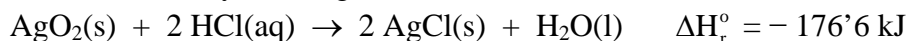


- 1.- Las entalpías de formación estándar del agua líquida, ácido clorhídrico en disolución acuosa y óxido de plata sólido son, respectivamente: $-285'8$, $-165'6$ y $-30'4$ kJ/mol. A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:



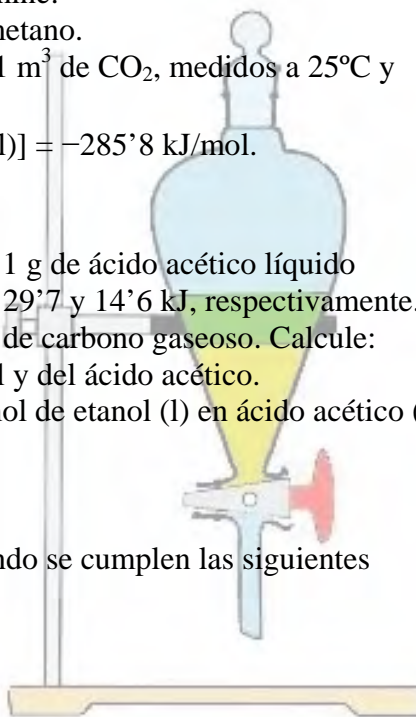
Calcule:

- La entalpía de formación estándar del $\text{AgCl}(\text{s})$.
 - Los moles de agua que se forman cuando se consumen 4 litros de ácido clorhídrico $0'5$ molar.
- 2.- a) Distinga entre ΔH y ΔH° para una determinada reacción.
b) Distinga entre proceso endotérmico y exotérmico.
c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta
- 3.- a) Calcule la entalpía de formación estándar del naftaleno (C_{10}H_8).
b) ¿Qué energía se desprende al quemar 100 g de naftaleno en condiciones estándar?
Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5$ kJ/mol; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8$ kJ/mol.
 $\Delta H_c^\circ [\text{C}_{10}\text{H}_8] = -4928'6$ kJ/mol.
Masas atómicas: H = 1; C = 12.

- 4.- En la combustión de 5 g de metano, CH_4 , llevada a cabo a presión constante y a 25°C , se desprenden 275 kJ. En estas condiciones, determine:
- La entalpía de formación y de combustión del metano.
 - El volumen de metano necesario para producir 1 m^3 de CO_2 , medidos a 25°C y 1 atm.
- Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393$ kJ/mol, $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8$ kJ/mol.
Masas atómicas: C = 12; H = 1.

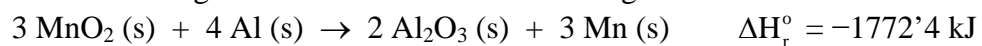
- 5.- Cuando se quema 1 g de etanol líquido ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) y 1 g de ácido acético líquido ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$), en condiciones estándar, se desprenden $29'7$ y $14'6$ kJ, respectivamente. En ambas reacciones se forma agua líquida y dióxido de carbono gaseoso. Calcule:
- Las entalpías estándar de combustión del etanol y del ácido acético.
 - La variación de entalpía en la oxidación de 1 mol de etanol (l) en ácido acético (l), en condiciones estándar.
- Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

- 6.- Razone si una reacción puede ser espontánea, cuando se cumplen las siguientes condiciones:
- $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$.
 - $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$.
 - $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$.



TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

7.- El dióxido de manganeso se reduce con aluminio según la reacción:

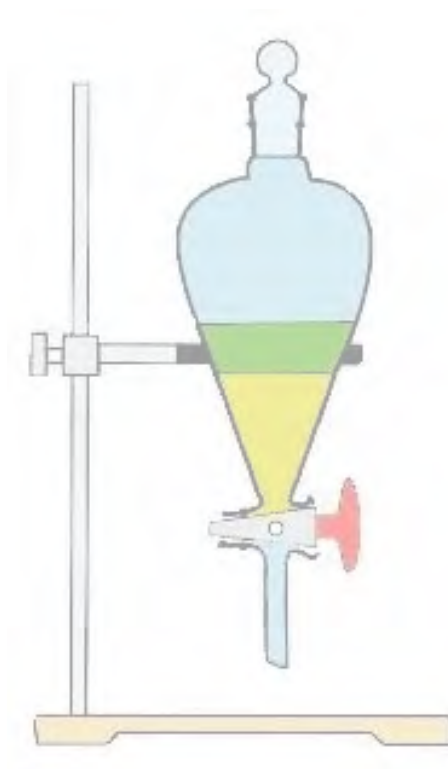


Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del $\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$.

b) La energía que se desprende cuando se ponen a reaccionar, en las mismas condiciones, 50 g de $\text{MnO}_2 (\text{s})$ con 50 g de $\text{Al} (\text{s})$.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{MnO}_2 (\text{s})] = -520 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: Al = 27; Mn = 55; O = 16.



TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA



a) la variación 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

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

$$\Delta H_r^\circ = 2 \Delta H_f^\circ[\text{AgCl}(\text{s})] + \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ[\text{AgO}(\text{s})] - 2\Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{aq})]$$

despejando la entalpía de formación del cloruro de plata sólido

$$\Delta H_f^\circ[\text{AgCl}(\text{s})] = \frac{\Delta H_r^\circ - \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] + \Delta H_f^\circ[\text{AgO}(\text{s})] + 2\Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{aq})]}{2}$$

sustituyendo los datos

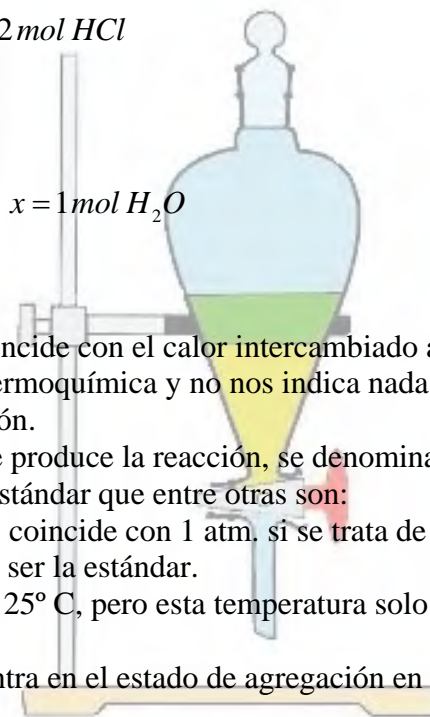
$$\Delta H_f^\circ[\text{AgCl}(\text{s})] = \frac{-176,6 + 285,8 - 30,4 + 2(-165,6)}{2} = -126,2 \text{ KJ/mol}$$

b) Calculamos los moles de cloruro de hidrógeno que hay en los 4 litros de disolución 0,5 molar

$$n = M \cdot V = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 4 \text{ L} = 2 \text{ mol HCl}$$

establecemos la proporción con la reacción

$$\frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = \frac{2 \text{ mol HCl}}{x}$$



2.-

a) ΔH es la variación de entalpía de la reacción, coincide con el calor intercambiado a presión constante. Es la magnitud más utilizada en termoquímica y no nos indica nada sobre las condiciones en las que se produce la reacción.

ΔH° hace referencia a las condiciones en las que se produce la reacción, se denomina variación de entalpía de la reacción en condiciones estándar que entre otras son:

- La presión estándar es 1 bar que aproximadamente, coincide con 1 atm. si se trata de una mezcla de gases, la presión parcial de cada gas ha de ser la estándar.
- No hay temperatura estándar. Es normal referirse a 25° C, pero esta temperatura solo es la habitual.
- Cada sustancia pura, producto o reactivo, se encuentra en el estado de agregación en el que es más estable.
- Para sustancias disueltas, el estado estándar se refiere a la concentración 1 molar.

TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

2.-

b) Los procesos que estudia la termoquímica pueden absorber o generar calor. Cuando el proceso absorbe calor, es decir, cuando el ambiente suministra al sistema energía en forma de calor, decimos que es un proceso endotérmico.

Por el contrario, si durante el proceso el sistema desprende calor hacia su entorno, decimos que se trata de un proceso exotérmico.

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

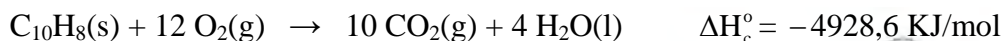
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

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.

En el caso que nos ocupa, al ser la reacción exotérmica, el término entálpico es negativo ($\Delta H < 0$), para que la reacción no sea espontánea ($\Delta G < 0$), solo basta que el término entrópico sea positivo y mayor, en términos absolutos que el entálpico, esto se consigue cuando $\Delta S < 0$ y la temperatura es alta. por lo tanto una reacción exotérmica puede ser no espontánea.

3.-

a) Formulamos la reacción de combustión del naftaleno



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

$$\Delta H_c^\circ = 10\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 4\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ[\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})]$$

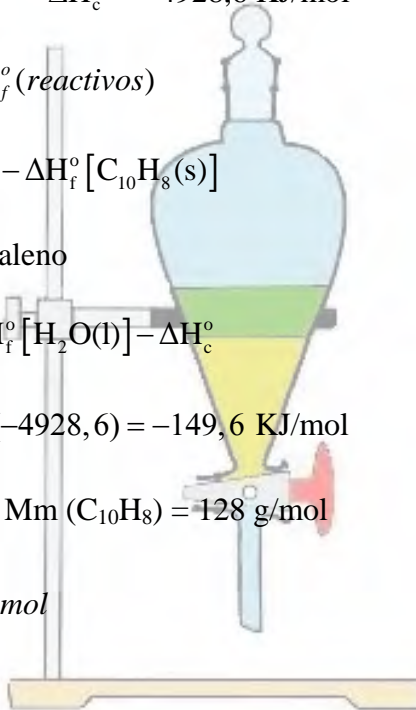
despejamos la entalpía de formación estándar del naftaleno

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})] = 10\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 4\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_c^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})] = 10 \cdot (-393,5) + 4 \cdot (-285,8) - (-4928,6) = -149,6 \text{ KJ/mol}$$

b) Calculamos los moles que son 100 g de naftaleno $Mm(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 128 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{100 \text{ g}}{128 \text{ g/mol}} = 0,78 \text{ mol}$$



TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

3.-

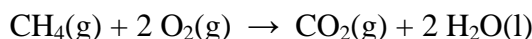
b) (continuación) establecemos la proporción con los datos de la reacción de combustión

$$\frac{1 \text{ mol } C_{10}H_8}{4928,6 \text{ KJ}} = \frac{0,78 \text{ mol } C_{10}H_8}{x} \quad x = 3844,3 \text{ KJ}$$

se desprenden 3844,3 KJ

4.-

a) formulamos la reacción de combustión del metano



calculamos los moles que son 5 g de metano $Mm(CH_4) = 16 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{5 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,31 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con los datos del enunciado

$$\frac{0,31 \text{ mol } CH_4}{275 \text{ KJ}} = \frac{1 \text{ mol } CH_4}{x} \quad x = 887 \text{ KJ}$$

se desprenden 887 KJ cuando se quema un mol de metano, por lo tanto la entalpía de combustión del metano es $\Delta H_c^\circ = -887 \text{ KJ/mol}$.

