ácida. Asimismo, se proponen medidas que puedan minimizar dichos efectos.

1. a) Se dice que las temperaturas relativamente elevadas que se observan en la estratosfera se deben al calor liberado en la reacción de descomposición del ozono:



Justifique mediante cálculo dicha afirmación.

b) Indique, al menos, un contaminante atmosférico que destruya el ozono, explicando su forma de actuación. Además, sugiera una forma de evitar dicho efecto destructivo.

Datos. Entalpías de formación (kJ·mol⁻¹): O₃(g) = 142,3; O(g) = 247,3; O₂(g) = 0.

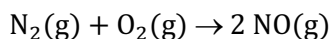
(C.V. Junio 1997)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

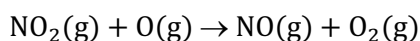
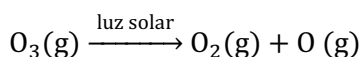
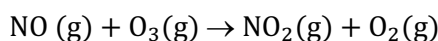
$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= -[\Delta_f H^\circ(\text{O}_3) + \Delta_f H^\circ(\text{O})] = \\ &= -\left(1 \text{ mol O}_3 \cdot \frac{142,3 \text{ kJ}}{\text{mol O}_3}\right) - \left(1 \text{ mol O} \cdot \frac{247,3 \text{ kJ}}{\text{mol O}}\right) = -389,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un proceso exotérmico en el que se desprende calor, que eleva la temperatura del ambiente.

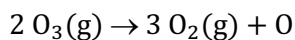
b) Uno de los contaminantes atmosféricos que destruye el ozono es el óxido nítrico, NO, procedente de la combustión del N₂ atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los aviones supersónicos de acuerdo con la reacción:



El NO actúa como catalizador de la descomposición del ozono de acuerdo con la serie de reacciones:



Por lo tanto, el óxido nítrico, NO, es un contaminante que destruye el ozono, pero que además, al actuar como catalizador, no se consume, lo cual potencia su efecto destructivo. La ecuación global del proceso es:



Una forma de reducir el efecto de este contaminante sería diseñar otro tipo de motores de combustión que redujera la emisión de NO a la atmósfera.

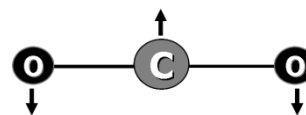
2. ¿Qué es y a qué se debe el denominado “efecto invernadero”? ¿Qué consecuencias pueden derivarse de una intensificación de dicho efecto y cómo podrían evitarse?

(C.V. Septiembre 1997)

El “efecto invernadero” describe el mecanismo por el cual los gases de la atmósfera, sobre todo el dióxido de carbono, “atrapan” el calor cerca de la superficie de la Tierra.

El nombre se debe a la similitud con lo que ocurre en los invernaderos, donde el techo y las paredes de vidrio dejan pasar la radiación visible, pero absorben parte de la radiación infrarroja (calor). El dióxido de carbono atmosférico se comporta igual que el techo de vidrio:

La energía del Sol que llega a la Tierra abarca la banda comprendida entre 100-5.000 nm, siendo en gran parte radiación visible (400-700 nm). La radiación infrarroja reflejada por la Tierra (> 4.000 nm) es absorbida, principalmente por el vapor de agua y el dióxido de carbono, moléculas que para absorber radiación infrarroja deben cambiar su momento dipolar mientras vibran.

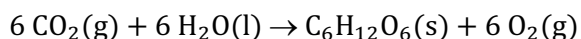


Otras moléculas en la atmósfera terrestre con tres o más átomos (NO₂, N₂O, CH₄, CFC) también pueden cambiar su momento dipolar mientras vibran y por ello también contribuyen al calentamiento del planeta.

La cantidad de vapor de agua en la atmósfera es prácticamente constante, mientras que la cantidad de dióxido de carbono va en aumento debido a la acción del hombre. Desde la revolución industrial, el hombre ha alterado el ciclo del carbono en la Tierra. El dióxido de carbono atmosférico procede de:

- las reacciones de combustión de cualquier sustancia que contenga carbono
- las reacciones de los carbonatos inorgánicos con ácidos
- la respiración de los seres vivos
- la descomposición de materia orgánica procedente de organismos muertos
- las emisiones volcánicas.

Su eliminación de la atmósfera se produce mediante la reacción de fotosíntesis de las plantas:



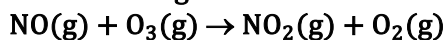
El efecto invernadero produce el calentamiento de la Tierra con el consiguiente el aumento de temperatura que hace que se derritan paulatinamente los glaciares y los casquetes polares. El resultado sería aumento del nivel del mar y la inundación de zonas costeras que podría hacer que desaparecieran ciudades.

Para combatir el efecto invernadero, es preciso disminuir las emisiones de dióxido de carbono a la atmósfera. Para ello sería necesario:

- fabricar vehículos y calefacciones con mayor eficiencia energética que consumieran menos combustible
- usar fuentes de energía alternativa a los combustibles fósiles (celdas fotovoltaicas, celdas de combustión de H₂, biocombustibles (biodiésel, bioetanol, etc.)
- reducir la producción de clorofluorocarbonos (CFC)
- evitar la tala indiscriminada de bosques.

