

TRABAJO PRÁCTICO Nº 6

TERMOQUÍMICA

1. CALORIMETRÍA

1.1 El Calor específico del amoníaco es $1,047 \text{ cal/(g } ^\circ\text{C)}$ a -60°C .

Calcular la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura de 2,10 moles de esa sustancia, desde -60 hasta -47°C .

Primero necesitamos verificar que no haya cambio de estado del NH_3 en ese rango de temperatura:

Punto de ebullición del amoníaco: $-33,34^\circ\text{C}$ Punto de fusión del amoníaco: $-77,73^\circ\text{C}$

En el rango de temperatura que se menciona en el enunciado, el amoníaco se va a encontrar en estado líquido.

$$Q = m \times C_p \times \Delta t \quad Q = \frac{2,1 \text{ mol} \times 17 \text{ g} \times 1,047 \text{ cal} \times (-47^\circ\text{C} + 60^\circ\text{C})}{\text{mol} \quad \text{g } ^\circ\text{C}} \quad \boxed{Q = 485,9 \text{ cal}}$$

1.2 Calcular la cantidad de calor liberado en KJ por 366g de Hg cuando se enfría desde 77°C hasta 12°C .

Primero debemos buscar en la tabla periódica el valor del calor específico del Hg:

$C_{p\text{Hg}} = 0,139 \text{ J/g}^\circ\text{C}$

Luego debemos verificar que en el rango de temperatura que se menciona en el enunciado el Hg no cambie de estado:

Punto de ebullición del Hg: $356,7^\circ\text{C}$

Punto de fusión del Hg: $-38,33^\circ\text{C}$

En el rango de temperatura que se menciona en el enunciado, el mercurio se va a encontrar en estado líquido.

$$Q = m \times C_p \times \Delta t \quad Q = \frac{366 \text{ g} \times 0,139 \text{ J} \times 1 \text{ kJ} (12^\circ\text{C} - 77^\circ\text{C})}{\text{g } ^\circ\text{C} \times 1000 \text{ J}} \quad \boxed{Q = -3,31 \text{ kJ}}$$

1.3 Una muestra de 0,1375g de Mg sólido se quema en una bomba calorimétrica a $V = \text{cte}$ que tiene una capacidad calorífica de $1.769 \text{ J/}^\circ\text{C}$. El calorímetro contiene exactamente 300g de agua y el aumento de la temperatura es de $1,126^\circ\text{C}$. Calcule el calor liberado por la combustión del Mg en KJ/g y en KJ/mol.

$$Q_{\text{reacción}} = - (Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{Bomba}})$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{300 \text{ g} \times 4,184 \text{ J} \times 1,126^\circ\text{C} \times 1 \text{ kJ}}{\text{g } ^\circ\text{C} \times 1000 \text{ J}} = 1,41 \text{ kJ}$$

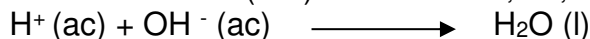
$$Q_{\text{Bomba}} = \frac{1,769 \text{ kJ} \times 1,126^\circ\text{C}}{^\circ\text{C}} = 1,99 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{reacción}} = - (1,41 \text{ kJ} + 1,99 \text{ kJ}) = -3,405 \text{ kJ}$$

$$\frac{1,0 \text{ g Mg} \times (-3,405 \text{ kJ})}{0,1375 \text{ g Mg}} = \boxed{-10,29 \text{ kJ/g}}$$

$$\frac{0,1375 \text{ g Mg} \times 1,0 \text{ mol}}{24,31 \text{ g Mg}} = 5,66 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad \frac{1,0 \text{ mol Mg} \times (-3,405 \text{ kJ})}{5,66 \times 10^{-3} \text{ mol}} = \boxed{-250 \text{ kJ/mol}}$$

1.4 Una muestra de 200 mL de HCl 0,862 M se mezcla con 200 mL de Ba(OH)₂ 0,431 M en un calorímetro a P=cte, que tiene una capacidad calorífica de 453 J/°C. La temperatura inicial de la disolución de HCl e Ba(OH)₂ es la misma, 20,48° C. Para el proceso:



El calor de neutralización es -56,2 KJ/mol ¿Cuál es la temperatura final de la disolución mezclada?

