

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

emestrada

- a) Calcule la entalpía de formación estándar del naftaleno ( $C_{10}H_8$ ).
- b) ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?

Datos:  $\Delta H_f^0[CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[H_2O(l)] = -285'8 \text{ kJ/mol}$ ;

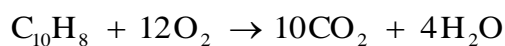
$$\Delta H_c^0[C_{10}H_8] = -4928'6 \text{ kJ/mol}$$

Masas atómicas: H = 1 ; C = 12

**QUÍMICA. 2005. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

### RESOLUCIÓN

- a) Escribimos la reacción de combustión del naftaleno.



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

$$-4.928'6 = 10 \cdot (-393'5) + 4 \cdot (-285'8) - \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = -149'6 \text{ kJ/mol}$$

- b)

$$100 \text{ g} \cdot \frac{-4.928'6}{128 \text{ g de Naftaleno}} = -3.850'46 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden  $-3.850'46 \text{ kJ}$

**Razone si una reacción puede ser espontánea, cuando se cumplen las siguientes condiciones:**

- a)  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ .
- b)  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ .
- c)  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ .

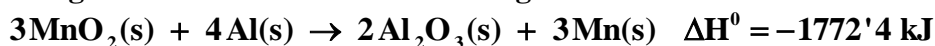
**QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

Una reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ . Teniendo en cuenta la fórmula de la variación de energía libre:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  podemos hacer la discusión.

- a) Si  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ , entonces  $\Delta G > 0$ , luego, la reacción no será espontánea a cualquier temperatura.
- b) Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , entonces  $\Delta G < 0$  si la temperatura es baja y la reacción será espontánea.
- c) Si  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ , entonces  $\Delta G < 0$  si la temperatura es alta y la reacción será espontánea.

El dióxido de manganeso se reduce con aluminio según la reacción:



Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del  $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ .

b) La energía que se desprende cuando se ponen a reaccionar, en las mismas condiciones, 50 g de  $\text{MnO}_2(\text{s})$  con 50 g de  $\text{Al}(\text{s})$ .

Datos:  $\Delta H_f^0 [\text{MnO}_2(\text{s})] = -520 \text{ kJ/mol}$ . Masas atómicas: Al = 27; Mn = 55; O = 16.

QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### 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:

$$-1772'4 = 2 \cdot \Delta H_f (\text{Al}_2\text{O}_3) - 3 \cdot (-520) \Rightarrow \Delta H_f = -1.666'2 \text{ kJ/mol}$$

b) El reactivo limitante es el  $\text{MnO}_2(\text{s})$ , luego:

$$50 \text{ g} \cdot \frac{-1.772'4 \text{ kJ}}{3 \cdot 87 \text{ g de MnO}_2} = -339'54 \text{ kJ}$$

Cuando se quema 1 g de etanol líquido ( $C_2H_6O$ ) y 1 g de ácido acético líquido ( $C_2H_4O_2$ ), en condiciones estándar, se desprenden 29'7 y 14'6 kJ, respectivamente. En ambas reacciones se forma agua líquida y dióxido de carbono gaseoso. Calcule: a) Las entalpías estándar de combustión del etanol y del ácido acético. b) La variación de entalpía en la oxidación de 1 mol de etanol (l) en ácido acético (l), en condiciones estándar.

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

QUIMICA. 2005. RESERVA 2 EJERCICIO 5 OPCIÓN A

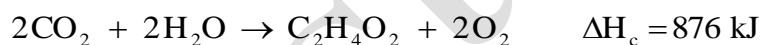
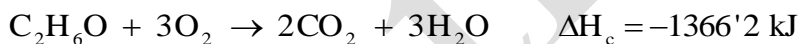
### R E S O L U C I Ó N

a)

$$46 \text{ g} \cdot \frac{-29'7 \text{ kJ}}{1 \text{ g de } C_2H_6O} = -1.366'2 \text{ kJ/mol} = \Delta H_c(C_2H_6O)$$

$$60 \text{ g} \cdot \frac{-14'6 \text{ kJ}}{1 \text{ g de } C_2H_4O_2} = -876 \text{ kJ/mol} = \Delta H_c(C_2H_4O_2)$$

b)



En la combustión de 5 g de metano,  $\text{CH}_4$ , llevada a cabo a presión constante y a  $25^\circ\text{C}$ , se desprenden 275 kJ. En estas condiciones, determine:

a) La entalpía de formación y de combustión del metano.

b) El volumen de metano necesario para producir  $1\text{ m}^3$  de  $\text{CO}_2$ , medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm.

Datos:  $\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393\text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8\text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

QUIMICA. 2005. RESERVA 3 EJERCICIO 5 OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)

$$16\text{ g} \cdot \frac{-275\text{ kJ}}{5\text{ g de CH}_4} = -880\text{ kJ/mol} = \Delta H_c$$

Escribimos la reacción de combustión del metano.



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

$$-880 = -393 + 2 \cdot (-285'8) - \Delta H_f(\text{CH}_4) \Rightarrow \Delta H_f = -84'6\text{ kJ/mol}$$

b) Como por cada mol de metano se produce 1 mol de dióxido de carbono, necesitaremos  $1\text{ m}^3$  de metano.

a) Distinga entre  $\Delta H$  y  $\Delta H^\circ$  para una determinada reacción. b) Distinga entre proceso endotérmico y exotérmico. c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

**QUIMICA. 2005. RESERVA 4 EJERCICIO 3 OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

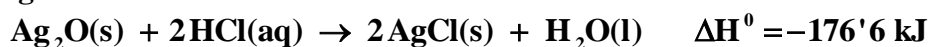
a)  $\Delta H$  es la variación de entalpía de la reacción que coincide con el calor intercambiado a presión constante. No nos dice nada de las condiciones de la reacción.

$\Delta H^\circ$  hace referencia a las condiciones en que se produce la reacción: 1 atm y 25°C.

b) Cuando la reacción absorbe calor el proceso es endotérmico. Si desprende calor el proceso es exotérmico.

c) Una reacción es espontánea cuando  $\Delta G < 0$ . Una reacción exotérmica puede no ser espontánea si  $\Delta S < 0$  y la temperatura es alta.

Las entalpías de formación estándar del agua líquida, ácido clorhídrico en disolución acuosa y óxido de plata sólido son, respectivamente:  $-285'8$ ,  $-165'6$  y  $-30'4$  kJ/mol. A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:



Calcule: a) La entalpía de formación estándar del  $\text{AgCl}(\text{s})$ . b) Los moles de agua que se forman cuando se consumen 4 litros de ácido clorhídrico  $0'5$  molar.

QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. 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:

$$-176'6 = 2 \cdot \Delta H_f(\text{AgCl}) + (-285'8) - 2 \cdot (-165'6) - (-30'4) \Rightarrow \Delta H_f = -126'2 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$4 \cdot 0'5 \text{ moles} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de HCl}} = 1 \text{ mol de H}_2\text{O}$$