3. a) Explique brevemente qué papel juega el ozono en las capas altas de la atmósfera y qué riesgos entraña el fenómeno denominado “agujero de la capa de ozono”. ¿Existe alguna relación entre el “efecto invernadero” y el “agujero de la capa de ozono”?

b) Uno de los contaminantes atmosféricos que pueden contribuir a la destrucción del ozono es el monóxido de nitrógeno:



¿Puede esta reacción clasificarse como redox? Si es así, indique qué especie es el oxidante y cuál el reductor e indique los cambios en los estados de oxidación de los átomos.

c) Indique qué otro tipo de compuestos pueden también contribuir a la destrucción de la capa de ozono. Explique brevemente y de forma simplificada el mecanismo químico por el cual actúan (la reacción con el ozono). Sugiera alguna acción que se pueda emprender o haya sido ya emprendida para evitar el efecto destructivo de estos compuestos.

(C.V. Septiembre 2000)

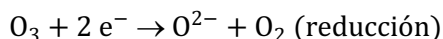
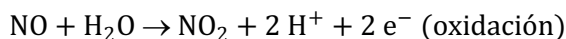
a) El ozono de la estratosfera ejerce un efecto beneficioso ya que absorbe la radiación ultravioleta de Sol, impidiendo que esta llegue hasta la superficie terrestre y evitando su efecto sobre los seres vivos (cáncer, mutaciones genéticas, etc.).

Se denomina “agujero de ozono” de la estratosfera a la reducción de los niveles de ozono, O_3 , que se ha producido debido a la destrucción de este por la emisión a la atmósfera de compuestos clorofluorocarbonados (CFC) o por los óxidos de nitrógeno, NO_x , generados en la combustión del N_2 atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los aviones supersónicos.

El “efecto invernadero” describe el mecanismo por el cual los gases de la atmósfera, sobre todo el dióxido de carbono, atrapan el calor cerca de la superficie de la Tierra, con el consiguiente el aumento de temperatura.

No existe relación alguna entre el agujero de ozono y el efecto invernadero ya que están producidos por sustancias diferentes.

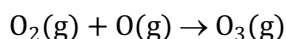
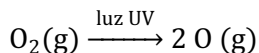
b) Sí que se trata de una reacción redox en la que las semirreacciones correspondientes son:



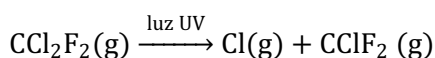
El **NO es el reductor, la especie que se oxida a NO_2** . El nitrógeno pasa de número de oxidación +2 (NO) a +4 (NO_2).

El **O_3 es el oxidante, la especie que se reduce a O^{2-}** . El oxígeno pasa de número de oxidación 0 (O_3) a -2 (NO_2).

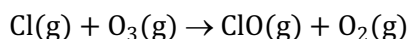
c) El ozono se forma a partir de O_2 gracias a la radiación ultravioleta del Sol y mediante el siguiente mecanismo:



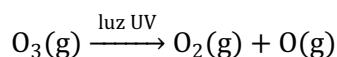
Además del NO, el ozono de la estratosfera también puede ser destruido por clorofluorocarbonos (CFC) como por ejemplo el diclorodifluorometano, CCl_2F_2 . El proceso es el siguiente: cuando las moléculas de CFC son liberadas al medio ambiente, se vaporizan fácilmente y ascienden hasta estratosfera, donde la radiación ultravioleta del Sol provoca que se produzca una serie de reacciones que destruyen las moléculas de ozono:



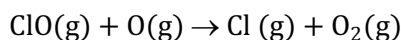
Los átomos de Cl son muy reactivos con las moléculas de O_3 :



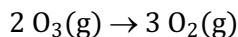
A su vez la radiación ultravioleta disocia las moléculas de O_3 :



estos átomos de oxígeno reaccionan con las moléculas de monóxido de cloro formadas y producen de nuevo átomos de cloro y moléculas de oxígeno, de manera que reacción sigue indefinidamente:



La ecuación global del proceso de destrucción del ozono por los átomos de cloro es:



Los CFC son compuestos que suelen ser utilizados como refrigerantes en neveras y aparatos de aire acondicionado (llamados comercialmente freones) y como propelentes en sprays de insecticidas, lacas, desodorantes, etc. Si se reduce paulatinamente su uso, se puede evitar la destrucción del ozono.

4. Uno de los problemas ambientales de los países industrializados es el de la "lluvia ácida".

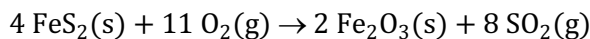
a) Explique a qué se debe este fenómeno.

b) Escriba al menos dos de las reacciones químicas que tienen lugar en la atmósfera para que se produzca este fenómeno.

(C.V. Junio 2001)

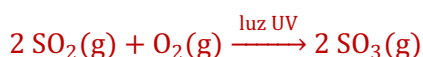
a) El fenómeno de la "lluvia ácida" tiene su origen en el aumento de la concentración de dióxido de azufre, SO_2 , y trióxido de azufre, SO_3 , en la atmósfera que se ha producido durante los últimos años en los países industrializados.

