

ALGUNOS TÉRMINOS DE LAS CIENCIAS DE LA INGENIERÍA QUE GENERAN CONFUSIONES (SEGUNDA PARTE)

RESUMEN

El presente artículo versa sobre algunos términos técnicos los cuales pueden ser mal interpretados y por lo tanto mal usados. El artículo señala la forma apropiada para usar estos términos.

PALABRAS CLAVES: Sistemas cerrados, sistemas abiertos, estados (de la materia), estados termodinámicos, estado dinámico, gas, vapor.

ABSTRACT

This paper deals with some technical terms which to some extent can be both tricky and misleading. This piece shows the way to use those terms appropriately.

KEY WORDS: Closed systems, open systems, states (of matter), thermodynamic states, dynamic state, gas, vapor.

LUÍS GUILLERMO RÍOS A.

Ingeniero Químico, M. Ing., MBA.
Profesor Asociado
Facultad de Tecnología
Universidad Tecnológica de Pereira
luis@utp.edu.co

YAMAL MUSTAFÁ IZA

Ingeniero Mecánico, M. Ing.
Profesor Asociado
Facultad de Ingeniería Mecánica
Universidad Tecnológica de Pereira
yamal@utp.edu.co

1. INTRODUCCIÓN

En un artículo anterior [1] se cotejó el uso de algunos términos de las Ciencias de la Ingeniería que generan confusiones en los cursos universitarios tales como: Masa y peso, masa y volumen (propiedades extensivas, la primera completamente aditiva pero la segunda no), peso específico y gravedad específica, conversión de unidades y conversión de ecuaciones, Universo (físico) y universo termodinámico, y finalmente estado (de agregación) y fase. Dada la utilidad de este trabajo como complemento para los primeros capítulos de varias materias técnicas¹, en el presente artículo continuamos con la tarea de establecer el significado preciso de varias parejas de términos claves en cualquier profesión del área técnica.

2 SISTEMAS TERMODINÁMICOS CERRADOS Y ABIERTOS²

Como se dijo en el numeral 6 de la primera parte de este artículo [1], un sistema es un subconjunto de un universo termodinámico, el cual queremos estudiar. Dicho en una forma más sencilla, un sistema es una cantidad de materia (sistema cerrado³), ó una región en el espacio (sistema abierto⁴), seleccionada para ser estudiada [2, p. 8]. A juzgar por la lexicografía empleada en esta última

definición, cualquiera podría pensar que el sistema completamente opuesto a un sistema cerrado es un

sistema abierto, lo cual es incorrecto. Para aclarar lo anterior, sea lo primero señalar que solo existen dos (2) tipos de intercambio entre un sistema y sus alrededores locales (ó entorno ó exterior) [3, p. 2], los cuales tienen lugar a través de la frontera del sistema [4, p. 3]:

- Intercambio de energía (trabajo y calor)
- Intercambio de masa

En un sistema cerrado no hay transferencia de masa ($dm = 0$) desde ó hacia el mismo durante cualquier proceso en consideración [5, p. 143]; en otras palabras, un sistema cerrado siempre contiene la misma cantidad de material [4, p. 3]. Pero, los sistemas cerrados sí intercambian energía mecánica y calor con el exterior [6, p. 4], y además el volumen de un sistema cerrado no tiene que ser fijo [2, p. 9], como en el caso de un gas comprimido⁵ por medio de un pistón en un cilindro [4, p. 3].

⁵ Los investigadores Robert Boyle (Inglaterra, 1627–1691) y Edme Mariotte (Francia, ~ 1620–1684) condujeron procesos de compresión isotérmica de una masa fija de gas (sistema cerrado) los cuales dieron lugar a la conocida ley:

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

De la misma forma los investigadores Jacques Alex Caesar Charles (Francia, 1746– 1823) y Joseph Louis Gay-Lussac (Francia, 1778–1850) condujeron procesos de calentamiento isobárico de una masa fija de gas (sistema cerrado) los cuales dieron lugar a la conocida ley:

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

Con base en las dos leyes anteriores es posible obtener la ley combinada de los gases ideales partiendo de una masa fija de un gas en un estado termodinámico descrito por las propiedades P_1 , V_1 , T_1 , que experimenta un cambio de estado que la lleva hasta las condiciones P_2 , V_2 , T_2 (**ejemplo** adaptado de Maron y Prutton [9, pp. 19, 20]):

Gráficamente los procesos a seguir se pueden ilustrar de acuerdo con el diagrama V vs T , donde aparecen las líneas isóbaras de Charles-Gay

¹ Tales como Química General, Estequiometría, Física General, Físicoquímica, Termodinámica, Balances de Masa y Energía, Mecánica de Fluidos, etc.

² También conocidos como sistemas de proceso [7, pp. 315; 320].

³ Se conocen los siguientes nombres para este sistema: Sistema cerrado ó sistema de no flujo ó sistema de conjunto ó masa de control ó sistema batch ó sistema intermitente ó sistema discontinuo.

