

1.- Dada la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$

Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:

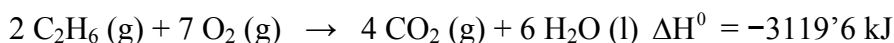
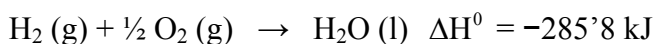
- a) Las entalpías de enlace.
b) Las entalpías de formación estándar.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432. $\Delta H_f^0[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,9 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[\text{CH}_3\text{Cl}(\text{g})] = -82 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ/mol}$.

2.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.
b) La entropía disminuye en las reacciones exotérmicas.
c) La energía libre de Gibbs es independiente del camino por el que transcurre la reacción.

3.- A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcule:

- a) La entalpía de formación estándar del etano.
b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión de 100 g de etano.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

4.- La descomposición térmica del clorato de potasio se produce según la reacción (sin ajustar):



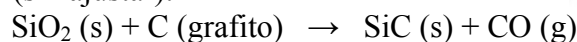
Calcule:

- a) La entalpía de reacción estándar.
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido al obtener 30 L de oxígeno, medidos a 25°C y 1 atmósfera.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$\Delta H_f^0[\text{KClO}_3(\text{s})] = -414 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[\text{KCl}(\text{s})] = -436 \text{ kJ/mol}$.

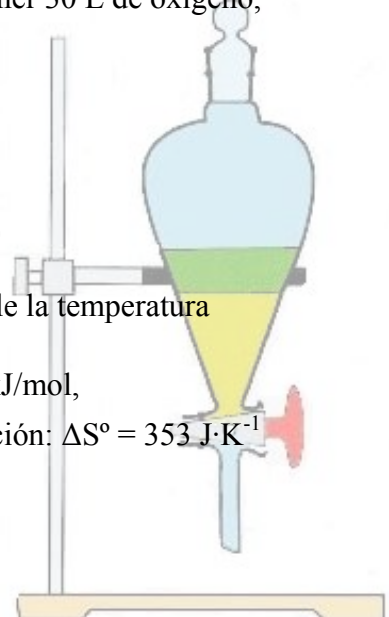
5.- Dada la reacción (sin ajustar):



- a) Calcule la entalpía de reacción estándar.
b) Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura mínima para que la reacción se produzca espontáneamente.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{SiC}(\text{s})] = -65,3 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[\text{SiO}_2(\text{s})] = -910,9 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^0[\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$. Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = 353 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$



TERMOQUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

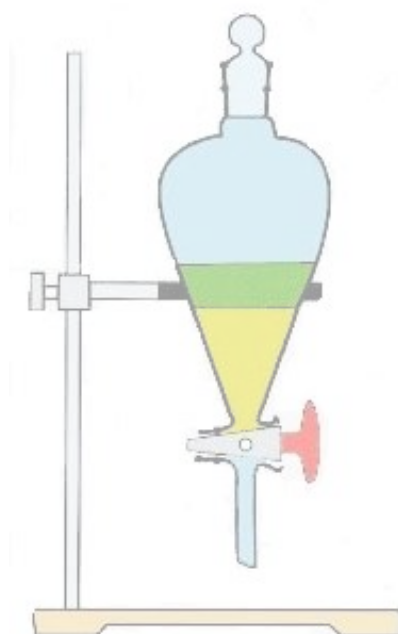
6.- Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La entalpía no es una función de estado.
- b) Si un sistema realiza un trabajo se produce un aumento de su energía interna.
- c) Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

7.- Sabiendo que las entalpías de formación estándar del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente, -228 , -394 y -286 kJ/mol, calcule:

- a) La entalpía de combustión estándar del etanol.
- b) El calor que se desprende, a presión constante, si en condiciones estándar se queman 100 g de etanol.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

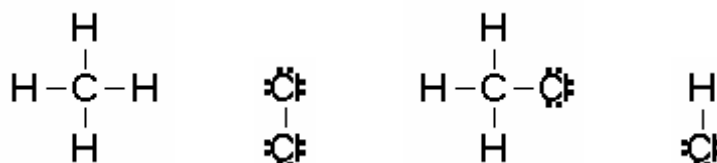


TERMOQUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

1.- a) Podemos calcular la entalpía de una reacción mediante un balance termodinámico entre los enlaces rotos y los enlaces formados:

$$\Delta H_r^\circ = \sum(\text{Energía enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía enlaces formados})$$