El origen de este aumento está, además de las emisiones naturales de dióxido de azufre a la atmósfera por parte de los volcanes, en las que se producen de manera antropogénica como la combustión del azufre que se encuentra como contaminante natural de los combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural) y que produce dióxido de azufre. También contribuye el dióxido de azufre producido en la tostación de sulfuros metálicos para obtener los correspondientes metales. Por ejemplo, en la tostación de la pirita:



b) Existen diferentes vías por las que el dióxido de azufre atmosférico puede oxidarse a trióxido de azufre:

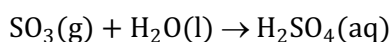
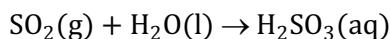
▪ Radiación solar:



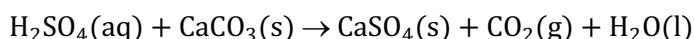
▪ Reacción con ozono:



Posteriormente, los óxidos de azufre en contacto con el agua de lluvia forman los ácidos correspondientes:



Estos ácidos reaccionan con los materiales calizos y producen su destrucción:



También producen la destrucción de bosques y afectan a la vida animal tanto terrestre como acuática.

5. a) Explique brevemente lo que se entiende por “efecto invernadero”. Indique una reacción química que sea responsable de la intensificación de dicho efecto.

b) Explique brevemente los efectos nocivos de la progresiva disminución de la capa de ozono. Identifique al menos un compuesto químico cuya liberación a la atmósfera produce la desaparición del ozono atmosférico.

(C.V. Septiembre 2001)

Estas cuestiones están ya respondidas en esta sección: apartado a) en la pregunta 2 y apartado b) en la pregunta 3.

6. Uno de los problemas ambientales de los países industrializados es la emisión a la atmósfera de ciertos gases contaminantes.

Identifique al menos un contaminante asociado con la aparición de los problemas ambientales que se indican a continuación y escriba una de las reacciones químicas que tienen lugar en la atmósfera para que se produzca este fenómeno:

a) Lluvia ácida.

b) Desaparición de la capa de ozono.

(C.V. Junio 2003)

Ambas cuestiones se encuentran ya respondidas en esta sección: apartado a) pregunta 4 y apartado b) en la pregunta 3.

7. Explique de qué manera contribuyen los gases emitidos por los tubos de escape de los automóviles a la contaminación atmosférica y comente posibles estrategias para reducir sus efectos medioambientales.

(C.V. Septiembre 2003)

En las reacciones de combustión que tienen lugar en los motores de automóviles se produce una serie de sustancias que contribuyen a la contaminación atmosférica:

▪ Dióxido de carbono, CO_2 , generado a partir del carbono de los combustibles y que contribuye al aumento del “efecto invernadero”. Para reducir los efectos medioambientales de esta sustancia se deben fabricar vehículos con mayor eficiencia energética que consuman menos combustible o vehículos que usen otras fuentes de energía (eléctrica, hidrógeno verde, biodiésel, bioetanol).

▪ Dióxido de azufre, SO_2 , generado a partir del azufre, elemento contaminante que contienen los combustibles fósiles y que contribuye a la formación de la “lluvia ácida”. Para reducir los efectos medioambientales de esta sustancia se debe utilizar combustibles que no contengan este contaminante.

▪ Óxidos de nitrógeno, NO_x , (NO y NO_2) generados por combustión del nitrógeno del aire a altas temperaturas y que contribuyen a la formación del “agujero de ozono”. Para reducir los efectos medioambientales de esta sustancia se deben fabricar motores de combustión que impidan la formación de estos óxidos.

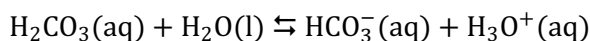
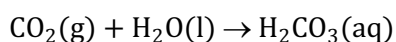
8. a) Explique por qué la lluvia solo se considera ácida cuando su pH es igual o menor que 5.

b) ¿Cuáles son los contaminantes químicos implicados en la lluvia ácida y cuáles son sus fuentes emisoras?

c) Explique los efectos nocivos y beneficiosos del ozono para la vida en la tierra.

(C.V. Septiembre 2004)

a) El pH del agua de lluvia, no contaminada, es inferior a 7 debido a la presencia de dióxido de carbono disuelto, que se encuentra en equilibrio con el dióxido de carbono atmosférico. El agua expuesta al aire durante un periodo de tiempo lo suficientemente elevado presenta un pH de 5,5 como consecuencia de la formación de ácido carbónico, H_2CO_3 , que se comporta como un ácido débil:

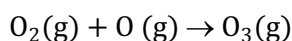
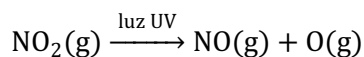


La lluvia ácida contiene ácidos sulfúrico o nítrico, procedentes de emisiones de óxidos de azufre y nitrógeno, respectivamente, que son ácidos fuertes y que, por lo tanto, contribuyen a disminuir todavía más el pH del agua de lluvia.