Para calcular la entalpía de formación del metano le aplicamos la siguiente ecuación a la reacción de combustión

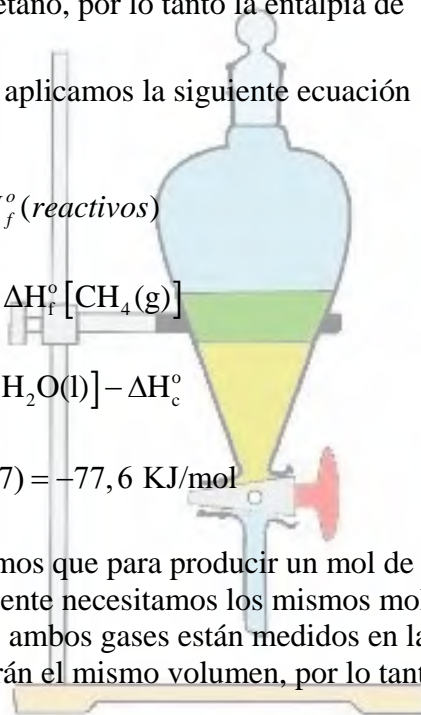
$$\Delta H_c^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_c^\circ = \Delta H_f^\circ[CO_2(g)] + 2\Delta H_f^\circ[H_2O(l)] - \Delta H_f^\circ[CH_4(g)]$$

$$\Delta H_f^\circ[CH_4(g)] = \Delta H_f^\circ[CO_2(g)] + 2\Delta H_f^\circ[H_2O(l)] - \Delta H_c^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ[CH_4(g)] = -393 + 2 \cdot (-285,8) - (-887) = -77,6 \text{ KJ/mol}$$

b) De la reacción de combustión del metano deducimos que para producir un mol de CO_2 , es necesario partir de un mol de metano, por consiguiente necesitamos los mismos moles de metano que los que queremos producir de CO_2 , como ambos gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, ocuparán el mismo volumen, por lo tanto necesitamos 1 m^3 de metano a 25° C y 1 atm .



TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

5.-

a) calculamos los moles que son 1 g de etanol $Mm(C_2H_6O) = 46 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{1 \text{ g}}{46 \text{ g/mol}} = 0,022 \text{ mol } C_2H_6O$$

y 1 g de ácido acético $Mm(C_2H_4O_2) = 60 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{1 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0,017 \text{ mol } C_2H_4O_2$$

establecemos las proporciones con los datos del enunciado

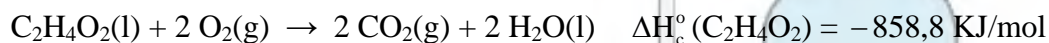
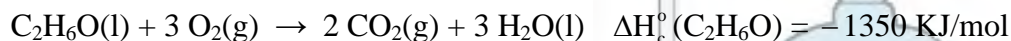
$$\frac{0,022 \text{ mol } C_2H_6O}{29,7 \text{ KJ}} = \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O}{x} \quad x = 1350 \text{ KJ}$$

$$\frac{0,017 \text{ mol } C_2H_4O_2}{14,6 \text{ KJ}} = \frac{1 \text{ mol } C_2H_4O_2}{x} \quad x = 858,8 \text{ KJ}$$

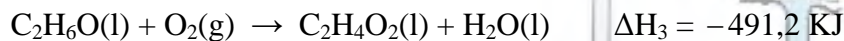
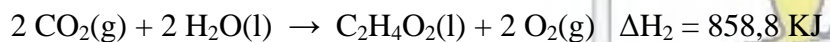
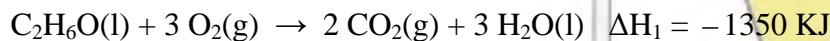
como son calores que se desprenden su signo es negativo, por lo tanto

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = -1350 \text{ KJ/mol} \quad \text{y} \quad \Delta H_c^\circ(C_2H_4O_2) = -858,8 \text{ KJ/mol}$$

