

GASES IDEALES: DIAGRAMAS TERMODINAMICOS.

Ideal Gases: Thermodynamic Diagrams

RESUMEN

El presente artículo recoge el origen mismo de la ecuación de estado de los gases ideales en términos puramente físicos, y señala la forma en la cual se deben hacer los cálculos tanto de las variables PVT para una masa fija de gas, como los relacionados con varios procesos termodinámicos; dichos cálculos se facilitan mediante el uso de los diagramas termodinámicos para el gas ideal.

PALABRAS CLAVES: Ecuación de Estado, Gases Ideales, Diagramas Termodinámicos.

ABSTRACT

This paper deals with the ideal gas equation of state from a purely physical standpoint, starting from its own origins. In addition, this piece shows the way in which calculation of the PVT variables for a fixed mass of gas should be made, as well as other calculations involved in some thermodynamic processes. Those calculations are carried out more easily using the corresponding thermodynamic diagrams.

KEYWORDS: Equation of State, Ideal Gases, Thermodynamic Diagrams.

1. INTRODUCCIÓN

Los gases ideales son unas sustancias hipotéticas que se constituyen en una herramienta clave para el estudio de distintos procesos y ciclos termodinámicos. Se emplea igualmente el modelo de los gases ideales en la elaboración de los balances de masa y energía involucrados en las operaciones físicas y en los procesos químicos que tienen lugar en las industrias del mismo nombre. Sin embargo, el manejo puramente mecánico que se hace de la ecuación

$$PV = nRT \quad \text{ó} \quad P_{\text{abs}} V = nRT_{\text{abs}}^1$$

mejor conocida con el nombre de ecuación de estado² de los gases ideales³ ó gases perfectos, ó bien de una variante de la misma conocida como la ley combinada de los gases ideales⁴,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

¹ Donde P ó P_{abs} es la presión absoluta del gas, V es el volumen ocupado por una masa fija de gas, n es el número de moles del gas, R es la constante universal de los gases ideales, y T ó T_{abs} es la temperatura absoluta del gas.

² Presión, volumen, y temperatura son todas propiedades de estado termodinámicas, y por lo tanto, esta expresión se denomina *ecuación de estado* [1, p. 51].

³ Se denominan de esta manera en virtud de la simplicidad de la relación PVT correspondiente [1, p. 37].

⁴ La *ley combinada de los gases ideales* se emplea cuando se estudia el comportamiento de una masa fija de un gas que pasa desde unas condiciones termodinámicas iniciales P_1, V_1, T_1 hasta otras condiciones termodinámicas finales P_2, V_2, T_2 .

Fecha de Recepción: 31 Mayo de 2007

Fecha de Aceptación: 17 Julio de 2007

LUIS GUILLERMO RIOS A.

Ingeniero Químico, M.Sc. Ing.,
MBA

Profesor Asociado

Facultad de Tecnología

Universidad Tecnológica de Pereira

luis@utp.edu.co

YAMAL MUSTAFA IZA

Ingeniero Mecánico, M.Sc. Ing.

Profesor Asociado

Facultad de Ingeniería Mecánica

Universidad Tecnológica de Pereira

yamal@utp.edu.co

hace que se pierdan ó se escondan las relaciones de funcionalidad que existen entre las distintas variables involucradas, siendo éstas claves en la elaboración de los balances que tienen que ver con operaciones físicas y con las reacciones químicas. En estas condiciones, el presente artículo plantea por una parte retomar el cálculo con los gases ideales puros⁵ recuperando las relaciones de funcionalidad que existen entre las variables PVT, lo cual puede hacerse fácilmente mediante la metodología de los “factores de conversión”, y por otra, retomar el empleo de los diagramas termodinámicos P-V y T-V, para ilustrar los procesos termodinámicos que experimentan los gases ideales, de la misma manera en la cual se emplean los diagramas P-v⁶, T-v, y P-T cuando se trata de estudiar el comportamiento termodinámico de una sustancia pura, p. ej. el agua, la cual también juega un papel clave en las industrias químicas.

2. LEY DE LOS GASES IDEALES

En Termodinámica se sabe que la ecuación de estado mas antigua de los gases ideales fue la obtenida por los investigadores Robert Boyle (1662) [10, p. 16] y Edme Mariotte, quienes condujeron procesos de compresión

⁵ Para los cálculos con los gases reales ó gases imperfectos tanto puros como en mezclas, consultar un número anterior de la presente publicación [3].