⁴ Se conocen los siguientes nombres para este sistema: Sistema abierto ó sistema de flujo ó volumen de control; la frontera de este sistema se denomina superficie de control [8, p. 17].

Fecha de Recepción: 09 Febrero de 2007

Fecha de Aceptación: 02 Abril de 2007

Lussac, y con el diagrama P vs V, donde aparecen las líneas isotermas de Boyle, de la siguiente manera:

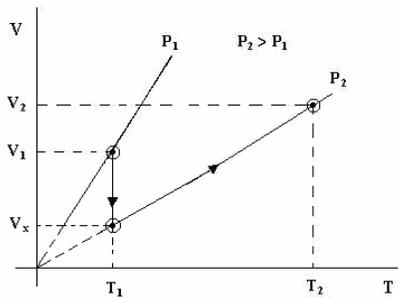


Figura 1: Líneas (rectas) isóbaras de Charles- Gay Lussac

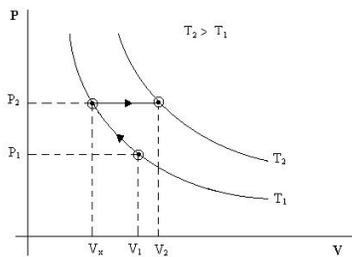


Figura 2: Líneas (hipérbolas rectangulares) isotermas de Boyle

Los procesos a llevar a cabo son los siguientes:

1. Compresión isotérmica @ T_1 (proceso similar al conducido por Boyle para una masa fija de gas, reportado en el año 1662). Aplicando la Ley de Boyle a este proceso se cumple que:

$$P_{\text{abs}}V = K_T @ T_1$$

De acuerdo con las Figuras 1 y 2 el proceso está comprendido entre los puntos (P_1, V_1, T_1) y (T_1, V_x, P_2) , por lo cual:

$$P_1V_1 = P_2V_x \Rightarrow V_x = \frac{P_1V_1}{P_2}$$

2. Calentamiento Isobárico @ P_2 (proceso similar al conducido por Charles para una masa fija de los gases H_2 , Aire, CO_2 , y O_2 , reportado en el año 1787). Aplicando la Ley de Charles a este proceso se cumple que:

$$\frac{V}{T_{\text{abs}}} = K_p @ P_2$$

De acuerdo con las Figuras 1 y 2 el proceso está comprendido entre los puntos (T_1, V_x, P_2) y (T_2, V_2, P_2) , por lo cual:

$$\frac{V_x}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{PV}{T} = K = nR$$

obteniéndose finalmente la conocida ecuación de estado de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Hemos de ver que presión, volumen, y temperatura son todas funciones de estado termodinámicas, y por lo tanto, esta expresión se denomina ecuación de estado [10, p. 51]. El único gas para el cual se cumple esta ecuación para todas las presiones y todas las temperaturas es una sustancia hipotética ó ficticia infinitamente compresible (cuando P aumenta, V disminuye; esto significa que las partículas que componen el gas ideal no tienen volumen intrínseco [10, p. 53]) denominada gas ideal en virtud de la simplicidad de esta relación PVT [10, p. 37]. La forma mnemotécnica de esta ecuación en los ambientes universitarios es la siguiente: “Por Vagos, nos Rajamos Todos”.

De otro lado, en un sistema abierto⁶ si hay transferencia tanto de energía como de masa (la masa entra ó sale ó ambas) con los alrededores [5, p. 143]; para su estudio se selecciona un volumen fijo en el espacio ($dV = 0$).

En estas condiciones es evidente que el sistema completamente opuesto a un sistema abierto no es un sistema cerrado, sino un sistema aislado^{7 8}. Dado que un sistema de este tipo no tiene alrededores termodinámicos [11, p. 68], en un sistema aislado no hay intercambio ni de energía ni de masa con los alrededores [6, p. 4]; sin embargo, su estado termodinámico puede cambiar como consecuencia de los eventos espontáneos que ocurren internamente en la medida en que sus propiedades intensivas, tales como presión y temperatura, tienden hacia valores uniformes. Cuando tales cambios terminan, el sistema está en equilibrio [4, p. 7]. De acuerdo con la Primera Ley de la Termodinámica, la energía (interna) de este sistema no cambia sino que se conserva; la entropía tiende a aumentar (este sistema tiende siempre a alcanzar, como estado de equilibrio, el estado de máxima probabilidad ó máxima aleatoriedad ó máximo desorden ó máxima entropía [12, p. 112]). Es difícil, ó imposible⁹, construir tal sistema, pero es útil pensar en uno [13, p. 14]: Dos bloques metálicos @ temperaturas diferentes pero perfectamente aislados de sus alrededores locales son un **ejemplo** de un sistema aislado dado que la energía se transfiere desde el bloque que está @ mayor temperatura hacia el bloque que está @ menor temperatura, hasta alcanzar un equilibrio térmico entre ellos sin que exista transferencia de calor con los alrededores [14, pp. 11, 14].

