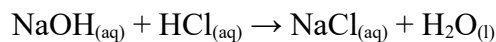


Problema 1118: Introducimos 100ml de disolución 1M de NaOH en un calorímetro, de capacidad calorífica  $150\text{J}\cdot\text{K}^{-1}$ , que están a la temperatura ambiente de  $20,0^\circ\text{C}$ . Se introduce en el calorímetro 100ml de disolución 1M de HCl que está a la misma temperatura. Calcula el calor de reacción y la  $\Delta H$  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:  $m_1 = d \cdot V = 1\text{g/ml} \cdot 100\text{ml} = 100\text{g}$

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

$m_1 = 100\text{g}$	$m_2 = 100\text{g}$
NaOH	HCl
$T_1 = 20^\circ\text{C}$	$T_2 = 20^\circ\text{C}$
$T_{\text{eq}} = 25,6^\circ\text{C}$	

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

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

$$Q_{\text{R}} + m_1 \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_1) + m_2 \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_2) + C_{\text{cal}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_1) = 0$$

$$Q_{\text{R}} = -m_1 \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_1) - m_2 \cdot c_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_2) - C_{\text{cal}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_1)$$

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

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

El número de moles de cada sustancia que reacciona es:  $n = M \cdot V = 1\text{mol/L} \cdot 0,1\text{L} = 0,1\text{mol}$

Por tanto la entalpía de reacción molar será:  $\Delta H = \frac{-5521,6\text{J}}{0,1\text{mol}} = \underline{\underline{-55216\text{J}}} = \underline{\underline{-55,2\text{kJ}}}$