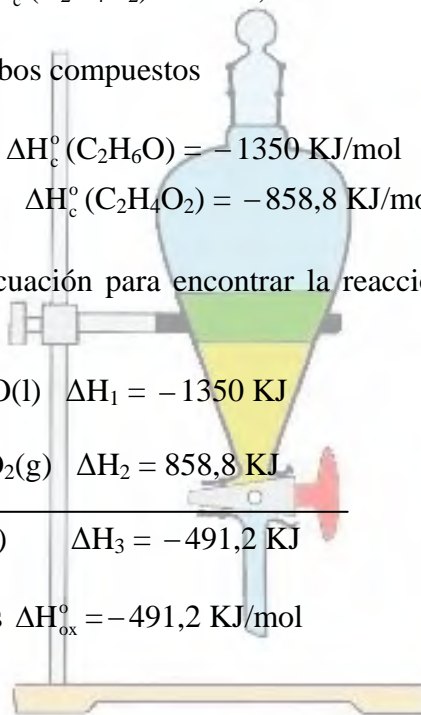
b) Formulamos las reacciones de combustión de ambos compuestos



aplicamos la ley de Hess, invirtiendo la segunda ecuación para encontrar la reacción de oxidación del etanol a acético



la entalpía de oxidación del etanol en ácido acético es $\Delta H_{ox}^\circ = -491,2 \text{ KJ/mol}$



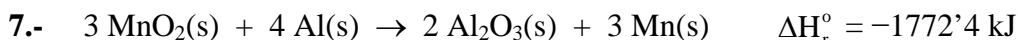
TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

6.- 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 $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$, el término entálpico es positivo y el término entrópico es también positivo, por consiguiente la reacción no será espontánea a ninguna temperatura.
- b) Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, el término entálpico es negativo y el término entrópico es positivo, por consiguiente la reacción será espontánea a bajas temperaturas.
- c) Si $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, el término entálpico es positivo y el término entrópico es negativo, por consiguiente la reacción será espontánea a altas temperaturas.



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

$$\Delta H_r^\circ = 2\Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] - 3\Delta H_f^\circ[\text{MnO}_2(\text{s})]$$

despejamos la entalpía de formación estándar del $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$

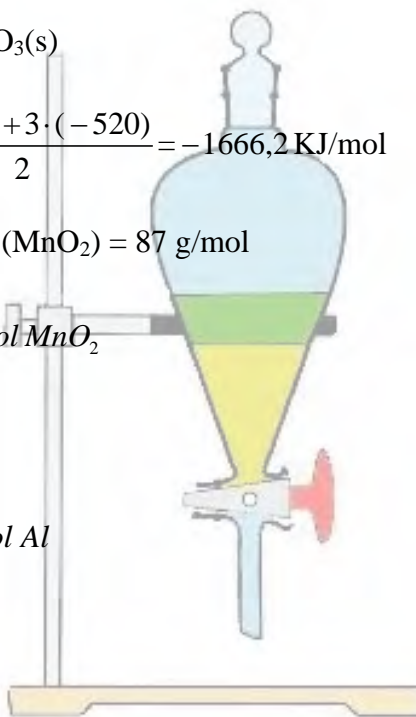
$$\Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = \frac{\Delta H_r^\circ + 3\Delta H_f^\circ[\text{MnO}_2(\text{s})]}{2} = \frac{-1772,4 + 3 \cdot (-520)}{2} = -1666,2 \text{ KJ/mol}$$

b) calculamos los moles que son 50 g de MnO_2 $M_m(\text{MnO}_2) = 87 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{50 \text{ g}}{87 \text{ g/mol}} = 0,57 \text{ mol MnO}_2$$

y 50 g de $\text{Al}(\text{s})$ $M_m(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{50 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 1,85 \text{ mol Al}$$



TERMOQUÍMICA QCA 05 ANDALUCÍA

7.-

b) (continuación) determinamos el reactivo limitante

$$\frac{3 \text{ mol MnO}_2}{4 \text{ mol Al}} = \frac{0,57 \text{ mol MnO}_2}{x} \quad x = 0,76 \text{ mol Al}$$

esto significa que se consume todo el dióxido de manganeso (reactivo limitante) y sobra aluminio.

Usamos el reactivo limitante para establecer la proporción con los datos de la reacción

$$\frac{3 \text{ mol MnO}_2}{1772,4 \text{ KJ}} = \frac{0,57 \text{ mol MnO}_2}{x} \quad x = 336,7 \text{ KJ}$$

se desprenden 336,7 KJ.