⁶ v es el volumen específico de una sustancia; $v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho}$

isotérmica de una masa fija de un gas. Dicha ecuación, conocida como la Ley de Boyle, es:

$$(P_{\text{abs}})(V) = K_T$$

donde K_T es una constante que depende de la temperatura de trabajo. Igualmente los investigadores Jacques Alex Caesar Charles (1787) y Joseph Louis Gay-Lussac (1802) condujeron procesos de calentamiento isobárico de una masa fija de un gas [10, p. 17], y a partir de los resultados reportados por éstos fue obtenida posteriormente la siguiente ecuación conocida como la Ley de Charles:

$$\frac{V}{T_{\text{abs}}} = K_P$$

donde K_P es una constante que depende de la presión de trabajo. Otro investigador, Benoit-Paul Emile Clapeyron (Francia, 1799-1864), recogió hacia el año 1834 [11] los resultados anteriores los cuales dieron lugar a la que hoy se conoce como la ecuación de estado de los gases ideales. A continuación se muestran los diagramas termodinámicos donde se representan los procesos de Boyle y de Charles entre dos (2) estados termodinámicos P_1, V_1, T_1 y P_2, V_2, T_2 [2]. Dichas rutas termodinámicas reversibles son esenciales para el trabajo con gases ideales, tal como se considera en los numerales siguientes.

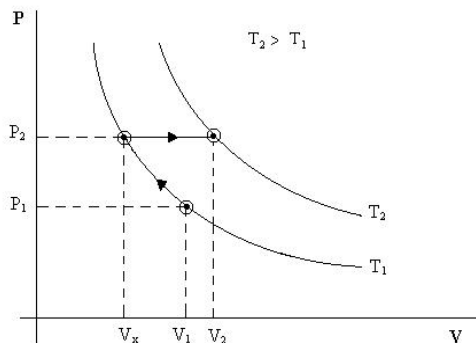


Figura 1: Líneas (hipérbolas rectangulares) isotérmicas de Boyle

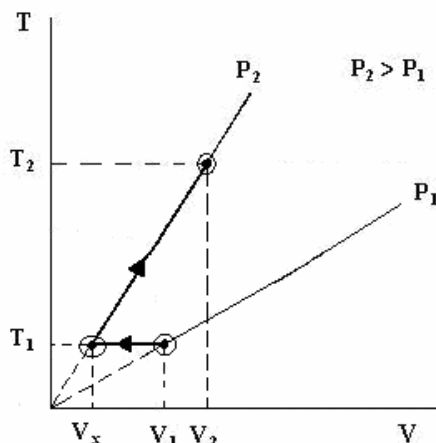


Figura 2: Líneas (rectas) isobáricas de Charles- Gay-Lussac

3. CÁLCULOS CON LOS GASES IDEALES

El cálculo de las variables PVT de una masa fija de gas al pasar desde una condición termodinámica 1 hasta una condición termodinámica 2 a menudo se hace con base en las condiciones estándar de temperatura y presión, STP, para el gas ideal, las cuales están resumidas en el volumen molar correspondiente:

$$\bar{V}_{\text{gas ideal}} = \frac{22.4 \text{ L gas ideal @ } (0^\circ\text{C} + 273.15)\text{K}, 760 \text{ mmHg}}{\text{gmol gas ideal}}$$

$$\bar{V}_{\text{gas ideal}} = \frac{22.4 \text{ m}^3 \text{ gas ideal @ } (0^\circ\text{C} + 273.15)\text{K}, 760 \text{ mmHg}}{\text{kgmol gas ideal}}$$

$$\bar{V}_{\text{gas ideal}} = \frac{359 \text{ ft}^3 \text{ gas ideal @ } (32\text{F} + 459.67)\text{R}, 14.7 \text{ psia}}{\text{lbmol gas ideal}}$$

