

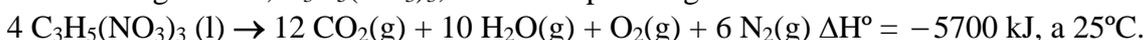
1.- Calcule:

- 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.

2.- 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) $\Delta\text{H}<0$ y $\Delta\text{S}>0$.

3.- La nitroglicerina, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$, 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: $\Delta\text{H}_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta\text{H}_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241'8 \text{ kJ/mol}$.

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

4.- Las entalpías de formación estándar del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (l), CO_2 (g) y H_2O (l) son, respectivamente, $-277'30 \text{ kJ/mol}$, $-393'33 \text{ kJ/mol}$ y $-285'50 \text{ kJ/mol}$. Calcule:

- a) La entalpía de combustión del etanol.
 b) El calor que se produce al quemar 4'60 g de etanol.

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

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

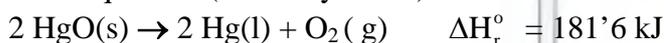
b) ¿Qué energía habrá que comunicar para disociar 20 g de HCl?

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

6.- 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 del hielo
 c) Sublimación de yodo.

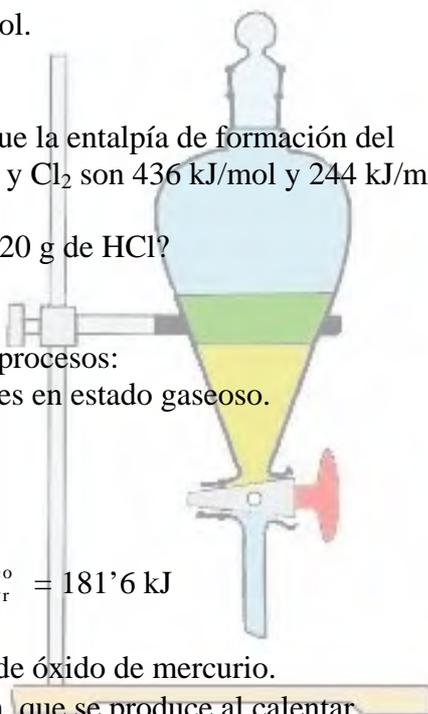
7.- Dada la ecuación química (a 25°C y 1 atm):



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.



TERMOQUÍMICA QCA 04 ANDALUCÍA

1.-

a) Podemos calcular la entalpía de una reacción mediante un balance termodinámico entre los enlaces rotos y los enlaces formados:

$$\Delta H_r^\circ = \sum (\text{Energía enlaces rotos}) - \sum (\text{Energía enlaces formados})$$

en la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$ se rompen, un enlace $\text{N} \equiv \text{N}$ y tres enlaces $\text{H}-\text{H}$ y se forman seis enlaces $\text{N}-\text{H}$. Por lo tanto

$$\Delta H_f^\circ = 946 + 3 \cdot 436 - 6 \cdot 390 = -86 \text{ KJ}$$

es decir se desprenden 86 KJ por cada dos moles de amoníaco que se formen.

b) Calculamos los moles que son 224 L de amoníaco medidos en C.N.

$$\frac{1 \text{ mol en C.N.}}{22,4 \text{ L}} = \frac{x}{224 \text{ L}} \quad x = 10 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con el resultado del apartado anterior

$$\frac{2 \text{ mol}}{86 \text{ KJ}} = \frac{10 \text{ mol}}{x} \quad x = 430 \text{ KJ}$$

se desprenden 430 KJ

2.- Una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$, la variación de la energía libre viene dada por la siguiente expresión:

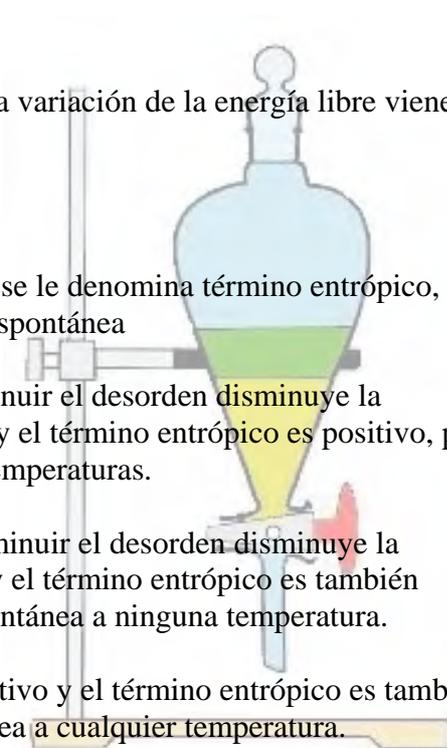
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

