

1.- Considere la reacción de combustión del etanol.

a) Escriba la reacción ajustada y calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar.

b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión completa de 100 g de etanol, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})] = -277,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$;

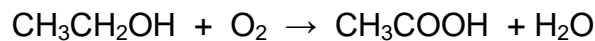
$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

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

2.- En condiciones estándar, en la combustión de 1 gramo de etanol se desprenden 29,8 kJ y en la combustión de 1 gramo de ácido acético se desprenden 14,5 kJ. Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol y la del ácido acético.

b) La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:



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

3.- Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman C_2O y H_2O gaseosos.

b) La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -250,0 \text{ kJ/mol}$; Densidad del octano líquido = 0,8 kg/L.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

4.- a) Explique si un proceso exotérmico será siempre espontáneo.

b) Indique si un proceso que suponga un aumento de desorden será siempre espontáneo.

c) ¿Por qué hay procesos que son espontáneos a una determinada temperatura y no lo son a otra temperatura?

5.- Calcule:

a) La entalpía de combustión del etino a partir de los siguientes datos:

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 227,0 \text{ kJ/mol}$

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 1 kg de etino.

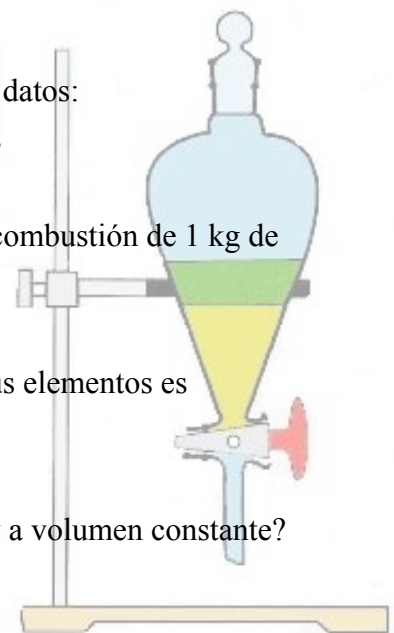
Masas atómicas: C = 12; H = 1.

6.- El proceso de formación del amoníaco gaseoso a partir de sus elementos es exotérmico. Razone:

a) ¿Cómo varía la entropía de este proceso?

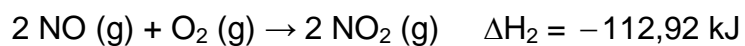
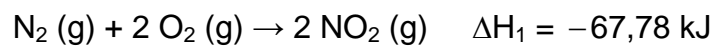
b) ¿Será siempre espontánea la síntesis del amoníaco?

c) ¿Serán iguales los calores de formación a presión constante y a volumen constante?



TERMOQUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

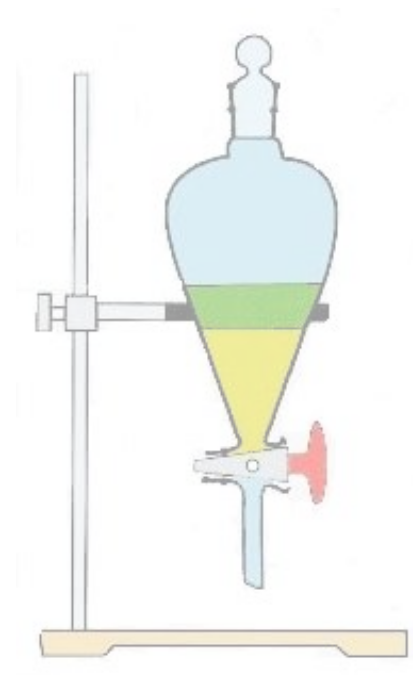
7.- Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



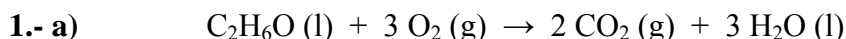
a) Calcule la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones.

Masas atómicas: N = 14; O = 16.



TERMOQUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA



Calculamos la entalpía de reacción en condiciones estándar, partiendo de las entalpías de formación en las mismas condiciones y teniendo en cuenta que las entalpías de formación de los elementos en estado natural, es cero

$$\Delta H_r^\circ = 2\Delta H_f^\circ [CO_2(g)] + 3\Delta H_f^\circ [H_2O(l)] - \Delta H_f^\circ [C_2H_6O(l)] = -1366,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) Calculamos los moles de etanol ($Mm = 46 \text{ g/mol}$)

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{100 \text{ g}}{46 \text{ g mol}^{-1}} = 2,17 \text{ mol}$$

Establecemos la proporción con los resultados del apartado anterior

$$\frac{1 \text{ mol etanol}}{-1366,7 \text{ kJ}} = \frac{2,17 \text{ mol etanol}}{x} \quad x = -2965,7 \text{ kJ}$$

Se liberan 2965,7 kJ.

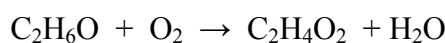
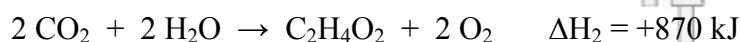
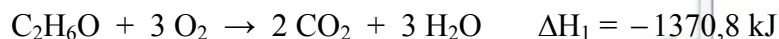
2.- a) La entalpía de combustión estándar del etanol (C_2H_6O) y la del ácido acético ($C_2H_4O_2$), es el calor desprendido en condiciones estándar, en la combustión de un mol de cada uno de estos compuestos, para calcularlas, partimos de los calores de combustión de 1 gramo de cada uno de ellos y de las masas molares:

$Mm(C_2H_6O) = 46 \text{ g/mol}$; $Mm(C_2H_4O_2) = 60 \text{ g/mol}$

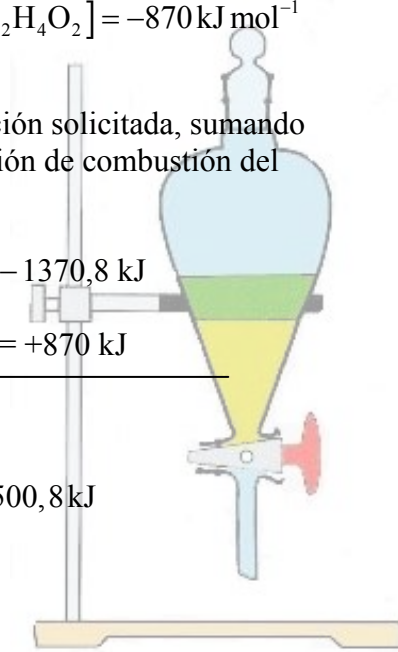
$$\frac{1 \text{ g } C_2H_6O}{-29,8 \text{ kJ}} = \frac{46 \text{ g } C_2H_6O}{x} \quad x = -1370,8 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_c^\circ [C_2H_6O] = -1370,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\frac{1 \text{ g } C_2H_4O_2}{-14,5 \text{ kJ}} = \frac{60 \text{ g } C_2H_4O_2}{x} \quad x = -870 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \Delta H_c^\circ [C_2H_4O_2] = -870 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) Mediante la aplicación de la ley de Hess obtenemos la reacción solicitada, sumando la reacción de combustión del etanol con la inversa de la reacción de combustión del ácido acético

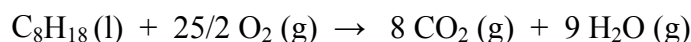


$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -1370,8 \text{ kJ} + 870 \text{ kJ} = -500,8 \text{ kJ}$$



TERMOQUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

3.- a) Planteamos la reacción y la ajustamos



La entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

aplicándola a nuestra reacción obtenemos

$$\Delta H_C^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = 8\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 9\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] - \Delta H_f^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -5074,2 \text{ kJ}$$

lo que significa que en la combustión de un mol de octano se desprenden 5074,2 kJ

b) El consumo por km es de 0,05 L de octano que corresponden a

$$m = d \cdot V = 0,8 \text{ kg/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,04 \text{ kg (40 g)}$$

calculamos los moles

$$Mm(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{40 \text{ g}}{114 \text{ g mol}^{-1}} = 0,35 \text{ mol}$$

establecemos la proporción

$$\frac{1 \text{ mol}}{5074,2 \text{ kJ}} = \frac{0,35 \text{ mol}}{x} \quad x = 1776 \text{ kJ}$$

