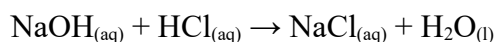


Problema 1118: Introducimos 100ml de disolución 1M de NaOH en un calorímetro, de capacidad calorífica $150\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$, que están a la temperatura ambiente de $20,0^\circ\text{C}$. Se introduce en el calorímetro 100ml de disolución 1M de HCl que está a la misma temperatura. Calcula el calor de reacción y la ΔH molar de reacción sabiendo que la temperatura de equilibrio que se alcanza es $T_{\text{eq}} = 25,6^\circ\text{C}$. Datos: supón que la densidad de las disoluciones es $d = 1\text{g/ml}$ y que el calor específico de las disoluciones coincide con el calor específico del agua, $c(\text{agua}) = 4180\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$



Masa de la disolución de NaOH: $m_1 = d \cdot V = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 100 \text{ g}$

Masa de la disolución de HCl: $m_2 = d \cdot V = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 100 \text{ g}$

$m_1 = 100\text{g}$	$m_2 = 100\text{g}$
NaOH	HCl
$T_1 = 20^\circ\text{C}$	$T_2 = 20^\circ\text{C}$

$T_{\text{eq}} = 25,6^\circ\text{C}$

$$Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$Q_{\text{ced reacción}} + Q_{\text{abs dis HCl}} + Q_{\text{abs dis NaOH}} + Q_{\text{abs calorímetro}} = 0$$

$$Q_{\text{ced reacción}} + m_{\text{dis HCl}} \cdot c_{\text{dis}} \cdot \Delta T_{\text{dis HCl}} + m_{\text{dis NaOH}} \cdot c_{\text{dis}} \cdot \Delta T_{\text{dis NaOH}} + C_{\text{cal}} \cdot \Delta T_{\text{cal}} = 0$$

$$Q_{\text{ced reacción}} + m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_f - T_i) + m'_{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_f - T_i) + C_{\text{cal}} \cdot (T_f - T_i) = 0$$

$$Q_{\text{ced reacción}} = -m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_f - T_i) - m'_{\text{H}_2\text{O}} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_f - T_i) - C_{\text{cal}} \cdot (T_f - T_i)$$

$$Q_{\text{ced reacción}} = -0,1\text{kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \cdot (25,6^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) - 0,1\text{kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \cdot (25,6^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) - 150 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}} \cdot (25,6^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C})$$

$$Q_{\text{ced reacción}} = -2340,8 \text{ J} - 2340,8 \text{ J} - 840 \text{ J} = \underline{\underline{-5521,6 \text{ J}}}$$

b) Para calcular el calor desprendido por mol calculamos los moles que reaccionan y establecemos una proporción:

$$M = \frac{n_s}{V_D} \quad n_s = M \cdot V_D = 1 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-5521,6 \text{ J}}{0,1 \text{ mol}} = -55216 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = \underline{\underline{-55,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}}$$