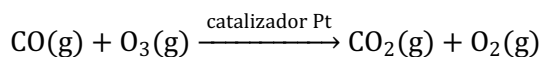
b) Los principales contaminantes químicos implicados en la lluvia ácida son:

- El dióxido de azufre, SO_2 , emitido a la atmósfera de forma natural por parte de los volcanes, o el emitido de forma antropogénica por la combustión de los combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural) que contienen el elemento azufre como contaminante y el emitido en la tostación de sulfuros metálicos para obtener los correspondientes metales.
- Los óxidos de nitrógeno, NO_x , (NO y NO_2) producidos por la combustión del N_2 atmosférico a elevadas temperaturas.

c) ▪ En la troposfera, el ozono forma parte de los contaminantes responsables de la acumulación del "smog". El "smog" es la combinación de humo y neblina que cubre las grandes ciudades. El ozono del "smog" se forma a partir del dióxido de nitrógeno emitido con los gases que salen por el tubo de escape de los automóviles mediante las siguientes reacciones:



Actualmente, algunas industrias de fabricación de automóviles han puesto en circulación vehículos equipados con un catalizador de platino que purifica el aire ya que eliminan dos compuestos del "smog", CO y O_3 , mediante la siguiente reacción:



- En la estratosfera, el ozono ejerce un efecto beneficioso sobre la vida en la Tierra ya que absorbe la radiación ultravioleta de Sol impidiendo que esta llegue hasta la superficie terrestre, evitando la aparición de cánceres y de mutaciones genéticas en los seres vivos.

9. Explique brevemente lo que se entiende por el efecto invernadero y sus consecuencias atendiendo al siguiente esquema:

a) ¿En qué consiste el efecto invernadero?

b) Origen de las emisiones de gases invernadero y posibles consecuencias para la vida del planeta.

c) Estrategias para reducir las emisiones de gases invernadero asociadas a la actividad humana.

(C.V. Junio 2005)

Estas cuestiones están ya respondidas en la pregunta 2 de esta sección.

10. a) Justifique mediante cálculo la afirmación de que el aumento en la temperatura de la estratosfera está relacionado con la formación del ozono de acuerdo a la reacción:



Datos. Entalpías de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{O}_3(\text{g}) = 142,3$; $\text{O}(\text{g}) = 247,3$; $\text{O}_2(\text{g}) = 0$.

b) Indique, al menos, un contaminante atmosférico que destruya el ozono, y explique su forma de actuación. Sugiera una forma de evitar dicho efecto destructivo.

(C.V. Septiembre 2005)

a) La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

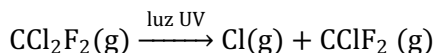
$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{O}_3) - \Delta_f H^\circ(\text{O}) = \\ &= \left(1 \text{ mol O}_3 \cdot \frac{142,3 \text{ kJ}}{\text{mol O}_3}\right) - \left(1 \text{ mol O} \cdot \frac{247,3 \text{ kJ}}{\text{mol O}}\right) = -105,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

De acuerdo con el signo negativo de la entalpía se trata de un **proceso exotérmico** en el que **se desprende calor**, que eleva la temperatura del ambiente.

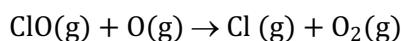
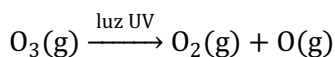
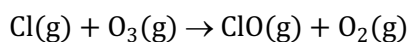
b) Uno de los contaminantes atmosféricos que destruye el ozono es el cloro atómico, procedente de la rotura de los enlaces de los clorofluorocarbonos, CFC, en la estratosfera.

Las moléculas de CFC son adsorbidas por los cristales de hielo de las nubes polares estratosféricas que se forman durante el invierno al descender la temperatura (reacciones de catálisis en superficie).

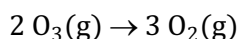
La radiación ultravioleta disocia las moléculas de CFC y se liberan átomos de cloro que permanecen atrapados en las nubes hasta la aparición del Sol en primavera, que eleva la temperatura y los libera, procediendo estos a la destrucción de las moléculas de ozono. Por ejemplo, en el caso del diclorodifluorometano, CCl_2F_2 , más conocido como freón-12:



El Cl actúa como catalizador de la descomposición del ozono de acuerdo con la serie de reacciones:



La ecuación global del proceso de destrucción del ozono por los átomos de cloro es:



Por lo tanto, el cloro atómico procedente de los CFC, es un contaminante que destruye el ozono, pero que además, al actuar como catalizador, no se consume, lo cual potencia su efecto destructivo.

Una forma de reducir el efecto de estos contaminantes sería disminuir su tasa de emisión a la atmósfera.

11. Explique brevemente cómo las emisiones de óxidos de nitrógeno están implicadas en la generación de la lluvia ácida atendiendo al siguiente esquema:

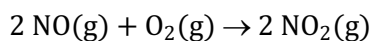
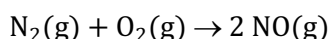
a) Origen de las emisiones de óxidos de nitrógeno asociadas a la actividad humana.

b) Reacciones de formación de óxidos de nitrógeno.

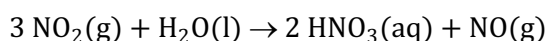
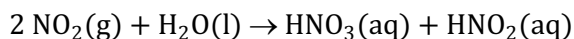
c) Estrategias para reducir las emisiones de óxidos de nitrógeno asociadas a la actividad humana.