a ΔH se le denomina término entálpico y a $-T\Delta S$ se le denomina término entrópico, dependiendo de sus signos, la reacción será o no espontánea

a) Si la reacción es exotérmica $\Delta H < 0$ y al disminuir el desorden disminuye la entropía $\Delta S < 0$. El término entálpico es negativo y el término entrópico es positivo, por consiguiente la reacción será espontánea a bajas temperaturas.

b) Si la reacción es endotérmica $\Delta H > 0$ y al disminuir el desorden disminuye la entropía $\Delta S < 0$. El término entálpico es positivo y el término entrópico es también positivo, por consiguiente la reacción no será espontánea a ninguna temperatura.

c) $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$. El término entálpico es negativo y el término entrópico es también negativo, por consiguiente la reacción es espontánea a cualquier temperatura.



TERMOQUÍMICA QCA 04 ANDALUCÍA



a) $\Delta H_r^\circ = 12 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + 10 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] - 4 \Delta H_f^\circ [\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(\text{l})]$

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(\text{l})] = \frac{12\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + 10\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] - \Delta H_r^\circ}{4}$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3(\text{l})] = \frac{12 \cdot (-393,5) + 10 \cdot (-241,8) - (-5700)}{4} = -360 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

b) Calculamos los moles que son 100 g de nitroglicerina $Mm(\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3) = 227 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{100 \text{ g}}{227 \text{ g/mol}} = 0,44 \text{ mol}$$

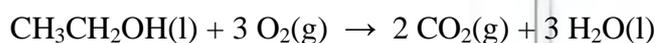
establecemos la proporción con la reacción de descomposición de la nitroglicerina

$$\frac{4 \text{ mol}}{5700 \text{ KJ}} = \frac{0,44 \text{ mol}}{x} \quad x = 627 \text{ KJ}$$

se desprenden 627 KJ.

4.-

a) Formulamos la reacción de combustión del etanol



$$\Delta H_c^\circ = 2\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + 3\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})]$$

$$\Delta H_c^\circ = 2 \times (-393,33) + 3 \times (-285,50) - (-277,30) = -1365,86 \text{ KJ/mol}$$

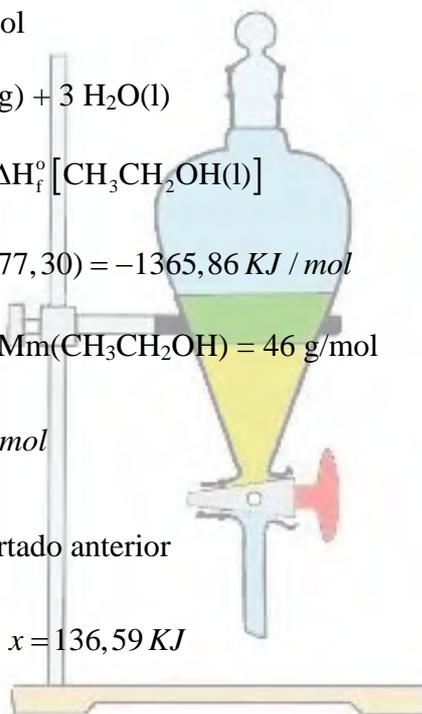
b) Calculamos los moles que son 4,60 g de etanol $Mm(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}) = 46 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{4,60 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con el resultado del apartado anterior

$$\frac{1 \text{ mol}}{1365,86 \text{ KJ}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{x} \quad x = 136,59 \text{ KJ}$$

se desprenden 136,59 KJ.



