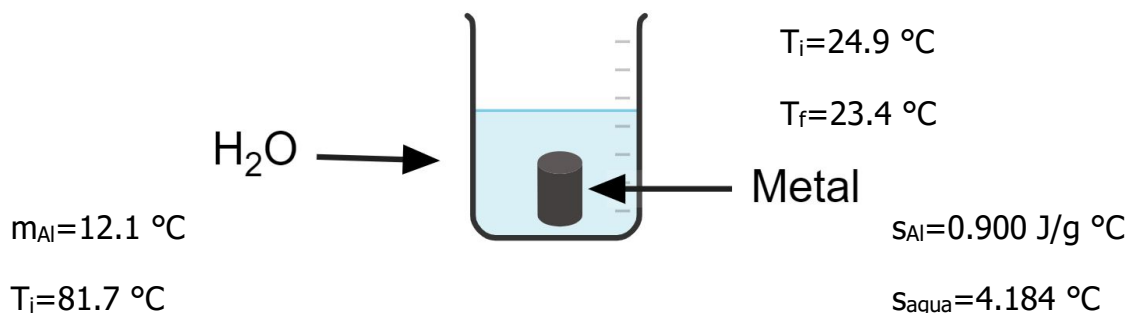


Seminario 6

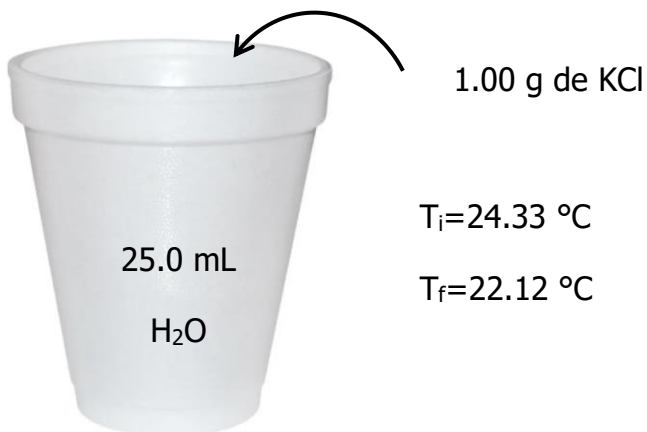
I. Calorimetría

1. A una muestra de agua a 23.4 °C, en un calorímetro de presión constante y de capacidad calorífica insignificante, se agrega una pieza de aluminio de 12.1 g cuya temperatura es de 81.7°C. Si la temperatura final del agua es de 24.9 °C, calcule el volumen del agua en el calorímetro considerando que la densidad del agua a 24.9 °C es 0.99762 g/mL. Datos: Calor específico (H₂O) = 4.184 J/g°C ; Calor específico (Al)= 0.900 J/g°C.



$$\begin{aligned}
 \Delta H_{\text{Al}} + \Delta H_{\text{Agua}} &= 0 \\
 \Delta H_{\text{Al}} &= -\Delta H_{\text{Agua}} \\
 m_{\text{Al}} \times s_{\text{Al}} \times \Delta T &= -m_{\text{Agua}} \times s_{\text{Agua}} \times \Delta T \\
 12.1 \text{ g} \times 0.900 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} (24.0 - 81.7)^\circ\text{C} &= -m_{\text{Agua}} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} (24.0 - 23.4)^\circ\text{C} \\
 -619 &= -m_{\text{Agua}} \times 6.3 \text{ g}^{-1} \\
 m_{\text{Agua}} &= 98 \text{ g} \\
 V_{\text{Agua}} &= \frac{98 \text{ g}}{0.99762 \text{ g/mL}} = 98 \text{ mL}
 \end{aligned}$$

2. Un vaso de espuma de estireno para café funciona como un calorímetro poco costoso para mediciones que no requieren gran exactitud. Se agregó un gramo de KCl(s) a 25.0 mL de agua en uno de esos vasos, a 24.33°C. Se disolvió en forma rápida y completa al agitarlo suavemente. La temperatura mínima que se obtuvo fue 22.12°C. Calcule el valor de ΔH° del calor de disolución del KCl, en kJ/mol. Puede suponer que la disolución tiene la misma capacidad calorífica que el agua y que no es necesario considerar las capacidades caloríficas del vaso y del termómetro.



