

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

emestrada

a) Calcule la variación de entalpía que se produce cuando se obtiene benceno a partir del acetileno (etino) según la reacción: $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ sabiendo que las entalpías de formación del acetileno gaseoso y del benceno líquido son $-226'7 \text{ kJ/mol}$ y -49 kJ/mol , respectivamente. b) Calcule el calor producido, a presión constante, cuando se queman 100 g de acetileno gaseoso sabiendo que:

$$\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol} \text{ y } \Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'5 \text{ kJ/mol}.$$

Masas atómicas: H = 1; C = 12.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. 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:

$$\Delta H_R^0 = -49 - 3 \cdot (-226'7) = 631'1 \text{ kJ}$$

b) Escribimos la reacción de combustión del acetileno



Calculamos el calor de combustión:

$$\Delta H_C^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot (-393'5) + (-285'5) - (-226'7) = -845'8 \text{ kJ/mol}$$

Calculamos el calor que nos piden:

$$100 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{-845'8 \text{ kJ}}{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2} = -3.253'07 \text{ kJ}$$

En una reacción en la que $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, se considera que ambas funciones termodinámicas permanecen constantes al cambiar la temperatura. Razone, en función de la temperatura, cuándo esta reacción: a) Estará en equilibrio. b) Será espontánea.
QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Una reacción está en equilibrio cuando $\Delta G = 0$, y como $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, la reacción estará en equilibrio cuando $\Delta H = T\Delta S$.
- b) Una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$, luego a T baja la reacción será espontánea.

Dada reacción: $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$ $\Delta\text{H} = 43\text{kJ}$ y $\Delta\text{S} = 80\text{J/K}$

a) Justifique el signo positivo de la variación entropía. b) Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura ¿será espontánea la reacción a 27° C?
QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La entropía es positiva ya que en esta reacción aumenta el desorden, pues inicialmente tenemos 1 mol de gas y al final tenemos 1'5 moles de gas.

b) Una reacción es espontánea cuando $\Delta\text{G} < 0$ y como:

$$\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - \text{T}\Delta\text{S} = 43000 - 300 \cdot 80 = 19000 \text{ J} > 0 \Rightarrow \text{No espontánea.}$$

Dada la reacción: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

a) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de carbonato de calcio. b) Qué cantidad de carbonato de calcio se deberá utilizar para producir 7 kg de óxido de calcio si el rendimiento es del 90%.

Datos: Entalpías de formación expresadas en kJ/mol: $(\text{CaCO}_3) = -1209'6$; $(\text{CO}_2) = -393'3$; $(\text{CaO}) = -635'1$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

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

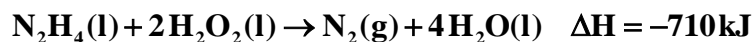
$$\Delta H_{\text{R}}^0 = -635'1 - 393'3 - (-1209'6) = 181'2 \text{ kJ}$$

$$3000 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{181'2 \text{ kJ}}{100 \text{ g de CaCO}_3} = 5.436 \text{ kJ}$$

b)

$$7000 \text{ g de CaO} \cdot \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{56 \cdot 0'9 \text{ g de CaO}} = 13.888'9 \text{ g de CaCO}_3$$

La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza para la propulsión de cohetes:



Las entalpías de formación de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-187'8 \text{ kJ/mol}$ y $-285'5 \text{ kJ/mol}$, respectivamente. a) Calcule la entalpía de formación de la hidracina. b) ¿Qué volumen de nitrógeno, medido a -10° C y 50 mm de mercurio, se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. 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:

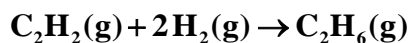
$$-710 = 4 \cdot (-285'5) - 2 \cdot (-187'8) - \Delta H_f^0 \Rightarrow \Delta H_f^0 = -56'4 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$64 \text{ g de } \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{28 \text{ g de } \text{N}_2}{32 \text{ g de } \text{N}_2\text{H}_4} = 56 \text{ g de } \text{N}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{56}{28} \cdot 0'082 \cdot 263}{\frac{50}{760}} = 655'6 \text{ L}$$

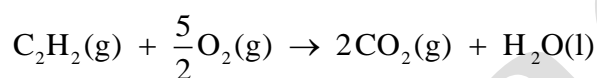
Las entalpías de formación del agua líquida y del dióxido de carbono gas son respectivamente, $-285'5 \text{ kJ/mol}$ y $-393'5 \text{ kJ/mol}$ a 25° C y la entalpía de combustión del acetileno es $-1295'8 \text{ kJ/mol}$. a) Calcule la entalpía de formación del acetileno si consideramos que el agua formada en la combustión está en estado líquido. b) Sabiendo que la entalpía de formación del etano es $-84'6 \text{ kJ/mol}$, calcule la entalpía de hidrogenación del acetileno según la reacción:



QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión del acetileno



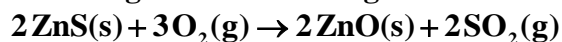
Para cualquier reacción: $\Delta H_{\text{R}}^0 = \sum (\Delta H_{\text{f}}^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_{\text{f}}^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$-1295'8 = 2 \cdot (-393'5) + (-285'5) - \Delta H_{\text{f}}^0 \Rightarrow \Delta H_{\text{f}}^0 = 223'3 \text{ kJ/mol}$$

b) Para cualquier reacción: $\Delta H_{\text{R}}^0 = \sum (\Delta H_{\text{f}}^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_{\text{f}}^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_{\text{R}}^0 = -84'6 - 223'3 = -307'9 \text{ kJ}$$

El sulfuro de cinc al tratarlo con oxígeno reacciona según:



Si las entalpías de formación de las diferentes especies expresadas en kJ/mol son: (ZnS) = -181'1; (SO₂) = -70'9; (ZnO) = -349'3. a) ¿Cuál será el calor, a presión constante de una atmósfera, que se desprenderá cuando reaccionen 17 gramos de sulfuro de cinc con exceso de oxígeno? b) ¿Cuántos litros de SO₂, medidos a 25° C y una atmósfera, se obtendrán?

Datos: R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹. Masas atómicas: O = 16; S = 32; Zn = 65'4.

QUÍMICA. 2001. 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:

$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot (-349'3) + 2 \cdot (-70'9) - 2 \cdot (-181'1) = -478'2 \text{ kJ}$$

$$17 \text{ g de ZnS} \cdot \frac{-478'2 \text{ kJ}}{2 \cdot 97'4 \text{ g de ZnS}} = -41'73 \text{ kJ}$$

b)

$$17 \text{ g de ZnS} \cdot \frac{2 \text{ moles}}{2 \cdot 97'4 \text{ g de ZnS}} = 0'175 \text{ moles de SO}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'175 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 4'28 \text{ L}$$