

## PRÁCTICA DE LABORATORIO: DETERMINACIÓN DEL CALOR DE REACCIÓN

José María Fernández Solís\*, Elia Alonso Rodríguez, Elena González Soto

Departamento de Química, Área de Química Analítica, Escola Politécnica de Enxeñaría de Ferrol (EPEF), Universidade da Coruña (UDC), 15403 Ferrol, España

\*jose.maria.fsolis@udc.es



### INTRODUCCIÓN

Los planes de estudios de las titulaciones de Grado en Ingeniería Eléctrica y en Ingeniería Electrónica Industrial y Automática de la Escola Politécnica de Enxeñaría de Ferrol (EPEF), (Universidade da Coruña), incluyen la Química como asignatura de formación básica, impartida en el primer cuatrimestre del curso primero de ambas titulaciones [1]. La unidad didáctica número 2 de la asignatura incluye el tema Termoquímica, en el que se introducen aspectos relacionados con los cambios de energía en las reacciones químicas, incluyendo los conceptos de entalpía y de otras funciones, abordando la calorimetría, para finalizar con una introducción a la termodinámica [2]. En el programa de la asignatura se incluyen cuatro prácticas de laboratorio. Dado el importante papel de la Termodinámica como base y fundamento de las reacciones químicas, se considera justificado impartir una práctica de laboratorio sobre la determinación del calor de reacción, con la finalidad de aclarar posibles dudas del alumnado y contribuir a consolidar los conocimientos expuestos en las clases de teoría.

### CUESTIONES PREVIAS A LA REALIZACIÓN DE LA PRÁCTICA

- Expresar en forma breve los siguientes conceptos: entalpía, proceso endotérmico, proceso exotérmico, calor específico.
- Escribir la ecuación termoquímica ajustada para la reacción de disolución del hidróxido de sodio en agua [3, 4].

### OBJETIVOS DE LA PRÁCTICA

- Que el alumnado distinga entre un proceso endotérmico y un proceso exotérmico.
- Determinar el valor de la entalpía para reacciones de disolución de sólidos solubles. Se utilizará un calorímetro sencillo, considerando que el calor implicado en el proceso se empleará totalmente para modificar la temperatura de la disolución acuosa, despreciándose otras pérdidas al exterior.

### MATERIAL NECESARIO

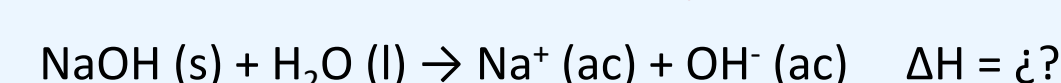
- 1 Calorímetro con termómetro
- 1 probeta de 50 mL
- 1 Espátula
- 1 Frasco lavador
- 1 Vidrio de reloj
- Papel de filtro

### REACTIVOS NECESARIOS

- Hidróxido de sodio, NaOH
- Nitrato de potasio, KNO<sub>3</sub>

### PROCEDIMIENTO Y CÁLCULOS

#### Determinación de la entalpía (ΔH) de la reacción de disolución del hidróxido de sodio, NaOH.



#### Procedimiento.

Se preparará una disolución de concentración 1 M, con el fin de obtener los datos que permitan calcular el valor de la entalpía [5].

Para ello, se miden 50 mL de agua destilada con la probeta ( $m_{\text{agua}} = 50 \text{ g}$ ) y se vierten en el calorímetro. Se cierra el calorímetro y se anota la temperatura cuando se alcanza un valor constante ( $t_1$ ). Se pesa, una cantidad exacta de hidróxido de sodio sólido (comprendida entre 1,9 y 2,0 g), anotando la cantidad pesada ( $m_{\text{NaOH}}$ ). Se añade el hidróxido de sodio al calorímetro y se cierra; se agita suavemente el calorímetro para favorecer la disolución y se anota la temperatura máxima alcanzada ( $t_2$ ).

#### Problema

- Escriba la ecuación química correspondiente a la reacción de disolución del NaOH en agua.
- Calcule el calor que se intercambia al preparar la disolución 1 M de NaOH (mediante disolución de los  $m$  gramos de NaOH (s) pesados en la parte del procedimiento).

$$Q_{\text{CALORÍMETRO}} = m(\text{disolución NaOH 1 M}) \times C_e(\text{disolución NaOH 1 M}) \times (t_2 - t_1)$$

#### Datos:

$C_e$  (disolución NaOH 1 M) = 3,93 J/g.°C;  
 $m$  (disolución NaOH 1 M) = masa de la disolución de NaOH =  $m_{\text{NaOH}} + m_{\text{agua}}$   
 $t_1$  = temperatura inicial;  
 $t_2$  = temperatura final.