$$\Delta H_{\text{disolución}} + \Delta H_{\text{agua}} = 0$$

$$\Delta H_{\text{disolución}} = -\Delta H_{\text{agua}}$$

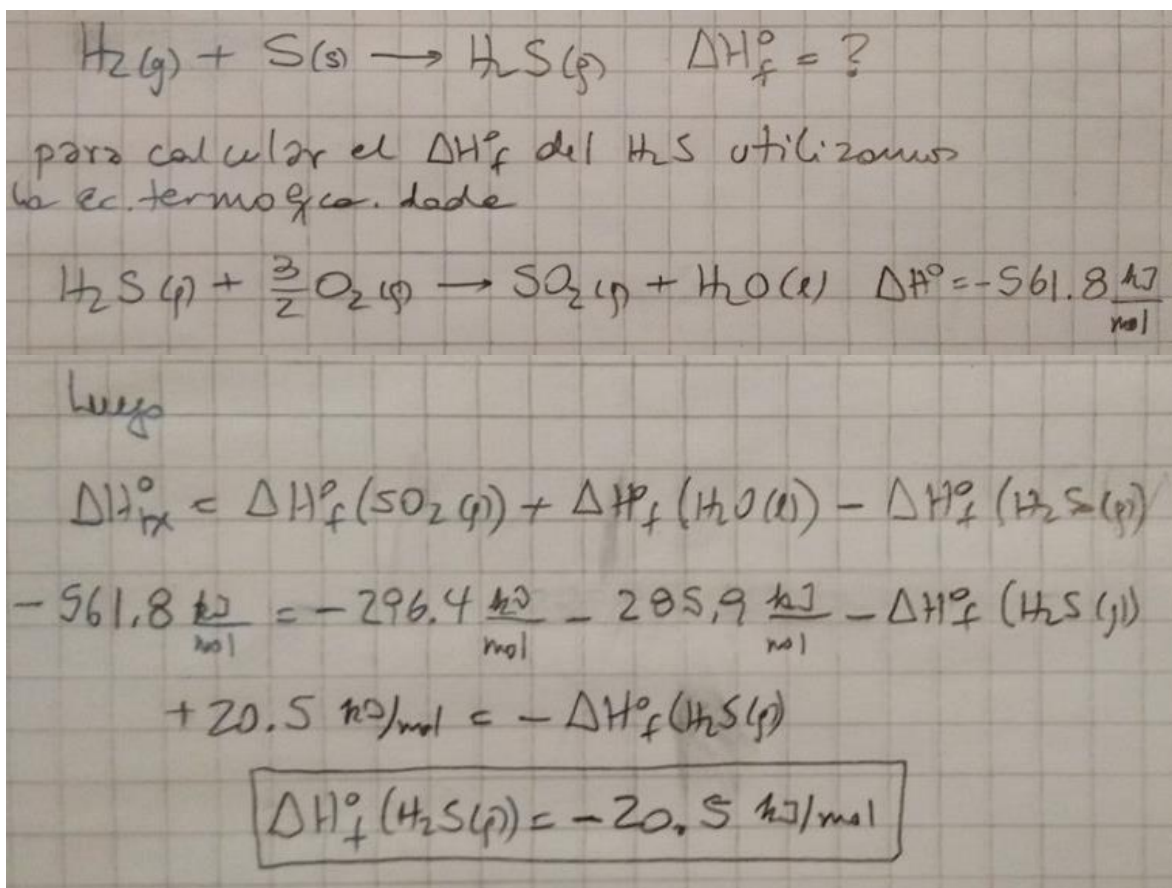
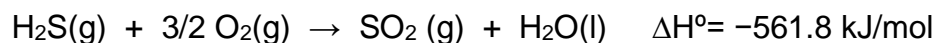
$$\Delta H_{\text{disolución}} = -m_{\text{Agua}} \times s_{\text{Agua}} \times \Delta T$$

$$\Delta H_{\text{disolución}} = -25.0 \text{ g} \times 4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} (22.12 - 24.33)^\circ = 231 \text{ J para 1.00 g de KCl}$$

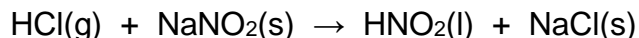
$$\Delta H_{\text{disolución}} = \frac{231 \text{ J}}{1 \text{ g}} \times \frac{74.55 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 17.2 \text{ kJ/mol}$$

II. Ley de Hess

1. Escribir la reacción de formación de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ y calcular su entalpía estándar de formación a partir de los siguientes datos. $\Delta H_f(\text{SO}_2(\text{g})) = -296.4 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285.9 \text{ kJ/mol}$