Realizamos las estructuras de Lewis de todos los reactivos y productos



como vemos se rompen 1 enlace C-H y 1 enlace Cl-Cl y se forman 1 enlace C-Cl y 1 enlace Cl-H, por lo tanto

$$\Delta H_f^\circ = 414 + 253 - (339 + 432) = -104 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) La variación de entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{Cl}] + \Delta H_f^\circ[\text{HCl}] - (\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4] + \Delta H_f^\circ[\text{Cl}_2])$$

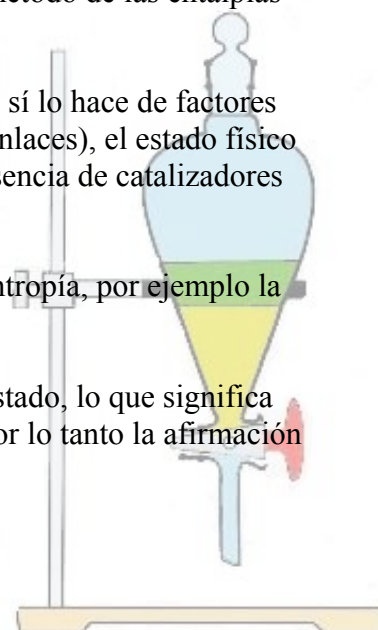
$$\Delta H_r^\circ = -82 - 92,3 - (-74,9 + 0) = -99,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La diferencia que puede observarse en el valor de la entalpía de reacción es debida a que el cálculo por el método de las entalpías de enlace no es exacto, ya que los valores de las energías de rotura de los enlaces, son valores medios. El método de las entalpías de formación sí da el valor exacto.

2.- a) La velocidad de reacción no depende de la espontaneidad, sí lo hace de factores como la naturaleza química del proceso (rotura y formación de enlaces), el estado físico de los reactivos (reacciones homogéneas o heterogéneas), la presencia de catalizadores y la temperatura. Por lo tanto esta afirmación es falsa.

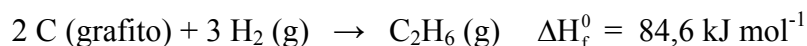
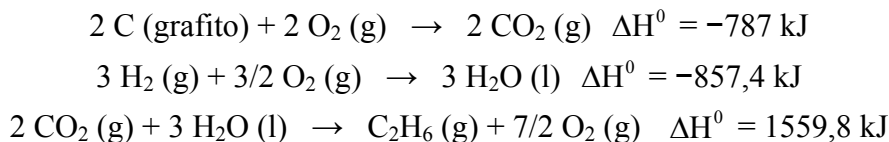
b) Es falsa, hay reacciones exotérmicas en las que aumenta la entropía, por ejemplo la combustión del papel en el aire.

c) La energía libre de Gibbs es una función termodinámica de estado, lo que significa que su valor es independiente del camino que siga la reacción, por lo tanto la afirmación es cierta.



TERMOQUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

3.- a) Para obtener por suma la reacción de formación del etano (ley de Hess), multiplicamos por dos la primera reacción, por tres la segunda y la tercera la invertimos y la dividimos por dos



b) Calculamos los moles de etano ($M_m = 30 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{100 \text{ g}}{30 \text{ g mol}^{-1}} = 3,3 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los datos de la tercera reacción del enunciado

$$\frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{-3119,6 \text{ kJ}} = \frac{3,3 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{x} \quad x = -5147,3 \text{ kJ}$$

se liberan 5147,3 kJ.

4.- a) Ajustamos la reacción



La variación de entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^0 = \sum \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{reactivos})$$

para nuestro caso

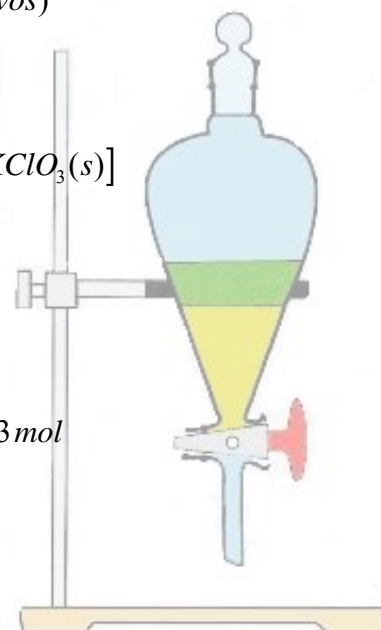
$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0 [\text{KCl}(\text{s})] + 3/2 \Delta H_f^0 [\text{O}_2(\text{g})] - \Delta H_f^0 [\text{KClO}_3(\text{s})]$$

$$\Delta H_r^0 = -436 \text{ kJ} - (-414 \text{ kJ}) = -22 \text{ kJ}$$

b) Calculamos el número de moles de oxígeno

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 1,23 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con la reacción ajustada



