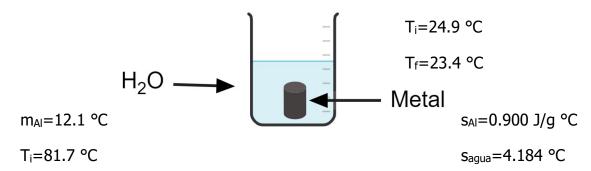
Seminario 6

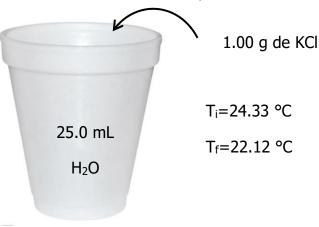
I. Calorimetría

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.



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

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.

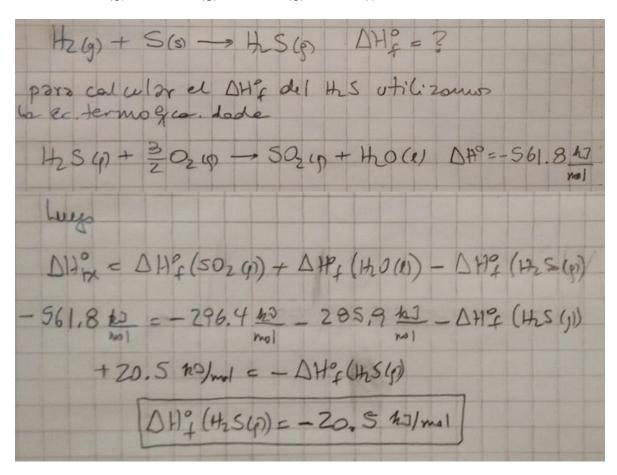


$$\begin{split} \Delta H_{disoluci\acute{o}n} + \Delta H_{agua} &= 0 \\ \Delta H_{disoluci\acute{o}n} &= -\Delta H_{agua} \\ \Delta H_{disoluci\acute{o}n} &= -m_{Agua} \times s_{Agua} \times \Delta T \\ \Delta H_{disoluci\acute{o}n} &= -25.0 \text{ g} \times 4.184 \frac{J}{g\text{ °C}} (22.12 - 24.33)\text{°} = 231 \text{ J para } 1.00 \text{ g de KCl} \\ \Delta H_{disoluci\acute{o}n} &= \frac{231 \text{ J}}{1 \text{ g}} \times \frac{74.55 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 17.2 \text{ kJ/mol} \end{split}$$

II. Ley de Hess

1. Escribir la reacción de formación de $H_2S(g)$ y calcular su entalpía estándar de formación a partir de los siguientes datos. $\Delta H_f(SO_2(g)) = -296.4$ kJ/mol; $\Delta H_f(H_2O(I)) = -285.9$ kJ/mol

$$H_2S(g) + 3/2 O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + H_2O(I) \Delta H^0 = -561.8 \text{ kJ/mol}$$



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

$$HCI(g) + NaNO_2(s) \rightarrow HNO_2(l) + NaCl(s)$$

Use las siguientes ecuaciones y sus correspondientes entalpías:

1)
$$2NaCl(s) + H_2O(l) \rightarrow 2HCl(g) + Na_2O(s)$$
 $\Delta H_1 = +507 \text{ kJ/mol}$
2) $NO(g) + NO_2(g) + Na_2O(s) \rightarrow 2NaNO_2(s)$ $\Delta H_2 = -427 \text{ kJ/mol}$
3) $NO(g) + NO_2(g) \rightarrow N_2O(g) + O_2(g)$ $\Delta H_3 = -43 \text{ kJ/mol}$
4) $2HNO_2(l) \rightarrow N_2O(g) + O_2(g) + H_2O(l)$ $\Delta H_4 = +34 \text{ kJ/mol}$

| Para columbre el DH de la reacc. plantesda se deben multiplicar las ecs, termogras, por los setas factores. |
|---|
| ec.(s) x (-1/2) |
| ec.(2) x (-1/2) |
| ec. (3) x (1/2) |
| ec. (4) x (-1/2) |
| Hun + ½ No20 (5) → Na (15) + ½ H20 (1) - 507/2 |
| No NO2(5) -> = NO(p+ + NO2(p+ + NO2(5) 427/2 |
| = NO(p+ 1 NO24) - 1 NEO(p) + 1 024) - 43/2 |
| ± N254) + ± 024) + ± H20(1) → HNO2(2) -34/2 |
| HULLEN+ NONDZG) - Nacl (5)+ HNOZ(1) |
| $\Delta H = -\frac{507}{2} + \frac{427}{2} - \frac{43}{2} - \frac{34}{2}$ |
| [DH c-78.5 nJ/me] |

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

$$\begin{array}{lll} \mbox{1) } C(s) \ + \ 1/2 \ O_2(g) \ \to \ CO(g) & \Delta H_1 = -110.4 \ kJ/mol \\ 2) \ H_2(g) \ + \ 1/2 \ O_2(g) \ \to \ H_2O(l) & \Delta H_2 = -285.5 \ kJ/mol \\ 3) \ CO(g) \ + \ 1/2 \ O_2(g) \ \to \ CO_2(g) & \Delta H_3 = -283.0 \ kJ/mol \\ 4) \ HCOOH(l) \ + \ 1/2 \ O_2(g) \ \to \ H_2O(l) \ + \ CO_2(g) & \Delta H_4 = -259.6 \ kJ/mol \\ \end{array}$$