Con relación a los procesos termodinámicos, hay que señalar que un proceso que tiene lugar @ temperatura constante es un proceso isotérmico. Un proceso adiabático, ó sea aquel en el que no existe transferencia de calor, no es necesariamente un proceso isotérmico (dado que si puede existir transferencia de energía mecánica y transferencia de masa [19, p. 23]), ni un proceso isotérmico es necesariamente un proceso adiabático [4, p. 17]. La frontera de un sistema no aislado térmicamente recibe el nombre de pared

⁶ Es el caso de equipos tales como: Boquillas, difusores, válvulas, bombas, compresores, turbinas, intercambiadores de calor, cámaras de mezclado, los cuales se considera que operan bajo un régimen de flujo permanente ó estacionario. Un régimen ó proceso de flujo permanente ó estacionario es aquel durante el cual un fluido fluye a través de un volumen de control sin cambio con el tiempo ó establemente. Esto es, las propiedades del fluido pueden cambiar de un punto a otro dentro del volumen de control, pero en cualquier punto, éstas permanecen constantes durante el proceso completo [2, p. 181].

⁷ Se conocen los siguientes nombres para este sistema: Sistema cerrado completamente aislado, sistema cerrado adiabático (de la palabra griega *adiabatos* que significa intransitorio [15, p. 70]) [2, p. 306], y universo termodinámico [16, pp. 31, 32].

⁸ Dentro de un sistema aislado la masa del sistema permanece constante, sin importar los cambios que tengan lugar dentro del sistema. Esta afirmación se conoce como el Principio de la Conservación de la Masa y es la base para el **balance de materia** de un proceso [17, p. 24].

⁹ En rigor, no existe en la Naturaleza ningún sistema aislado [18, p. 1275].

diatérmica [20, p. 17] (de las palabras griegas *dia* que significa a través y *thérme* que significa calor). Finalmente, un sistema mecánicamente aislado es aquel que tiene paredes rígidas; su volumen es invariable. Este sistema no está en capacidad ni de hacer ni de recibir trabajo mecánico [19, p. 23].

3. ESTADOS Y ESTADOS TERMODINÁMICOS

El estado termodinámico de un sistema, ó sea la descripción macroscópica detallada del mismo [21, p. III-8], se determina por medio de los valores de sus propiedades termodinámicas¹⁰; cada estado está caracterizado por un conjunto único de propiedades en un tiempo dado [14, p. 53] [5, p. 262] y no es necesario especificar todas las propiedades de un sistema sino un subconjunto de las mismas para fijar un estado [2, p. 12] [4, p. 6]. El estado de una sustancia no está relacionado con la masa de la sustancia considerada [14, p. 54]. Una muestra de gas ó de otra sustancia que se encuentra @ ciertas condiciones P, V, T, las cuales no cambian con el tiempo, está en un estado termodinámico particular. Si se cambian la presión y el volumen, entonces el estado del sistema será cambiado. En general, la existencia de un estado termodinámico se refiere a un sistema termodinámico con funciones de estado termodinámicas que tienen valores definidos que no cambian con el tiempo [10, p. 51]. Una vez que se especifica¹¹ el estado de un sistema dando valores a unas pocas funciones de estado termodinámicas, todas las demás funciones de estado quedan fijas. Para demostrar este hecho podemos utilizar la ecuación de los gases ideales. Cuando se especifican la temperatura y la presión de un mol de gas ideal, el volumen tiene que adquirir el valor $V = RT/P$. Todas las demás funciones de estado termodinámicas tales como la energía, adquieren automáticamente valores definidos que están determinados por los valores de P y T [11, p. 5]. Por último, hay que decir que el estado termodinámico no informa sobre la historia del sistema; para ello sería necesario tener la descripción, en términos de las propiedades que los definen, de varios estados consecutivos del mismo [19, p. 23].

Por otra parte, como ya se dijo en el numeral 7 de la primera parte de este artículo, el estado a secas, ó estado físico, ó estado de agregación, hace referencia a las

propiedades ó características de la materia como tal, y estamos hablando de sólidos, líquidos, y gases. Como se discutió allí, las fases son un subconjunto de los estados de la materia, a pesar de que en la práctica se maneja cierta sinonimia entre estos términos. Hablando de subconjuntos, los estados termodinámicos son, a su vez, subconjuntos de las fases: En cada fase la sustancia puede existir en varios estados termodinámicos [22, p. 19]. Y por último, de acuerdo con lo discutido en el presente numeral, cuando se habla de un cambio de estado se debe aclarar si éste se refiere a un cambio de estado físico¹² ó a un cambio de estado termodinámico.

