

PROBLEMAS RESUELTOS
SELECTIVIDAD ANDALUCÍA
2005

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

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

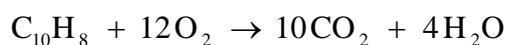
$\Delta H_c^0[C_{10}H_8] = -4928'6 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: H = 1 ; C = 12

QUÍMICA. 2005. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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:

$$-4928'6 = 10 \cdot (-393'5) + 4 \cdot (-285'8) - \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = -149'6 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 128 \text{ g de Naftaleno} \rightarrow -4928'6 \\ 100 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -3850'46 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden 3850'46 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

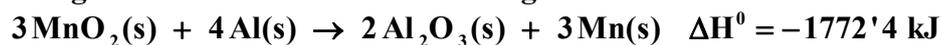
Una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$. Teniendo en cuenta la fórmula de la variación de energía libre: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ podemos hacer la discusión.

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

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

R E S O L U C I Ó N

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

$$-1772'4 = 2 \cdot \Delta\text{H}_f(\text{Al}_2\text{O}_3) - 3 \cdot (-520) \Rightarrow \Delta\text{H}_f = -1666'2 \text{ kJ/mol}$$

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

$$\left. \begin{array}{l} 3 \cdot 87 \text{ g de MnO}_2 \rightarrow -1772'4 \text{ kJ} \\ 50 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -339'54 \text{ kJ}$$

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

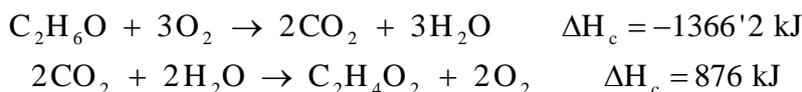
R E S O L U C I Ó N

a)

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g de } C_2H_6O \rightarrow -29'7 \text{ kJ} \\ 46 \text{ g} \quad \quad \quad \rightarrow \quad \quad x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -1366'2 \text{ kJ/mol} = \Delta H_c(C_2H_6O)$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g de } C_2H_4O_2 \rightarrow -14'6 \text{ kJ} \\ 60 \text{ g} \quad \quad \quad \rightarrow \quad \quad x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -876 \text{ kJ/mol} = \Delta H_c(C_2H_4O_2)$$

b)



En la combustión de 5 g de metano, CH_4 , llevada a cabo a presión constante y a 25°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 m^3 de CO_2 , medidos a 25°C y 1 atm.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393\text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8\text{ kJ/mol}$.

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)

$$\left. \begin{array}{l} 5\text{ g de CH}_4 \rightarrow -275\text{ kJ} \\ 16\text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -880\text{ kJ/mol} = \Delta H_c$$

Escribimos la reacción de combustión del metano.



Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, 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 m^3 de metano.

a) Distinga entre ΔH y ΔH° 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

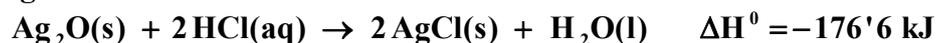
a) ΔH es la variación de entalpía de la reacción que coincide con el calor intercambiado a presión constante. No nos dice nada de las condiciones de la reacción.

ΔH° 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 AgCl(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: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, 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)