Partiendo de dichas condiciones estándar, es posible llegar hasta las condiciones reales @ las que se encuentra el gas aplicando los factores de corrección según se opere el cambio en las dos (2) variables independientes seleccionadas. En cualquier problema que involucre gases ideales siempre se consideran seis (6) variables, las cuales son literalmente $P_1, V_1, T_1, P_2, V_2,$ y T_2 , de las que deben conocerse cinco (5) para poder determinar la sexta; tanto la temperatura como la presión deben ser absolutas en cualquier sistema de unidades. A continuación se estudian tres (3) problemas tipos tomados de la literatura clásica [4, pp. 54, 55]:

1. *Volumen desconocido, $V = V(P, T)$: Determinar el volumen ocupado por 30 lb de Cl_2 @ 743 mmHg y 70 F (529.67 R).*

Este es el problema tipo más encontrado en la práctica, y para resolverlo sea lo primero obtener el volumen inicial del gas @ STP:

$$V_i = 30 \text{ lb Cl}_2(\text{g}) * \frac{\text{lbmol Cl}_2(\text{g})}{70.9 \text{ lb Cl}_2(\text{g})} * \frac{359 \text{ ft}^3 \text{Cl}_2(\text{g}) @ \text{STP}}{\text{lbmol Cl}_2(\text{g})}$$

$$V_i = 151.9 \text{ ft}^3 \text{Cl}_2(\text{g}) @ \text{STP}$$

El volumen final del gas se obtiene aplicando en primera instancia la Ley de Boyle y subsiguientemente la Ley de Charles, como se explica a continuación:

$$V_f @ 743 \text{ mmHg}, 70 \text{ F} =$$

$$V_i * (\text{factor de corrección por } \Delta P @ T = \text{const})$$

$$* (\text{factor de corrección por } \Delta T @ P = \text{const})$$

Dado que P y V son inversamente proporcionales, al disminuir la presión @ $T = \text{const}$ ($T = 32 \text{ F}$) desde la presión estándar, 760 mmHg, hasta la presión real, 743 mmHg, se aumenta el volumen ocupado por la masa fija del gas, por lo cual se multiplica el volumen estándar, V_i , hallado por un cociente entre estas dos presiones que sea mayor que uno (en otras palabras, se está aplicando la Ley de Boyle). De la misma forma, dado que T y V son directamente proporcionales, al aumentar la temperatura @ $P = \text{const}$ ($P = 743 \text{ mmHg}$) desde la temperatura

estándar, 32 F, hasta la temperatura real, 70 F, se aumenta el volumen ocupado por la masa fija de gas, por lo cual se multiplica el resultado parcial anterior por un cociente entre estas dos temperaturas que sea mayor que uno (en otras palabras, se está aplicando la Ley de Charles). A continuación se muestran los resultados obtenidos:

$$V_f = 151.9 \left(\frac{760}{743} \right) \left(\frac{70 + 459.67}{32 + 459.67} \right)$$

$$V_f = 155.38 \left(\frac{529.67}{491.67} \right)$$

$$V_f = 167.39 \text{ ft}^3 \text{Cl}_2(\text{g}) @ 743 \text{ mmHg}, 70 \text{ F}$$

Obviamente se obtiene el mismo resultado si en primer lugar se lleva a cabo el calentamiento isobárico y a continuación la descompresión isotérmica:

$$V_f = 151.9 \left(\frac{70 + 459.67}{32 + 459.67} \right) \left(\frac{760}{743} \right)$$

$$V_f = 163.64 \left(\frac{760}{743} \right)$$

$$V_f = 167.39 \text{ ft}^3 \text{Cl}_2(\text{g}) @ 743 \text{ mmHg}, 70 \text{ F}$$

A continuación se muestra el desarrollo del Problema 1 en los diagramas termodinámicos del gas ideal:

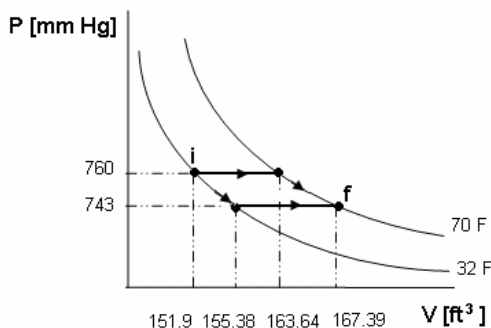


Figura 3: Procesos termodinámicos para determinar el volumen ocupado por una masa fija de un gas en un diagrama P-V.