4. ESTADO DINÁMICO Y ESTADO TERMODINÁMICO

El Principio General de la Conservación de la Energía Mecánica¹³ fue establecido hacia el año 1850, y se aplica al sistema (cuerpo libre):

$$\Delta E_K + \Delta E_P = 0$$

donde E_K es la energía cinética¹⁴, y E_P es la energía potencial gravitacional¹⁵. El origen de este principio en la forma en la cual se aplica a la Mecánica estaba implícito en el trabajo de Galileo Galilei (Italia, 1564–1642) y de Isaac Newton (Inglaterra, 1642–1727). De hecho, éste se deriva directamente de la Segunda Ley de la Mecánica de Newton ($F = ma/g_c$) una vez se define el trabajo como el producto de una fuerza y un desplazamiento [23, p. 10].

¹² Tales como fusión, vaporización, sublimación, solidificación, condensación, y sublimación regresiva.

¹³ Durante el período del desarrollo de la Ley de Conservación de la Energía Mecánica, el calor no era reconocido como una forma de energía, sino que era considerado como un fluido indestructible denominado calórico. Este concepto estuvo firmemente “atrincherado” y por muchos años no se hizo una conexión entre el calor resultante de la fricción y las formas de energía establecidas. La Ley de la Conservación de la Energía estaba entonces limitada en su aplicación a procesos mecánicos sin fricción. Tal limitación no es necesaria; el calor como el trabajo son ahora reconocidos como energía en tránsito, concepto que ganó aceptación después del año 1850, debido principalmente a los experimentos clásicos conducidos por James Prescott Joule (Inglaterra, 1818-1889) [23, p. 15], el cervicero de Manchester que hizo un detallado estudio del calor y el trabajo, y en honor del cual la unidad usada para reportar la energía es el joule (J) [24, p. 41].

¹⁴ Término introducido por Lord Kelvin en 1856 [23, p. 10]. Se puede asignar un valor a la energía cinética conociendo solamente la masa de un cuerpo y la magnitud de su velocidad instantánea relativa a un marco de coordenadas especificado, sin tener en cuenta la forma en la cual fue alcanzada esta velocidad. Por lo tanto, la energía cinética es una propiedad del cuerpo. Dado que la energía cinética está asociada con el cuerpo como un todo, ésta es una propiedad extensiva [4, p. 37].

¹⁵ Este término fue propuesto por primera vez en 1853 por el ingeniero escocés William Rankine [23, p. 12]. La energía potencial está asociada con la fuerza de gravedad (fuerza conservativa) y por esta razón es un atributo de un sistema que consiste de un cuerpo y de la Tierra en conjunto. Sin embargo, al evaluar la fuerza de la gravedad como el producto mg/g_c es posible determinar la energía potencial gravitacional para un valor especificado de “g” conociendo solamente la masa del cuerpo y su elevación. Desde este punto de vista la energía potencial es una propiedad extensiva del cuerpo [4, p. 38].

¹⁰ Un cambio de estado termodinámico de un sistema que puede ocurrir debido a la ejecución de trabajo, intercambio de calor, y cambio en la composición química [6, p. 37] está acompañado por cambios en al menos una de sus propiedades de estado termodinámicas [10, p. 51] [5, p. 262]. La variación que éstas experimentan depende solamente de los estados inicial y final del sistema y no de la ruta del proceso¹⁰ entre dichos estados (Δ (función de estado) es independiente de la ruta [10, p. 88]) [11, p. 61], la cual puede estar asociada tanto con trayectorias reversibles como con trayectorias irreversibles [11, pp. 52, 53] [19, p. 90]. Por ejemplo, cuando un gas se comprime desde una presión inicial P_1 hasta una presión final P_2 , $\Delta P = P_2 - P_1$, de forma que los valores inicial y final de la presión determinan ΔP . Cualquier valor intermedio que pueda adquirir P durante el cambio desde P_1 hasta P_2 carece de importancia [11, p. 5].

¹¹El verbo especificar es también reemplazado por otros tales como: Caracterizar, definir, describir, determinar, e identificar.

De otro lado, la Primera Ley de la Termodinámica¹⁶ fue establecida hacia el año 1865, y se aplica al sistema y a los alrededores locales, y no al sistema solo [25, p. 6]:

$$\Delta(E_{\text{sistema}}) + \Delta(E_{\text{alrededores}}) = 0$$

donde el operador diferencia “Δ” representa cambios ó diferencias finitas en las cantidades entre paréntesis. E denota la energía total de un sistema, que incluye la energía cinética, la energía potencial gravitacional, y otras formas de energía (energía interna U^{17 18}).

