

Termoquímica 4

61*. Se conocían los instrumentos de medida de la temperatura, en las diferentes escalas, era por lo tanto necesario una medida del calor desarrollado en un proceso, y para ello se inventó el calorímetro de hielo, desarrollado por Lavoisier y el matemático Laplace, entre 1780 y 1783. Constaba de 3 cilindros concéntricos, entre los cuales se disponía una capa de hielo de un peso determinado, que se fundía al serle transferida energía térmica de un proceso químico. Emplearon la escala Réaumur, para medir la temperatura. De esta manera determinaron que: *“el calor necesario para fundir el hielo, es igual a las tres cuartas partes del necesario, para elevar la temperatura de la misma cantidad de agua desde el hielo fundente hasta la ebullición”*. Estos experimentos tomaron la energía desprendida en la combustión del carbón, para fundir el hielo y aunque bastante imprecisos sirvieron para:

- Determinar el calor latente del hielo*
- Calcular el calor de combustión del carbón*
- Hallar el equivalente mecánico del calor*
- Mantener que el calor era un elemento químico*

SOLUCIÓN

El calor latente del hielo ya estaba determinado por Black, que lo había definido, eso si fue empleado. No se empleaba el calor específico del agua, pues solamente se partía de la fusión del hielo y se medía la cantidad de hielo fundido. El equivalente mecánico de calor fue determinado por Joule y Meyer muchos años después, sin embargo partirán de la consideración del calor como una sustancia química, lo cual fue rebatido posteriormente. Solo son correctas las propuestas b y d.

62. Se define el calor de formación de una sustancia como la variación de entalpía correspondiente a la formación de un mol de la misma a partir de sus constituyentes en su estados normales, naturales o estándar a 1 atm. de presión, tomándose convencionalmente la temperatura de 298,15K, como valor de referencia. Si se trata de disoluciones acuosas, se toma como estado normal el de molalidad 1. Se representa por ΔH_f^0 en el que ΔH es el calor o variación de entalpía, el subíndice f indica que se trata de calor de formación, y el superíndice 0, señala el estado normal o estándar. Ello quiere decir que sólo se pueden emplear las tablas de los calores de formación si

- Sólo se forma un mol de una determinada sustancia*
- Si la reacción de formación de un mol de sustancia se realiza a 25°C*
- Si dan los calores de combustión*
- Si la sustancia está en estado físico indicado en la tabla*

SOLUCIÓN

Dado que los valores tabulados son estándar, esto es en las condiciones en que fue definido el estado estándar, solo pueden ser empleados en dichas condiciones, por lo tanto es correcta la b. Si se dieran otras condiciones habría que modificar los valores dados, en función de la capacidad calorífica y el aumento de temperatura.

63. Convencionalmente se les da un valor cero al calor de formación o entalpía de formación de todos los elementos en su estado estándar, esto es: las moléculas diatómicas de los gases, los metales en su estado natural etc. Sin embargo en elementos con formas alotrópicas, como el carbono (grafito y diamante), azufre, o fósforo se elige siempre:

- La forma más económica*
- La forma más estable*
- La forma más abundante*
- La forma que de lugar a un mayor desprendimiento de energía*

SOLUCIÓN

En elementos que presentan varias formas alotrópicas diferentes, se toma como estándar la más estable o la más abundante; el S como azufre rómbico, el P como fósforo blanco, el Sn como estaño blanco (es excepción). Por eso en el caso del carbono con variedades alotrópicas grafito y diamante, el valor 0 se le da al grafito, aunque sea más estable el diamante.