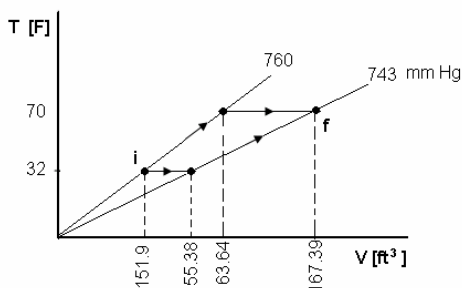


Figura 4: Procesos termodinámicos para determinar el volumen ocupado por una masa fija de un gas en un diagrama T-V.

2. *Presión desconocida, P = P(V, T):* Aplicando la Ley del Gas Ideal ó Gas Perfecto, determinar la presión en psi que se requiere @ una temperatura de 30°C, para comprimir 10 lb de CO₂ hasta un volumen de 20 ft³.

Este problema se puede resolver de una forma similar al anterior conectando las condiciones STP con las condiciones reales @ las que está el gas, vía los factores de corrección que se indican:

$$V_i = 10 \text{ lb CO}_2(\text{g}) * \frac{\text{lbmol CO}_2(\text{g})}{44 \text{ lb CO}_2(\text{g})} * \frac{359 \text{ ft}^3 \text{CO}_2(\text{g}) @ \text{STP}}{\text{lbmol CO}_2(\text{g})}$$

$$V_i = 81.59 \text{ ft}^3 \text{CO}_2(\text{g}) @ \text{STP}$$

$$P_f = P_i * (\text{factor de corrección por } \Delta V @ T = \text{const}) * (\text{factor de corrección por } \Delta T @ V = \text{const})$$

Dado que V y P son inversamente proporcionales, la disminución en el volumen @ T = const desde el volumen estándar, V_i, hasta el volumen real, 20 ft³, se debe a un aumento en la presión, por lo cual se multiplica la presión estándar, P_i, por un cociente entre estos dos volúmenes que sea mayor que uno. De la misma forma, dado que T y P, son directamente proporcionales, al aumentar la temperatura @ V = const desde la temperatura estándar, 0°C, hasta la temperatura real, 30°C, se aumenta la presión, por lo cual se multiplica el resultado parcial anterior por un cociente entre estas dos temperaturas que sea mayor que uno. A continuación se muestran los resultados obtenidos:

$$P_f = 14.7 \left(\frac{81.59}{20} \right) \left(\frac{30 + 273.15}{0 + 273.15} \right) = 66.55 \text{ psia}$$

3. *Temperatura desconocida, T = T(P, V):* Aplicando la Ley del Gas Ideal ó Gas Perfecto, determinar la temperatura máxima @ la cual 10 lb de N₂, confinadas en una cámara de 30 ft³, se pueden calentar sin que la presión exceda 150 psia.

Igualmente este problema se puede resolver conectando las condiciones STP con las condiciones reales @ las que está el gas, vía los factores de corrección que se indican:

$$V_i = 10 \text{ lb N}_2(\text{g}) * \frac{\text{lbmol N}_2(\text{g})}{28 \text{ lb N}_2(\text{g})} * \frac{359 \text{ ft}^3 \text{N}_2(\text{g}) @ \text{STP}}{\text{lbmol N}_2(\text{g})}$$

$$V_i = 128.21 \text{ ft}^3 \text{N}_2(\text{g}) @ \text{STP}$$

$$T_f = T_i * (\text{factor de corrección por } \Delta P @ V = \text{const}) * (\text{factor de corrección por } \Delta V @ P = \text{const})$$

Dado que P y T son directamente proporcionales, al aumentar la presión @ $V = \text{const}$ desde la presión estándar, 14.7 psia, hasta la presión real, 150 psia, se aumenta la temperatura, por lo cual se multiplica la temperatura estándar, T_i , por un cociente entre estas dos presiones que sea mayor que uno. De la misma forma, dado que V y T , son directamente proporcionales, la disminución en el volumen @ $P = \text{const}$ desde el volumen estándar, V_i , hasta el volumen real, 30 ft³, se debe a una disminución en la temperatura, por lo cual se multiplica el resultado parcial anterior por un cociente entre estos dos volúmenes que sea menor que uno. A continuación se muestran los resultados obtenidos:

$$T_r = 273.15 \left(\frac{150}{14.7} \right) \left(\frac{30}{128.21} \right) = 652.19 \text{ K}$$