Suponemos que las densidades y los calores específicos de las disoluciones son iguales a los del agua 1 g/L y 4,184 J/g°C respectivamente.

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{disolución}} + Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{reacción}} \quad Q_{\text{sistema}} = 0$$

$$Q_{\text{reacción}} = - (Q_{\text{disolución}} + Q_{\text{calorímetro}}) \quad Q_{\text{reacción}} = -56,2 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_{\text{reacción}} = 0,1724 \text{ mol} \times (-56,2 \text{ kJ/mol}) = -9,69 \text{ kJ}$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{200 \text{ mL} \times 0,862 \text{ mol} \times 36,5 \text{ g}}{1000 \text{ mL} \quad \text{mol}} = 6,29 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ba(OH)}_2} = \frac{200 \text{ mL} \times 0,431 \text{ mol} \times 171,29 \text{ g}}{1000 \text{ mL} \quad \text{mol}} = 14,76 \text{ g}$$

$$Q_{\text{disolución}} = \frac{(6,29 \text{ g} + 14,76 \text{ g}) \times 4,184 \text{ J} \times \Delta t}{\text{g} \quad ^\circ\text{C}} \quad Q_{\text{calorímetro}} = \frac{453 \text{ J} \times \Delta t}{^\circ\text{C}}$$

$$9690 \text{ J} = \Delta t (88,07 \text{ J/}^\circ\text{C} + 453 \text{ J/}^\circ\text{C}) \quad \Delta t = 17,91^\circ\text{C} \quad 17,91^\circ\text{C} = t_f - t_i$$

$$t_f = 17,9^\circ\text{C} + 20,48^\circ\text{C} \quad \boxed{t_f = 38,38^\circ\text{C}}$$

1.5 Calcular el calor necesario para fundir totalmente 1,12 moles de hielo de 0° C, hasta agua líquida a 0° C



$$Q = \frac{1,12 \text{ mol} \times 18 \text{ g} \times 79,71 \text{ cal}}{\text{mol} \quad \text{g}} = 1606,95 \text{ cal} \quad \boxed{Q = 1.606,95 \text{ cal}}$$

1.6 Calcular el calor necesario para transformar 2,2 moles de agua líquida a 80° C en vapor de agua a 100° C. El calor específico medio del agua, en este intervalo de temperaturas, es de 1,0045 cal/(g ° C); el calor de vaporización del agua es de 539,6 cal/g

$$Q_1 = \frac{2,2 \text{ mol} \times 18 \text{ g} \times 1,0045 \text{ cal} \times (100 - 80)^\circ \text{C}}{\text{mol} \quad \text{g}^\circ \text{C}} = 795,56 \text{ cal} \quad Q_1 = 795,56 \text{ cal}$$

$$Q_2 = \frac{539,6 \text{ cal} \times 39,6 \text{ g}}{\text{g}} = 21368,16 \text{ cal} \quad Q_2 = 21368,16 \text{ cal} \quad Q_T = Q_1 + Q_2$$

$$Q_T = 795,56 \text{ cal} + 21368,16 \text{ cal} \quad \boxed{Q_T = 22163,72 \text{ cal}}$$

1.7 Calcular el calor necesario (en kcal) para transformar 3 kg de vapor de agua a 150° C hasta hielo a - 20° C

$$Q_1 = \frac{3000 \text{ g} \times 1,0045 \text{ cal} \times (100 - 150)^\circ \text{C}}{\text{g}^\circ \text{C}} = -150.675 \text{ cal} \equiv -150,68 \text{ kcal}$$

$$Q_2 = \frac{-539,6 \text{ cal} \times 3000 \text{ g}}{\text{g}} = -1.618.800 \text{ cal} \equiv -1.618,8 \text{ kcal}$$

$$Q_3 = \frac{3000 \text{ g} \times 1,0045 \text{ cal} \times (0 - 100)^\circ \text{C}}{\text{g}^\circ \text{C}} = -301.350 \text{ cal} \equiv -301,35 \text{ kcal}$$

$$Q_4 = \frac{-79,71 \text{ cal} \times 3000 \text{ g}}{\text{g}} = -239.130 \text{ cal} \equiv -239,13 \text{ kcal}$$

$$Q_5 = \frac{3000 \text{ g} \times 1,0045 \text{ cal} \times (-20 - 0)^\circ \text{C}}{\text{g}^\circ \text{C}} = -60.270 \text{ cal} \equiv -60,27 \text{ kcal}$$

$$Q_T = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$Q_T = -150,68 \text{ kcal} + (-1.618,8 \text{ kcal}) + (-301,35 \text{ kcal}) + (-239,13 \text{ kcal}) + (-60,27 \text{ kcal})$$

$$\boxed{Q_T = -2370,23 \text{ kcal}}$$

(*) Se utilizó el valor de calor específico promedio del agua, en caso de contar con valores más precisos se deberá utilizar el dato adecuado para cada rango de temperatura.

