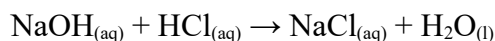


Problema 1103: Se mezclan en un calorímetro, de capacidad calorífica $C=140\text{J/}^\circ\text{C}$, 50ml de HCl 1M con 50ml de NaOH 1M, estando las disoluciones a 18°C . Si la temperatura final de la mezcla después de la reacción es 23°C . Calcula: a) El calor desprendido. b) ΔH° en kJ/mol para la reacción:



a) Cuando mezclamos las dos disoluciones se produce la reacción de neutralización que desprende energía, pues observamos que la temperatura final aumenta. Del calorímetro no sale energía por tanto la energía desprendida por la reacción es igual a la energía absorbida por las disoluciones y el calorímetro.

Como las disoluciones no son muy concentradas suponemos que la densidad de las disoluciones es igual a la densidad del agua, y el calor específico de las disoluciones coincide también con el del agua, $c(\text{dis.}) = 4.180 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$



Masa de la disolución de NaOH: $m_1 = d \cdot V = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 50 \text{ mL} = 50 \text{ g}$

Masa de la disolución de HCl: $m_2 = d \cdot V = 1 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 50 \text{ mL} = 50 \text{ g}$

$m_1 = 50\text{g}$	$m_2 = 50\text{g}$
NaOH	HCl
$T_1 = 18^\circ\text{C}$	$T_2 = 18^\circ\text{C}$
$T_{\text{eq}} = 23^\circ\text{C}$	

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

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

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

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

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

$$Q_{\text{ced reacción}} = -0,05 \text{ kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \cdot (23^\circ\text{C} - 18^\circ\text{C}) - 0,5 \text{ kg} \cdot 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg}^\circ\text{C}} \cdot (23^\circ\text{C} - 18^\circ\text{C}) - 140 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}} \cdot (23^\circ\text{C} - 18^\circ\text{C})$$

$$Q_{\text{ced reacción}} = -1045 \text{ J} - 1045 \text{ J} - 700 \text{ J} = \underline{\underline{-2790 \text{ J}}}$$

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

$$M = \frac{n_s}{V_D} \quad n_s = M \cdot V_D = 1 M \cdot 0,05 L = 0,05 \text{ mol}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-2790 J}{0,05 \text{ mol}} = -55800 \frac{J}{\text{mol}} = \underline{\underline{-55,8 \frac{kJ}{\text{mol}}}}$$