64. El calorímetro de hielo de Lavoisier y Laplace era muy impreciso en el cálculo de los calores específicos y partía de conceptos erróneos, ya que el calor utilizado en derretir el hielo quedaba combinado con el agua resultante y aunque echó abajo la teoría del flogisto no aportó datos de medidas concretas, que si fueron elaborados por los científicos posteriores que crearon otros calorímetros como Rumford, o Leslie. Todos ellos estaban basados en considerar:

- a) *El calorímetro como un sistema aislado*
- b) *Que la energía transferida de un sistema a sus alrededores era constante*
- c) *Que la temperatura se mantenía constante*
- d) *Que la presión se mantenía constante*

SOLUCIÓN

El calorímetro no debería dar lugar a pérdidas de energía que contaminaran los datos, por eso sólo se consideraron las transferencias de energía entre las sustancias químicas empleadas (el sistema), siendo los alrededores el propio calorímetro y la sustancia a la que se transfiere la energía, y pero el sistema junto con sus alrededores, deberían estar aislados, o sea ser adiabático. Es correcta la propuesta a.

65. El calorímetro es por lo tanto un instrumento que permite la transferencia de calor entre sistema y alrededores tomado como un entorno único aislado del exterior. Se basa en que dos sustancias (sistema y alrededores) con diferentes temperaturas, alcanzan al cabo de determinado tiempo el equilibrio térmico si la pared que los separa, lo permite (Principio 0 de la termodinámica), de tal forma que el calor transferido por el cuerpo a mayor temperatura es recibido por la sustancia a menor temperatura, si se impide cualquier pérdida o se evalúan éstas conociendo la capacidad calorífica del calorímetro o también el equivalente en agua del calorímetro (que se empleaba antes) que sería:

- a) *La masa de agua que transfiere la misma cantidad de calor para elevar los mismos grados su temperatura que el calorímetro*
- b) *La masa multiplicada por el calor específico del agua*
- c) *La masa de agua igual a la del calorímetro*
- d) *La masa de agua dividida por su calor específico*

SOLUCIÓN

La solución correcta es la masa de agua que transfiere la misma cantidad de calor para elevar los mismos grados que el calorímetro.

66. La constante calorimétrica o capacidad calorífica total no es lo mismo que el equivalente en agua del calorímetro puesto que mientras que éste se mide en kg aquella lo hace en:

- a) *Cal/mol*
- b) *JK-1*
- c) *J°C*
- d) *Cal/kg.K*

SOLUCIÓN

Dado que la constante o capacidad calorífica del calorímetro multiplicada por la variación térmica deberá dar la energía en Julios transferida al calorímetro, deberá expresarse en el sistema internacional en energía/T , o sea en $J.K^{-1}$, tal como se propone en b.

67. Tanto el calorímetro de Black, de 1761, como el de Lavoisier y Laplace, de 1779, se basaban en calcular el calor desprendido basándose en la cantidad de hielo que se fundía, y por lo tanto eran isotermos, pues durante la fusión no variaba la temperatura. Sin embargo lo importante en un calorímetro es que sea adiabático, esto es que no permita el trasiego de energía calorífica fuera de él. El primer calorímetro adiabático fue creado por Person en 1849, y mejorado por Richards, el primer premio Nobel de Química americano. Si un calorímetro adiabático cuyo equivalente en agua es 0,3 kg, contiene 700g de agua, que eleva su temperatura 27°C, cuando se queman 8,2 g de propanal(L), en exceso de oxígeno, dirás que el calor de combustión del propanal es en kJmol^{-1} :

- a) 1800 b) 1818 c) 1823 d) 1830

DATOS: Calor específico del agua $4,183 \text{ kJ kg}^{-1}\text{K}^{-1}$.