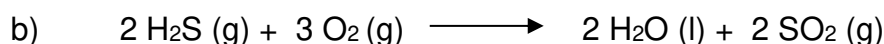
2. ENTALPÍA ESTÁNDAR DE FORMACIÓN Y DE REACCIÓN

2.1 Calcule el calor de combustión para cada una de las siguientes reacciones a partir de las entalpías estándar de formación que se encuentran en el apéndice 3 del libro Química de R. Chang



$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = (2\text{mol} \times -393,5 \text{ kJ/mol} + 2 \text{ mol} \times -285,8 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol} \times 52,3 \text{ kJ/mol} + 3 \text{ mol} \times 0)$$

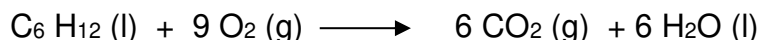
$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = -1410,9 \text{ kJ}$$



$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = (2\text{mol} \times -296,4 \text{ kJ/mol} + 2 \text{ mol} \times -285,8 \text{ kJ/mol}) - (2 \text{ mol} \times -20,15\text{kJ/mol} + 3 \text{ mol} \times 0)$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = -1204,7 \text{ kJ}$$

2.2 A partir de las entalpías estándar de formación calcule el $\Delta H^\circ_{\text{reacción}}$ para la reacción



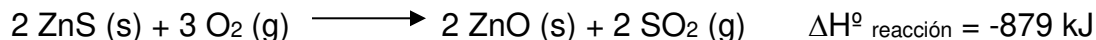
Para el $\text{C}_6\text{H}_{12} (\text{l})$ el $\Delta H^\circ_{\text{f}} = 151,1 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = \sum n \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{productos}) - \sum n \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{reactivos})$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = [6 \text{ mol} \times (-393,5 \text{ kJ/mol}) + 6\text{mol} \times (-285,8 \text{ kJ/mol})] - [1\text{mol}(151,1 \text{ kJ/mol}) + 0]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = -4.226,9 \text{ kJ}$$

2.3 El primer paso en la recuperación industrial de Zn a partir del mineral ZnS es el proceso de tostado es decir la conversión de ZnS en ZnO por calentamiento.

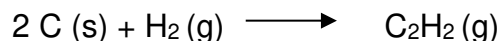


Calcule el calor liberado en kJ / g de ZnS tostado.

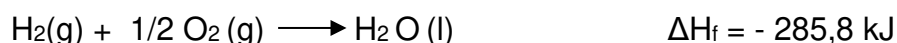
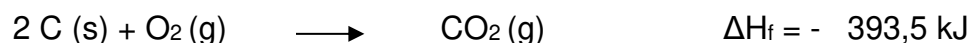
$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = - \frac{879 \text{ kJ} \times 1\text{mol}}{2 \text{ mol} \times 97,39 \text{ g}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = -4,51 \text{ kJ / g}$$

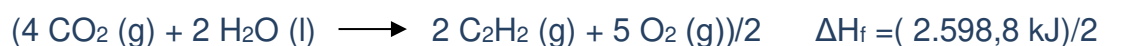
2.4 Calcular la entalpía estándar de formación del acetileno C_2H_2 a partir de sus elementos:



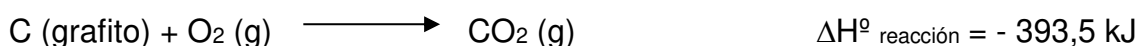
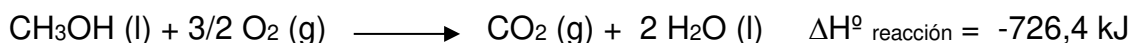
Las ecuaciones a utilizar son:



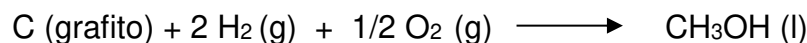
Resolveremos el problema mediante la aplicación de la Ley de Hess:



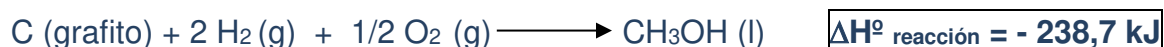
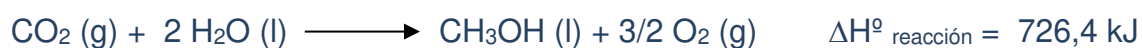
2.5 A partir de los siguientes calores de combustión



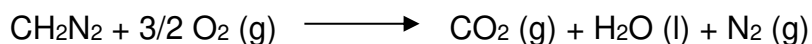
Calcule la entalpía de formación del metanol CH_3OH a partir de sus elementos



Resolveremos el problema mediante la aplicación de la Ley de Hess:



2.6 Calcular la entalpía ΔH_f (contenido calorífico) de formación de la cianamida CH_2N_2 a partir de su entalpía de combustión que es de $\Delta H_c = -177,2 \text{ kcal/mol}$. La reacción de la combustión es:



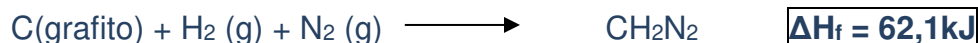
Calcular: $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2 (\text{g}) + \text{N}_2 (\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_2\text{N}_2 \quad \Delta H_f = ?$

Resolveremos el problema mediante la aplicación de la Ley de Hess:

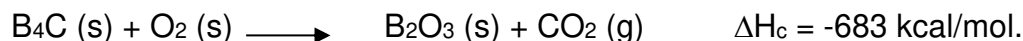
Debemos expresar la entalpía de combustión de la cianamida en kJ/mol:

$$\Delta H_c^\circ = - \frac{177,2 \text{ kcal} \times 4,184 \text{ kJ}}{\text{mol} \times 1 \text{ kcal}} = -741,4 \text{ kJ/mol}$$

Utilizaremos para resolver el problema la reacción de formación del dióxido de carbono y del agua, además de la reacción de combustión de la cianamida:



2.7 Calcular la entalpía de formación estándar del carburo de boro (B_4C), a partir de la entalpía de combustión que es de $-683,3 \text{ kcal/mol}$. La reacción de la combustión es:



Calcular: $4\text{B} (\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \longrightarrow \text{B}_4\text{C} (\text{s}) \quad \Delta H_f = ?$

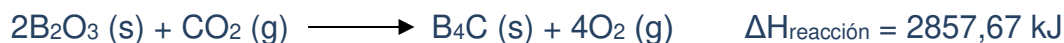
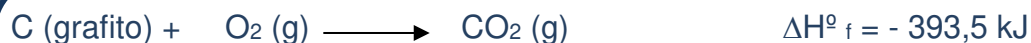
Debemos expresar la entalpía de combustión del carburo de boro en kJ/mol.

$$\Delta H_c^\circ = - \frac{683 \text{ kcal} \times 4,184 \text{ kJ}}{\text{mol} \times 1 \text{ kcal}} = -2857,67 \text{ kJ/mol}$$

Del apéndice 3 del libro Química de R. Chang obtenemos el valor de la entalpía de formación del trióxido de diboro:



Ahora aplicamos la Ley de Hess para resolver el problema:



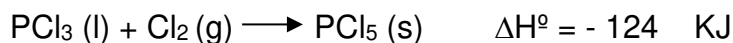
2.8 La fabricación industrial de ácido sulfúrico se realiza en dos etapas. La primera es la combustión del azufre y la segunda la oxidación del dióxido de azufre a trióxido de azufre. A partir de las entalpías de reacción estándar:



Calcular la entalpía de reacción de la oxidación de dióxido de azufre a trióxido de azufre, en la reacción: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$



2.9 Calcular la entalpía de la reacción $\text{P}_4 (\text{s}) + 10 \text{Cl}_2 (\text{g}) \longrightarrow 4 \text{PCl}_5 (\text{s})$ a partir de las reacciones: $\text{P}_4 (\text{s}) + 6 \text{Cl}_2 (\text{g}) \longrightarrow 4 \text{PCl}_3 (\text{l}) \quad \Delta H^\circ = -1.278,8 \text{ KJ}$



Trabajo Práctico n ° 6

Ejercicios complementarios:

1. Una barra de hierro cuya masa es de 869g se enfría desde 94° C hasta 5° C. Calcule la cantidad de calor liberada (en kJ) por el metal.

