

LA NIEVE CARBÓNICA COMO RECURSO DIDÁCTICO.

RESUMEN

Se propone un conjunto de actividades basadas en el CO₂ sólido con las que se pretende dar una visión general de la química a partir del estudio de sus principales propiedades físicas y químicas, lo que constituye un recurso interesante, sencillo y novedoso para la práctica docente de los profesores de química, además de formativo y de gran impacto para el alumnado.

INTRODUCCIÓN:

El dióxido de carbono en estado sólido, también denominado nieve carbónica o hielo seco, puede ser un excelente vehículo para hacer un interesante estudio de la química general con una posibilidad de profundización todo lo grande que se desee, por lo que el recurso puede emplearse con éxito desde los primeros contactos de los estudiantes con la química, léase 3º ó 4º de E.S.O. hasta 2º de bachillerato, incluso, primero de Universidad. La experimentación con el hielo seco ha sido poco utilizada en los laboratorios docentes, a pesar de ser inocua, sencilla, sorprendente y motivadora, tal vez por desconocimiento de la forma de adquirirlo y las dificultades de su almacenamiento y conservación. Conseguir hielo seco no es fácil con medios normales de laboratorio, pero puede adquirirse por particulares a fabricantes especializados (por ejemplo Air Liquide y Carburos Metálicos) que la sirven en envases de 10 kg a un precio de unas 4000 Pta. (24



Fernando
de Prada
Pérez de
Azpeitia



José
Antonio
Martínez
Pons

IES Las Lagunas. Rivas
Vaciamadrid
E-mail joseantonio.
martinez@uah.es

euros) envase. En buenas condiciones de almacenamiento (arcón frigorífico que alcance unos -30 °C) puede ser conservado varios días, con pérdidas aceptables.

La nieve carbónica no existe de forma natural en la Tierra, sin embargo se encuentra presente en el núcleo de los cometas o en los casquetes polares de Marte.[1,2] En la industria se parte de dióxido de carbono gas que normalmente se obtiene por combustión de un hidrocarburo. En el laboratorio suele obtenerse por reacción de un ácido con carbonato de sodio o calcio. También puede obtenerse por calcinación de alguno de estos carbonatos.

La producción de nieve carbónica aprovecha el conocido efecto Joule -Thompson mediante compresiones y expansiones bruscas del gas, con aparatos como el llamado "Friseco". Primero se licua el gas sometándolo a una presión aproximadamente de 64 kg/cm² mediante compresores que actúan en tres fases y luego se introduce en condensadores refrigerados con agua, a continuación se deja que el líquido se expanda a presión atmosférica, con lo que su temperatura desciende por debajo del punto triple. El resultado es la formación de la nieve carbónica, que una vez extraída de la cámara de expansión y comprime mecánicamente para formar bloques de forma cilíndrica

APLICACIONES

El producto obtenido se aplica en múltiples procesos, por ejemplo:

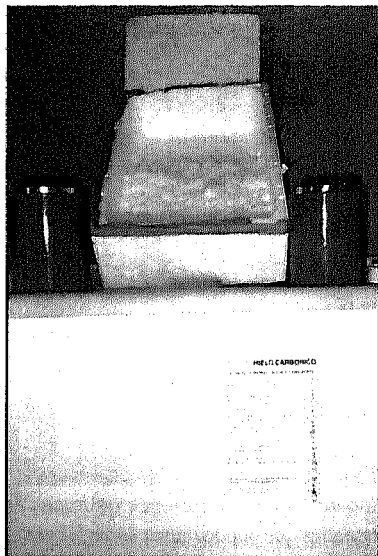
REFRIGERACIÓN: Como es sabido la refrigeración impide o retrasa el desa-

rollo de bacterias y mohos, además impide algunas reacciones químicas no deseadas que pueden tener lugar a la temperatura ambiente. Tiene por objeto enfriar alimentos, conservar determinadas sustancias perecederas, pieles, productos farmacéuticos, etc. El hielo seco presenta mayor poder de refrigeración que el hielo, así medio kilogramo de CO₂ sólido a presión atmosférica produce un efecto refrigerante de unas 7000 calorías.

EXTINTORES DE INCENDIOS: En estos aparatos se almacena el gas en forma líquida a presión elevada. Al descargarse se solidifica parcialmente formando copos blancos, por lo que estos extintores se llaman de nieve carbónica. Apaga principalmente por sofocación, desplazando el oxígeno del aire y produciendo a la vez un enfriamiento. Se emplea para apagar fuegos sólidos y líquidos (Clases A y B). El CO₂ no mantiene la combustión de los combustibles habituales (derivados del carbono).

MEDICINA: Sobre el organismo humano, las concentraciones de gas carbónico en el aire de hasta el 3% no ejercen influencia nociva. Se observa únicamente una respiración acelerada como resultado de la acción estimuladora del CO₂ disuelto en la sangre sobre los correspondientes centros del sistema nervioso (bulbo raquídeo). Con un 10% se pierde el conocimiento y llega la muerte a causa de una parada respiratoria. Una concentración del 20% provoca la parálisis de los centros vitales en varios segundos. Una mezcla de oxígeno con CO₂ al 5% (carbógeno) se usa en medicina al retenerse la respiración y en ciertas intoxicaciones.