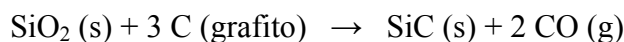
TERMOQUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

4.- b) (continuación)

$$\frac{1,5 \text{ mol } O_2}{-22 \text{ kJ}} = \frac{1,23 \text{ mol } O_2}{x} \quad x = -18 \text{ kJ}$$

se desprenden 18 kJ

5.- a) Ajustamos la reacción



La variación de entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^0 = \sum \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{reactivos})$$

para nuestro caso y teniendo en cuenta que la ΔH_f^0 de los elementos en estado natural es cero

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0 [\text{SiC}(\text{s})] + 2\Delta H_f^0 [\text{CO}(\text{g})] - (\Delta H_f^0 [\text{SiO}_2(\text{s})] + 3\Delta H_f^0 [\text{C}(\text{grafito})])$$

$$\Delta H_r^0 = -65,3 + 2 \cdot (-110,5) - (-910,9 + 3 \cdot 0) = 624,6 \text{ kJ}$$

b) Pasamos la variación de entropía estándar a unidades coherentes, $\Delta S^0 = 0,353 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$ como $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$ la reacción será espontánea para temperaturas mayores que la temperatura de equilibrio que es aquella a la que $\Delta G < 0$ y que se calcula

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{624,6 \text{ kJ}}{0,323 \text{ kJ } K^{-1}} = 1933,7 \text{ K}$$

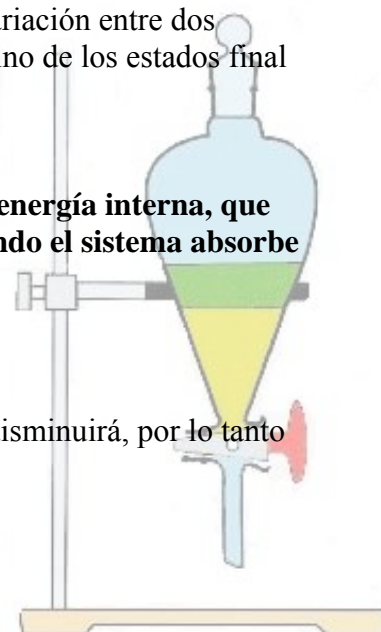
6.- a) Es falsa, la entropía es una función de estado ya que su variación entre dos estados diferentes del sistema, no depende del camino seguido sino de los estados final e inicial.

b) El Primer Principio de la Termodinámica establece que:

Todo sistema posee una propiedad termodinámica, llamada energía interna, que toma un valor definido para cada estado y que aumenta cuando el sistema absorbe calor o soporta un trabajo. Matemáticamente:

$$\Delta U = q + W$$

Como en este caso el sistema realiza trabajo, la energía interna disminuirá, por lo tanto la afirmación es falsa.



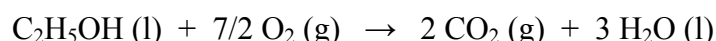
TERMOQUÍMICA QCA 07 ANDALUCÍA

6.- c) Es correcto, una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$ y como

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

al ser $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, implica que $\Delta G < 0$ siempre, con lo cual la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

7.- a) Planteamos la reacción de combustión del etanol



La variación de entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^0 = \sum \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{reactivos})$$

para nuestro caso y teniendo en cuenta que la ΔH_f^0 de los elementos en estado natural es cero

$$\Delta H_r^0 = 2\Delta H_f^0 [\text{CO}_2 (\text{g})] + 3\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] - (\Delta H_f^0 [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{l})] + 7/2\Delta H_f^0 [\text{O}_2 (\text{g})])$$

$$\Delta H_r^0 = 2(-394) + 3(-286) - (-228 + 7/2 \cdot 0) = -1418 \text{ kJ}$$

b) Calculamos el número de moles de etanol ($M_m = 46 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{100 \text{ g}}{46 \text{ g mol}^{-1}} = 2,17 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción de combustión

$$\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{-1418 \text{ kJ}} = \frac{2,17 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{x}$$

se desprenden 3077 kJ.