Al resolver los tres (3) problemas anteriores, observamos que el común denominador encontrado consiste simplemente en aplicar la ley de los gases ideales usando solamente dos (2) factores de conversión⁷ que se obtienen a partir de las relaciones de funcionalidad existentes entre cada una de las dos (2) variables independientes seleccionadas y la correspondiente variable dependiente que está siendo determinada. Como puede verse en el primer problema, el desarrollo del mismo utilizando un diagrama P-V y/o un diagrama T-V, facilita la comprensión del cambio termodinámico estudiado, en el sentido de que aclara las relaciones de funcionalidad entre las variables PVT para un gas ideal.

4. ENERGIA INTERNA Y ENTALPIA DE LOS GASES IDEALES

La Primera Ley de la Termodinámica para un sistema termodinámico cerrado es:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q - W$$

donde U es la energía interna del sistema, Q es el calor absorbido por el sistema, y W es el trabajo de desplazamiento volumétrico realizado por el sistema. Para un gas ideal se cumple que:

$$H = U + PV$$

$$H = U + nRT$$

$$\frac{dH}{dT} = \frac{dU}{dT} + nR$$

⁷ Esta metodología no es nueva; de hecho se enseña en libros universitarios escritos en los años 60's [6, Capítulo 6], y en todos los libros acerca de balances de masa y energía tanto en los clásicos [4, Capítulos 3, 5], [7, Capítulo 3] como en otros más modernos [8, Capítulo 4]. Sin embargo, al revisar tales publicaciones se encuentra que el método de cálculo no se apoya en el uso de los diagramas termodinámicos del gas ideal. Por otro lado, en los libros de Química General, extrañamente los cálculos se hacen usando la expresión $PV = nRT$ [9, Capítulo 6], la cual como hemos dicho esconde el significado físico de las variables involucradas y patrocina la "mecanización" del estudiante dado que su trabajo se limita a aplicar una "fórmula".

$$\bar{C}_P = \bar{C}_V + R$$

donde H es la entalpía del gas, \bar{C}_P es la capacidad calorífica molar del gas @ $P = \text{const}$, y \bar{C}_V es la capacidad calorífica molar del gas @ $V = \text{const}$. Para el cambio sensible⁸ de una sustancia pura se cumple que $\Delta U = n\bar{C}_V\Delta T$ y que $\Delta H = n\bar{C}_P\Delta T$.

El cálculo de la energía interna y de la entalpía para cualquier cambio $(P_1, V_1, T_1) \rightarrow (P_2, V_2, T_2)$ experimentado por un gas ideal puede estudiarse de varias formas:

i) Se seleccionan en secuencia los siguientes procesos [5, p. 39]:

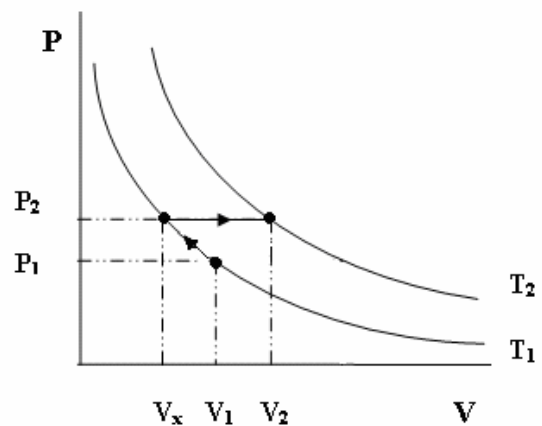


Figura 5. Procesos termodinámicos para determinar el ΔU y el ΔH de una masa fija de gas:

$(T_1, P_1) \rightarrow (T_1, P_2) \rightarrow (T_2, P_2)$

- Compresión isotérmica
- Calentamiento isobárico

$U_2 - U_1 :$

$$\text{@ } T_1 : U_2 - U_1 = 0 \Rightarrow Q = W$$

$\text{@ } P_2 :$

$$Q = n\bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

$$W = P_2 (V_2 - V_x) = P_2 V_2 - P_1 V_1$$

$$W = nRT_2 - nRT_1 = nR (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n\bar{C}_P (T_2 - T_1) - nR (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n(\bar{C}_P - R) (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n\bar{C}_V (T_2 - T_1)$$