CRIOCIRUGÍA: la nieve carbónica puede producir temperaturas adecuadas para el tratamiento de lesiones cutáneas benignas y superficiales (se requieren temperaturas de -20°C), tales como las verrugas o la queratosis solar, pero no son tan eficaces como el nitrógeno líquido



Envase original de nieve carbónica, arcón para su conservación y vasos Dewar para su manejo inmediato.

para destruir los cánceres cutáneos. Este último alcanza temperaturas superficiales que pueden llegar a -190°C , según el método de aplicación, hisopo de algodón, aerosol o utilizando una sonda.

PRODUCCIÓN DE LLUVIA ARTIFICIAL. Es interesante la utilización del CO_2 sólido para eliminar las nubes sobre los aeródromos. Las nubes están compuestas de diminutas gotas de agua sobreenfriada, la perturbación de su estado metaestable, con la precipitación de lluvia o nieve se logra dispersando sobre las nubes CO_2 sólido desmenuzado en forma de pequeñas partículas. Cada granito de CO_2 al atravesar la nube provoca la cristalización de las gotas vecinas, creando un número enorme de copos de nieve germinales. Como la presión del vapor de agua sobre estos copos es menor que sobre el agua sobreenfriada, crecen y precipitan.

ABONO CARBÓNICO: El aumento de contenido de CO_2 en el aire de los invernaderos conduce a la estimulación del crecimiento de las plantas, esto se puede conseguir colocando pedazos de hielo seco. Para la mayoría de hortalizas el contenido más favorable resulta de 0,2 a 0,3 % en volumen, en contraste con el contenido "natural" 0,03% en volumen.

ALIMENTACIÓN: en la congelación de grasas de repostería para facilitar su mezcla y homogeneización con ingredientes secos, como se hace en la fabricación de pastas para la confección de empanadas y pasteles. También para mezclar con las carnes de hamburguesas y salchichas antes de su picado, para conservar su color natural, impedir el ablandamiento de las especies y aumen-

tar el rendimiento durante la mouturación.

SISTEMAS DE EMERGENCIA EN AVIONES: una botella de acero conteniendo CO_2 líquido proporciona la presión suficiente para abrir las compuertas de bombardeo, extender el tren de aterrizaje y aplicar los frenos cuando fallan las fuentes corrientes de energía. Cinturones de salvamento y bolsas neumáticas se inflan en un momento para mantener un avión a flote, abriendo la válvula de un pequeño cilindro de CO_2 líquido, este se vaporiza hinchando rápidamente el dispositivo..

OTRAS APLICACIONES

*Cultivos de bacterias: congelación de muestras bacterianas durante largos periodos de tiempos.

*Microtomo de congelación: para preparar finos cortes de tejido nervioso.

*Anestésico local, actualmente en desuso.

DESCRIPCIÓN DE LAS ACTIVIDADES

El estudio de la química general, implica conocer una amplia gama de disciplinas científicas que se engloban bajo el concepto general de química. Estos saberes empiezan con estudio de los aspectos físicos de diferentes sustancias, su aspecto macroscópico, su comportamiento frente a cambios físicos como temperatura, presión, etc., sus primeras propiedades químicas, como pH de sus disoluciones, solubilidad, reacciones más características, aquellas que permiten su identificación y por supuesto sus estructuras microscópica, cristalina y molecular. También es importante el conocimiento de sus principales aplicaciones así como de los

métodos de obtención y determinación.

A continuación se describe un conjunto de actividades que pueden realizarse con este compuesto, tan ubicuo y conocido, que pretenden profundizar en estos aspectos físico químicos.

La manipulación de la nieve carbónica, si se toman las debidas precauciones, (uso siempre de pinzas) no es peligrosa ni problemática incluso para principiantes, como prueba la amplia experiencia de los autores, sin ninguna incidencia digna de mención, no obstante trabajar con aluminos muchas veces inexpertos.

A.- PROPIEDADES FÍSICAS DEL HIELO SECO.

1. Temperatura del hielo seco. Se encuentra a unos -80°C , aunque disponer de termómetros que alcancen temperaturas tan bajas, no es común en los laboratorios escolares, se ha podido medir con la sonda acoplada al pH-metro Scharlau - Science mod HI 8314. Existen otras sondas que registran temperaturas en un intervalo -200°C a 1000°C no excesivamente costosas. Esta actividad es interesante porque puede suponer el primer contacto de los estudiantes con temperaturas inusualmente bajas.

2.- Observación y análisis de su sublimación. Para ello se entregará, con una pinzas, a los estudiantes un pedazo de hielo seco y se les hará observar como pasa de sólido a gas sin pasar por líquido. ¡Precaución, no tocar con las manos el hielo seco puesto que puede producir quemaduras por pérdida brusca de calor de la piel! En esta actividad se resaltará el diagrama de fases del CO_2 , haciéndose notar la posición del punto triple (ver cuadro) y como a presión de una atmós-