- Expresar el valor hallado de  $\Delta H$  para la reacción en J/mol, sabiendo que:

$$Q_{\text{CALORÍMETRO}} = -Q_{\text{REACCIÓN}} = -\Delta H_{\text{REACCIÓN}}$$

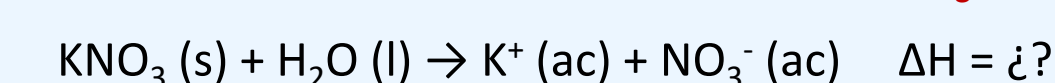
Justifique el número de cifras significativas de cada uno de los valores experimentales y de los obtenidos como resultado de las operaciones matemáticas efectuadas.

#### Valor de referencia para la entalpía de la reacción de disolución del hidróxido de sodio

En este apartado se determina el valor de referencia de la entalpía para esta reacción, a partir de tablas de datos de entalpías de sustancias [6]:  
 $\text{NaOH (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{(ac)} + \text{OH}^- \text{(ac)}; \Delta H_{\text{reacción}} = \sum[\Delta H_f(\text{productos})] - \sum[\Delta H_f(\text{reactivos})] =$   
 $[1 \text{ mol Na}^+ \cdot (-239,89 \text{ kJ/mol Na}^+) + 1 \text{ mol OH}^- \cdot (-229,97 \text{ kJ/mol OH}^-)] - [1 \text{ mol NaOH} \cdot (-425,61 \text{ kJ/mol NaOH})] = -469,86 \text{ kJ} + 425,61 \text{ kJ} = -44,25 \text{ kJ}; \Delta H_{\text{reacción}} = -44,25 \text{ kJ/mol NaOH}.$

En el cálculo anterior no se incluye la entalpía de formación del H<sub>2</sub>O (l), ya que figura en los dos miembros de la ecuación química. Otro valor de referencia publicado en la bibliografía [7] es -44,51 kJ/mol NaOH, prácticamente coincidente con el calculado anteriormente. El alumnado comparará el resultado obtenido en la práctica con el valor de referencia calculado en este apartado.

#### Determinación de la entalpía (ΔH) de la reacción de disolución del nitrato de potasio, KNO<sub>3</sub>.



#### Procedimiento [5]

Se preparará una disolución de concentración 1 M, con el fin de obtener los datos que permitan calcular el valor de la entalpía.

Para ello, se miden 50 mL de agua destilada con la probeta ( $m_{\text{agua}} = 50 \text{ g}$ ) y se vierten en el calorímetro. Se cierra el calorímetro y se anota la temperatura cuando se alcanza un valor constante ( $t_1$ ). Se pesa, en un papel de filtro, una cantidad exacta de nitrato de potasio sólido (aproximadamente 5,0 g), anotándose la cantidad pesada ( $m_{\text{KNO}_3}$ ). Se añade el nitrato de potasio al calorímetro y se cierra; se agita suavemente el calorímetro para favorecer la disolución y se anota la temperatura mínima alcanzada ( $t_2$ ).

#### Problema

- Escriba la ecuación química correspondiente a la reacción de disolución del KNO<sub>3</sub> en agua.
- Calcule el calor que se intercambia al preparar la disolución 1 M de KNO<sub>3</sub> (mediante disolución de los  $m$  gramos de KNO<sub>3</sub> (s) pesados en la parte del procedimiento).

$$Q_{\text{CALORÍMETRO}} = m(\text{disolución KNO}_3 \text{ 1 M}) \times C_e(\text{disolución KNO}_3 \text{ 1 M}) \times (t_2 - t_1)$$

#### Datos:

$C_e$  (disolución KNO<sub>3</sub> 1 M) = 3,81 J/g.°C;  
 $m$  (disolución KNO<sub>3</sub> 1 M) = masa de la disolución de KNO<sub>3</sub> =  $m_{\text{KNO}_3} + m_{\text{agua}}$   
 $t_1$  = temperatura inicial  
 $t_2$  = temperatura final.

- Expresar el valor hallado de  $\Delta H$  para la reacción en J/mol, sabiendo que:

$$Q_{\text{CALORÍMETRO}} = -Q_{\text{REACCIÓN}} = -\Delta H_{\text{REACCIÓN}}$$

Justifique el número de cifras significativas de cada uno de los valores experimentales y de los obtenidos como resultado de las operaciones matemáticas efectuadas.

#### Valor de referencia para la entalpía de la reacción de disolución del nitrato de potasio

En este apartado se determina el valor de referencia de la entalpía para esta reacción, a partir de tablas de datos de entalpías de sustancias [6]:  
 $\text{KNO}_3 \text{(s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{K}^+ \text{(ac)} + \text{NO}_3^- \text{(ac)}; \Delta H_{\text{reacción}} = \sum[\Delta H_f(\text{productos})] - \sum[\Delta H_f(\text{reactivos})] =$   
 $[1 \text{ mol K}^+ \cdot (-251,79 \text{ kJ/mol K}^+) + 1 \text{ mol NO}_3^- \cdot (-205,79 \text{ kJ/mol NO}_3^-)] - [1 \text{ mol KNO}_3 \cdot (-492,70 \text{ kJ/mol KNO}_3)] = -457,58 \text{ kJ} + 492,70 \text{ kJ} = 35,12 \text{ kJ}; \Delta H_{\text{reacción}} = 35,12 \text{ kJ/mol KNO}_3.$

En el cálculo anterior no se incluye la entalpía de formación del H<sub>2</sub>O (l), ya que figura en los dos miembros de la ecuación química. Otro valor de referencia publicado en la bibliografía [7] es 34,89 kJ/mol KNO<sub>3</sub>, muy próximo al calculado anteriormente. El alumnado comparará el resultado obtenido en la práctica con el valor de referencia calculado en este apartado.