SOLUCIÓN

$$Q_a = Q_c; Q_{\text{absorbido}} = (m_{\text{agua}} + EA_{\text{calorímetro}}) c_{\text{específico del agua}} \cdot \Delta T = (0,3 + 0,7) \text{kg} * 4,183 \frac{\text{kJ}}{\text{kg.K}} * 27\text{K} = 112,9\text{kJ}$$

$$n = \frac{8,2\text{g de propanal}}{132 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,062\text{moles} \quad \Delta H_c = \frac{112,9\text{kJ}}{0,062\text{moles}} = 1823 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} . \text{ La solución correcta es la c.}$$

68. El alumno suele confundir fácilmente 2 científicos franceses que trabajaron en temas parecidos: Berthollet y Berthelot. Ambos lo hicieron para el estado francés con un intervalo de 50 años. El primero, con Napoleón, llegando a ser senador, y el segundo, con la tercera república alcanzando el nivel de Ministro de Educación y de Asuntos exteriores. Éste fue el que clasificó las reacciones como endotérmicas y exotérmicas (según que el sistema desprendiera energía o la recibiera) y el inventor, en 1886, de la bomba calorimétrica, esto es un calorímetro en el que el volumen se mantiene constante. En este caso las medidas del calor que se determinen corresponden siempre a:

- a) La variación de energía interna del proceso
 b) La variación de entalpía del proceso
 c) El trabajo realizado en el proceso
 d) La suma de la variación de energía interna y el trabajo

SOLUCIÓN

Por el primer principio de termodinámica $\Delta U = Q + W$, como $W = -P\Delta V$, si $V = \text{cte}$, $\Delta V = 0$, $W = 0$ y

$\Delta U = Q$. Por lo tanto la respuesta correcta es la a.

69. Las mejores reacciones para medir la energía desarrollada en ellas son las combustiones, pues todas ellas son exotérmicas, y se conocen fácilmente los calores de combustión de los compuestos orgánicos, así se emplean para determinar las características de un calorímetro. Si en dicho dispositivo se queman 0,55 g de naftaleno (C_{10}H_8), y la temperatura del aparato se eleva en 9,3K, conociendo el calor de combustión del compuesto $-5156,3 \text{ kJmol}^{-1}$, dirás que la constante de dicho aparato o capacidad calorífica del calorímetro es en kJ K^{-1} :

- a) 2,4 b) 2,6 c) 2,2 d) 2

Masa molar del naftaleno 128gmol^{-1}

SOLUCIÓN

Se averiguan los moles que se queman de naftaleno $n = 0,55\text{g} / 128\text{gmol}^{-1} = 0,0043$

Conociendo el calor de combustión, se sabrá el calor desprendido en la combustión de 0,55g.

$$Q_{\text{desprendido}} = -5156,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} * 0,0043\text{moles} = -22,156\text{kJ}, \text{ energía que será absorbida por el calorímetro para subir su}$$

temperatura = capacidad calorífica $\cdot 9,3\text{K}$. Capacidad calorífica o constante del calorímetro = $22,156 \text{ kJ} / 93\text{K} = 2,382\text{kJ.K}^{-1}$
 La respuesta correcta es la a.

70. Los calorímetros se emplearon para medir los calores de formación, cuando en su vasija se producía una reacción de estas características. Así si en un calorímetro de capacidad calorífica o constante calorimétrica $2382,4 \text{ JK}^{-1}$, se introducen 1,6g de cinta de magnesio y exceso de oxígeno, se provoca la ignición eléctricamente, formándose óxido de magnesio. Si la temperatura aumenta de 21,8 a 32,4°C. Dirás que el calor de formación del óxido de magnesio es en kJmol^{-1} :

- a) 500 b) 602 c) 701 d) 501

Masa molar del $\text{MgO} = 40 \text{ g mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

La reacción de formación del $\text{MgO}(\text{s})$, será: $\text{Mg}(\text{s}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) = \text{MgO}(\text{s}) + \Delta H_f^0$

Teniendo en cuenta que $Q_{\text{desprendido}} = \text{Capacidad calorífica} \cdot \Delta T$, y dado que el incremento celsius es igual al incremento

kelvin, $Q_{\text{desprendido}} = -2382,4 \frac{\text{J}}{\text{K}} (32,4 - 21,8) \text{K} = -24062 \text{J}$, como el calor de formación se refiere al mol de MgO

$n = 1,6 \text{g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,04 \text{ moles}$. $\Delta H_f^0 = \frac{-24,062 \text{kJ}}{0,04 \text{ moles}} = -601,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Es correcta la propuesta b.