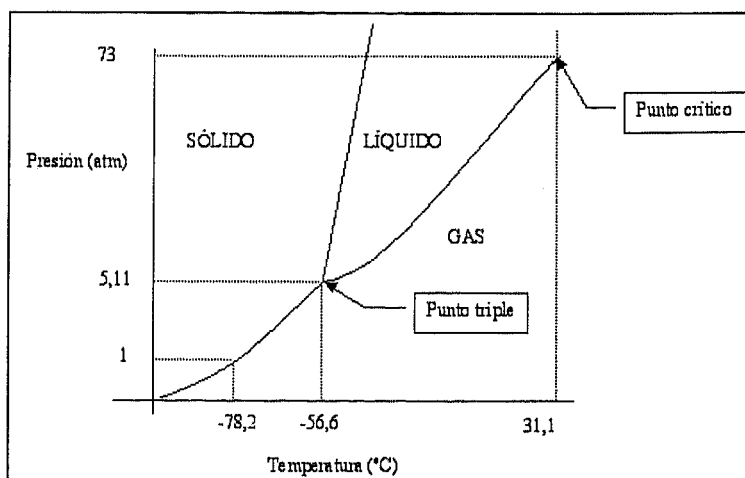


Figura 1: Diagrama de fases del CO_2 (No está dibujado a escala)

fera se produce la sublimación. No obstante, a presiones mayores es posible la licuación del gas carbónico. Esta propiedad se aprovecha para su almacenamiento en balas de acero a alta presión, o en los extintores de gas carbónico.

En la figura 1 se muestra el llamado *Diagrama de Fases* para el CO₂. En este bien conocido tipo de diagrama, en abscisas aparece la temperatura y en ordenadas la presión. Las líneas representan estados de equilibrio entre las fases (coexistencia de fases). En las zonas limitadas por estas líneas sólo es posible, de forma estable, la existencia de una única fase. El punto triple, intersección de las tres líneas de equilibrio corresponde a las condiciones de presión y temperatura en que es que las tres fases se encuentran en equilibrio, es decir, pueden coexistir.

El CO₂ no puede transformarse en líquido a presión atmosférica, *sublima* sin pasar por líquido. Ello es fácilmente verificable siguiendo la línea horizontal correspondiente a una atmósfera, a -78 °C esta horizontal atraviesa la línea de equilibrio sólido-vapor y el CO₂ sublima, es decir pasa directamente de sólido a gas. El punto triple se encuentra por encima de una atmósfera de presión y la presión de vapor del sólido alcanza la presión atmosférica antes de que aparezca la fase líquida, en consecuencia, se produce la sublimación. En el agua, sin embargo el punto triple se encuentra a 4,6 mm Hg de presión y 0,0098 °C de temperatura, es decir, por debajo de una atmósfera, así a 1 atmósfera de presión el aumento de temperatura de una muestra de hielo significa primero la fusión a 0°C y la ebullición a 100 °C. A temperatura superior a 100° C sólo es posible el estado de vapor.

El CO₂ a presión elevada, puede licuarse. (Verifíquese sobre el diagrama), La temperatura crítica del gas es 31 °C de modo que por encima de esta temperatura es imposible licuarlo.

2.-Una medida cuantitativa de la sublimación puede hacerse con ayuda de una balanza electrónica, sobre la que se depositará un pedazo de hielo seco y se irá tomando nota de su masa a intervalos regulares de tiempo.

Deberá tomarse la precaución de proteger adecuadamente la balanza porque, al ser el CO₂ más pesado que el aire, los

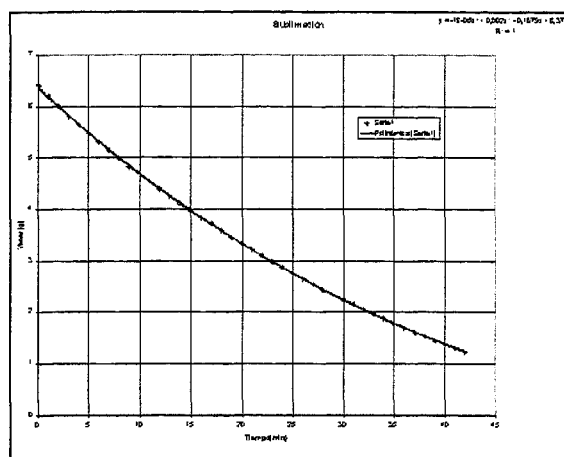


Figura 2: *Sublimación del CO₂*

gases fríos pueden alterar temporalmente los circuitos de la balanza. En la figura 2 se observa la evolución de un pedazo de nieve carbónica en la que puede verse como la masa instantánea depende de un polinomio de tercer grado del tiempo, lo que sugiere que la velocidad de sublimación es proporcional a la superficie de la muestra.

Puesto que el volumen de la muestra es proporcional al cubo de sus dimensiones lineales y su superficie al cuadrado $V \sim L^3$; $S \sim L^2$ y siendo $M = \rho V \sim \rho L^3 \Rightarrow S \sim M^{2/3}$ en consecuencia si

$$-\frac{dM}{dt} = kS \Rightarrow \frac{dM}{dt} = -KM^{2/3}$$

donde K engloba las diferentes constantes geométricas y de proporcionalidad. El signo menos indica desaparición de masa. Separando variables e integrando desde M_0 , masa en el instante inicial $t = 0$ hasta $M(t)$ en un instante dado t queda

$$\frac{dM}{M^{2/3}} = -K dt \Rightarrow 3(M^{1/3} - M_0^{1/3}) = -Kt \Rightarrow M(t) = \left(M_0^{1/3} - \frac{K}{3}t \right)^3$$

3.- Densidad del gas. Se introduce con cuidado un pedazo de nieve carbónica en un globo pequeño y se observa como el globo se hincha y no flota en el aire. Se trata de una valoración cualitativa y aproximada, ya que en el fenómeno intervienen múltiples variables, tales son la propia masa del globo, la presión y temperatura del gas en el interior del mismo.