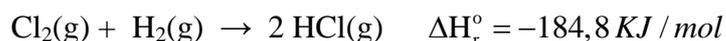
TERMOQUÍMICA QCA 04 ANDALUCÍA

5.-

a) Formulamos la reacción de formación del HCl



multiplicando por dos obtenemos



si usamos el método de las energías de enlace para calcular la entalpía de la reacción anterior

$$\Delta H_r^\circ = \sum (\text{Energía enlaces rotos}) - \sum (\text{Energía enlaces formados})$$

en la reacción anterior se rompen, un enlace Cl–Cl y un enlace H–H y se forman dos enlaces H–Cl. Teniendo en cuenta que las entalpías de disociación del $\text{H}_2(\text{g})$ y del $\text{Cl}_2(\text{g})$ son lo mismo que las energías de los enlaces H–H y Cl–Cl, podemos plantear la siguiente ecuación: $\Delta H_r^\circ = \text{EE}(\text{Cl} - \text{Cl}) + \text{EE}(\text{H} - \text{H}) - 2 \text{EE}(\text{H} - \text{Cl})$

$$-184,8 = 244 + 436 - 2 \text{EE}(\text{H} - \text{Cl}) \quad \text{despejando obtenemos}$$

$$\text{EE}(\text{H} - \text{Cl}) = 432,4 \text{ KJ/mol}$$

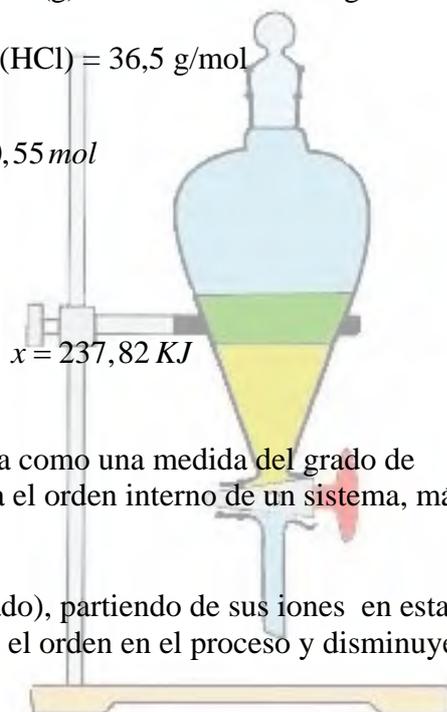
b) La energía necesaria para disociar un mol de HCl(g) coincide con la energía de enlace H–Cl es decir 432,4 KJ/mol.

Calculamos los moles que son 20 g de HCl $M_m(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{20 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,55 \text{ mol}$$

establecemos la proporción

$$\frac{1 \text{ mol}}{432,4 \text{ KJ}} = \frac{0,55 \text{ mol}}{x}$$



6.- A escala microscópica, la entropía se interpreta como una medida del grado de desorden molecular del sistema. Cuanto mayor sea el orden interno de un sistema, más baja es su entropía.

a) Se forma un cristal iónico (sólido muy ordenado), partiendo de sus iones en estado gaseoso (muy desordenado), por lo tanto, aumenta el orden en el proceso y disminuye la entropía.

b) la fusión es el paso de sólido (ordenado) a líquido (menos ordenado), por lo tanto, aumenta el desorden en el proceso y aumenta la entropía.

TERMOQUÍMICA QCA 04 ANDALUCÍA

6.-

c) La sublimación es un cambio de estado en el que se pasa directamente de sólido (ordenado) a gas (desordenado), por lo tanto, aumenta el desorden en el proceso y aumenta la entropía.



a) Calculamos los moles que son 60,6 g de óxido de mercurio $M_m(\text{HgO}) = 216,5 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{60,6 \text{ g}}{216,5 \text{ g/mol}} = 0,28 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los datos de la reacción

$$\frac{2 \text{ mol HgO}}{181,6 \text{ KJ}} = \frac{0,28 \text{ mol HgO}}{x} \quad x = 25,4 \text{ KJ}$$

como la reacción de descomposición es endotérmica habrá que suministrar 25,4 KJ.

b) Establecemos la proporción en la reacción, entre el oxígeno y el calor absorbido

$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{181,6 \text{ KJ}} = \frac{x}{418 \text{ KJ}} \quad x = 2,3 \text{ mol O}_2$$

calculamos el volumen en las condiciones indicadas usando la ecuación general de los gases ideales

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{2,3 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 56,2 \text{ L}$$

