

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Junio, Ejercicio 4, Opción A
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción B

emestrada

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La entalpía de formación estándar del mercurio líquido, a 25°C, es cero.
- b) Todas las reacciones químicas en que $\Delta G < 0$ son muy rápidas.
- c) A -273°C la entropía de una sustancia cristalina pura es cero.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Por convenio, la entalpía de formación estándar de un elemento en estado natural es cero y el mercurio en estado natural es líquido.

b) Falsa. El signo de ΔG nos indica la espontaneidad de una reacción que no tiene nada que ver con la rapidez con la que ocurre dicha reacción. Si $\Delta G < 0$, la reacción es espontánea pero no podemos decir nada de su velocidad.

c) Verdadera. La entropía es una medida del grado de desorden de un sistema. La entropía es menor cuando el sistema está ordenado y disminuye con la temperatura. Un sistema cristalino a $-273^\circ\text{C} = 0^\circ\text{K}$ es el caso límite que se podría alcanzar, ya que en este caso las partículas que constituyen la red cristalina estarían totalmente en reposo y, por lo tanto, la entropía valdría cero.

Para la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g})$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar a 25°C , a partir de las entalpías de enlace y de las entalpías de formación en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Sabiendo que el valor de ΔS° de la reacción es $11'1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y utilizando el valor de ΔH° de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de ΔG° .

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -74'8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] = -82'0 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = -92'3 \text{ kJ/mol}$;

Entalpías de enlace en kJ/mol : $(\text{C}-\text{H}) = 414$; $(\text{Cl}-\text{Cl}) = 243$; $(\text{C}-\text{Cl}) = 339$; $(\text{H}-\text{Cl}) = 432$

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^\circ = \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^\circ = -82 - 92'3 - (-74'8) = -99'5 \text{ KJ/mol}$$

Si la calculamos a partir de las energías de enlace, tenemos:

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

$$\Delta H_R^\circ = 4 \cdot 414 + 243 - (339 + 3 \cdot 414 + 432) = -114 \text{ kJ/mol}$$

b) Aplicamos la fórmula: $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$.

Ponemos todas las magnitudes en las mismas unidades:

$$\Delta S^\circ = 11'1 \text{ J}/^\circ\text{K} \cdot \text{mol} = 0'0111 \text{ kJ}/^\circ\text{K} \cdot \text{mol}$$

Luego: $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -99'5 \text{ kJ/mol} - 298^\circ\text{K} \cdot 0'0111 \text{ kJ}/^\circ\text{K} \cdot \text{mol} = -102'8 \text{ kJ/mol}$

Dada la reacción: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta H = -198'2 \text{ kJ}$

a) Indique razonadamente el signo de la variación de entropía.

b) Justifique por qué la disminución de la temperatura favorece la espontaneidad de dicho proceso.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

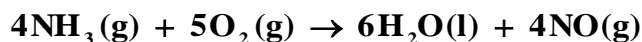
R E S O L U C I Ó N

a) La variación entropía será negativa porque en el transcurso de la reacción aumenta el orden, ya que por cada tres moles de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparecen 2 moles. Disminuye el desorden y, por lo tanto, $\Delta S < 0$.

b) Para que una reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs ha de ser negativa $\Delta G < 0$. Como $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ y la entalpía es negativa, tiene que cumplirse que $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$

. Para ello serán convenientes temperaturas bajas. Concretamente, será espontánea si: $T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$, es decir, para temperaturas inferiores a la de equilibrio.

Para la fabricación industrial del ácido nítrico, se parte de la oxidación catalítica del amoníaco, según:



a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) ¿Qué volumen de NO, medido en condiciones normales, se obtendrá cuando reaccionan 100 g de amoníaco con exceso de oxígeno?

Datos: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})] = -46'1 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{NO}(\text{g})] = 90'25 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: N = 14 ; H = 1

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R = 4 \cdot 90'25 + 6 \cdot (-285'8) - 4 \cdot (-46'1) = -1.169'4 \text{ kJ}$$

b)

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22'4 \text{ L NO}}{1 \text{ mol NO}} = 131'76 \text{ L NO}$$

En la oxidación catalítica a 400 °C del dióxido de azufre se obtiene trióxido de azufre según:



Calcule la cantidad de energía que se desprende en la oxidación de 60'2 g de dióxido de azufre si:

- a) La reacción se realiza a presión constante.
- b) La reacción tiene lugar a volumen constante.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

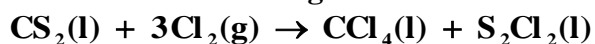
a) Por definición, si la reacción transcurre a presión constante, el calor transferido en la misma es la variación de entalpía, dato que conocemos referido a dos moles de dióxido y se puede calcular referido a 60'2 g de dióxido:

$$60'2 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ g SO}_2} \cdot \frac{-198'2 \text{ kJ}}{2 \text{ moles SO}_2} = 93'21 \text{ kJ}$$

b) Por definición también, si la reacción transcurre a volumen constante, el calor transferido en la misma es la variación de energía interna, que se calcula a partir de la entalpía según:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T = -93'21 - (-1) \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 673 = -87'61 \text{ kJ}$$

Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar.

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1'4 g/mL?

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CS}_2(\text{l})] = 89'70 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{CCl}_4(\text{l})] = -135'4 \text{ kJ/mol}$;

$$\Delta H_f^0 [\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] = -59'8 \text{ kJ/mol}$$

Masas atómicas: C = 12 ; Cl = 35'5

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -135'4 - 59'8 - 89'7 = -284'9 \text{ kJ}$$

b)

$$1.000 \text{ mL CCl}_4 \cdot \frac{1'4 \text{ g CCl}_4}{1 \text{ mL CCl}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} = 9'1 \text{ mol CCl}_4$$

$$9'1 \text{ mol CCl}_4 \cdot \frac{-284'9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CCl}_4} = -2.592'6 \text{ kJ}$$

Considere la reacción de hidrogenación del propino: $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

a) Calcule la entalpía de reacción, a partir de las energías medias de enlace.

b) Determine la cantidad de energía que habrá que proporcionar a 100 g de hidrógeno molecular para disociarlo completamente en sus átomos.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: $(\text{C}-\text{C}) = 347$; $(\text{C}\equiv\text{C}) = 830$; $(\text{C}-\text{H}) = 415$; $(\text{H}-\text{H}) = 436$

Masa atómica: $\text{H}=1$.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La entalpía de cualquier reacción se puede calcular restándole a la suma de las energías de enlaces rotos, la suma de las energías de los enlaces formados.

$$\Delta H_{\text{R}} = (\sum H)_{\text{enlaces rotos}} - (\sum H)_{\text{enlaces formados}} = 4 \cdot 415 + 347 + 830 + 2 \cdot 436 - (2 \cdot 347 + 8 \cdot 415) = -305 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{436 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2} = 21.800 \text{ kJ}$$