Primero debemos buscar en la tabla periódica el valor del calor específico del Fe:

$$C_{pFe} = 0,449 \text{ J/g}^{\circ}\text{C}$$

Luego debemos verificar que en el rango de temperatura que se menciona en el enunciado el Fe no cambie de estado:

Punto de ebullición del Fe: 2750°C

Punto de fusión del Fe: 1535°C

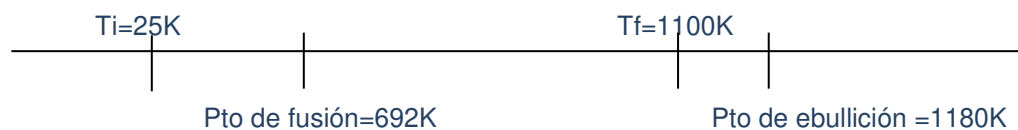
En el rango de temperatura que se menciona en el enunciado, el hierro se va a encontrar en estado sólido.

$$Q = m \times C_p \times \Delta t \quad Q = \frac{869 \text{ g} \times 0,449 \text{ J} \times 1 \text{ kJ} (5^{\circ}\text{C} - 94^{\circ}\text{C})}{\text{g}^{\circ}\text{C} \times 1000 \text{ J}} \quad \boxed{Q = -34,73\text{kJ}}$$

2. Calcular en calor total (en kJ) para calentar 10 moles de Zn desde 25K hasta 1100K. Datos para el Zn: $T_{\text{fusión}} = 692\text{K}$ $T_{\text{ebullición}} = 1180\text{K}$ $C_{p(\text{fusión})} = C_{p(\text{vaporización})} = 0,388 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Calor de fusión = 7,38 kJ/mol

Calor de vaporización = 115,3 kJ/mol



$$Q_1 = 10 \text{ mol} \times 65,39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,388 \frac{\text{J}}{\text{g} \times \text{K}} \times (692\text{K} - 25\text{K}) = 169.226,7\text{J} \equiv 169,23\text{KJ}$$

$$Q_2 = 10\text{mol} \times 7,38 \text{ (KJ/mol)} = 73,8 \text{ kJ}$$

$$Q_3 = 10 \text{ mol} \times 65,39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,388 \frac{\text{J}}{\text{g} \times \text{K}} \times (1100\text{K} - 692\text{K}) = 103.514\text{J} \equiv 103,5\text{kJ}$$

$$Q_{\text{Total}} = Q_1 + Q_2 + Q_3 \quad Q_{\text{Total}} = 169,23\text{KJ} + 73,8 \text{ kJ} + 103,5\text{kJ}$$

$$Q_{\text{total}} = 346,53\text{kJ}$$

3. Una muestra de 1,922g de metanol (CH₃OH), se quemó en una bomba calorimétrica a volumen constante. Como consecuencia, la temperatura del agua se elevó 4,2° C. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es exactamente 2000g y la capacidad calorífica del calorímetro es 2,02 kJ/ ° C, calcule el calor molar de combustión del metanol.

$$Q_{\text{reacción}} = - (Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{Bomba}})$$

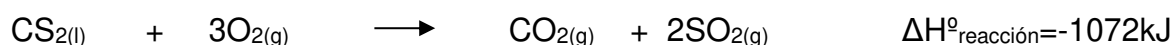
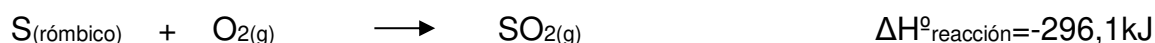
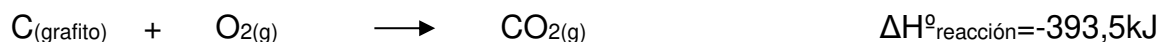
$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2000 \text{ g} \times 4,184 \text{ J} \times 4,2^\circ\text{C} \times 1 \text{ kJ}}{\text{g}^\circ\text{C} \times 1000 \text{ J}} = 35,14 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{Bomba}} = \frac{2,02 \text{ kJ} \times 4,2^\circ\text{C}}{^\circ\text{C}} = 8,48 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{reacción}} = - (35,14 \text{ kJ} + 8,48 \text{ kJ}) = -43,62 \text{ kJ}$$

$$\frac{1,922 \text{ g CH}_3\text{OH} \times 1,0 \text{ mol}}{32 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 0,06 \text{ mol} \quad \frac{1,0 \text{ mol Mg} \times (-43,62 \text{ kJ})}{0,06 \text{ mol}} = \boxed{-727 \text{ kJ/mol}}$$