### CUESTIONES A RESOLVER POR EL ALUMNADO

Finalizado el procedimiento experimental y los cálculos, con la finalidad de verificar si el alumnado ha comprendido y asimilado los conocimientos expuestos, éste resolverá unas cuestiones, propuestas por el profesorado, de entre las enunciadas en este apartado y relacionadas con el desarrollo de la práctica y sus fundamentos teóricos:

- ¿Por qué es necesario realizar con rapidez la pesada del hidróxido de sodio y la preparación de su disolución acuosa?
- ¿De qué tipo es el proceso de disolución del hidróxido de sodio?, ¿y el proceso de disolución del nitrato de potasio?
- Si sabemos que una reacción es exotérmica en un sentido, ¿qué se puede decir de la reacción en el sentido contrario?
- El proceso de disolución del hidróxido de potasio en agua es exotérmico. ¿Cuál es el signo de  $Q_{\text{CALORÍMETRO}}$ ? Si se añade hidróxido de potasio al agua contenida en un matraz, ¿el matraz se notaría caliente o frío?
- ¿Cómo determinarías que se ha alcanzado el equilibrio de disolución de las sales?
- ¿A qué se debe la diferencia entre los valores obtenidos experimentalmente y los teóricos?
- ¿Cambiaría la magnitud del calor intercambiado en el calorímetro si modificamos la cantidad de sal?, ¿y la magnitud de la entalpía molar de disolución?
- ¿Por qué no se ha tenido en cuenta el calor absorbido o cedido por el calorímetro y el termómetro?
- ¿Conoces algún ejemplo cotidiano en el que se emplee el calor o el frío producidos al disolver una sustancia? (limpiador de tuberías, bolsas de frío para contusiones, etc.).

### INFORME FINAL

El informe, a presentar por el alumnado al final de la práctica, abarcará los puntos que se citan:

- Enunciados y resolución de las cuestiones previas.
- Datos de las cantidades pesadas de hidróxido de sodio y de nitrato de potasio, además de las temperaturas iniciales ( $t_1$ ) y finales ( $t_2$ ) de cada uno de los apartados de la parte experimental.
- Cálculos necesarios para la determinación de las entalpías de las reacciones de disolución del hidróxido de sodio y del nitrato de potasio, justificando el número de cifras significativas de cada valor experimental y de los resultantes de las operaciones matemáticas realizadas. Asimismo, el alumnado comparará los resultados obtenidos con los valores de referencia correspondientes.
- Enunciados y resolución de las cuestiones propuestas al terminar la parte experimental.

### AGRADECIMIENTOS

Queremos expresar nuestro agradecimiento a los profesores de la EPEF, María Victoria González Rodríguez y Jesús Manuel Castro Romero, por su estrecha colaboración y orientación en la elaboración del presente trabajo.

### BIBLIOGRAFÍA

- [1] Guía docente de la asignatura Química de los Grados en Ingeniería Eléctrica y en Ingeniería Electrónica Industrial y Automática. Escola Politécnica de Enxeñaría de Ferrol (EPEF), Universidade da Coruña (UDC). Curso 2025-26.
- [2] Programa de la asignatura Química de los Grados en Ingeniería Eléctrica y en Ingeniería Electrónica Industrial y Automática. Escola Politécnica de Enxeñaría de Ferrol (EPEF), Universidade da Coruña (UDC). Curso 2025-26.
- [3] Química, 13ª Edición. H. Serrano (Eds.), Madrid, McGraw-Hill, 2020.
- [4] Química General. Principios y Aplicaciones Modernas, 11ª Edición. M. Martín (Eds.), Madrid, Pearson Educación, S. A., 2017.
- [5] Experimentos de Química. Aplicaciones a la Vida Cotidiana. F. Vinagre (Eds.), Calamonte (Badajoz), Editorial Filarias, 2006.
- [6] Problemas Resueltos de Química. La Ciencia Básica. I. Capella (Eds.), Madrid, Thomson Editores Spain - Paraninfo, S. A., 2007.
- [7] Handbook of Chemistry and Physics, 65ª Ed. R. Weast (Eds.), Boca Raton (Florida), CRC Press, Taylor & Francis, 1984.