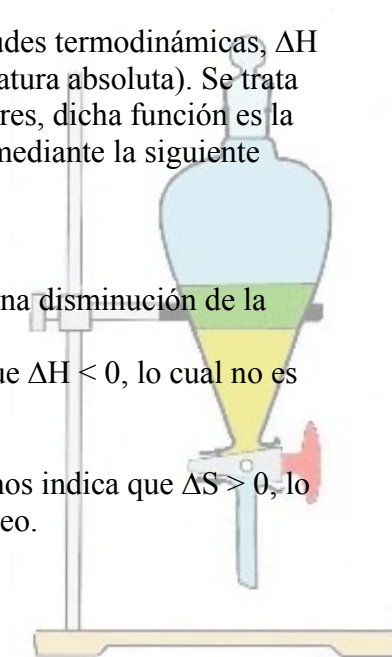
4.- a) La espontaneidad de un proceso depende de tres magnitudes termodinámicas, ΔH (variación de entalpía), ΔS (variación de entropía) y T (temperatura absoluta). Se trata por tanto, de definir una nueva función que contemple a estas tres, dicha función es la denominada energía libre de Gibbs cuya variación se expresa mediante la siguiente expresión

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

la condición para que un proceso sea espontáneo es que haya una disminución de la energía libre de Gibbs, es decir, que $\Delta G_{\text{sistema}} < 0$.

El hecho de que un proceso sea exotérmico solo nos indica que $\Delta H < 0$, lo cual no es suficiente para asegurar que sea espontáneo.

b) Saber que en un proceso hay un aumento de desorden solo nos indica que $\Delta S > 0$, lo cual no es suficiente para asegurar que el proceso sea espontáneo.



TERMOQUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

4.- c) Si en la expresión de la variación de la energía libre de Gibbs

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

le llamamos término entálpico a ΔH y término entrópico a $-T\Delta S$, la espontaneidad de la reacción depende de la temperatura en los casos en que ambos términos compiten entre ellos, es decir cuando uno es positivo y el otro es negativo, en los demás casos se puede afirmar tajantemente la espontaneidad o la no espontaneidad del proceso, independientemente de cuál sea el valor de la temperatura.

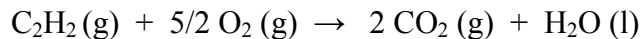
Cuando los términos entálpico y entrópico, compiten entre sí, existe una temperatura que marca el cambio de tendencia en la espontaneidad, la llamamos temperatura de equilibrio y coincide con el punto en que $\Delta G = 0$, su expresión será

$$T_{\text{equilibrio}} = \frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{\Delta S_{\text{sistema}}}$$

Cuando $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$ El proceso será espontáneo si la temperatura es menor que la temperatura de equilibrio.

Cuando $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$ El proceso será espontáneo si la temperatura es mayor que la temperatura de equilibrio.

5.- a) Planteamos la reacción ajustada



La entalpía estándar de una reacción se puede calcular partiendo de las entalpías estándar de formación de los compuestos que intervienen en ella, según la siguiente ecuación

$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

aplicándola a nuestra reacción obtenemos

$$\Delta H_c^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{l})] = 2\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = -1299,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

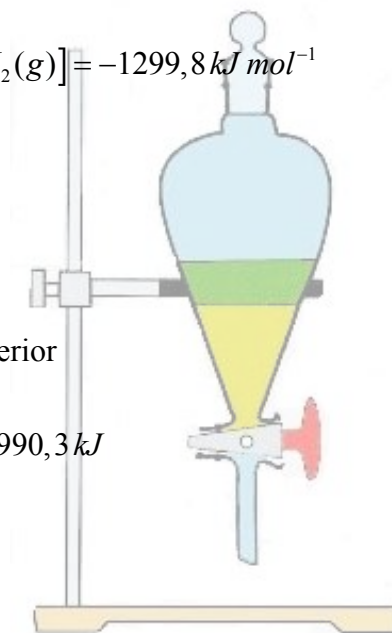
b) Calculamos los moles de etino $M_m(\text{C}_2\text{H}_2) = 26 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{1000 \text{ g}}{26 \text{ g mol}^{-1}} = 38,46 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los resultados del apartado anterior

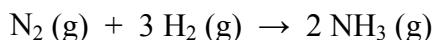
$$\frac{1 \text{ mol etino}}{-1299,8 \text{ kJ}} = \frac{38,46 \text{ moletino}}{x} \quad x = -49990,3 \text{ kJ}$$

se desprenden 49990 kJ.



TERMOQUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

6.- a) Planteamos la reacción de formación del amoníaco gaseoso a partir de sus elementos



A escala microscópica, la entropía se interpreta como una medida del grado de desorden molecular del sistema. Cuanto mayor sea el desorden interno de un sistema más alta será su entropía. En reacciones en fase gaseosa, la entropía de la mezcla es mayor que la de los gases puros, por lo tanto la entropía disminuye en este proceso.

b) Al ser un proceso exotérmico $\Delta H < 0$, como hemos visto en el apartado anterior $\Delta S < 0$, en consecuencia el término entálpico (ΔH) es negativo y el término entrópico ($-T\Delta S$) es positivo, ΔG será negativa y por lo tanto la reacción será espontánea cuando la temperatura sea inferior a la temperatura de equilibrio

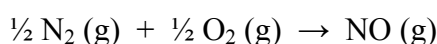
$$T_{\text{equilibrio}} = \frac{\Delta H_{\text{sistema}}}{\Delta S_{\text{sistema}}}$$

c) En las reacciones donde intervienen gases, la expresión que relaciona el calor a presión constante con el calor a volumen constante es

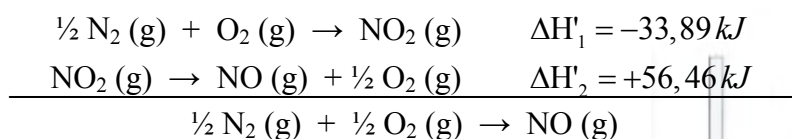
$$q_p = q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$$

en nuestro caso $\Delta n = -2$, lo que significa que ambos calores serán diferentes.

7.- a) Formulamos la reacción de formación de un mol de monóxido de nitrógeno



mediante la aplicación de la ley de Hess obtenemos la reacción solicitada, sumando la reacción 1 dividida por dos, con la inversa de la reacción 2 dividida por dos

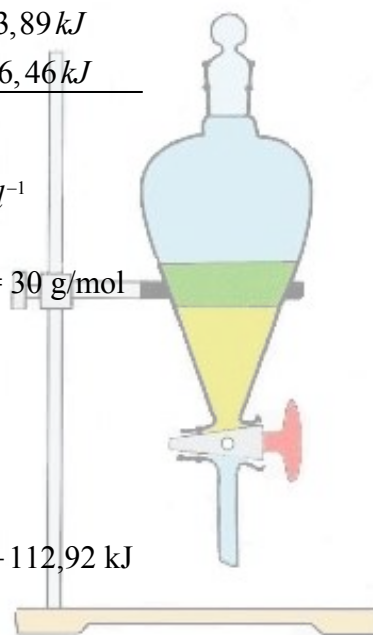
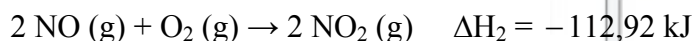


$$\Delta H_f [\text{NO}(\text{g})] = \Delta H'_1 + \Delta H'_2 = 22,57 \text{ kJ mol}^{-1}$$

b) Calculamos los moles de monóxido de nitrógeno $Mm (\text{NO}) = 30 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{90 \text{ g}}{30 \text{ g mol}^{-1}} = 3 \text{ mol}$$

teniendo en cuenta la reacción



TERMOQUÍMICA QCA 09 ANDALUCÍA

7.- b) (continuación) establecemos la proporción

$$\frac{2 \text{ mol NO}}{-112,92 \text{ kJ}} = \frac{3 \text{ mol NO}}{x} \quad x = -169,38 \text{ kJ}$$

se desprenden 169,38 kJ.