En la Termodinámica de la Ingeniería, a diferencia de la Mecánica, el cambio en la energía total de un sistema se considera compuesto por tres (3) contribuciones macroscópicas: La primera es el cambio en la energía cinética, asociado con el movimiento de un sistema como un todo con respecto a un marco de coordenadas externo; la segunda es el cambio en la energía potencial gravitacional, asociado con la posición del sistema como un todo en el campo gravitacional de la Tierra [4, p. 51]; todos los demás cambios de energía corresponden al cambio en la energía interna del sistema. En estas condiciones, el **balance de energía** aplicable a cualquier clase de sistema experimentando cualquier clase de proceso, se puede expresar como [2, p. 169]:

$$\underbrace{E_{\text{entra}} - E_{\text{sale}}}_{\substack{\text{Transferencia de} \\ \text{energía neta por:} \\ \bullet \text{trabajo} \\ \bullet \text{calor} \\ \bullet \text{masa}}} = \underbrace{\Delta E_{\text{sistema}}}_{\substack{\text{Cambio (incremento} \\ \text{ó decremento)} \\ \text{ó diferencia} \\ \text{ó acumulación} \\ \text{ó agotamiento} \\ \text{de energía en el sistema}}}$$

¹⁶ Como puede verse, la Primera Ley es una descripción fenomenológica (da respuesta al ¿cómo?) de la forma en la cual trabaja la Naturaleza; pero de ningún modo es una explicación (no da respuesta al ¿por qué?) [25, p. 2].

¹⁷ La energía interna, U, del sistema es una medida de las “reservas de energía” del mismo [24, p. 47]. U es la energía necesaria para crear un sistema [27]. La energía interna no tiene una definición termodinámica concisa. La energía interna es una primitiva termodinámica (una primitiva bien se reconoce por medio de nuestras percepciones sensoriales, ó bien no es definible en términos de algo más simple [23, p. 2]). La energía interna no se puede medir directamente; no hay instrumentos para tal fin. En consecuencia, se desconocen los valores absolutos. Sin embargo, esto no es una desventaja en el análisis termodinámico, dado que en los cálculos solamente se requieren cambios en la energía interna relativos a un estado de referencia [23, p. 21] [5, p. 397].

¹⁸ Tal como la energía cinética y la energía potencial gravitacional, la energía interna es una propiedad extensiva del sistema, al igual que la energía total del mismo [4, p. 52] (bajo las mismas condiciones de T y P, un sistema formado por diez moles de sustancia tiene diez veces la energía de una mol; la energía por mol es una propiedad de estado intensiva del sistema [28, p. 118]). Esta forma de energía se denomina interna, está asociada con la materia, para distinguirla de las energías cinética y potencial asociadas con una sustancia como resultado de su posición ó movimiento macroscópicos, las cuales se pueden tomar como formas de energía externa [23, p. 21] [14, p. 27] [17, p. 238]. Cuando un gas (ó un líquido) que está inicialmente en un estado de equilibrio en un recipiente cerrado y aislado, se agita vigorosamente y se permite que alcance un estado de equilibrio final, la energía del gas se aumenta en el proceso. El cambio en la energía del sistema no puede ser atribuido a cambios en las energías cinética ó potencial gravitacional del mismo; el cambio en la energía es contabilizado en términos de la energía interna [4, p. 51].

$$= (\Delta E_k + \Delta E_p + \Delta U)_{\text{sistema}} = (E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}})_{\text{sistema}} = (E(t + \Delta t) - E(t))_{\text{sistema}}$$

En el caso de los sistemas cerrados se tiene que la cantidad de energía Q transferida hacia un sistema cerrado por medios diferentes al trabajo tiene que ser igual a la suma del cambio de energía del sistema y de la cantidad de energía transferida desde el sistema como trabajo, esto es [4, p. 52]:

$$Q = \Delta E + W$$

Esta expresión resume el Principio de Conservación de Energía para sistemas cerrados de todas las clases; establece que el cambio en la energía del sistema es igual a la transferencia neta de energía hacia el mismo [4, p. 52]. A su vez, una transferencia de energía a través de la frontera del sistema se manifiesta en un cambio en una ó mas formas de energía macroscópicas: Energía cinética, energía potencial gravitacional, y energía interna [4, p. 57]:

$$\Delta E = \Delta E_k + \Delta E_p + \Delta U = Q - W$$

Las cantidades simbolizadas por W y Q en las ecuaciones anteriores dan razón de transferencias de energía y no de transferencias de trabajo y calor, respectivamente. Los términos trabajo y calor denotan diferentes modos por medio de los cuales se transfiere la energía, y no lo que es transferido. W y Q se conocen simplemente como trabajo y calor, respectivamente [4, p. 59]. Finalmente, dado que los cambios en las energías cinética y potencial son prácticamente despreciables en la mayor parte de las aplicaciones, la expresión anterior se convierte en:

$$\underbrace{\Delta U_{\text{sistema}}}_{\substack{\text{Cambio (incremento} \\ \text{ó decremento)} \\ \text{ó diferencia} \\ \text{ó acumulación} \\ \text{ó agotamiento} \\ \text{de energía interna} \\ \text{en el sistema}}} = \underbrace{Q}_{\substack{\text{Calor absorbido} \\ \text{por el sistema} \\ (Q) 0}} - \underbrace{W}_{\substack{\text{Trabajo de desplazamiento} \\ \text{volumétrico realizado} \\ \text{por el sistema} \\ (W) 0}}$$

Consideremos el efecto de agregar energía a un sistema como una cantidad de calor Q: Si la energía se conserva, esta energía agregada tiene que aparecer como trabajo realizado por el sistema W, ó como un cambio en la energía interna del sistema ΔU [26, p. 271]. Hay que recordar que la Termodinámica fue desarrollada a partir de una aplicación a las máquinas térmicas, en la cual el calor agregado a la máquina y el trabajo realizado por ésta tenían el mayor interés; el calor agregado a un sistema tiene que aumentar su energía interna, y el trabajo realizado por el sistema disminuye su energía [26, p. 272].