⁸ Un cambio sensible, a diferencia de un cambio latente, es el que está asociado con un cambio en la temperatura.

$$H_2 - H_1 :$$

$$H = U + PV$$

$$H_2 - H_1 = U_2 - U_1 + P_2V_2 - P_1V_1$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1) + n R (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n (\bar{C}_V + R) (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

ii) Se seleccionan en secuencia los siguientes procesos [5, p. 39]:

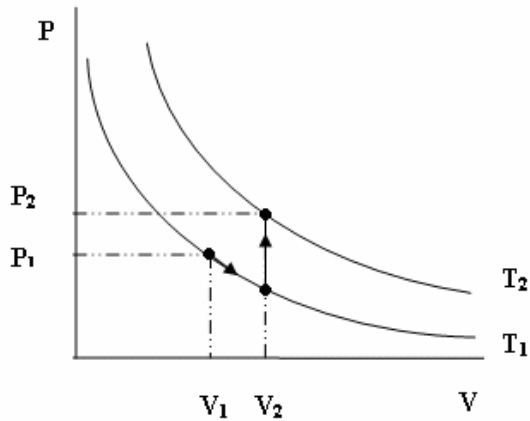


Figura 6. Procesos termodinámicos para determinar el ΔU y el ΔH de una masa fija de gas:
 $(T_1, V_1) \rightarrow (T_1, V_2) \rightarrow (T_2, V_2)$

- Expansión isotérmica
- Calentamiento isométrico

$$U_2 - U_1 :$$

@ T_1 : $U_2 - U_1 = 0 \Rightarrow Q = W$

@ V_2 :

$$Q = n \bar{C}_V (T_2 - T_1)$$

$$W = 0$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 :$$

$$H = U + PV$$

$$H_2 - H_1 = U_2 - U_1 + P_2V_2 - P_1V_1$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1) + n R (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n (\bar{C}_V + R) (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

iii) Otra secuencia posible comprende los siguientes procesos:

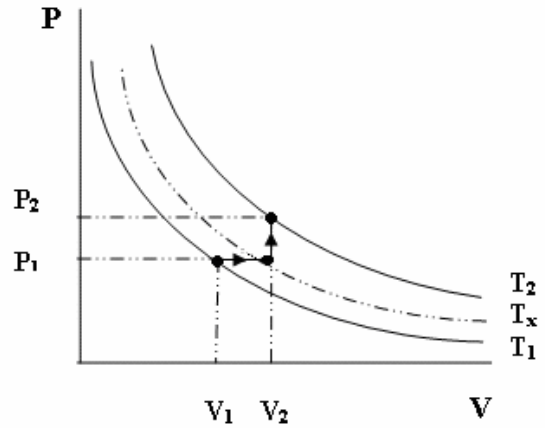


Figura 7. Procesos termodinámicos para determinar el ΔU y el ΔH de una masa fija de gas:
 $(P_1, V_1) \rightarrow (P_1, V_2) \rightarrow (P_2, V_2)$

- Expansión isobárica
- Calentamiento isométrico

$$U_2 - U_1 :$$

@ P_1 :

$$Q = n \bar{C}_P (T_X - T_1)$$

$$W = P_1 (V_2 - V_1)$$

@ V_2 :

$$Q = n \bar{C}_V (T_2 - T_X)$$

$$W = 0$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_P (T_X - T_1) + n \bar{C}_V (T_2 - T_X) - P_1 (V_2 - V_1)$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_P (T_X - T_1) + n (\bar{C}_P - R) (T_2 - T_X) - P_1 (V_2 - V_1)$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1) - n R (T_2 - T_X) - P_1 V_2 + P_1 V_1$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1) - n R T_2 + n R T_X - n R T_X + n R T_1$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1) - n R (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n (\bar{C}_P - R) (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 :$$

$$H = U + PV$$

$$H_2 - H_1 = U_2 - U_1 + P_2V_2 - P_1V_1$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1) + n R (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n (\bar{C}_V + R) (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

iv) Igualmente otra secuencia posible comprende los siguientes procesos:

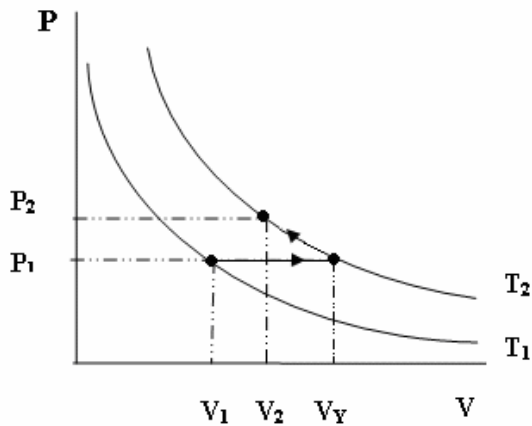


Figura 8. Procesos termodinámicos para determinar el ΔU y el ΔH de una masa fija de gas:

$$(P_1, T_1) \rightarrow (P_1, T_2) \rightarrow (P_2, T_2)$$

- Calentamiento isobárico
- Compresión isotérmica

$$U_2 - U_1 :$$

$$@ P_1 :$$

$$Q = n \bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

$$W = P_1 (V_y - V_1) = P_2 V_2 - P_1 V_1$$

$$W = nRT_2 - nRT_1 = nR (T_2 - T_1)$$

$$@ T_2 : U_2 - U_1 = 0 \Rightarrow Q = W$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1) - nR (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n (\bar{C}_P - R) (T_2 - T_1)$$

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 :$$

$$H = U + PV$$

$$H_2 - H_1 = U_2 - U_1 + P_2 V_2 - P_1 V_1$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1) + nR (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n (\bar{C}_V + R) (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

En los casos estudiados en los cuatro (4) subnumerales anteriores se obtienen dos (2) conclusiones claves en Termodinámica, a saber [5, p. 40]:

- Para cualquier cambio $(P_1, V_1, T_1) \rightarrow (P_2, V_2, T_2)$ experimentado por una masa fija de un gas ideal, se cumple que:

$$U_2 - U_1 = n \bar{C}_V (T_2 - T_1)$$

$$H_2 - H_1 = n \bar{C}_P (T_2 - T_1)$$

- Para un gas ideal:

$$U = U(T)$$

$$H = H(T)$$

5. CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

Con base en lo discutido en los numerales anteriores podemos concluir que tanto el modelo de cálculo empleado como el uso de los diagramas termodinámicos, facilitan la solución de los problemas de Termodinámica que involucran el manejo de gases ideales. Los verdaderos frutos de lo anterior se obtienen al estudiar casos más complejos relacionados con estas sustancias hipotéticas, tales como los procesos adiabáticos reversibles e irreversibles, las operaciones de humedad y saturación, los balances de masa y energía, etc.

6. BIBLIOGRAFÍA

- [1] DYKSTRA, Clifford E. "Physical Chemistry: A Modern Introduction". Upper Saddle River: Prentice-Hall, 1997.
- [2] RIOS A., Luis Guillermo, y MUSFA IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones (Segunda Parte)". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 34, 2007, pp. 529-534.
- [3] RIOS A., Luis Guillermo. "Modelos Termodinámicos para el Equilibrio Vapor-Líquido @ Bajas Presiones". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 13, 2000, pp. 93-100.
- [4] HOUGEN, Olaf A., et al. "Chemical Process Principles Part I: Material and Energy Balances" Second Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1959.
- [5] TINOCO, Jr. Ignacio, et al. "Physical Chemistry: Principles and Applications in Biological Sciences" Third Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1995.
- [6] SIENKO, Michell J., and PLANE, Robert A. Chemistry, Second Edition. New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1961.
- [7] PETERS, Max. Elementary Chemical Engineering, Second Edition, Internacional Student Edition. Tokyo: McGraw-Hill International Book Company, 1984.
- [8] HIMMELBLAU, David M. "Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering" 6th Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall PTR, 1996.
- [9] PETRUCCI, Ralph H., and HARWOOD, William S. General Chemistry: Principles and Modern Applications, Seventh Edition. Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall, 1997.
- [10] MARON, Samuel H., y PRUTTON, Carl F. "Fundamentos de Termodinámica". México, D. F.: Editorial Limusa, 1982.
- [11] http://en.wikipedia.org/wiki/Ideal_gas_law