

## Termoquímica 2 (Conceptos). Continuación

21. El término ENTALPIA, sugerido por Helmholtz pero propuesto cuarenta años después, en 1909, por el holandés Kammerlingh-Onnes, el descubridor de la superconductividad, procede del griego  $\theta\alpha\lambda\pi\omicron\varsigma$  (calor), con el prefijo  $\epsilon\nu$  que indica interioridad, o sea sería una especie de calor interno, simbolizándose por error con la letra H que debería corresponder con letra griega  $\epsilon$ , si entalpía se escribiera inicialmente con dicha letra, y no con épsilon, y con la inicial de calor en inglés (lo cual será simple coincidencia). La variación de entalpía es una magnitud que representa:

- a) *Energía cinética de las moléculas del sistema*
- b) *Energía potencial de las moléculas del sistema*
- c) *El calor intercambiado por el sistema a presión constante*
- d) *La energía interna del sistema*

22\*. Inicialmente el contenido calorífico fue representado por una W, por una I, e incluso por la letra griega  $\chi$ , de forma que  $\chi = E + PV$ . El mismo Gibbs la definió en 1875, como “función calor a presión constante”, aunque no empleó la palabra entalpía. De esta forma la variación de entalpía de un sistema representa:

- a) *El calor cedido por el sistema a sus alrededores*
- b) *El intercambio de energía calorífica entre un sistema y sus alrededores, a presión constante*
- c) *La variación de energía interna si no se modifica el volumen del sistema*
- d) *El trabajo desarrollado*

23. Mayer que era médico mercante, observó de que la sangre venosa era excesivamente rojiza en los trópicos como si fuera arterial, o sea tenía oxígeno en exceso que no era consumido, porque se necesitaba menor calor animal, por lo tanto quemando menor cantidad de alimento, se podía desarrollar más trabajo, o sea que el calor y trabajo eran intercambiables. A partir de este momento y hasta alcanzar la primera mitad del siglo XIX, se produce una verdadera carrera para calcular su equivalente. Inicialmente el equivalente entre W y Q era de 3,56J/cal, calculándolo midiendo la temperatura alcanzada por una mesa de agua, cuando otra caía sobre ella desde una determinada altura. Joule lo mejoró hasta 4,2J/cal (empleó la escala inglesa y el valor dado es una conversión). Actualmente está reconocido para la caloría termoquímica como 4,184J/cal. Los experimentos para calcularlo se basaron en el efecto que producía sobre una masa:

- a) *de agua, la caída de otra masa*
- b) *de hielo, la mezcla con otra masa de agua*
- c) *de agua, el movimiento de otro cuerpo*
- d) *de hielo, la fusión al calentarlo*

24. En 1845, Joule decía “Si mis resultados son correctos y la temperatura sube 1° con una caída de 817 pies, la subida de la temperatura en las cataratas del Niágara, supondría 1/5 de grado, para una caída de 160 pies.”. Este hecho implica la conversión de:

- a) *Energía cinética en calor*
- b) *Energía potencial en calor*
- c) *Trabajo en calor*
- d) *Energía potencial en energía interna*

25\*. En 1849, Joule, publica “El equivalente mecánico del calor”. En ese trabajo presentado en la Royal Society de Londres se decía que 772 libras –pie de trabajo producirían el calor necesario para calentar 1°F, una libra de agua. En unidades no anglosajonas daría un factor de conversión de 4,154 J cal-1. Según la conversión inicial:

- a) *La energía potencial es equivalente al trabajo*
- b) *La energía cinética es equivalente al trabajo*
- c) *El calor es equivalente a la energía potencial*
- d) *El calor es equivalente al trabajo*

26 De Rumford, nacido norteamericano de Massachussets, como Benjamín Thomson, y posteriormente convertido en ciudadano inglés y conde de Rumford, se cuentan muchas anécdotas, como la que hace mención a la viuda de Lavoisier, con la que contrajo matrimonio y pronto se separó. "Realmente, Lavoisier, al morir guillotinado, había tenido mucha suerte", dijo tras su divorcio. Sin embargo, aparte de destruir teorías obsoletas sobre el calor (T.del calórico) enunció el primer principio de termodinámica que se basaba en:

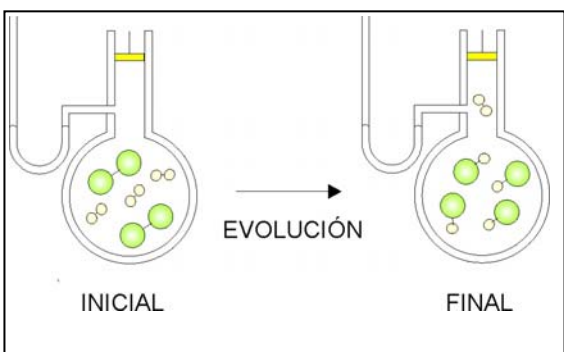
- a) *La conservación de las fuerzas vivas*
- b) *La conservación de la energía mecánica*
- c) *La conservación de la cantidad de movimiento*
- d) *La conservación de la energía interna*

27. Aunque quizá, no lo creas, el inventor de la máquina de hacer café, así como de la sopa de los pobres, fue el conde Rumford, que de agente secreto británico en la Norteamérica revolucionaria, y fundador de la Royal Institution en Londres, llegó a ser el segundo hombre más poderoso de Baviera. Vida fascinante la suya, que en lo que a la física concierne, destaca por la interpretación inicial del primer principio de termodinámica, a partir de la observación del calor desprendido cuando se forjaban los cañones del ejército de Baviera, cuyo Gran Elector, el equivalente a rey, le concedió el título de conde. De este principio podrás decir que su expresión simplificada para un proceso isobárico e isocórico será:

- a)  $\Delta U=Q+W$     b)  $\Delta U=Q-W$     c)  $\Delta U=\Delta H+W$     d)  $\Delta U=\Delta H$

28\*. Aunque ya en 1693, el filósofo alemán Leibniz, había postulado el principio de conservación de la energía mecánica (sin esos términos). Fue, Helmholtz , el que en 1847, en su trabajo “Conservación de la fuerza”, formula el primer principio de termodinámica, de forma parecida a como lo conocemos. Sin embargo la expresión original de éste fue: variación de la energía = calor – trabajo efectuado, dado que:

- a) *No se conocía el concepto de energía interna*
- b) *La energía empleada era un término genérico*
- c) *El trabajo efectuado lo realizaba siempre el sistema que evoluciona*
- d) *No se tuvieron en cuenta los criterios de signos en dicha expresión*



29\*. Actualmente la expresión del primer principio de termodinámica no se parece exactamente a la dada inicialmente dado que existe un criterio de signos aplicado a la energía, que implica que siempre que un sistema transfiera energía en cualquiera de sus modalidades, ésta será siempre negativa, mientras que la recibe, será positiva, por ello si tenemos un sistema gaseoso encerrado en un recipiente con manómetro de mercurio asociado, formado inicialmente por un mol de cloro y 3 moles de hidrógeno como indica la figura, que evoluciona hasta un estado final, en el que se forma cloruro de hidrógeno, y los alrededores aumentan su temperatura podrás asegurar que en dicha evolución:

- a) *No varía la masa por ser un sistema aislado*
- b) *No varía el volumen por ser un sistema cerrado*
- c) *No varía la presión porque se producen mas moles de materia*
- d) *la variación de energía interna será negativa*

30. Un sistema realiza un trabajo contra la pared, deformándola, cuando se expande, con lo cual aumenta su volumen, y este trabajo contra la presión externa que lo aprisiona es siempre:

- a) Mayor que cero    b) Menor que cero    c) Cero    d) Depende de la temperatura

31. El término termodinámica, fue propuesto por Kelvin en 1798, al explicar el calor desarrollado en la fricción. Cuando hace frío y te frotas las manos y aplicas el primer principio de termodinámica al sistema formado por tus manos los alrededores con los que intercambias la energía:

- a)  $\Delta U = Q + W$     b)  $\Delta U = Q - W$     c)  $\Delta U = \Delta H + W$     d)  $\Delta U = Q$

32. El alumno de enseñanzas medias, asocia a Clapeyron, ingeniero francés y profesor en Rusia, con la ecuación de los gases perfectos y con el estudio de la vaporización de las sustancias, sin embargo lo que no suele recordarse es que en 1834, introdujo los diagramas P/V, tan útiles para estudiar las transformaciones de los sistemas termoquímicos. En él un proceso isotérmico se representa por:

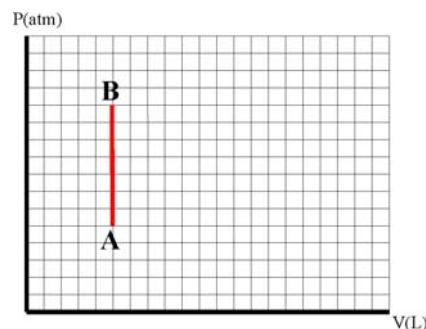
- a) Recta horizontal  
b) Recta vertical  
c) Una parábola  
d) Una hipérbola equilátera

33. El prefijo iso, significa igual, y baros significa pesado en griego, aunque se haya tomado siempre como presión. Coras, procede del griego y tal como el español corteza, significa envoltura, por eso una ISOCORA mantiene igual la envoltura o sea el volumen, al igual que la ISOTERMA con la temperatura. En un diagrama PV, una isobara estaría representada por una línea:

- a) Recta horizontal  
b) Recta vertical  
c) Una parábola  
d) Una hipérbola equilátera

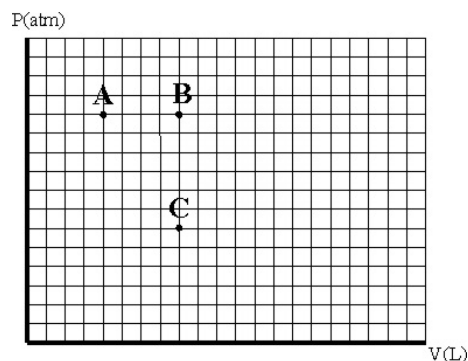
34. La línea que representa la evolución de un sistema desde un estado A, a otro B, dada en el diagrama PV de la figura, corresponde a un proceso:

- a) Isobárico  
b) Isocórico  
c) Isotérmico  
d) Sin transferencia de energía



35. Los puntos A, B y C, representan tres estados de un mismo gas ideal, en un diagrama PV, si comprendes las leyes de los gases dirás que:

- a)  $T_C > T_B > T_A$   
b)  $T_A > T_B > T_C$   
c)  $T_A < T_B = T_C$   
d)  $T_A = T_C < T_B$

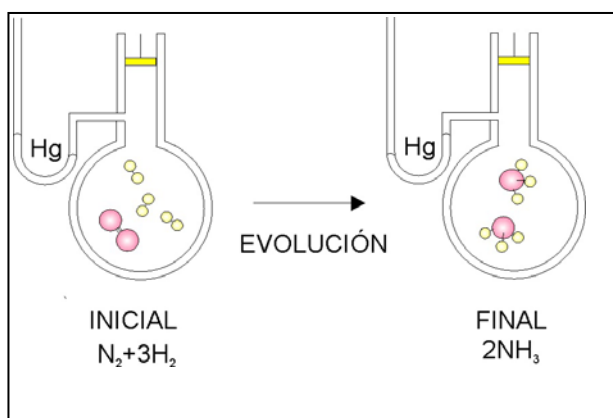
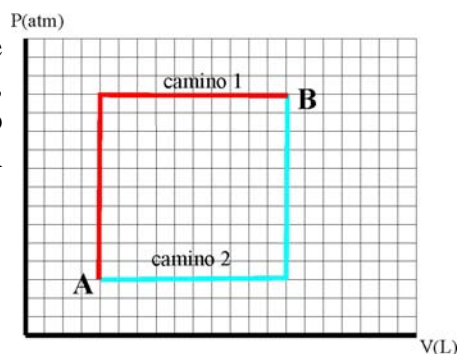