(C.V. Junio 2006)

a-b) La combustión del N_2 atmosférico a elevadas temperaturas en los motores de los automóviles produce NO y NO_2 de acuerdo con las siguientes reacciones:



El NO_2 es capaz de reaccionar directamente con el agua formando ácidos según las reacciones:



El NO formado en esta última reacción favorece que se siga formando ácido nítrico, HNO_3 .

c) Hay dos formas para controlar y reducir las emisiones de NO_x :

- Modificar la fuente de emisión para reducir la cantidad de NO_x emitido, modificando los motores para que se reduzcan las altas temperaturas producidas en la combustión y que son las responsables de la formación de estos óxidos.

- Eliminar el NO_x de los gases de escape de los automóviles antes de que estos sean liberados a la atmósfera utilizando catalizadores reductores que permitan su conversión en N_2 y O_2 .

12. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA Y ORGÁNICA

En este apartado se incluyen cuestiones en las que se deben formular y nombrar compuestos inorgánicos y orgánicos de acuerdo con las normas de formulación y nomenclatura establecidas por la IUPAC.

1. a) Formule los siguientes compuestos orgánicos:

n-pentano, 2-pentanol, 3-pentanona, ácido pentanoico y pentanoato de pentilo.

b) Nombre los siguientes compuestos orgánicos:

$\text{CH}_3\text{-CHO}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$, $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CONH}_2$, COOH-COOH .

(C.V. Junio 2003)

a) Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

n-pentano	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_3\text{-CH}_3$
2-pentanol	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
3-pentanona	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$
ácido pentanoico	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$
pentanoato de pentilo	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_3\text{-COO-(CH}_2\text{)}_4\text{-CH}_3$

b) Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{CH}_3\text{-CHO}$	etanal
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$	metoxietano // etil metil éter
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$	metoxietano o etil metil éter
$\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-CH}_2\text{-CH}_3$	2-butanamina
COOH-COOH	ácido etanodioico // ácido oxálico
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CONH}_2$	benzamida

2. Nombre o formule, en su caso, los siguientes compuestos orgánicos:

a) 4,5-dimetil-1-hexeno

b) ácido 2-cloropropanoico

c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$

d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-ONa}$

(C.V. Junio 2005)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

4,5-dimetil-1-hexeno	$\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$
ácido 2-cloropropanoico	COOH-CHCl-CH_3

Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$	fenilamina // anilina
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-ONa}$	etóxido de sodio

3. Formule o nombre, en su caso, los siguientes compuestos:

propilamina; butanoato de octilo; $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$; $\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$

(C.V. Junio 2006)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

propilamina	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$
butanoato de octilo	$\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_2\text{-COO-(CH}_2\text{)}_7\text{-CH}_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$ metilpropano // isobutano

$\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$ fenol

4. a) Formule los siguientes compuestos orgánicos:

2,3-dimetilpentano, 4-cloropentanal, metilbenceno (tolueno), etilpropil éter y etilmetilamina.

b) Nombre los siguientes compuestos orgánicos:

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}=\text{CH}_2$ $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHOH-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-COOH}$
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

(C.V. Septiembre 2006)

a) Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

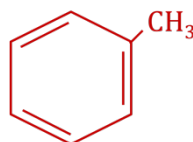
2,3-dimetilpentano $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

4-cloropentanal $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$

etil propil éter $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

etil metil amina $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_3$

metilbenceno // tolueno



b) Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}=\text{CH}_2$ 3,4-dimetilpenten-1-eno

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHOH-CH}_3$ 3-metilbutan-2-ol

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ácido 3-metilbutanoico

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ propanoato de propilo

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ etoxipropano // etil propil éter

5. Formule o nombre, según corresponda:

a) trióxido de azufre

f) propanona

b) pentaóxido de dinitrógeno

g) 1,2,3-propanotriol

c) NaClO

h) ácido butanoico

d) O_3

i) $\text{CH}_3\text{-CHOH-C}\equiv\text{C-CH}_3$

e) H_3PO_4

j) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$

(C.V. Septiembre 2007)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

trióxido de azufre SO_3

pentaóxido de dinitrógeno N_2O_5

propanona $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$

1,2,3-propanotriol $\text{CH}_2\text{OH-CHOH-CH}_2\text{OH}$

ácido butanoico $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

NaClO hipoclorito de sodio

O_3 ozono

H_3PO_4 ácido fosfórico

$\text{CH}_3\text{-CHOH-C}\equiv\text{C-CH}_3$ pent-3-in-2-ol



metilpropano

6. Formule o nombre, según corresponda los siguientes compuestos.

- | | |
|---|--|
| a) ácido brómico | e) 1,3-pentadiino |
| b) hidrogenocarbonato de plata | f) 3-metil-2-butanol |
| c) $\text{Ba}(\text{HS})_2$ | g) etanoato de propilo |
| d) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | h) $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| | i) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_3$ |
| | j) $\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)=\text{CH-CH}_3$ |

(C.V. Junio 2008)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

ácido brómico	HBrO_3
hidrogenocarbonato de plata	AgHCO_3
1,3-pentadiino	$\text{CH}\equiv\text{C-C}\equiv\text{CH-CH}_3$
3-metil-2-butanol	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$
etanoato de propilo	$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

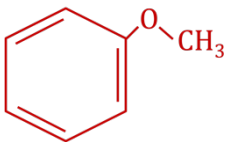
$\text{Ba}(\text{HS})_2$	hidrogenosulfuro de bario
$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dicromato de amonio
$\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$	N-metiletanamina // etil metilamina
$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_3$	3-metilbutanona
$\text{CH}_3\text{-C}(\text{CH}_3)=\text{CH-CH}_3$	3-metilbut-2-eno

