

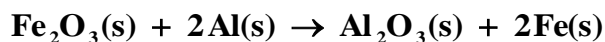
QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

emestrada

La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:



- a) Calcule el calor a presión constante y el calor a volumen constante intercambiados en condiciones estándar y a la temperatura de la reacción.
- b) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 se habrán obtenido cuando se desprendan 10000 kJ en la reacción?.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1675'7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824'2 \text{ kJ/mol}$;

Masas atómicas: $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$;

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) El calor a presión constante es la entalpía de la reacción, luego:

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

$$\Delta H_R^0 = -1675'7 - (-824'2) = -851'5 \text{ kJ/mol}$$

El calor a volumen constante es la energía interna, luego: $\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$. Como en esta reacción $\Delta n = 0$, entonces, $\Delta U = \Delta H = -851'5 \text{ kJ/mol}$

- b)

$$10000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{851'5 \text{ kJ}} \cdot \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol}} = 1197'88 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

Dada la reacción: $2\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{S}(\text{s})$

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

b) En estas condiciones, determine si la reacción es espontánea.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = -20'63 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{SO}_2(\text{g})] = -296'8 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; $S^\circ [\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = 205'8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$;

$S^\circ [\text{SO}_2(\text{g})] = 248'2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $S^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69'9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$;

$S^\circ [\text{S}(\text{s})] = 31'8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

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:

$$\Delta H_R^\circ = 2 \cdot (-285'8) - [2 \cdot (-20'63) + (-296'8)] = -233'54 \text{ kJ}$$

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

$$\Delta S^\circ = 2 \cdot 69'9 + 3 \cdot 31'8 - 2 \cdot 205'8 - 248'2 = -424'6 \text{ J/}^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -0'4246 \text{ kJ/}^\circ\text{K}\cdot\text{mol}$$

Luego: $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -233'54 \text{ kJ/mol} - 298^\circ\text{K} \cdot (-0'4246) \text{ kJ/}^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -107 \text{ kJ/mol}$

Por lo tanto, la reacción es espontánea, ya que $\Delta G < 0$

Dada la reacción $2\text{H}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$, conteste de forma razonada:

- a) ¿Cuánto vale ΔH de la reacción si la energía de enlace $\text{H}-\text{H}$ es 436 kJ/mol ?
b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
c) ¿Cómo afecta la temperatura a la espontaneidad de la reacción?
- QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la entalpía.

$$\Delta\text{H}_R = (\sum H)_{\text{enlaces rotos}} - (\sum H)_{\text{enlaces formados}} = 0 - 436 = -436 \text{ kJ}$$

b) La entropía es negativa ya que disminuye el desorden.

c) La espontaneidad viene determinada por el valor de ΔG .

$$\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S}$$

Si la temperatura es muy alta, entonces $T\Delta\text{S} > \Delta\text{H}$, con lo cual, $\Delta\text{G} > 0$ y la reacción no es espontánea. Si la temperatura es baja, entonces $\Delta\text{H} > T\Delta\text{S}$, con lo cual, $\Delta\text{G} < 0$ y la reacción es espontánea.

Para la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) Calcule la variación de entalpía y de la entropía de la reacción en condiciones estándar a 25 °C.

b) Indique razonadamente si el proceso es espontáneo a 100 °C.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -74'8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'5 \text{ kJ/mol}$.

$S^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = 186'3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $S^\circ [\text{O}_2(\text{g})] = 205'1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$,

$S^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = 213'7 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $S^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69'9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la entalpía.

$$\Delta H_R = (\sum H)_{\text{productos}} - (\sum H)_{\text{reactivos}} = -393'5 + 2 \cdot (-285'5) - (-74'8) = -889'7 \text{ kJ}$$

Calculamos la entropía.

$$\Delta S = 213'7 + 2 \cdot (69'9) - (186'3 + 2 \cdot 205'1) = -243 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} = -0'243 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}$$

b) Para ver si la reacción es espontánea tenemos que calcular el valor de ΔG .