Hemos de ver que la identificación de la energía interna como una forma de energía macroscópica es un paso significativo, dado que permite definir el concepto de energía en Termodinámica de una manera diferente al concepto de energía en Mecánica [4, p. 52]. También hay que hacer notar que la energía cinética, como la energía potencial gravitacional, permiten definir el estado

dinámico de un sistema, pero no su estado termodinámico [29, p. 25]. La energía interna de una sustancia se define como la cantidad total de energía que ésta posee en virtud de la presencia, las posiciones relativas, y los movimientos de sus moléculas, átomos, y partículas subatómicas componentes. Una parte de esta energía contabiliza el movimiento de translación de las moléculas separadas y es particularmente significativa en los gases donde el movimiento de translación prácticamente no está restringido, en contraste con la situación en los líquidos y en los sólidos. La energía interna también incluye el movimiento de rotación de las moléculas y de los grupos de átomos que pueden rotar libremente dentro de las moléculas. La energía interna también incluye la energía de vibración entre los átomos de una molécula y el movimiento de los electrones dentro de los átomos. Estas porciones cinéticas de la energía interna total se determinan por medio de la temperatura de la sustancia y de su estructura molecular. La parte restante de la energía interna se presenta como energía potencial producto de las fuerzas atractivas y repulsivas que actúan entre moléculas, átomos, electrones, y núcleos. Esta porción de la energía interna se determina por medio de las estructuras moleculares y atómicas y por la proximidad de moléculas y átomos entre sí. En el cero absoluto de temperatura todas las energías de translación desaparecen, pero permanece una gran reserva de energía potencial y una pequeña cantidad de energía de vibración. La energía interna total de una sustancia es desconocida, pero es posible determinar con exactitud el cambio de ésta con relación a una temperatura y estado de referencia seleccionados. El estado cristalino y el estado gaseoso hipotético en el cero absoluto de temperatura son comúnmente usados como estados de referencia para estudios científicos, mientras que los cálculos de Ingeniería están basados en una variedad de condiciones de referencia arbitrariamente seleccionadas [17, p. 237]. En los gases densos, los líquidos, y los sólidos, las fuerzas intermoleculares juegan un papel importante que afecta la energía interna¹⁹ [4, p. 52].

5. GAS Y VAPOR

Un vapor sobrecalentado, se define técnicamente como una fase gaseosa que se puede condensar en líquido mediante dos (2) procesos, el primero es un enfriamiento isobárico, y el segundo es una compresión isotérmica. Un vapor saturado seco es el que está a punto de condensarse (punto de rocío).

De otro lado, como puede verse en la Figura 3, un gas está @ una temperatura por encima de la temperatura crítica de la sustancia, por lo cual no se puede condensar por ninguno de los dos (2) procesos ya mencionados. Ahora, si el gas está @ unas condiciones de P y T por

encima de las críticas, es decir está a unas condiciones supercríticas, se denomina fluido supercrítico, el cual tiene una viscosidad baja similar a la de un gas, pero una densidad alta similar a la de un líquido.

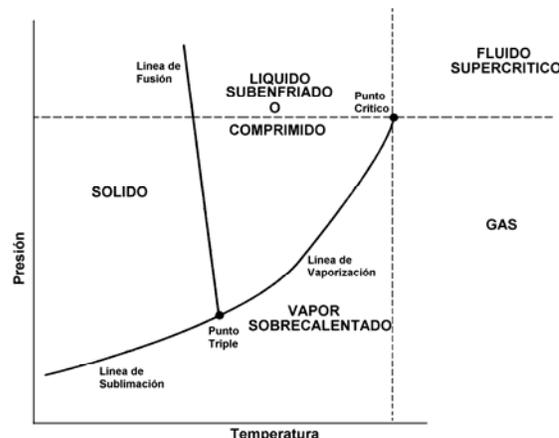


Figura 3: Diagrama de cambios de fase para el agua

Hay que señalar que la Figura 3 ó diagrama de cambios de fase para el agua ó diagrama P-T es clave en la explicación del fenómeno de cavitación de una bomba centrífuga²⁰. Dicha Figura 3 también es clave para entender la regla de fases de Gibbs^{21 22}.

