

Determinación de la entalpía de una reacción de neutralización

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

El calor absorbido o desprendido a presión constante de 1 atm (y 25 °C) en una reacción química nos da la variación de entalpía estándar de la reacción considerada.

La reacción de neutralización del HCl y el NaOH es una reacción fuertemente exotérmica para la cual nos planteamos obtener su variación de entalpía estándar.

La forma de operar es sencilla, ya que se trata de medir el ascenso de temperatura de una masa de agua provocado por el calor desprendido en la reacción. No obstante, y como todas las experiencias de calorimetría, hay que ser sumamente cuidadosos a la hora de operar para evitar pérdidas de calor.

La experiencia se realiza a partir de disoluciones 1,0 M de NaOH y HCl.

- Se comienza midiendo 100 mL de cada una de las disoluciones, aunque se ha visto que los errores cometidos son menores si en vez de medir volúmenes se determinan masas de las disoluciones. **Comenzamos, por tanto, pesando 100,0 g de cada una de las disoluciones.**
- **Medimos a continuación la temperatura a la que se encuentran ambas disoluciones (t_i).** Si se ha tenido la precaución de preparar las disoluciones el día anterior sus temperaturas deberán de ser las mismas (puede haber una diferencia de pocas décimas).
- **Se vierten ambas disoluciones (a la vez) en un calorímetro** dotado con un termómetro, observándose como asciende la temperatura de la mezcla (esencialmente agua). **Cuando la temperatura deje de subir se anota el valor (t_f).**

Como las disoluciones utilizadas tienen una concentración baja se considera que el calor específico de la mezcla es el del agua (4,18 J/g.°C).

Si se miden 100 mL en vez de pesar 100,0 g, también puede suponerse que la densidad de la disolución es la del agua (1,0 g/mL).

Datos para el cálculo:

$$\left. \begin{array}{l} m_{\text{NaOH(ac)}} = 100,0 \text{ g} \\ m_{\text{HCl(ac)}} = 100,0 \text{ g} \end{array} \right\} m_{\text{tot}} = 200,0 \text{ g}$$

$$C_{e_{\text{H}_2\text{O}}} = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

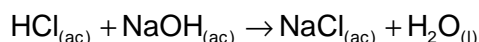
$$t_i = 17,6 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$t_f = 23,5 \text{ } ^\circ\text{C}$$

El agua ganará el calor desprendido en la reacción de neutralización. Dicho calor lo podemos calcular a partir de:

$$Q = m C_e (t_f - t_i) = 200,0 \cancel{\text{g}} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{g}} \cdot ^\circ\text{C}} (23,5 - 17,6) \cancel{^\circ\text{C}} = 4932 \text{ J} = 4,93 \text{ kJ}$$

Considerando ahora la reacción de neutralización:



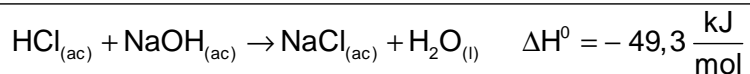
La variación de entalpía debería de darse en kJ/mol (de HCl o de NaOH).

Como han reaccionado 100 ml de cada una de las disoluciones (de concentración 1,0 M) habrán reaccionado 0,1 moles de HCl con 0,1 moles de NaOH.

Calculamos el calor desprendido por mol:

$$\frac{4,93 \text{ kJ}}{0,1 \text{ mol}} = 49,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Por tanto:



En la bibliografía se encuentra un valor de **57,3 kJ/mol** para la variación de entalpía estándar para esta reacción, luego el error cometido en la determinación experimental será:

$$E_R = \frac{|E_A|}{V_{\text{verd}}} \cdot 100 = \frac{8,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{57,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 14,0\%$$

El error que se ha cometido, como puede verse, es bastante alto. El resultado puede mejorarse considerando el **equivalente en agua del calorímetro**.

Aunque no lo hemos considerado, el calorímetro, el agitador o el termómetro, absorben cierta cantidad de calor que, en consecuencia, no se emplea en calentar el agua. Puede tenerse esto en cuenta calculando la masa de agua que absorbería el mismo calor e incrementar la masa de agua en esa cantidad. **Esta masa de agua es el equivalente en agua del calorímetro**.

En la experiencia anterior **se ha calculado experimentalmente el equivalente en agua del calorímetro encontrándose que vale $k = 28,3 \text{ g}$** .

Repitamos el cálculo introduciendo ahora el equivalente en agua del calorímetro:

$$Q = m C_e (t_f - t_i) = 228,3 \text{ g} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} (23,5 - 17,6) ^\circ\text{C} = 5630 \text{ J} = 5,63 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^0 = -56,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$E_R = \frac{|E_A|}{V_{\text{verd}}} \cdot 100 = \frac{1,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{57,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}} \cdot 100 = 1,7 \%$$