

PRÁCTICA 5 CALOR DE NEUTRALIZACIÓN

OBJETIVOS

- Determinar por calorimetría la variación de entalpía que se produce en la neutralización de un ácido fuerte (HCl) con una base fuerte (NaOH).
- Utilizar un calorímetro adiabático, del que previamente se calculará su capacidad calorífica.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Casi todas las reacciones químicas vienen acompañadas por un cambio de energía, que en general se manifiesta como absorción o liberación de calor. Por otro lado, la mayoría de las reacciones químicas se llevan a cabo a presión, **P**, constante, por lo que el calor absorbido o cedido, q_p , será la variación de entalpía, ΔH , que acompaña al proceso.

$$\left. \begin{array}{l} \Delta E = q + w \\ H = E + PV \end{array} \right\} \quad q_p = \Delta H \quad \begin{array}{l} \Delta H > 0, \text{ proceso endotérmico} \\ \Delta H < 0, \text{ proceso exotérmico} \end{array}$$

Donde ΔE es el cambio de energía interna del proceso, **q** es el calor, **w** el trabajo y **V** el volumen.

Si la reacción química se lleva a cabo en un recipiente aislado térmicamente del exterior (**adiabático**), una reacción exotérmica provoca un aumento de temperatura del sistema, mientras que una endotérmica conduce a una disminución de la temperatura. De esta manera, se puede determinar experimentalmente ΔH de reacción midiendo a **P** constante la variación de temperatura que la reacción produce cuando se lleva a cabo en un recipiente adiabático. Este procedimiento se denomina **calorimetría** y el aparato utilizado para determinar los cambios de temperatura es un **calorímetro**.

El calorímetro que se utilizará en esta práctica es muy sencillo: consta de un vaso Dewar, un termómetro y un agitador. Las paredes externas de un vaso Dewar son adiabáticas (es decir, no hay intercambio de calor con el exterior), por lo que todo el calor transferido en la reacción química se absorbe dentro del calorímetro. Para que las medidas sean correctas, la temperatura inicial de todo el sistema debe ser uniforme.

La relación entre el calor absorbido o cedido por un cuerpo de masa **m** y la variación de temperatura, ΔT , viene dada por la siguiente ecuación:

$$q = C m \Delta T$$

Si el proceso tiene lugar a presión constante, **C** será el calor específico a presión constante (en $\text{Jg}^{-1}\text{K}^{-1}$ o en $\text{cal g}^{-1}\text{K}^{-1}$).

En el caso de la reacción de neutralización que se va a estudiar, el proceso es exotérmico, y el calor cedido por la reacción es absorbido por la disolución resultante de la neutralización y por el calorímetro (Dewar, agitador y termómetro), lo que conducirá a un aumento de temperatura del sistema.

La ecuación calorimétrica final será:

$$q_{\text{cedido}} + (m_d C_d \Delta T + \sum m_{\text{cal}} C_{\text{cal}} \Delta T) = 0 \quad (\text{y } q_{\text{cedido}} = q_P = \Delta H_{\text{reacción}})$$

Donde m_d y C_d son la masa y el calor específico de la disolución, ΔT es la variación de temperatura del sistema, y m_{cal} y C_{cal} las masas y calores específicos de cada uno de los componentes del calorímetro. Si trabajamos siempre con el mismo calorímetro, $\sum m_{\text{cal}} C_{\text{cal}}$ será constante en nuestros experimentos.

Por tanto, para la determinación de ΔH , es preciso calcular el término $\sum m_{\text{cal}} C_{\text{cal}}$. Esto se hace considerando que el calor absorbido por el calorímetro es igual al que absorbería una masa de agua, M_{eq} , denominada **equivalente en agua del calorímetro**. Esta magnitud es la masa de agua (de calor específico C_{agua}) que para aumentar su temperatura en un grado necesita absorber un calor igual al que necesita el calorímetro para elevar su temperatura también un grado. Por tanto:

$$\sum m_{\text{cal}} C_{\text{cal}} \Delta T = M_{\text{eq}} C_{\text{agua}} \Delta T$$

$$q_{\text{cedido}} + (m_d C_d \Delta T + M_{\text{eq}} C_{\text{agua}} \Delta T) = 0$$

Si se considera que $C_d \cong C_{\text{agua}}$ ($1 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1} = 4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$) = C, se llega a:

$$q_{\text{cedido}} + (m_d + M_{\text{eq}}) C \Delta T = 0 \quad \Rightarrow \quad -q_{\text{cedido}} = (m_d + M_{\text{eq}}) C \Delta T = -\Delta H_{\text{reacción}}$$