También, aceptando un comportamiento ideal del CO₂, puede estimarse la presión interna del globo como,

$$p = \frac{mRT}{44V}$$

donde m es la masa de la muestra, V el

volumen del globo hinchado y T la temperatura. Es probable que el globo llegue a estallar debido a la alta presión interna.

El volumen del globo se puede aproximar al de un elipsoide de revolución

$$V = \frac{4\pi a^5}{3b^2}$$

y la temperatura del interior del mismo, puede tomarse como la ambiente si se deja el globo un tiempo suficientemente largo como para que la temperatura del globo se iguale con la exterior. En cualquier caso se trata de una estimación aproximada.

Por supuesto se puede hacer una medida cuantitativa de la densidad del CO₂, siempre partiendo de una muestra de nieve carbónica. Utilizar directamente el globo hinchado es bastante complejo pues hay que tener en cuenta el empuje arquimediano del aire sobre el mismo (El CO₂ es aproximadamente 1,5 veces más pesado que el aire), medir el volumen del globo y estimar la temperatura interna del gas por lo que, siempre dentro del nivel de aproximación y medios en que este trabajo se inscribe, la medida es preferible hacerla con una cuba hidroneumática construida con una cubeta y una probeta de 500 ml invertida.

Aceptando un comportamiento ideal del CO₂ y aplicando la ecuación de estado,

$$P_{CO_2} V = nRT = \frac{n}{M} RT \Rightarrow \rho = \frac{m}{V} = \frac{P_{CO_2} M}{RT}$$

donde M es la masa molecular del gas y m la masa de la muestra analizada, P_{CO_2} la presión parcial del gas, V el volumen ocupado y T la temperatura. Como puede observarse conocida la masa molecular del CO₂, la medida de su densidad requiere solo medir la presión parcial ejercida por una muestra del gas y la temperatura a que se encuentra la muestra en cuestión.

El método más sencillo consiste en preparar un tubo de ensayo grande provisto de tapón perforado por el que se pasa un tubo de vidrio al que se acopla una goma a poder ser provista de una pinza de Mohr, la goma que acabará en un tubo de vidrio acodado servirá para hacer burbujear el gas en la cuba hidroneumática.

Introducida la muestra en el tubo se

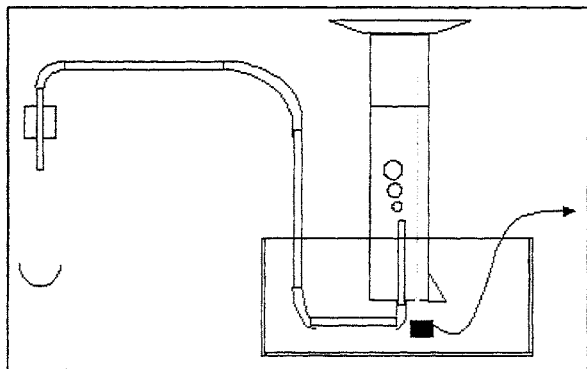


Figura 3: Cuba hidroneumática con sensor de temperatura acoplado

deja burbujear en la cuba del modo usual. Por comodidad de cálculo conviene dejar burbujear gas hasta que los niveles de la cubeta y de la probeta sean iguales, de este modo se evita la corrección debida a la columna de agua.

Para la medida de la presión parcial del dióxido se debe tener en cuenta que el gas de la probeta estará saturado de humedad por lo que debe aplicarse la correspondiente corrección consultando en una tabla el valor de la tensión de vapor del agua de la cuba.

Si se ha tenido la precaución de ajustar los niveles la presión total en el interior de la cubeta será la presión atmosférica P de modo que $P = P_{CO_2} + P_{H_2O}$ y $P_{CO_2} = P - P_{H_2O}$ siendo P_{H_2O} la correspondiente presión de vapor de agua a la temperatura de trabajo. Esta puede tomarse sin gran error como la del agua de la cubeta, aunque si se dispone de un termopar o una sonda electrónica de temperatura, puede medirse (En los equipos de laboratorio asistido por ordenador que suministra el MEC se incluye alguna de estas sondas aunque estos aparatos suelen presentar una elevada inercia térmica que debe tenerse en cuenta) su volumen se puede despreciar. En el caso general deberá tenerse en cuenta también la altura de la columna de agua entre el nivel de la probeta y el de la cubeta. La mayor dificultad de los cálculos está en ajustar las unidades de presión en cada uno de sus términos y las de las constantes de los gases. Los autores recomiendan utilizar el S.I., presión en pascales y constante $R = 8,31 \text{ J/molK}$. (Figura 3)

Una técnica semejante puede utilizarse para estimar la masa molecular del CO_2 , en cuyo caso las variables a medir son además de la presión y el volumen desplazado, la masa sublimada

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

o prescindir de la hipótesis de gas ideal y calcular directamente la densidad como $\rho = m/V$. No obstante, en ambos casos, además de las correcciones debidas al vapor de agua presente en la probeta, habría que considerar que algo de CO_2 queda en el tubo inicial, y que parte de él se disuelve en el

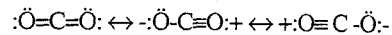
agua, además de las pérdidas que puede haber entre la pesada y el cerrado del tubo. La experiencia de los autores indica que en la práctica su influencia es despreciable, frente a otros errores, como la propia precisión de la balanza, normalmente de $\pm 0,1 \text{ g}$ en las balanzas de laboratorio escolar, pero si es importante respecto a la metodología de la medida.