71. La entalpía de formación del ácido sulfúrico concentrado es de -866 kJ mol^{-1} , mientras que el del sulfúrico acuoso 1M es de -887 kJ mol^{-1} . Por ello dirás que cuando 10mL de sulfúrico 98% densidad $1,84 \text{ g cm}^{-3}$, se diluyen hasta formar una disolución 1M, se desprenden:

- a) 3 kJ b) 3,5kJ c) 3,9kJ d) 3,7kJ

SOLUCIÓN

Primero se calculan los moles de ácido sulfúrico comprometidos en la dilución

$n = \frac{10 \text{ mL} \cdot \frac{1,84 \text{ g}}{\text{mL}} \cdot 0,98}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,184 \text{ moles}$, como por cada mol de ácido sulfúrico que se diluye se desprenden:

$-887 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-886 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -21 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Al final se desprenderán: $-21 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 0,184 \text{ moles} = -3,864 \text{ kJ}$. La respuesta correcta es

la c.

72. Posiblemente si a un novato en un laboratorio de Química orgánica, le envíen a “hilar sodio”, le parecerá que le están haciendo una jugarreta. Sin embargo si se quiere preparar alcohol absoluto, no le queda mas remedio que introducirle sodio en forma de hilos en la botella de alcohol de 96, para que este reaccione con el agua que contiene(forma un azeótropo), y se la extraiga. La reacción es exotérmica y produce hidróxido sódico acuoso e hidrógeno gas. Si hilas 10g de sodio, que reacciona completamente para eliminar el agua, a 25°C, el calor desprendido en estas circunstancias es en kJ de:

- a) 80 b) 70 c) 90 d) 100

DATOS:

Entalpías de formación estándar al agua líquida y del NaOH acuoso son respectivamente $-285,8 \text{ kJ/mol}$ y $-469,6 \text{ kJ/mol}$. Masa molar del $\text{Na} = 23 \text{ g mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Como la reacción es: $\text{Na}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NaOH}(\text{ac}) + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{g})$

La variación entálpica en la reacción será, dado que el Na y el H_2 están en su estado estándar, será

$\Delta H_f^0(\text{NaOH})_{\text{ac}} - \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{L}} = -469,6 - (-285,8) \text{ kJ/mol} = -183,8 \text{ kJ/mol}$, pero como se emplean 10/23, moles de átomos de sodio, la variación entálpica será de $-79,9 \text{ kJ/mol}$. La respuesta correcta es la a.

73. Todos los inviernos se lee en los periódicos en la sección de sucesos, grupos de personas que han fallecido envenenadas por los gases de la combustión de un brasero. La culpa es del monóxido de carbono y la gran afinidad del hierro(II), de la hemoglobina, que lo prefiere al oxígeno. Para que ocurra es preciso una mejor combustión, o que el propio monóxido se combine con el oxígeno, desprendiendo el calor de combustión. Si las entalpías molares de formación estándar del monóxido y del dióxido de carbono son respectivamente $-110,5$ y $-393,5$ kJmol^{-1} , el calor desprendido en la combustión de dos litros de CO, en una bomba calorimétrica será aproximadamente en kJ:

- a) -36 b) -23 c) -281 d) -283

SOLUCIÓN

La reacción es $\text{CO(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

Y dado que hay variación en el número de moles, se produce un trabajo, en este caso de compresión, esto es sobre el sistema ($W > 0$), y el valor medido corresponde realmente en una bomba calorimétrica a la variación de energía interna.

