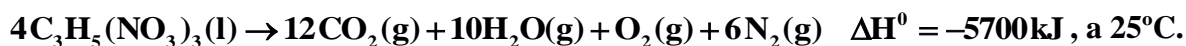


## QUÍMICA

### TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

La nitroglicerina,  $C_3H_5(NO_3)_3$ , se descompone según la reacción:



a) Calcule la entalpía de formación estándar de la nitroglicerina.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se descomponen 100 g de nitroglicerina?

Datos:  $\Delta H_f^0[CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0[H_2O(g)] = -241'8 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14.

QUÍMICA. 2004. JUNIO. 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:

$$-5.700 = 12 \cdot (-393'5) + 10 \cdot (-241'8) - 4 \cdot \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = \frac{-1.440}{4} = -360 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$100 \text{ g} \cdot \frac{-5.700 \text{ kJ}}{4 \cdot 227 \text{ g de Nitroglicerina}} = -627'75 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden  $-627'75 \text{ kJ}$

Calcule:

a) La entalpía de formación del amoníaco:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$

b) La energía desprendida al formarse 224 litros de amoníaco en condiciones normales.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol:  $(\text{N}\equiv\text{N}) = 946$ ;  $(\text{H}-\text{H}) = 436$ ;  $(\text{N}-\text{H}) = 390$ .

QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Teniendo en cuenta que la entalpía de cualquier reacción es:

$$\Delta H_R = \left(\sum H\right)_{\text{enlaces rotos}} - \left(\sum H\right)_{\text{enlaces formados}}$$

$$\Delta H_R = \left(\sum H\right)_{\text{enlaces rotos}} - \left(\sum H\right)_{\text{enlaces formados}} = 946 + 3 \cdot 436 - 2 \cdot 3 \cdot 390 = -86 \text{ kJ}$$

como en la reacción de formación del amoníaco se forman y se rompen la mitad de los enlaces de la reacción anterior, tenemos que:

$$\Delta H_f = \frac{\Delta H_R}{2} = \frac{-86}{2} = -43 \text{ kJ}$$

b) 224 litros de amoníaco en C.N. equivalen a 10 moles de amoníaco, por lo que la cantidad de energía liberada será:

$$10 \text{ moles} \cdot \frac{-43 \text{ kJ}}{1 \text{ mol de NH}_3} = -430 \text{ kJ}$$

**Justifique si en determinadas condiciones de temperatura puede ser espontánea una reacción química, la cual:**

**a) Es exotérmica y en ella disminuye el desorden.**

**b) Es endotérmica y en ella disminuye el desorden.**

**c)  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ .**

**QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Si es exotérmica ( $\Delta H < 0$ ) y además disminuye el desorden ( $\Delta S < 0$ ), el signo de  $\Delta G$  dependerá de la temperatura y si llega a ser espontánea, lo será a bajas temperaturas de modo que  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$ .

b) Si es endotérmica ( $\Delta H > 0$ ) y además disminuye el desorden ( $\Delta S < 0$ ), el signo de  $\Delta G$  siempre será positivo y la reacción nunca será espontánea.

c) En este caso el signo de  $\Delta G$  siempre será negativo y la reacción siempre será espontánea.

Las entalpías de formación estándar del  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$ ,  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  son, respectivamente,  $-277'3 \text{ kJ/mol}$ ,  $-393'33 \text{ kJ/mol}$  y  $-285'5 \text{ kJ/mol}$ . Calcule:

a) La entalpía de combustión del etanol.

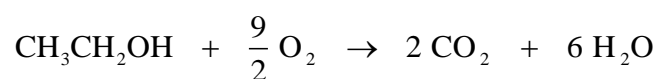
b) El calor que se produce al quemar  $4'60 \text{ g}$  de etanol.

Masas atómicas:  $\text{C} = 12$ ;  $\text{H} = 1$ ;  $\text{O} = 16$ .

QUÍMICA. 2004. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Lo primero que hacemos es escribir la reacción de combustión del  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$ :



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:

$$\Delta H_{\text{C}} = 2 \cdot (-393'33) + 3 \cdot (-285'5) - (-277'3) = -1.365'86 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$4'6 \text{ g} \cdot \frac{-1.365'86 \text{ kJ}}{46 \text{ g de etanol}} = -136'58 \text{ kJ}$$

Luego se producen  $-136'58 \text{ kJ}$

**Razone cómo varía la entropía en los siguientes procesos:**

**a) Formación de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.**

**b) Fusión de hielo.**

**c) Sublimación de yodo.**

**QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

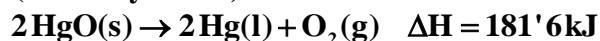
## R E S O L U C I Ó N

a) Habrá una gran disminución de la entropía dado el gran aumento de orden que supone pasar del estado gaseoso (el más desordenado) al cristalino (el más ordenado).  $\Delta S < 0$ .

b) Justamente al contrario, se pasa de sólido a líquido, luego  $\Delta S > 0$ .

c) Lo mismo que el apartado b, se pasa de sólido a gas, luego  $\Delta S > 0$ .

Dada la ecuación química (a 25° C y 1 atm):



Calcule:

a) La energía necesaria para descomponer 60'6 g de óxido de mercurio.

b) El volumen de oxígeno, medido a 25° C y 1 atm, que se produce al calentar suficiente cantidad de HgO para absorber 418 kJ.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: Hg = 200'5; O = 16.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$60'6 \text{ g} \cdot \frac{181'6 \text{ kJ}}{2 \cdot 216'5 \text{ g HgO}} = 25'41 \text{ kJ}$$

b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$418 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{181'6 \text{ kJ}} = 2'3 \text{ moles O}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2'3 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 56'2 \text{ L de O}_2$$

a) Calcule la entalpía de enlace H–Cl sabiendo que la energía de formación del HCl(g) es  $-92'4$  kJ/mol y las de disociación del  $H_2$  y  $Cl_2$  son 436 kJ/mol y 244 kJ/mol, respectivamente.

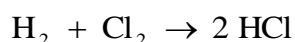
b) ¿Qué energía habrá que comunicar para disociar 20 g de HCl?

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) La reacción de formación del HCl es:



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 reacción se rompe un mol de enlaces H–H y otro de enlaces Cl–Cl y se forman 2 moles de enlaces H–Cl, luego:

$$2 \cdot (-92'4) = 436 + 244 - 2 \cdot \Delta H_{H-Cl} \Rightarrow \Delta H_{H-Cl} = \frac{436 + 244 + 184'8}{2} = 432'4 \text{ kJ}$$

b)

$$20 \text{ g} \cdot \frac{432'4 \text{ kJ}}{36'5 \text{ g HCl}} = 236'93 \text{ kJ}$$