

Química 63.01 C
Trabajo Práctico n.º 4
Termoquímica

Leandro Wirth Leandro Barutta Sosa
Guillermo Nicotera Iñaki García Mendive

15 de Octubre de 2008

1. Comprobación cualitativa de la absorción o liberación de calor que acompaña a las reacciones químicas

1. $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$ es exotérmica, con lo cual $\Delta H < 0$.
2. $\text{NaOH}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$ es endotérmica, por lo tanto $\Delta H > 0$.
3. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$. La reacción es endotérmica, o sea que $\Delta H > 0$.
4. $\text{KIO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{K}^+(\text{ac}) + \text{IO}_3^{2-}(\text{ac})$ es endotérmica y por consiguiente $\Delta H > 0$.

2. Determinación del calor de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte

2.1. Determinación de la constante del calorímetro

Para determinar la constante k del calorímetro, colocamos 40 cm^3 de agua destilada en el mismo y esperamos a que la temperatura del sistema se nivelara. Seguidamente, agregamos $1,2\text{ cm}^3$ de ácido sulfúrico concentrado al agua y continuamos con la medición de temperatura hasta que ésta volviera a estabilizarse (fig. 1).

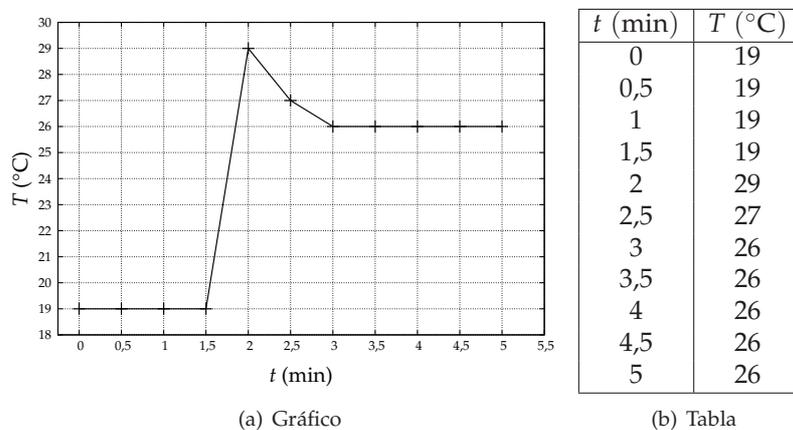


Figura 1: Medición de temperatura versus tiempo al agregar ácido sulfúrico

Es así que obtuvimos, entre el minuto 1,5 y el minuto 2, el valor de $\Delta T = 7^{\circ}\text{C}$ que necesitamos para calcular k , cuyo valor viene dado por:

$$k = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{\Delta H}{\Delta T}. \quad (1)$$

Ahora bien, como la presión externa es en todo momento constante e igual a 1 atm, el calor Q buscado no es otra cosa que la variación de entalpía ΔH

de la evolución; este valor puede obtenerse de las tablas de dilución, previa ejecución de las siguientes operaciones:

1. Obtención de $n_{\text{H}_2\text{O}}$ y de $n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$: sabiendo que la densidad del agua es $\delta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/cm}^3$, y que en el calorímetro hay 40 cm^3 del líquido, es evidente que $m_{\text{H}_2\text{O}} = 40 \text{ g}$. Por otra parte, como la masa molar del agua vale 18 g/mol , para encontrar la cantidad de moles de la sustancia presentes en el recipiente efectuamos:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{40 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2,22 \text{ mol.}$$

Para el ácido procedemos de igual forma: siendo $\delta_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,84 \text{ g/cm}^3$ y el volumen igual a $1,2 \text{ cm}^3$, obtenemos $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2,21 \text{ g}$. La masa molar del ácido sulfúrico es $M = 98 \text{ g/mol}$, con lo cual:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{2,21 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}$$
$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ mol}$$

2. Obtención de la normalidad de la solución: la normalidad N se define como $\frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto}}$. En consecuencia, para el caso que nos ocupa, será $N = \frac{2,22 \text{ mol}}{0,02 \text{ mol}} = 98,63 \approx 100$.

En correspondencia con el valor aproximado de N , la variación de entalpía que buscábamos es: $\Delta H = -73,97 \text{ kJ/mol}$ de H_2SO_4 . Éste es también, de acuerdo con la ecuación (1), el valor de Q que necesitábamos:

$$Q = -73,97 \text{ kJ.}$$

La constante k del calorímetro resulta entonces:

$$k = -10,57 \text{ kJ/}^\circ\text{C.} \quad (2)$$

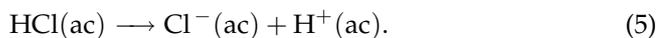
2.2. Determinación del calor de neutralización

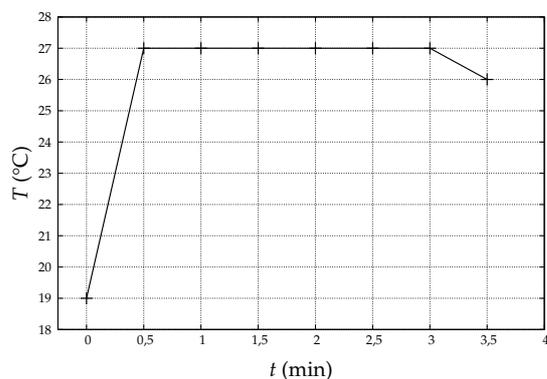
Habiendo colocado dentro del susodicho calorímetro 20 cm^3 de una solución de HCl 4 N , tomamos su temperatura y en seguida le agregamos 20 cm^3 de NaOH 4 N . Repetimos la medición de temperatura a intervalos regulares hasta notar que ésta se estabilizó (fig. 2).

La reacción involucrada en este proceso está sintetizada por la ecuación siguiente:



que se complementa con estas dos ecuaciones iónicas:





(a) Gráfico

t (min)	T (°C)
0	19
0,5	27
1	27
1,5	27
2	27
2,5	27
3	27
3,5	26

(b) Tabla

Figura 2: Medición de temperatura versus tiempo al neutralizar un ácido fuerte con una base fuerte

En cuanto al calor de neutralización $\Delta H_{\text{neut.}}$, éste puede obtenerse mediante la siguiente fórmula:

$$\Delta H_{\text{neut.}} = \frac{Q}{n} = \frac{k\Delta T}{n}, \quad (6)$$

donde n es la cantidad de moles del ácido (o de la base) puestos en juego en la reacción. $n = 4 \text{ mol/l} \cdot 0,021 = 0,08 \text{ mol}$. Resulta entonces:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{neut.}} &= \frac{k\Delta T}{n} \\ \Delta H_{\text{neut.}} &= \frac{-10,57 \text{ kJ/}^\circ\text{C} \cdot 8 \text{ }^\circ\text{C}}{0,08 \text{ mol}} \\ \Delta H_{\text{neut.}} &= -1056,71 \text{ kJ/mol. } \blacksquare \end{aligned} \quad (7)$$