La variación de entalpía será $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) - \Delta H_f^0(\text{CO}) = -393,5 - (-110,5) = -283$ kJ/mol

Como $\Delta U = \Delta H - RT\Delta n$ A ello hay que descontarle el trabajo $W = RT\Delta n = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}} \cdot 298\text{K}(1 - 1,5) \text{ moles} = 1,24\text{kJ}$

O sea $\Delta U = -283 - 1,24 = -284,24 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Pero como se trata de 2L de CO, a 298°C , y 1 atm. de presión, se averiguará los moles que se queman:

$n = \frac{1\text{atm} \cdot 2\text{L}}{0,082 \frac{\text{at.L}}{\text{K.mol}} \cdot 298\text{K}} = 0,0818 \text{ moles}$. Por lo tanto $Q = -284,24 \text{ kJ/mol} \cdot 0,0818 \text{ moles} = -23,26 \text{ kJ}$. Es correcta la propuesta

b.

74. En 1947, un carguero francés que pretendía desembarcar varias toneladas de fertilizante, nitrato amónico, para la fábrica de plásticos de Monsanto en Galvestón, Texas, explotó a 80m de los muelles, produciendo agua, nitrógeno y oxígeno todos gases y muriendo más de 500 personas. Este hecho fue uno de los accidentes químicos más graves del siglo XX. Con los datos que te dan dirás que el calor desprendido en la descomposición de un saco de 50 kg de este abono supone aproximadamente en kJ:

- a) 200000 b) 150000 c) 100000 d) 300000

DATOS: ΔH_f^0 (nitrato amónico) = $-365,6$ kJmol^{-1} . ΔH_f^0 (vapor de agua) = $-241,8$ kJmol^{-1} .

Masa molar del nitrato amónico = 80g.mol^{-1} .

SOLUCIÓN

La reacción química ajustada por coeficientes matemáticos

$2\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Por lo tanto la variación de entalpía en la reacción $\Delta H_R^0 = 4 \Delta H_f^0$ (vapor de agua) - $2 \Delta H_f^0$ (nitrato amónico)

$\Delta H_R^0 = 4(-241,8) - 2(-365,6) = -236 \text{ kJ/mol}$. Dado que el número de moles es $50000\text{g}/80\text{g/mol} = 625$

La energía desprendida será: $-236 \cdot 625 = -147500$ kJ. La respuesta correcta es la b.

75. Berthollet demostró en 1785 que el amoníaco se descomponía en nitrógeno e hidrógeno y que el aire alcalino de Priestley no era más que hidruro de nitrógeno, que en la nomenclatura actual será azano. Si el calor de formación de amoníaco gas es $-47,65$ kJ/mol , la variación de energía interna de un metro cúbico de amoníaco a 27°C , cuando se descompone en nitrógeno e hidrógeno, será en kJ de:

- a) 90 b) 88 c) 87 d) 89

SOLUCIÓN

La reacción: $2\text{NH}_3(\text{g}) = \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$

El sistema realiza trabajo, puesto que el número de moles finales es mayor que el inicial y $\Delta n = 4 - 2 = 2$. Puesto que $R = 8,31 \text{ J/K.mol}$ y $T = 298\text{K}$: $\Delta U = \Delta H - RT\Delta n$

$W = -(8,31 \text{ J/K.mol}) \cdot (298\text{K}) \cdot (2 \text{ moles}) = -4953 \text{ J} = -4,95 \text{ kJ}$

$Q = 0 - 2 \text{ moles} \cdot (-46,00 \text{ kJ/mol}) = 92,00 \text{ kJ}$, es el calor que debe recibir ya que la reacción es endotérmica.

Por lo tanto $\Delta U = 92,00 \text{ kJ} - 4,95 \text{ kJ} = 87,05 \text{ kJ}$. La respuesta correcta es la c.

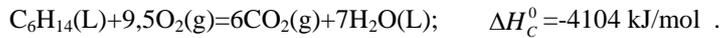
Es evidente que la energía interna tiene que aumentar porque ha recibido de los alrededores más energía en forma de calor, que la que ha transferido en forma de trabajo.