7. Formule o nombre, según corresponda:

- | | |
|--------------------------|--------------------------------|
| a) yodato de níquel(II) | f) etanoato de metilo |
| b) perclorato de potasio | g) propanal |
| c) N_2O | h) fenilmetiléter |
| d) NaHCO_3 | i) $\text{CH}_2=\text{CH-CHO}$ |
| e) AlPO_4 | j) $\text{N}(\text{CH}_3)_3$ |

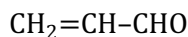
(C.V. Septiembre 2009)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

yodato de níquel(II)	$\text{Ni}(\text{IO}_3)_2$
perclorato de potasio	KClO_4
etanoato de metilo	$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$
propanal	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$
fenilmetiléter	

Los nombres de las sustancias propuestas son:

N_2O	monóxido de dinitrógeno
NaHCO_3	hidrogenocarbonato de sodio
AlPO_4	fosfato de aluminio



propenal



N-N-dimetiletanamina // trimetilamina

8. Formule o nombre, según corresponda los siguientes compuestos:

a) hidrogenofosfato de calcio

e) 1-etil-3-metilbenceno

b) sulfito de sodio

f) 2-metil-2-propanol

c) CuCN

g) metilpropanoato de etilo

d) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ h) $\text{ClCH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ i) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ j) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$

(C.V. Junio 2010)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

hidrogenofosfato de calcio



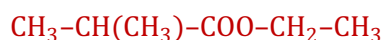
sulfito de sodio



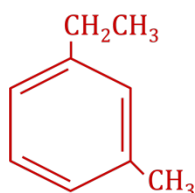
2-metil-2-propanol



metilpropanoato de etilo



1-etil-3-metilbenceno



Los nombres de las sustancias propuestas son:

CuCN

cianuro de cobre(I)

 $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$

nitrito de mercurio(I)

 $\text{ClCH}=\text{CH}-\text{CH}_3$

1-cloropropeno

 $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

etoxietano o dietil éter

 $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$

2,5-dimetilhexan-3-ona

9. Formule o nombre, según corresponda los siguientes compuestos:

a) óxido de aluminio

f) ácido 2-metilpropanoico

b) cloruro de amonio

g) etanoato de potasio

c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

h) 1,2-bencenodiol (1,2-dihidroxibenceno)

d) PCl_3 i) $\text{CH}_3-\text{CCl}_2-\text{CH}_3$ e) NaH_2PO_4 j) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_3$

(C.V. Septiembre 2010)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

óxido de aluminio



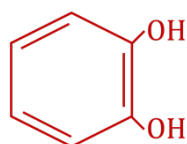
cloruro de amonio



ácido 2-metilpropanoico



1,2-bencenodiol (1,2-dihidroxibenceno)



etanoato de potasio



Los nombres de las sustancias propuestas son:

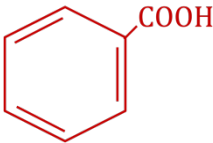
Ca(OH)_2	hidróxido de calcio
PCl_3	tricloruro de fósforo
NaH_2PO_4	dihidrogenofosfato de sodio
$\text{CH}_3\text{-CCl}_2\text{-CH}_3$	2,2-dicloropropano
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$	butanona

10. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos.

- | | |
|----------------------------|---|
| a) carbonato de calcio | g) dietiléter |
| b) ácido nítrico | h) ácido benzoico |
| c) sulfato de sodio | i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ |
| d) NH_3 | j) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ |
| e) H_2SO_4 | |
| f) Cu(OH)_2 | |

(C.V. Septiembre 2011)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

carbonato de calcio	CaCO_3
ácido nítrico	HNO_3
sulfato de sodio	Na_2SO_4
dietil éter	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
ácido benzoico	

Los nombres de las sustancias propuestas son:

NH_3	amoníaco
H_2SO_4	ácido sulfúrico
Cu(OH)_2	hidróxido de cobre(II)
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$	propan-1-ol
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$	butanona

11. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

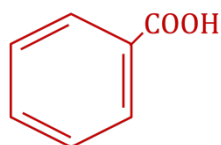
- | | |
|------------------------------|---|
| a) óxido de cromo(III) | g) ácido benzoico |
| b) nitrato de magnesio | h) CHCl_3 |
| c) hidrogenosulfato de sodio | i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ |
| d) Ca(OH)_2 | j) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$ |
| e) HgS | |
| f) H_3PO_4 | |

(C.V. Junio 2012)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

óxido de cromo(III)	Cr_2O_3
nitrato de magnesio	$\text{Mg(NO}_3)_2$
hidrogenosulfato de sodio	NaHSO_4

ácido benzoico



Los nombres de las sustancias propuestas son:

Ca(OH)_2	hidróxido de calcio
HgS	sulfuro de mercurio(II)
H_3PO_4	ácido fósfórico
CHCl_3	triclorometano o cloroformo
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$	propanal
$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_3$	metilbenceno // tolueno

12. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | |
|-----------------------|--|
| a) peróxido de sodio | f) propanona |
| b) ácido cloroso | g) metoxietano (etilmetiléter) |
| c) óxido de cobre(II) | h) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ |
| d) KMnO_4 | i) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| e) NaHCO_3 | j) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ |