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -889'7 - 373 \cdot (-0'243) = -799'061 < 0 \Rightarrow \text{Es espontánea.}$$

Dada la reacción: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^0 = -483'6 \text{ kJ}$

Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483'6 kJ.
- b) Dado que $\Delta H^0 < 0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.
- c) La reacción de formación de agua es un proceso exotérmico.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Se desprenden $\frac{483'6}{2} = 241'8 \text{ kJ}$

b) Falso. La espontaneidad de una reacción tiene que ver con el valor de ΔG y no con el valor de ΔH .

c) Verdadera. Ya que se desprenden 483'6 kJ

En Andalucía se encalan las casas con cal, que se obtiene por el apagado de la cal viva con agua, según la reacción: $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$

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

b) ¿Cuánto calor se desprende a presión constante al apagar 250 kg de cal viva del 90 % de riqueza en óxido de calcio?

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CaO(s)}] = -635'1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O(l)}] = -285'8 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^0 [\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}] = -986'0 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: Ca = 40; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

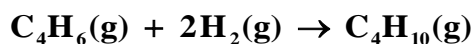
a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -986'0 - (-635'1 - 285'8) = -65'1 \text{ kJ}$$

b)

$$250.000 \text{ g} \cdot \frac{90}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} \cdot \frac{-65'1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -261.562'5 \text{ kJ}$$

La reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno para dar butano es:



Calcule la entalpía de la reacción a 25°C y en condiciones estándar:

a) A partir de la entalpía de formación del agua y de las entalpías de combustión del buta-1,3-dieno y del butano.

b) A partir de las entalpías de enlace.

Datos: $\Delta H^{\circ}_c [\text{C}_4\text{H}_6(\text{g})] = -2540'2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}_c [\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})] = -2877'6 \text{ kJ/mol}$;

$$\Delta H^{\circ}_f [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'6 \text{ kJ/mol};$$

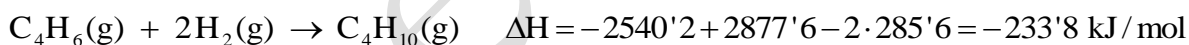
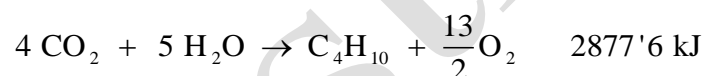
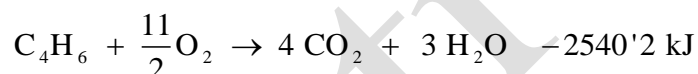
Entalpías de enlace en kJ/mol:

$$(\text{C}-\text{C}) = 348'2; (\text{C}=\text{C}) = 612'9; (\text{C}-\text{H}) = 415'3; (\text{H}-\text{H}) = 436'4$$

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

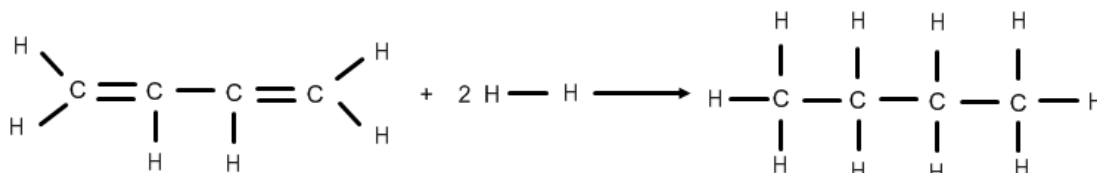
RESOLUCIÓN

a) Aplicamos la ley de Hess.



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

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



$$\Delta H^{\circ}_R = 6 \cdot 415'3 + 348'2 + 2 \cdot 612'9 + 2 \cdot 436'4 - (3 \cdot 348'2 + 10 \cdot 415'3) = -259 \text{ kJ/mol}$$