36\*. Se ha visto en los test anteriores lo que eran las variables de estado, especie de coordenadas independientes, que permitían estudiar un sistema. Pues bien, las funciones de estado son, como dice su nombre funciones dependientes de las variables, pero que a su vez no dependen de cómo evoluciona el sistema, sino solamente de su estado inicial o final. Dirás que serán funciones de estado:

- La energía interna de un sistema
- El calor intercambiado por un sistema
- El trabajo desarrollado por un sistema a presión constante
- La variación de entalpía de un sistema

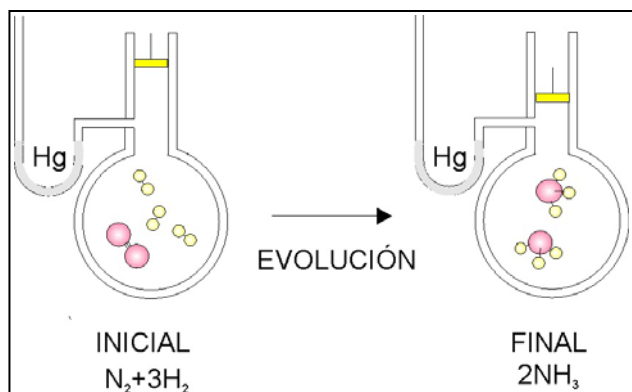
37\*. El trabajo se puede calcular fácilmente en un diagrama de Clapeyron, dado que será la superficie abarcada en una gráfica PV, que expresa la evolución de un sistema gaseoso que se comporta como un gas noble, por este motivo si un sistema puede evolucionar desde A hasta B, por los dos caminos dados en la gráfica, dirás que:

- El trabajo no es una función de estado
- El trabajo es independiente del camino seguido en la evolución
- El trabajo por en camino 1 es igual que por el camino 2
- El trabajo de A a B por cualquier camino siempre será  $< 0$



38. Clausius, en 1854, calcula el trabajo desarrollado por un sistema como el producto de la presión que se ejerce, por la variación de volumen, por ese motivo si un sistema gaseoso en el cual se sintetiza amoníaco a partir de sus elementos constituyentes, evoluciona como indica el dibujo, la variación de su energía interna será:

- Al trabajo recibido
- A la variación de entalpía
- Al calor recibido
- Al calor desprendido



39. En el test anterior, si el sistema evoluciona a presión constante, la variación de energía interna no sólo depende de la variación de entalpía sino también de:

- La variación del número de moles gaseosos en la reacción
- Del aumento de la energía cinética de los reaccionantes
- Del calor transferido a los alrededores
- Del trabajo de expansión efectuado

40\*. Actualmente el horno de microondas es el instrumento más empleado en una cocina. Así si ponemos una taza de leche, con una temperatura  $T_i$ , y al cabo de cierto tiempo la retiramos con una temperatura  $T_f$  tal  $T_f > T_i$ , es evidente que el sistema (taza de leche) ha aumentado su energía interna de forma considerable. Ahora bien, aparentemente su pared no se ha modificado (no varía su volumen) y por lo tanto el trabajo transferido es nulo. Por otra parte cuando retiramos la taza del horno, no sentimos sensación de transferencia de energía en forma de calor (el aire no aumenta apreciablemente su temperatura), y por lo tanto no la pudo haber desde sus alrededores. Dirás que el aumento de energía interna se debe a:

- a) *El calor transferido por el microondas*                      b) *La energía de radiación  $R$  del microondas*  
c) *El trabajo de dilatación del agua*                      d) *El calor recibido por la leche de la taza*

y el primer principio de termodinámica debería expresarse:

- a)  $\Delta U = Q + W + R$                       b)  $\Delta U = Q + W - R$                       c)  $\Delta U = \Delta H + W + R$                       d)  $\Delta U = Q + W$