(C.V. Septiembre 2012)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

peróxido de sodio	Na_2O_2
ácido cloroso	HClO_2
óxido de cobre(II)	CuO
propanona	$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$
metoxietano (etil metil éter)	$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

KMnO_4	permanganato de potasio
NaHCO_3	hidrogenocarbonato de sodio
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$	etanol
$\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$	pent-2-eno
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	butanona

13. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

- | | |
|---------------------------------|--|
| a) ácido fosforoso | f) 3,4-dimetil-1-pentino |
| b) tetracloruro de estaño | g) dietilamina |
| c) KMnO_4 | h) metilbutanona |
| d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | i) $\text{CH}_2\text{=CH-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$ |
| e) HBrO_4 | j) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ |

(C.V. Julio 2013)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

ácido fosforoso	H_3PO_3
tetracloruro de estaño	SnCl_4
3,4-dimetil-1-pentino	$\text{CH}\equiv\text{C-CH(CH}_3\text{)-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$

dietilamina $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$

metilbutanona $\text{CH}_3\text{-CO-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

KMnO_4 permanganato de potasio

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ sulfato de aluminio

HBrO_4 ácido perbrómico

$\text{CH}_2=\text{CH-CH(CH}_3\text{)-CH}_3$ 3-metil-but-1-eno

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ etoxietano // dietil éter

14. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

a) sulfato de aluminio

f) 3-pentanona

b) óxido de hierro(III)

g) propanoato de etilo

c) nitrato de bario

h) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$

d) NaHCO_3

i) $\text{CH}_3\text{-CHO}$

e) KClO_4

j) $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$

(C.V. Junio 2014)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

sulfato de aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

óxido de hierro(III) Fe_2O_3

nitrato de bario $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

3-pentanona $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$

propanoato de etilo $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

NaHCO_3 hidrogenocarbonato de sodio

KClO_4 perclorato de potasio

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ sulfato de aluminio

$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ metoxietano // etil metil éter

$\text{CH}_3\text{-CHO}$ etanal

$\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ 2-metilpentan-3-ol

15. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

a) dihidrogenofosfato de aluminio

e) propanona

b) cloruro de estaño(IV)

f) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$

c) $\text{Cu}(\text{BrO}_3)_2$

d) SbH_3

(C.V. Julio 2014)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

dihidrogenofosfato de aluminio $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$

cloruro de estaño(IV) SnCl_4

propanona $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{Cu}(\text{BrO}_3)_2$ bromato de cobre(II)

SbH_3	estibano
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de aluminio
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$	metoximetano // dimetil éter

16. Nombre los siguientes compuestos e identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos:

- a) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$
 b) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$
 c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$
 d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$

(C.V. Julio 2014)

Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$	acetato de etilo grupo funcional: alcoxycarbonilo
$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	metanamina grupo funcional: amino
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$	butan-2-ol grupo funcional: hidroxilo
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$	ácido propanoico grupo funcional: carboxilo

17. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos:

- a) sulfato de plata
 b) nitrato de calcio
 c) óxido de plomo(IV)
 d) HClO_4
 e) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 f) K_2O
 g) etilmetiléter
 h) tripropilamina
 i) $\text{CH}_2\text{Cl-CH=CHCl}$
 j) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$

(C.V. Junio 2015)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

sulfato de plata	Ag_2SO_4
nitrato de calcio	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
óxido de plomo(IV)	PbO_2
etilmetil éter	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$
tripropilamina	$\text{N}(\text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3)_3$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

HClO_4	ácido perclórico
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	hidróxido de hierro(III)
K_2O	óxido de potasio
$\text{CH}_2\text{Cl-CH=CHCl}$	1,3,3-tricloropropeno
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$	propanal

18. Nombre los siguientes compuestos:

- | | |
|---------------------------------|--|
| a) Cr_2O_3 | f) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH=CH}_2$ |
| b) NaH_2PO_4 | g) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ |
| c) NH_4ClO_4 | h) CH_2Cl_2 |
| d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ | i) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| e) PH_3 | j) $\text{CH}_2\text{OH-CHOH-CH}_2\text{OH}$ |

(C.V. Julio 2015)

Los nombres de las sustancias propuestas son:

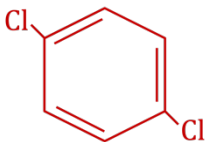
Cr_2O_3	trióxido de dicromo
NaH_2PO_4	dihidrogenofosfato de sodio
NH_4ClO_4	perclorato de amonio
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de aluminio
PH_3	fosfano
$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH=CH}_2$	3-metilbut-1-eno
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$	propanal
CH_2Cl_2	diclorometano
$\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	metoxietano o etil metil éter
$\text{CH}_2\text{OH-CHOH-CH}_2\text{OH}$	1,2,3-propanotriol

19. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos.