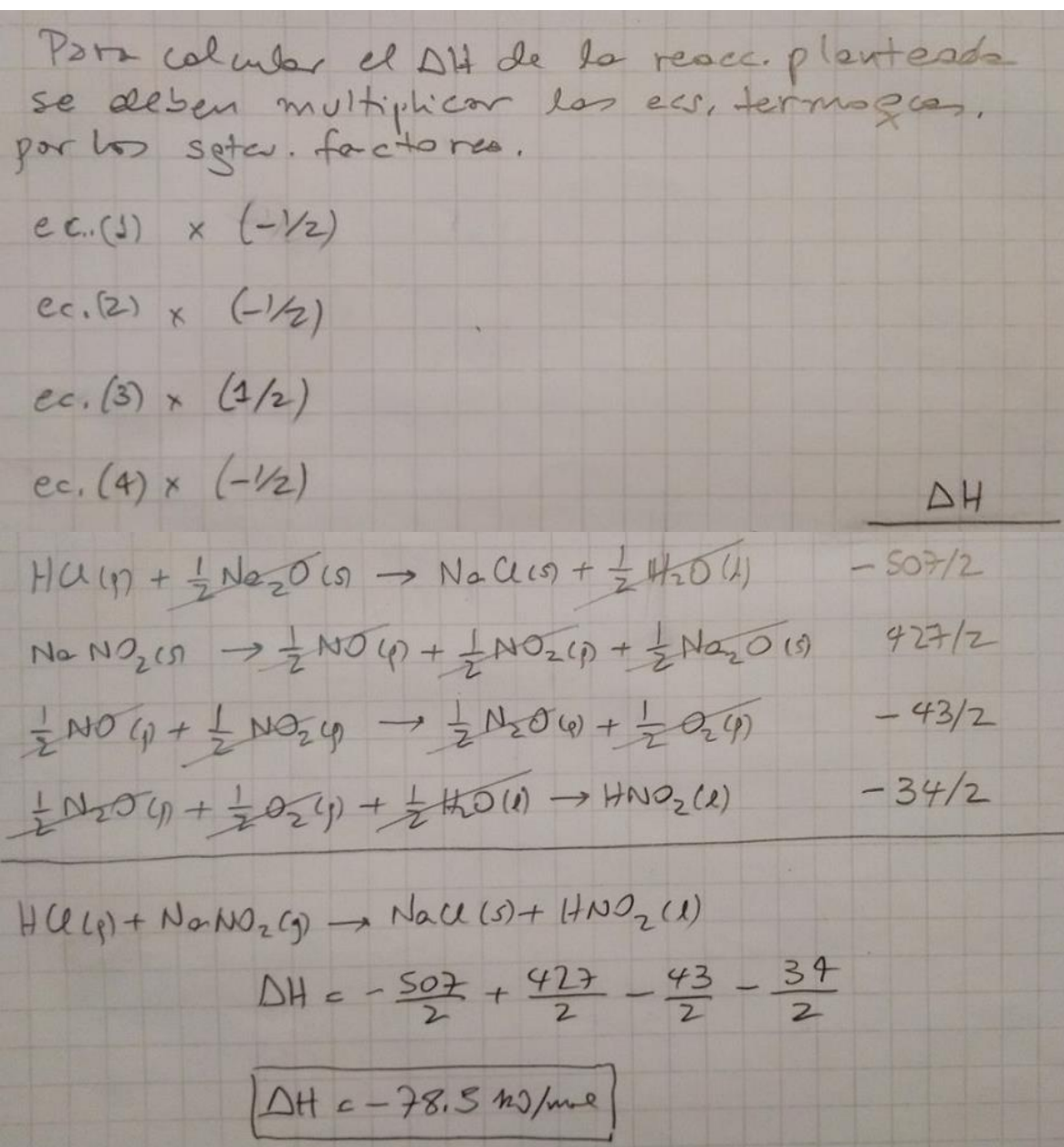


2. Calcule el cambio de entalpía ΔH para la reacción:



Use las siguientes ecuaciones y sus correspondientes entalpías:

- | | |
|---|------------------------------------|
| 1) $2\text{NaCl(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{HCl(g)} + \text{Na}_2\text{O(s)}$ | $\Delta H_1 = +507 \text{ kJ/mol}$ |
| 2) $\text{NO(g)} + \text{NO}_2(\text{g}) + \text{Na}_2\text{O(s)} \rightarrow 2\text{NaNO}_2(\text{s})$ | $\Delta H_2 = -427 \text{ kJ/mol}$ |
| 3) $\text{NO(g)} + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O(g)} + \text{O}_2(\text{g})$ | $\Delta H_3 = -43 \text{ kJ/mol}$ |
| 4) $2\text{HNO}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2\text{O(g)} + \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O(l)}$ | $\Delta H_4 = +34 \text{ kJ/mol}$ |



3. Calcular el calor de formación del ácido metanoico (HCOOH), a partir de los siguientes calores de reacción.