4. Se tomará un recipiente con agua y se introducirá una porción de nieve carbónica, se observará entonces un elevado desprendimiento de burbujas y la formación de un vapor denso que tiende, una vez rebosado el recipiente a caer a lo largo de sus paredes lo que prueba el carácter de más pesado que el aire, sin embargo se advertirá que el color no es debido al gas que se pudo comprobar anteriormente que es incoloro sino a una niebla que se forma con diminutas gotas de agua arrastradas por el CO_2 . La densidad del gas respecto al aire es 1,52 a 15°C . La densidad del sólido es difícil de

estimar porque, por una parte medir el volumen exacto es difícil dado que sublima muy rápidamente, por otro lado, el grado compactación depende del método y aparato concreto de elaboración, sin embargo es obvio que es más denso que el agua puesto que no flota en ella.

B. ESTUDIO DE LA ESTRUCTURA MOLECULAR DEL CO_2 .

5.- Se empieza por la construcción de un modelo molecular del gas, observando su estructura lineal y su carácter apolar. A partir de esta estructura se puede analizar la del cristal de CO_2 , y justificar el bajo punto de sublimación que presenta. También puede aprovecharse para explicar las estructuras resonantes del CO_2 , incluso, sus modos de vibración



Las correspondientes distancias de enlace $d(\text{C}-\text{O}) = 1,16 \text{ \AA}$, en otras moléculas como el metanol la distancia es de $1,22 \text{ \AA}$ el acortamiento se debe al carácter de triple enlace introducido por las dos estructuras resonantes. Existe polaridad de enlace pero debido a la forma lineal de la molécula, la resultante es nula, de modo que se trata de una molécula apolar.

(Figura 4)

Un estudio más detallado de las propiedades microscópicas del CO_2 podría hacerse por medio algún programa informático adecuado, como el HyperChem. Al margen de la dificultad para conseguir los soportes lógicos y la destreza para

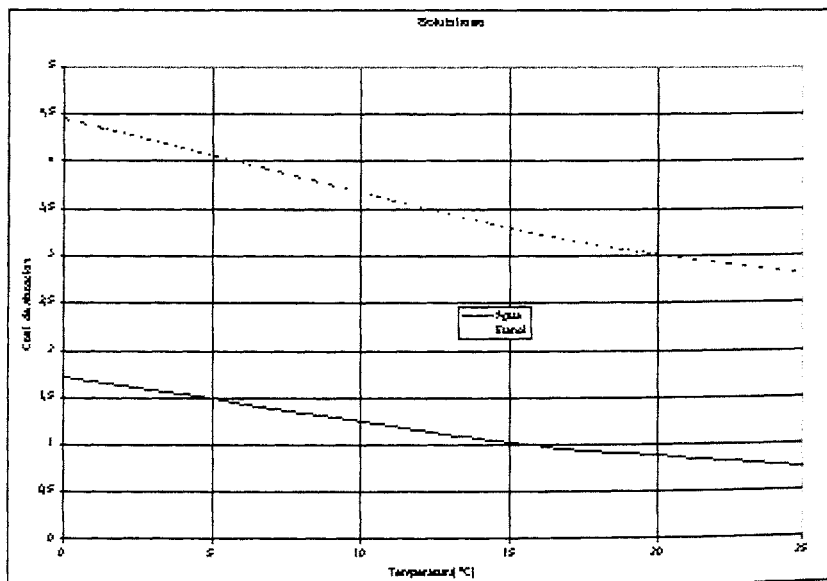


Figura 4: Solubilidad del CO_2 en agua, línea inferior y alcohol etílico, línea superior. a 100°C el CO_2 es insoluble en agua

PROPIEDADES DEL CO ₂	
Masa molecular	44
Calor latente de sublimación a -78,6°C	136,75 Kcal/kg.
Temperatura crítica	31 °C
Punto triple	5,11 atm a -56°C
Presión de vapor del CO ₂	1 atm a -78,6 °C.
Densidad del gas respecto al aire	57,3 mm de Hg a 20°C
Densidad del líquido respecto al agua	1,52 a 15 °C
Solubilidad en el agua	0,82 a 15°C
	870 cm ³ /l a 20°C

manejarlos, así como de organización de la clase que implicaría aulas de informática bien equipadas y disponibles, hoy por hoy muy lejos de la realidad de los centros de EEMM, por mucho que en los medios de comunicación se diga lo contrario, el tema es suficientemente profundo e interesante como para merecer un desarrollo específico, dentro de la idea compartida por los autores de que las no tan nuevas tecnologías son una herramienta básica que debe incorporarse plenamente al proceso docente, que se escapa de los límites de este trabajo.

C.- PROPIEDADES QUÍMICAS MACROSCÓPICAS.

6.- Se pedirá a los estudiantes que huelan y prueben unas gotas de la disolución preparada tras el burbujeo en agua de la nieve carbónica. Se preguntará a cerca del olor y sabor, lo normal es que se hable de un sabor ligeramente picante o ácido. Se repetirá la experiencia con acetona o etanol, **esta vez sin probarla** y se pedirá que resalten algunas diferencias. (Se deberá observar un burbujeo mucho menos intenso, lo que indica entre otras propiedades, una mayor solubilidad del gas en este disolvente, menos polar que el agua). Como se pondrá de manifiesto, el CO₂ en disolución acuosa, a pesar de su baja solubilidad tiene un carácter ácido (*Ver Anexo*).

