

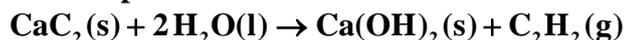
**PROBLEMAS RESUELTOS**  
**SELECTIVIDAD ANDALUCÍA**  
**2002**

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

a) Calcule la variación de la entalpía estándar de la reacción:



b) Qué calor se desprende en la combustión de  $100 \text{ dm}^3$  de acetileno,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , medidos a  $25^\circ \text{ C}$  y  $1 \text{ atm}$ .

Datos: Entalpías estándar de formación en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ :  $\text{CaC}_2 = -59'0$ ;  $\text{CO}_2 = -393'5$ ;  $\text{H}_2\text{O} = -285'8$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2 = -986'0$ ;  $\text{C}_2\text{H}_2 = 227'0$ .

QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 5. 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:

$$\Delta H_{\text{R}}^0 = -986 + 227 - (-59) - 2 \cdot (-285'8) = -128'4 \text{ kJ}$$

b) La reacción de combustión del acetileno (etino) es:



Calculamos el calor de combustión:

$$\Delta H_{\text{C}}^0 = 2 \cdot (-393'5) - 285'8 - 227 = -1299'8 \text{ kJ}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 100}{0'082 \cdot 298} = 4'09 \text{ moles}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow -1299'8 \text{ kJ} \\ 4'09 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -5316'18 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden  $5316'18 \text{ kJ}$

**a) Enuncie el primer principio de la termodinámica.**

**b) Razone si cuando un sistema gaseoso se expande disminuye su energía interna.**

**c) Justifique cómo varía la entropía en la reacción:  $2\text{KClO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{KClO}_3(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$**

**QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

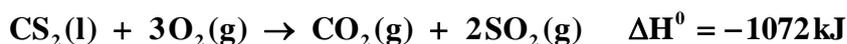
## R E S O L U C I Ó N

a) “La energía no puede crearse ni destruirse, pero sí puede transformarse”, o lo que es igual: la energía que absorbe o desprende un sistema es igual a la que desprende o absorbe, respectivamente, el entorno.

b) En las reacciones químicas en las que se produce un aumento del número de moles de gas hay una expansión de los gases contra la presión exterior y por ello se realiza un trabajo a costa de la energía interna del sistema, razón por la que ésta disminuirá.

c) Al aparecer sustancias gaseosas se produce un aumento del desorden y como la entropía se puede considerar como una medida precisamente del aumento del desorden del sistema, ésta aumentará.

Dadas las entalpías estándar de formación del  $\text{CO}_2$ ,  $-393'5\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y del  $\text{SO}_2$ ,  $-296'1\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y la de combustión:



Calcule:

a) La entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono.

b) La energía necesaria para la síntesis de 2'5 kg de disulfuro de carbono.

Masas atómicas: C = 12; S = 32.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

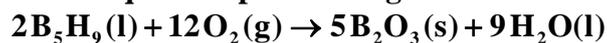
a) Para cualquier reacción:  $\Delta\text{H}_R^0 = \sum(\Delta\text{H}_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta\text{H}_f^0)_{\text{reactivos}}$ , luego:

$$-1072 = -393'5 + 2 \cdot (-296'1) - (\Delta\text{H}_f^0)_{\text{CS}_2} \Rightarrow (\Delta\text{H}_f^0)_{\text{CS}_2} = 86'3 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 76 \text{ g de CS}_2 \rightarrow 86'3 \text{ kJ} \\ 2500 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{2500 \cdot 86'3}{76} = 2838'8 \text{ kJ}$$

La combustión del pentaborano líquido se produce según la reacción:



Calcule:

a) La entalpía estándar de la reacción.

b) El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de pentaborano.

Datos: Masas atómicas: H = 1; B = 11.

$$\Delta H_f^0[\text{B}_5\text{H}_9(\text{l})] = 73'2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H_f^0[\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1263'6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

QUÍMICA. 2002. RESERVA 3. 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:

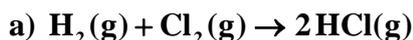
$$\Delta H_R^0 = 5 \cdot (-1263'6) + 9 \cdot (-285'8) - 2 \cdot (73'2) = -9036'6 \text{ kJ}$$

b)

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 64 \text{ g de B}_5\text{H}_9 \rightarrow -9036'6 \text{ kJ} \\ 1 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -70'59 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden 70'59 kJ

**Determine los valores de las entalpías de las siguientes reacciones:**



**Datos: Energías de enlace ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) :**  $(\text{H} - \text{H}) = 436'0$ ;  $(\text{Cl} - \text{Cl}) = 242'7$ ;  $(\text{C} - \text{H}) = 414'1$ ;  
 $(\text{C} = \text{C}) = 620'1$ ;  $(\text{H} - \text{Cl}) = 431'9$ ;  $(\text{C} - \text{C}) = 347'1$ .

**QUÍMICA. 2002. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) La entalpía de cualquier reacción se puede calcular restándole a la suma de las energías de enlaces rotos, la suma de las energías de los enlaces formados. En la primera reacción se rompe un mol de enlaces H - H y otro de enlaces Cl - Cl y se forman 2 moles de enlaces Cl - H, luego:

$$\Delta H_R = \left( \sum H \right)_{\text{enlaces rotos}} - \left( \sum H \right)_{\text{enlaces formados}} = 436 + 242'7 - 2 \cdot 431'9 = -185'1 \text{ kJ}$$

b) En la segunda se rompe un mol de enlace C = C y otro de enlaces H - H, y se forma 1 mol de enlaces C - C y 2 moles de enlaces C - H. Entonces:

$$\Delta H_R = \left( \sum H \right)_{\text{enlaces rotos}} - \left( \sum H \right)_{\text{enlaces formados}} = 620'1 + 436 - 347'1 - 2 \cdot 414'1 = -119'2 \text{ kJ}$$

**Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones, en relación con un proceso exotérmico:**

**a) La entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.**

**b) El proceso siempre será espontáneo.**

**QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Si la energía de los reactivos fuese menor, habría que realizar un aporte de la misma para que se produzca la reacción y en realidad ocurre todo lo contrario ya que es exotérmica.

b) Falso. La espontaneidad de un proceso depende la energía libre de Gibbs siendo espontáneo un proceso cuando dicha energía es negativa. Esta energía es:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

En una reacción exotérmica la variación de entalpía es negativa pero si transcurre con un aumento del orden también será negativa la variación de entropía. Si ocurre este caso y:  $|T \cdot \Delta S| > |\Delta H|$  la reacción no es espontánea ya que  $\Delta G$  queda positivo.