Para calcular M_{eq} se ha de conseguir, dentro del calorímetro, el equilibrio térmico entre dos masas de agua conocidas, m_C y m_F , a distintas temperaturas T_C y T_F iniciales. La masa de agua a la temperatura inferior (generalmente la ambiente) se introduce en el calorímetro y se deja que se equilibre la temperatura de todos los componentes del sistema hasta el valor T_F . Después se introduce en el Dewar la masa caliente m_C y se agita hasta que se alcance la nueva temperatura de equilibrio en el sistema, T_{eq} . Entonces se tiene:

Calor cedido por m_C al pasar de T_C a T_{eq} :	$m_C C (T_{\text{eq}} - T_C)$
Calor absorbido por m_F al pasar de T_F a T_{eq} :	$m_F C (T_{\text{eq}} - T_F)$
Calor absorbido por el calorímetro:	$M_{\text{eq}} C (T_{\text{eq}} - T_F)$

Como el sistema es adiabático:

$$m_C C (T_{\text{eq}} - T_C) + m_F C (T_{\text{eq}} - T_F) + M_{\text{eq}} C (T_{\text{eq}} - T_F) = 0$$

$$M_{\text{eq}} = m_C \frac{T_C - T_{\text{eq}}}{T_{\text{eq}} - T_F} - m_F$$

MATERIAL Y REACTIVOS

Material

Vaso Dewar con tapa
Termómetro
Agitador
Vaso de precipitados de 250 mL
3 Vasos de precipitados de 50 mL
2 Matracas aforados de 500 mL
Probeta de 250 mL

Vidrio de reloj
Placa calefactora
Cronómetro

Reactivos

HCl concentrado (en la vitrina)
NaOH

PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

a) Determinación del equivalente en agua del calorímetro

Colocar 200 mL de agua (m_F) a temperatura ambiente en el vaso Dewar, y medir la temperatura en el interior hasta que se estabilice. Esa será la temperatura T_F .

En un vaso de precipitados, calentar 200 mL de agua (m_C) hasta aproximadamente 50 °C. Anotar la temperatura exacta (T_C) y añadir con cuidado el agua caliente al Dewar. Tapar el Dewar, agitar y leer la temperatura hasta que se estabilice a T_{eq} . Con estos datos se calcula M_{eq} .

Repetir el proceso 2 veces más para hallar el valor medio de M_{eq} .

b) Calor de neutralización

Preparar 500 mL de disolución de HCl 1M y 500 mL de disolución de NaOH 1M.

Se ha de dejar reposar las disoluciones hasta que alcancen la misma temperatura (ambiente) que el calorímetro, ya que inicialmente se deben tener todos los componentes del sistema (Dewar, agitador, termómetro y reactivos) a la misma temperatura.

Introducir 200 mL de la disolución de NaOH 1 M en el calorímetro. Medir la temperatura dentro del calorímetro a intervalos regulares de 1 minuto durante 5-10 minutos hasta tener un valor constante. Cuando se represente gráficamente T frente al tiempo, esto será un tramo prácticamente horizontal.

Añadir cuidadosamente 200 mL de la disolución de HCl 1 M y agitar para favorecer la distribución del calor liberado y homogeneizar la temperatura del sistema. Anotar la temperatura tras añadir el ácido y a intervalos de 15 segundos durante el primer minuto, y de 1 minuto en el tiempo posterior, hasta que se alcance un valor que se mantenga estable durante algunos minutos. Repetir el proceso completo.

Hay que asegurar que al comienzo de cada medida el calorímetro esté limpio y completamente seco.

RESULTADOS Y CUESTIONES

Para hacer los cálculos, considerar que el calor específico de la disolución es prácticamente el del agua, $4.18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$, y que su densidad es también la del agua, 1 g cm^{-3} .

1. Calcular el equivalente en agua del calorímetro, M_{eq} , según las indicaciones de este guión.
2. Para cada una de las medidas del calor de neutralización de NaOH con HCl, representar gráficamente la temperatura frente al tiempo, y determinar ΔT . Hallar el valor medio y calcular el calor de neutralización en J mol^{-1} .
3. ¿Por qué es esencial llevar a cabo las medidas del calor de neutralización con el mismo calorímetro en que se ha determinado M_{eq} ?
4. ¿Cuál es la reacción que tiene lugar en la neutralización? ¿Qué resultado aproximado se habría obtenido si en lugar de HCl 1 M se hubiera añadido H_2SO_4 0.5 M? ¿por qué?

BIBLIOGRAFÍA

- Atkins, P.; de Paula, J. *Atkins Química Física*. 8ª ed. Capítulo 2. Editorial Médica Panamericana, 2008.
- Reboiras, M.D. *Química. La Ciencia Básica*. Capítulo 7. Ed. Thomson, 2006.