²⁰ Sobre una línea isoterma trazada entre la región del vapor sobrecalentado y la región del líquido subenfriado en la Figura 3 puede verse que si la tubería de succión de la bomba está mal diseñada, la presión a la succión puede caer por debajo de la presión de vapor ó presión de saturación del agua @ dicha temperatura, obteniéndose una mezcla de líquido y vapor, la cual produce el fenómeno de cavitación. Hay que recordar que el volumen específico del vapor es muchísimo mayor que el volumen específico del líquido, y al estar las dos fases presentes el caudal suministrado por la bomba disminuye dramáticamente. A partir de lo anterior se puede complementar el tradicional concepto que establece que la presión de vapor de un líquido "es aquella a la que un líquido está en equilibrio con su vapor en un sistema cerrado @ una temperatura dada" agregando que "es la presión mínima para que un líquido exista como tal @ una temperatura dada" [30, p. 112]. Se aclara entonces que cuando una bomba se encuentra instalada por encima del tanque de succión, se puede calcular una máxima distancia vertical de succión a ser tenida en cuenta para evitar el fenómeno de la cavitación, e igualmente, que cuando se bombea agua en fase líquida saturada, ó sea que está a punto de hervir, la bomba siempre debe ubicarse por debajo del tanque de succión.

²¹ Josiah Willard Gibbs, Profesor norteamericano de la Universidad de Yale, dedujo en 1875 mediante razonamientos teóricos la regla de fases, la cual es famosa dado que es uno de los resultados mas elegantes de la Termodinámica Química [24, p. 105] [23, p. 29]. Fue el mismo Gibbs quien en 1875 definió la función potencial químico, μ , concepto termodinámico abstracto que hizo posible obtener la solución matemática al problema del equilibrio de fases, dada por el excepcionalmente simple resultado de que en equilibrio, el potencial químico de cada componente tiene que ser el mismo en cada fase [31, p. 4]. Fue Gibbs el primero que vio la generalidad de la Termodinámica. El estuvo en condiciones de mostrar que un tratamiento termodinámico es posible para una amplia variedad de aplicaciones, incluyendo el comportamiento de los sistemas químicos [31, p. 7].

²² La regla de fases de Gibbs permite determinar los grados de libertad, F (ó el número de variables de estado termodinámicas intensivas²² tales como: P, T, ∇ , ρ , x_i) que se deben especificar independientemente ó arbitrariamente para fijar sin ambigüedad el estado termodinámico de

¹⁹ La virtud de la Termodinámica Clásica consiste en que ésta nos muestra la forma en la cual se usa el concepto de la energía interna, sin que tengamos que analizar las contribuciones individuales a la energía interna de un sistema [26, p. 271].

6. CONCLUSIONES

Como puede verse, el presente artículo el cual es un resultado de la experiencia de los autores en la docencia universitaria, cumple el objetivo consistente en aportar el significado correcto de algunos términos comúnmente usados en las Ciencias de la Ingeniería.

7. BIBLIOGRAFÍA

- [1] RÍOS A., Luís Guillermo y MUSTAFÁ IZA, Yamal. "Algunos Términos de las Ciencias de la Ingeniería que Generan Confusiones". En: Scientia et Technica, Pereira: Universidad Tecnológica, No. 32, 2006, pp. 249-254.
- [2] CENGEL, Yunus A., and BOLES, Michael. "Thermodynamics: An Engineering Approach" Fourth Edition. New York: The McGraw-Hill Companies, Inc., 2002.
- [3] <http://www.cchem.berkeley.edu/~chem130a/sauer/outline/firslaw.html>
- [4] MORAN, Michael J., and SHAPIRO, Howard N. "Fundamentals of Engineering Thermodynamics". New York: John Wiley & Sons, Inc., 2000.
- [5] HIMMELBLAU, David M. "Basic Principles and Calculations in Chemical Engineering" 6th Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall PTR, 1996.
- [6] KONDEPUDI, Dilip, and PRIGOGINE, Ilya. "Modern Thermodynamics From Heat Engines to Dissipative Structures". Chichester: John Wiley and Sons Ltd., 1998.
- [7] FELDER, Richard M., and ROUSSEAU, Ronald W. "Elementary Principles of Chemical Processes" Third Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 2000.
- [8] SONNTAG, Richard E., and VAN WYLEN, Gordon J. "Introduction to Thermodynamics Classical and Statistical" 3rd Edition. New York: John Wiley and Sons, Inc., 1991.

equilibrio de un sistema sin reacción química (ó sea, para determinar todas las propiedades intensivas de cada fase del sistema de interés), a partir de la ecuación [23, pp. 29, 30] [31, p. 2] [5, p. 333]:

$$F = C - P + 2; F \geq 0$$

donde las variables de la derecha son:

C: Es el número de componentes del sistema bajo estudio. Un componente es una sustancia cuya individualidad química está bien definida, formada por moléculas todas de la misma clase [19, p. 26].

P: Es el número de fases presentes en equilibrio.