- | | |
|---------------------------|--|
| a) hidróxido de bario | f) 3,3,4-trimetilhexano |
| b) bromato de sodio | g) 1,4-diclorobenceno |
| c) K_2O_2 | h) ácido 2-metilbutanoico |
| d) AlPO_4 | i) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| e) HClO_2 | j) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ |

(C.V. Julio 2017)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

hidróxido de bario	$\text{Ba}(\text{OH})_2$
bromato de sodio	NaBrO_3
3,3,4-trimetilhexano	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}(\text{CH}_3)_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
ácido 2-metilbutanoico	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH}$
1,4-diclorobenceno	

Los nombres de las sustancias propuestas son:

K_2O_2	peróxido de potasio
AlPO_4	fosfato de aluminio
HClO_2	ácido cloroso
$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	2-metilpentan-2-ona
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$	etoxietano o dietil éter

20. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos.

- | | |
|---------------------------------|--|
| a) ácido yódico | e) 2,4-dimetilhexano |
| b) hidrogenocarbonato de sodio | f) 2,3-dimetilbutanal |
| c) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ | g) ácido propenoico |
| d) $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$ | h) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ |
| | i) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$ |
| | j) $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ |

(C.V. Julio 2018)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

ácido yódico	HIO_3
hidrogenocarbonato de sodio	NaHCO_3
2,4-dimetilhexano	$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
2,3-dimetilbutanal	$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CHO}$
ácido propenoico	$\text{CH}_2=\text{CH-COOH}$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

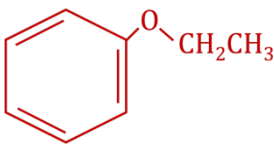
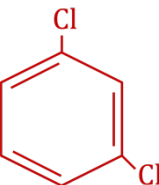
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de cromo(III)
$\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$	clorito de bario
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$	metoxietano o etil metil éter
$\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$	butanona
$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$	acetato de etilo

21. Formule o nombre, según corresponda, los siguientes compuestos.

- | | |
|--------------------------------|--|
| a) dicromato de potasio | f) etilfeniléter |
| b) fosfato de calcio | g) 1,3-diclorobenceno |
| c) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | h) acetato de etilo |
| d) KMnO_4 | i) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$ |
| e) PbO_2 | j) $\text{HN}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$ |

(C.V. Julio 2019)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
fosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
etilfeniléter	
acetato de etilo	$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$
1,3-diclorobenceno	

Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	hidrogenocarbonato de calcio
KMnO_4	permanganato de potasio

PbO_2	dióxido de plomo // óxido de plomo(IV)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$	butanal
$\text{HN}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_2$	dietilamina // N-etil etanamina

22. Nombre los compuestos siguientes:

- a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- b) PCl_3
- c) NaClO_3
- d) $\text{Co}(\text{OH})_2$
- e) FePO_4

(C.V. Septiembre 2020)

Los nombres de las sustancias propuestas son:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dicromato de potasio
PCl_3	tricloruro de fósforo
NaClO_3	clorato de sodio
$\text{Co}(\text{OH})_2$	hidróxido de cobalto(II)
FePO_4	fosfato de hierro(III)

23. Nombre o formule los siguientes compuestos inorgánicos:

- a) NaHSO_4
- b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- c) PbO_2
- d) ácido brómico
- e) sulfuro de sodio

(C.V. Junio 2021)

Los nombres de las sustancias propuestas son:

NaHSO_4	hidrogenosulfato de sodio
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	fosfato de calcio
PbO_2	dióxido de plomo // óxido de plomo(IV)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

ácido brómico	HBrO_3
sulfuro de sodio	Na_2S

24. Nombre o formule según corresponda:dicromato de potasio, fosfato de calcio, Fe_2O_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

(C.V. Junio 2023)

Las fórmulas de las sustancias propuestas son:

dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
fosfato de calcio	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Los nombres de las sustancias propuestas son:

Fe_2O_3	trióxido de dihierro
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	hidrogenocarbonato de calcio

BIBLIOGRAFÍA

- ATKINS, Peter W.; DE PAULA, Julio; *“Química Física (8ª Ed.)”*, Panamericana, Barcelona (2008)
- ATKINS, Peter W.; JONES, Loretta; *“Química Moléculas, Materia, Cambio (3ª Ed.)”*, Omega, Barcelona (1998)
- ATKINS, Peter W.; JONES, Loretta; *“Principios de Química: Los caminos del descubrimiento (5ª Ed.)”*, Panamericana, Madrid (2012)
- BROWN, Theodore L.; LeMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce, E.; *“Química La Ciencia Central (12ª Ed.)”*, Prentice Hall, México (2014)
- CHANG, Raymond; GOLDSBY, Kenneth; *“Química (11ª Ed.)”*, McGraw-Hill, México (2013)
- GILLESPIE, Ronald J.; HUMPHREYS, David A.; BAIRD, N. Colin; ROBINSON, Edward A.; *“Química”*, Reverté, Barcelona (1990)
- GÓMEZ-SIURANA, Amparo; MENARGUES, Sergio; *“Problemas de Química General”*, Servicio de Publicaciones de la Universidad de Alicante, Alicante (1992)
- PETRUCCI, Ralph H.; HERRING, F. Geoffrey; MADURA, Jeffrey D.; BISSONNETTE, Carey; *“Química General (11ª Ed.)”*, Pearson Educación Prentice Hall, Madrid (2017)
- ROSENBERG, Jerome L.; EPSTEIN, Lawrence M.; *Química General (7ª Ed.)”*, McGraw-Hill, Madrid (1991)