76. El hexano líquido constituye una fracción de las gasolinas ligeras, que se extraen en la segunda fracción de destilación de los petróleos, y que suficientemente metiladas, pueden dar lugar a otras gasolinas de mayor uso. La entalpía de formación estándar del hexano (líquido) vale -198kJ/mol , si las de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ valen respectivamente -392 y -286kJ/mol . Podrás asegurar que la combustión de un litro de hexano produce una energía aproximada en kJ de:

a) 100000 b) 200000 c) 300000 d) 400000

DATO: densidad del hexano = $0,65\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$, masa molar = 86g/mol

SOLUCIÓN:



$$\Delta H_f^0 \quad -198 \quad 0 \quad 6(-392) + 7(-286)$$

$n = \frac{1000\text{cm}^3 \cdot \frac{0,65\text{g}}{\text{cm}^3}}{86 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,56\text{moles}$. Por lo tanto $Q = -4104\text{kJ/mol} \cdot 7,56\text{ moles} = 3,102 \cdot 10^5\text{kJ}$. La propuesta c es la mas aproximada.

77 El indio es un metal que se emplea para chapar la plata y evitar que se altere, recibiendo este nombre en 1863, por las rayas azuladas de su espectro. Su nombre procede de índigo colorante de característica tonalidad añil. Sólo arde cuando se calienta, produciendo óxido de indio(III) de color amarillo. Si la combustión de $2,65\text{g}$ de indio aumentó la temperatura de un calorímetro de $1,05^\circ\text{C}$, siendo su constante calorífica de 10159J/K el calor de formación de su óxido será en kJ/mol de:

a) -920 b) -490 c) -926 d) 920

MASAS ATÓMICAS RELATIVAS $\text{In} = 115$. $\text{O} = 16$.

SOLUCIÓN

La reacción de formación del $\text{In}_2\text{O}_3(\text{s})$, será: $2\text{In}(\text{s}) + 3/2\text{O}_2(\text{g}) = \text{In}_2\text{O}_3(\text{s}) + \Delta H_f^0$

Teniendo en cuenta que $Q_{\text{desprendido}} = \text{Capacidad calorífica} \cdot \Delta T$, y dado que el incremento celsius es igual al incremento

kelvin, $Q_{\text{desprendido}} = -10159 \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 1,05\text{K} = -10667\text{J}$, como el calor de formación se refiere al mol de óxido de indio, del

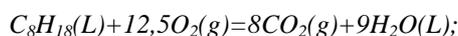
cual se formarán $2,65\text{g} / 230\text{g mol}^{-1} = 0,0115\text{ moles}$. $\Delta H_f^0 = \frac{-10,667\text{kJ}}{0,0115\text{moles}} = -925,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$. Es correcta la propuesta c.

78. Graham Edgar, de la Ethyl Corporation, en 1927, propone el uso de una mezcla de dos combustibles para los motores de gasolina, para así mejorar su comportamiento: el heptano y el iso octano creando el índice de octanos que marca la composición de las gasolinas en las estaciones de servicio. De esa manera una gasolina de 98 octanos, se comporta como la que tuviera un 98% de isooctano(2,2,4-trimetilpentano) y un 2% de heptano.

Si la entalpía de formación estándar del isooctano(líquido) vale -259kJ/mol , y las de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ valen respectivamente -392 y -286kJ/mol . Dirás que la variación de energía interna del proceso en condiciones normales es en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

a) -6450 b) -5550 c) -6550 d) -5450

SOLUCIÓN:



$$\Delta H_f^0 \quad -250 \quad 0 \quad 8(-392) + 9(-286)$$

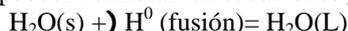
$\Delta H_c^0 = -5460\text{kJ/mol}$; $\Delta U = \Delta H - RT\Delta n$; $\Delta n = 8 - 12,5$; $\Delta U = -5449\text{kJ/mol}$