En el caso de una sustancia pura la regla de fases de Gibbs se aplica estrictamente en el diagrama termodinámico de cambios de fase ó diagrama P vs T. Por ejemplo para un líquido subenfriado ó comprimido (scl), y también para un vapor sobrecalentado (shv), se cumple que:

$$F_{scl} = F_{shv} = 1 - 1 + 2 = 2$$

Para una región de dos (2) fases, por ejemplo, para la línea de vaporización, se cumple que:

$$F_{fg} = 1 - 2 + 2 = 1$$

Y, por último, para puntos tales como el punto triple, en el cual coexisten el sólido, el líquido, y el vapor, se cumple que:

$$F''' = 1 - 3 + 2 = 0$$

Para una masa fija de un gas ideal puro ó de una mezcla de gases ideales no reactivos, se tiene que:

$$PV = nRT \quad \text{ó} \quad PV = RT \quad \Rightarrow \\ P = P(V, T) \quad \text{ó} \quad T = T(V, P) \quad \text{ó} \quad V = V(P, T)$$

Es evidente que cada variable dependiente se puede expresar en función de otras dos (2) variables independientes, por lo cual hay dos (2) grados de libertad independientes ($F = 2$), ó sea dos (2) variables de estado termodinámicas que se pueden fijar independientemente mientras se mantiene el estado de equilibrio del sistema [10, p. 113].

- [9] MARON, Samuel H., y PRUTTON, Carl F. "Fundamentos de Termodinámica". México, D. F.: Editorial Limusa, 1982.
- [10] DYKSTRA, Clifford E. "Physical Chemistry: A Modern Introduction". Upper Saddle River: Prentice-Hall, 1997.
- [11] MAHAN, Bruce H. "Termodinámica Química Elemental". Barcelona: Editorial Reverté, S. A., 1972.
- [12] SILVESTRINI, Vittorio. "Qué es la entropía". Bogotá: Editorial Norma S. A., 1998.
- [13] TINOCO, Jr. Ignacio, et al. "Physical Chemistry: Principles and Applications in Biological Sciences" Third Edition. Upper Saddle River: Prentice Hall, 1995.
- [14] BALZHISER, R. E., et al. "Chemical Engineering Thermodynamics". Englewood Cliffs: Prentice Hall, 1972.
- [15] KRICHEVSKI, I. R., y PETRIANOV, I. V. "Termodinámica para Muchos". Moscú: Editorial Mir, 1980.
- [16] ATKINS, P. W. "La Segunda Ley" Primera Edición. Barcelona: Prensa Científica, S.A., 1992.
- [17] HOUGEN, Olaf A., et al. "Chemical Process Principles" Second Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1959.
- [18] Enciclopedia Universal Ilustrada Europeo-Americana. Madrid: Espasa-Calpe S.A., 1994, Tomo 60.
- [19] AGUIRRE ODE, Fernando. "Termodinámica del Equilibrio", Primera Edición. México: Interamericana, 1971.
- [20] GARGALLO G., Ligia, y RADIC F. Deodato. "Termodinámica Química" Segunda Edición. México D. F.: Alfaomega-Ediciones Universidad Católica de Chile, 2000.
- [21] NAVARRO SERRANO, Alfredo. "Termodinámica I: Conferencias Primera Parte" Quinta Impresión. Bogotá: Universidad de los Andes, Facultad de Ingeniería, Departamento de Ingeniería Mecánica, 1996.
- [22] SONNTAG, Richard E., BORGNAKKE, Claus, and VAN WYLEN, Gordon J. "Fundamentals of Thermodynamics" Fifth Edition. New York: John Wiley & Sons, Inc., 1998.
- [23] SMITH, J. M., et al. "Introduction to Chemical Engineering Thermodynamics" Sixth Edition. New York: McGraw-Hill, 2001.
- [24] ATKINS, P. W. "The Elements of Physical Chemistry With Applications in Biology" Third Edition. New York: W. H. Freeman and Company, 2001.
- [25] VAN NESS, H. C. "Understanding Thermodynamics". New York: Dover Publications, Inc., 1969.
- [26] MAHAN, Bruce H. "College Chemistry" World Student Series Edition. Reading, MA: Addison-Wesley Publishing Co., Inc., 1966.
- [27] <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/Thermo/firlaw.html>
- [28] CASTELLAN, Gilbert W. "Physical Chemistry" Second Edition. Manila: Addison-Wesley Publishing Company, 1973.
- [29] TORREGROSA HUGUET, Antonio, et al. "Ingeniería Térmica: Fundamentos de Termodinámica". México, D. F.: Alfaomega-Ediciones Universidad Politécnica de Valencia, 2004.
- [30] CELEMÍN MATACHANA, Miguel. "Lecciones de Mecánica de Fluidos". Universidad de León (España): Secretariado de Publicaciones, 1996.
- [31] PRAUSNITZ, John M. "Molecular Thermodynamics of Fluid-Phase Equilibria". Englewood Cliffs: Prentice-Hall, Inc., 1969.