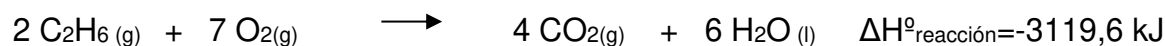
4. Calcule la entalpía estándar de formación del disulfuro de carbono (CS₂) a partir de sus elementos, tomando en cuenta que



Resolveremos el problema mediante la aplicación de la Ley de Hess:



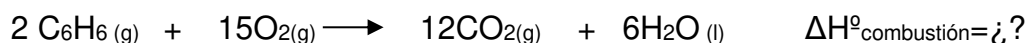
5. Calcular la entalpía de formación del C₂H₆ (g) sabiendo que:



Resolveremos el problema mediante la aplicación de la Ley de Hess:



6. El benceno (C_6H_6) se quema en el aire para producir dióxido de carbono y agua líquida. Calcule el calor liberado (en kJ) por cada gramo de compuesto que reacciona con oxígeno. La entalpía estándar de formación del benceno es 49,04 kJ/mol



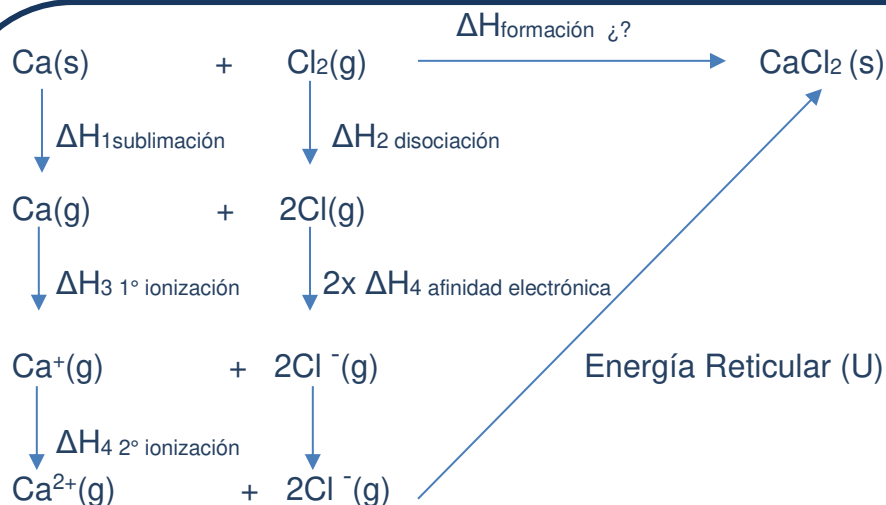
$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = (12 \text{ mol} \times -393,5 \text{ kJ/mol} + 6 \text{ mol} \times -285,8 \text{ kJ/mol}) - (2 \text{ mol} \times 49,04 \text{ kJ/mol} + 15 \text{ mol} \times 0)$$

$$\boxed{\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = -6534,88 \text{ kJ}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = \frac{-6534,88 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{2 \text{ mol} \times 78 \text{ g}}$$

$$\boxed{\Delta H^\circ_{\text{combustión}} = -41,89 \text{ kJ / g}}$$

7. Sugiera las ecuaciones apropiadas que permitan medir el valor de ΔH°_f de $\text{CaCl}_2(\text{s})$ a partir de sus elementos. No es necesario hacer cálculos.



$$\Delta H^\circ_{\text{formación}} = \Delta H_1 \text{ sublimación} + \Delta H_2 \text{ disociación} + \Delta H_3 \text{ 1}^\circ \text{ ionización} + (2 \times \Delta H_4 \text{ afinidad electrónica}) +$$

$$+ \Delta H_4 \text{ 2}^\circ \text{ ionización} + U$$