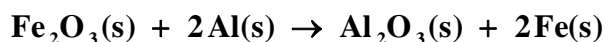


## QUÍMICA

### 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

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  $\text{Al}_2\text{O}_3$  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: Al = 27 ; 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:  $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = -20'63 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296'8 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$ ;  $S^0[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = 205'8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ;

$S^0[\text{SO}_2(\text{g})] = 248'2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ;  $S^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69'9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ;

$S^0[\text{S}(\text{s})] = 31'8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

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

### R E S O L U C I Ó N

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

$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot (-285'8) - [2 \cdot (-20'63) + (-296'8)] = -233'54 \text{ kJ}$$

b) Aplicamos la fórmula:  $\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$ .

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

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

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  $\Delta\text{H}$  de la reacción si la energía de enlace  $\text{H}-\text{H}$  es  $436 \text{ kJ/mol}$ ?

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.

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

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

c) La espontaneidad viene determinada por el valor de  $\Delta\text{G}$ .

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

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

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

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

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  $\Delta\text{H}^0 < 0$ , 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  $\Delta\text{G}$  y no con el valor de  $\Delta\text{H}$ .

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

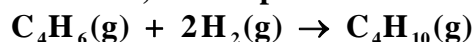
a) Para cualquier reacción:  $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$ , luego:

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

b)

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

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:  $\Delta H^0_c[\text{C}_4\text{H}_6(\text{g})] = -2540'2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H^0_c[\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})] = -2877'6 \text{ kJ/mol}$ ;

$\Delta H^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'6 \text{ kJ/mol}$ ;

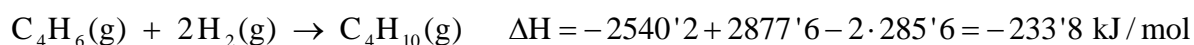
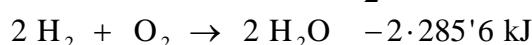
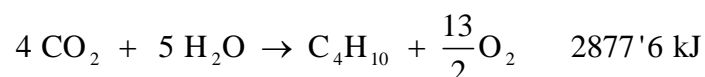
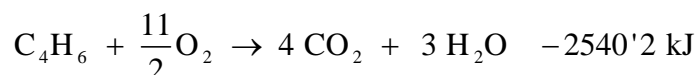
Entalpías de enlace en kJ/mol:

(C-C) = 348'2; (C=C) = 612'9; (C-H) = 415'3; (H-H) = 436'4

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

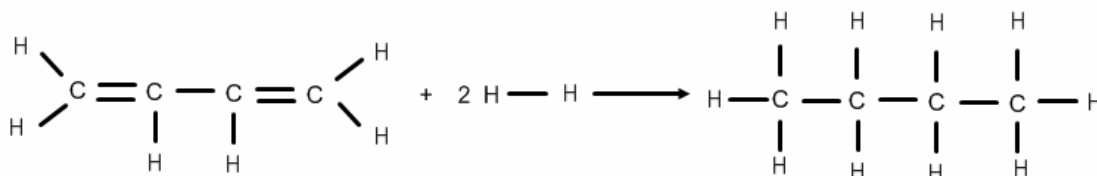
### R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la ley de Hess.



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

$$\Delta H^0_R = \sum(\text{Energía enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía enlaces formados})$$



$$\Delta H^0_R = 6 \cdot 415'3 + 348'2 + 2 \cdot 612'9 + 2 \cdot 436'4 - (3 \cdot 348'2 + 10 \cdot 415'3) = -259 \text{ kJ/mol}$$