La cantidad de CO₂ gaseoso que se disuelve en un volumen dado de agua varía con la presión parcial del gas (Ley de Henry) de modo que $C = kp$, siendo C la concentración del gas, p su presión sobre la disolución y k la constante de Henry. La solubilidad de un gas suele expresarse mediante el coeficiente de absorción [3]

	Agua				Etanol				Éter	Acetona
T(°C)	0	15	20	25	0	15	20	25	20	20
ml/l	1,713	1,019	0,8780	0,7590	4,44	3,28	3,00	2,79	5,0	6,5

que es el volumen de gas medido en condiciones normales que se disuelve en la unidad de volumen del líquido a la temperatura especificada para el CO₂

Obsérvese como, en líneas generales la solubilidad, siendo pequeña, es mayor en disolventes orgánicos y disminuye con la temperatura de modo que en el agua a 100°C es insoluble, por lo que al hervir el agua se elimina el CO₂.

En términos de solubilidad respecto al agua, es 1,5 g/l a 25 °C y 1 atm o 1,713 ml de gas en un litro de agua y 0°C y 1 atm. (*Figura 5*)

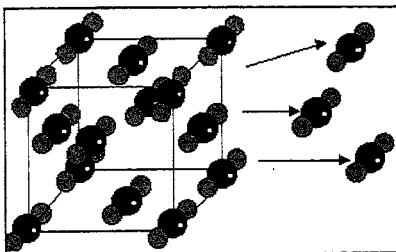


Figura 5: *Cristal de hielo seco*

7.- Carácter ácido. Con un pHmetro, se medirá el pH de la disolución resultante, debe obtenerse un valor en torno a 4. Se pedirá a los estudiantes que justifiquen el hecho. (*Ver Anexo*).

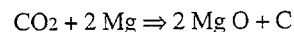
En un matraz con tubo de desprendimiento y un poco de agua, se introducirá otro trozo de nieve carbónica. El gas desprendido se llevara a un Erlenmeyer que contenga agua con unas gotas de indicador universal (Nosotros utilizamos habitualmente la marca Panreac). Debe cambiar de color verde hasta naranja dorado (pH @ 4). Puede utilizarse también el azul de bromotimol que cambia de azul a amarillo.

Una experiencia complementaria, no estrictamente referida al hielo seco, que requiere la utilización de un dispositivo de medida pH asistido por ordenador consiste en preparar un recipiente de

unos 2 ó 3 litros en el que se coloca una planta acuática. Se dispone el sistema con el pHmetro cerca de una ventana bien iluminada y se programa para que efectúe medidas cada 10 ó 15 min. a lo largo de 24 horas. Se observa como en las horas de sol el pH aumenta mientras que por la noche disminuye, debido precisamente a que, aunque las plantas respiran las 24 horas, durante el día la función clorofílica se superpone a la respiración y entra en competencia con ella, eliminando CO₂ del medio, mientras que en la oscuridad, ésta función no se produce y el CO₂ acidifica el medio hasta satura el agua por lo que la curva suele presentar una zona plana también en torno a pH 4-5.

8.- Un tubo de ensayo se llenará hasta su mitad con una disolución de hidróxido de sodio o potasio. Sobre esta disolución y con cuidado se verterá CO₂ gas sin que burbujee sobre la disolución. Tapando con el dedo el tubo se agitará. Se observará que se produce una succión sobre el dedo debido a la reacción del CO₂ con la disolución alcalina, que reduce la presión y se hace un vacío en el tubo y la presión atmosférica hace que el tubo se adhiera al dedo.

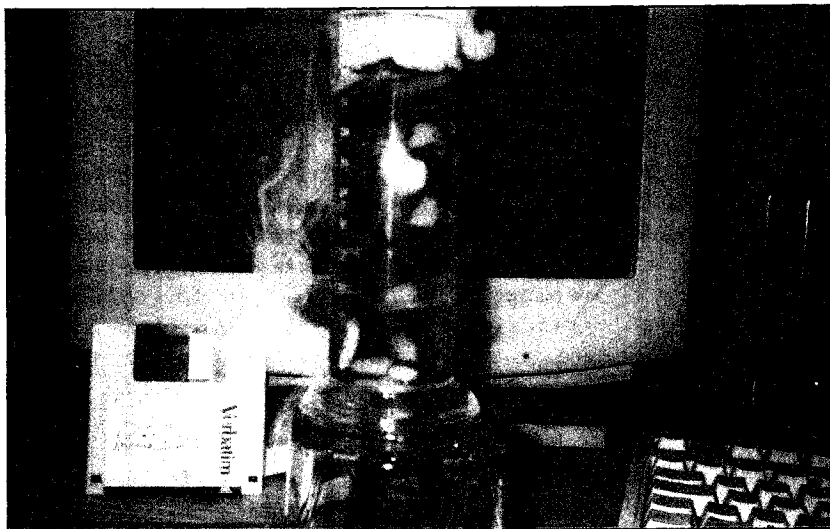
9.- Combustibilidad. Se acerca una llama al chorro de gas, se observa que, no arde, luego no es combustible, ni la llama aumenta de brillo, tampoco es comburente, sino que la llama se apaga. Esta propiedad es fundamento de una de sus aplicaciones, la fabricación de extintores. En este gas sólo arden aquellas sustancias cuya afinidad al oxígeno es mucho mayor que la del carbono. Ej. El magnesio metálico a 600°C se inflama en atmósfera de CO₂ y arde según la reacción:



Incluso si se mezcla hielo seco con polvo de magnesio aparece un resto carbonoso, es decir se produce una reducción debida al magnesio. Puede, a la vista de una tabla de potenciales de reducción, predecirse el comportamiento frente a otros metales.