79. El uso de las entalpías de formación de una misma sustancia en sus diferentes estados o fases, permite no solamente conocer los calores latentes de cambios de estado sino también la naturaleza de los enlaces que se rompen o forman cuando se produce dicho cambio. Así conociendo las del agua en estado sólido, líquido y gas respectivamente: -292, -286 y -242 kJ/mol, podrás asegurar que:

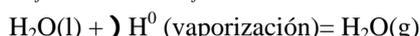
- El calor molar de fusión del hielo es
- El calor molar de vaporización del agua es
- El calor molar de sublimación del hielo
- Aproximadamente la energía del enlace de hidrógeno en el agua es de 20kJ/mol

SOLUCIÓN:

Los procesos de pueden formular en ecuaciones y desarrollar termoquímicamente así:



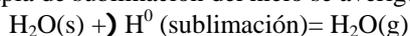
$$\Delta H_R^0 = \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O(l)} - \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O(s)} = H^0(\text{fusión}) = -286 - (-292) = 6 \text{kJ/mol}$$



$$\Delta H_R^0 = \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O(g)} - \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O(l)} = H^0(\text{vaporización}) = -242 - (-286) = 44 \text{kJ/mol}$$

Ambos positivos porque son absorbidos. Parece evidente que el segundo proceso requiera mayor energía porque se necesitan romper mayor número de enlaces de hidrógeno y de Van der Waals.

La entalpía de sublimación del hielo se averiguaría con la ecuación del proceso:



$$\Delta H_R^0 = \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O(g)} - \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O(s)} = H^0(\text{sublimación}) = -242 - (-292) = 50 \text{kJ/mol}$$

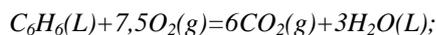
Puesto que se trata de energía para romper enlaces, en fase sólida, se ha calculado que 40kJ corresponden a la rotura de un mol de enlaces de hidrógeno y 10kJ a un mol de enlaces de Van der Waals. Dado que en el hielo hay 2 moles de enlaces de hidrógeno por mol de compuesto, deberían corresponder a cada enlace de hidrógeno aproximadamente una energía de 20kJ/mol.

80. Aunque el primer termómetro en este caso termoscopio fue montado y empleado por Galileo, 100 años después del descubrimiento de América, sólo en 1710 fueron definidos por Elvius, los puntos fijos termométricos, el 0 y el 100, que permitieron elaborar las primeras escalas termométricas, fundamentales en la determinación del calor desarrollado en una reacción química. Así, si sabes que la temperatura del sistema hielo-agua, al 10%, sube 50EC, cuando se queman 50g. de benceno en un calorímetro adiabático, la cantidad de agua y hielo que existía en equilibrio es en kg, respectivamente:

- 8,3 y 0,83
- 6,6 y 0,73
- 6,3 y 0,63
- 6,6 y 0,66

DATOS: ΔH_f^0 de $\text{C}_6\text{H}_6(\text{L})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{L})$ valen respectivamente 49,1, -392 y -286 kJ/mol respectivamente. Calor de fusión del hielo = 334,6 kJ/kg. Calor específico del agua = 4,182 kJ/kg.K.

SOLUCIÓN



$$\Delta H_f^0 \quad 49,1 \quad 0 \quad 6(-392) + 3(-286) \quad \Delta H_c^0 = -3259 \text{kJ/mol}; n = 50/78 = 0,64 \text{moles}$$

$Q = -3259 * 0,64 = -2089$ kJ, que se emplean para fundir el hielo, y calentar el agua para que eleve su temperatura 50°C
 $0,1 \text{m(kg)} * 334,6 \text{ kJ/kg} + (0,1 + 0,9) \text{m(kg)} * 4,182 \text{ kJ/kg} * 50^\circ\text{C} = 2089$; $m = 7,346 \text{kg}$. Agua = 6,6kg y hielo 0,73kg. La propuesta correcta es la b.