D.-IDENTIFICACIÓN.

10.- Siguiendo con el mismo dispositivo se tomará un tubo de ensayo grande que contenga una disolución saturada de hidróxido de calcio (agua de cal) se observará que primero la disolución se enturbia por formación de un precipitado insoluble de carbonato de calcio, pero

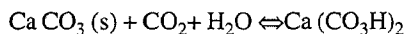


Disolución coloreada en que se ha introducido un muestra de nieve carbónica. Se observa como la niebla producida resbala por los lados de la probeta.

después se vuelve a hacer transparente por formación del hidrogeno carbonato, que vuelve a ser soluble. (Téngase la precaución de preparar el agua de cal recientemente y con agua destilada recién hervida y enfriada a temperatura ambiente y filtrar la disolución, ya que por la acción del CO₂ atmosférico puede enturbiarse)



Este precipitado puede hacerse desaparecer con exceso de CO₂ porque se forma hidrógenocarbonato de calcio, soluble:



Si se hace hervir esta última disolución vuelve a enturbiarse porque el hidrógeno carbonato se descompone según la reacción inversa.

11.- Se pide al alumno que sople con una pajita en otro tubo con agua de cal y que observe el resultado y saque con-

clusiones.

En la atmósfera la proporción de CO₂ es aproximadamente un 0,03%, sin embargo en el aire espirado alcanza el 5% aprox.

Aunque el CO₂ no es tóxico, si es asfixiante y los síntomas de asfixia pueden producir la pérdida de conciencia y de movilidad.

Otras identificaciones sencillas pueden hacerse

*Con agua de barita (disolución de hidróxido de bario filtrada) por la formación de carbonato de bario insoluble. Interfieren sulfatos y tiosulfatos porque el SO₂ liberado puede precipitar sulfato de bario blanco.

*Con fenoltaleína: papel impregnado en solución de bicarbonato y alcohólica al 1%, si se decolora indica CO₂. Interfieren todos los aniones que liberen gas que den reacción ácida al ser reco-

gidos en agua, sulfitos, tiosulfatos, cianuros, nitritos, sulfuros, y en grandes cantidades acetatos y fluoruros.

*Existen además otras formas de identificación, fuera del alcance de esta propuesta como:

*Métodos Absorciométricos: utilizan reacciones químicas empleando reactivos específicos.

*Métodos Instrumentales: basados en las propiedades físicas de la sustancia (Punto de solidificación, punto de ebullición, densidad, conductividad eléctrica, velocidad de difusión, peso molecular: espectroscopia de masas, etc.)

*Espectrofotómetros

*Espectros ultravioleta e infrarrojo de emisión o absorción.

*Cromatografía de gases.

Si se desea una determinación cuantitativa, se recomienda algún equipo comercial, por ejemplo el kit de "Hanna" que utiliza una técnica de titración y que une a su fácil manejo una aceptable relación calidad /precio. Estos kits permiten determinaciones instantáneas a ciertos intervalos 0-10/50/100 mg/l. de CO₂ disuelto. Como con todas las "cajas negras" su utilidad didáctica debe tomarse con precauciones.

CONCLUSIONES:

Este conjunto de experiencias se han puesto en práctica con gran aprovechamiento entre estudiantes de secundaria y bachillerato, consiguiendo despertar el interés por la química, aumentar la motivación por la investigación y la curiosidad científica a la vez que afianzar los contenidos y objetivos propuestos.

Se han hecho exhibiciones para el público, en muestras de divulgación científica, con muy buenos resultados en el sentido de llevar la ciencia en general y la química en particular a cualquier persona interesada en la cultura científica.

AGRADECIMIENTO:

A nuestros alumnos de Bachillerato del IES Las Lagunas y a Lda. en Químicas Raquel Ramos, que con tanto entusiasmo colaboraron con nosotros en la preparación y puesta a punto de la mayoría de actividades más arriba descritas.

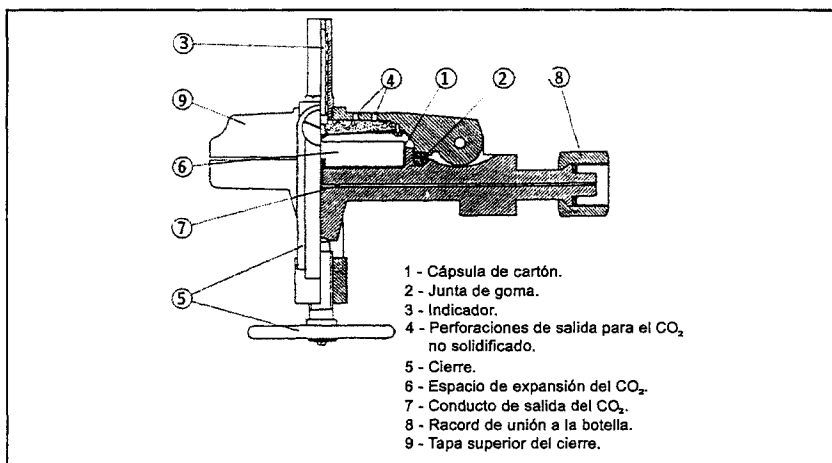


Diagrama del aparato "Friseco" y sus partes principales.

6. BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

- Schubert, G. Y Covey, C. "La atmósfera de Venus" Investigación y ciencia nº 60 Septiembre 1981. Pag 30-31.
- Haberle, R. "El Clima de Marte" Investigación y ciencia nº 118 Julio 1986. Pag 36-35.
- Babor, J.A. e Ibarz, J. "Química General Moderna". Marín., Barcelona 1962
- Cotton, F.A. y Wilkinson, G. "Química Inorgánica Avanzada". Limusa. México.1973
- Pauling, Linus. "Química General" Aguilar. Madrid 1977
- Aguilar Peris, J. "Termodinámica" Alhambra. Madrid 1970
- Chang. "Química General Universitaria". MacGraw Hill. 2000
- Díaz Peña, M y Roig Muntaner, A. "Química Física" Alhambra. Madrid 1976
- Glasstone, S. "Tratado de Química Física". Alhambra. Madrid. 1976
- Morcillo, J. "Temas Básicos de Química". Alhambra. Madrid 1990
- Nekrasov, B.V. "Química General". MIR. Moscú 1988.

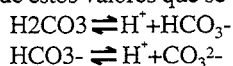
ANEXO: Constantes de disociación del ácido carbónico

La discusión que sigue a continuación excede los límites de este trabajo pero puede ser interesante para el docente. Consultados diferentes textos clásicos se encuentran bastantes aunque ligeras divergencias entre los valores de las constantes

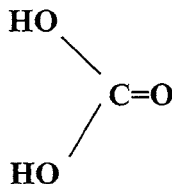
Volviendo al CO_2 , éste no alcanza el equilibrio de modo instantáneo con el H_2CO_3 y sus productos de disociación y ello se puede comprobar experimentalmente añadiendo una disolución saturada de CO_2 a una disolución diluida de NaOH con una gotas de fenolftaleína, entonces se puede observar como la neutralización, puesta de manifiesto por la evanescencia del color, tarda un tiempo, sin embargo si a la disolución alcalina se le añade una disolución de ácido acético, la neutralización es instantánea.

Autor	K1	K2
Vicente Pérez, Santiago(1979)	$4,47 \cdot 10^{-7}$ $\text{pK}_a=6,35$	$5,01 \cdot 10^{-11}$ $\text{pK}_a=10,3$
Burriel. Lucena, Artigas (1957)	$3 \cdot 10^{-7}$	$6 \cdot 10^{-11}$
Babor, Ibarz (1965)	$4,45 \cdot 10^{-7}$	$4,69 \cdot 10^{-10}$
Ayres (1974)	$4,6 \cdot 10^{-7}$ $\text{pK}_a=6,34$	$5,6 \cdot 10^{-11}$ $\text{pK}_a=10,25$
Recogidas por Cotton [3]	$4,16 \cdot 10^{-7}$ 4,8	$4 \cdot 10^{-11}$

Sin embargo Cotton [4] y Pauling[9], por ejemplo, opinan que estos valores que se basan en las reacciones de disociación

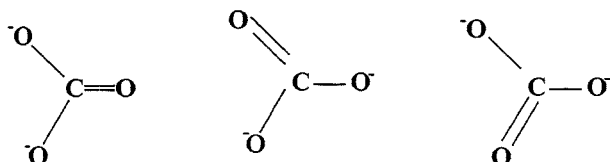


no describen propiamente el fenómeno ya se que supone que el ácido no disociado se presenta en la forma H_2CO_3 , pero el hecho real es que el CO_2 disuelto se encuentra en forma hidratada muy débilmente y la primera constante calculada



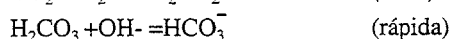
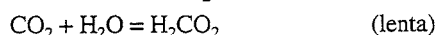
usando la "verdadera actividad" del H_2CO_3 vale $K_{a1} \approx 2 \cdot 10^{-4}$, lo que sugiere para el ácido una estructura

Profundizando en la cuestión estructural,[4] en 1914 W.L. Bragg investigando la calcita, carbonato de calcio, mediante difracción de rayos X, concluyó que los tres enlaces carbono oxígeno eran iguales por la que en rigor la estructura del ión carbonato (2-) deberá [9] justificarse como resonante entre



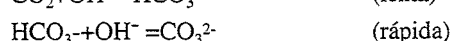
La nieve Carbónica como recurso didáctico. - Fernando de Prada Pérez de Azpeitia y José Antonio Martínez

En realidad la neutralización del CO_2 sigue mecanismos diferentes dependiendo del pH, así a $\text{pH} < 8$ la neutralización principal es la hidratación del CO_2 [4]



Su cinética es de pseudo primer orden

A $\text{pH} > 10$ predomina la reacción directa del CO_2



Con una cinética de segundo orden, que puede interpretarse como una catálisis básica

Para $8 < \text{pH} < 10$ ambos procesos son importantes

Experimentalmente se puede demostrar que para el equilibrio

