

GUÍA EXPERIMENTAL PARA LA DETERMINACIÓN DE LA ENTALPÍA DE DISOLUCIÓN DE SALES INORGÁNICAS EN MEDIO ACUOSO

Objetivo general

Determinar la entalpía de disolución de sales inorgánicas en medio acuoso a partir de datos medidos experimentalmente con un calorímetro a presión constante.

Objetivos particulares

Obtener experimentalmente el valor de la constante del calorímetro a presión constante.

Determinar experimentalmente la entalpía de disolución de sales inorgánicas en medio acuoso a presión constante.

Comparar el valor experimental de la entalpía de disolución con el valor informado en la literatura, a través del % error.

Resumen

Mediante un balance de energía, se determinaron experimentalmente las entalpías de reacción de la disolución de diferentes sales inorgánicas a temperatura ambiente, empleando un calorímetro que funciona a presión atmosférica constante. Con la finalidad de evaluar la calidad de las mediciones realizadas, los valores de las entalpías de reacción obtenidas experimentalmente, se les comparó con los informados en la literatura, calculando su % error y así determinar su exactitud.

Problema

Manteniendo constantes la temperatura ambiente y la presión atmosférica, obtener la entalpía de disolución de diferentes sales inorgánicas en medio acuoso.

Introducción

La calorimetría es una rama de la termodinámica experimental que se encarga del estudio, medición y caracterización de la cantidad de calor intercambiada entre sistemas en estudio, tanto en procesos físicos (termofísica) como químicos (termoquímica), la cual brinda las herramientas y los fundamentos teóricos para definir al calor (Q) como un mecanismo de transferencia de energía entre al menos dos sistemas en contacto a través de una pared diatérmica, debido a una diferencia de temperaturas entre ellos [1-4]. Es una función de trayectoria cuya magnitud es un escalar que posee unidades de energía, la cual se manifiesta físicamente a través la pared durante un cambio de estado, provocado por un proceso. Termodinámicamente, los factores de los que depende esta magnitud son la masa m , la naturaleza química de una sustancia (capacidad térmica específica c) y de la diferencia de temperaturas ($\Delta T = T_f - T_i$), cuya ecuación es [1-4]:

$$Q = mc\Delta T \quad (1)$$

En donde T_i es la temperatura inicial, mientras que T_f corresponde con la temperatura final. De acuerdo con la Ley Cero de la termodinámica, dos sistemas en contacto a través de una pared diatérmica, llegarán al equilibrio térmico, y por ello, la temperatura final para ambos sistemas es la misma y se le suele denominar como temperatura de equilibrio T_{eq} . La temperatura es una propiedad intensiva que dirige la dirección en la que se transfiere el calor de forma natural, la cual ocurre del sistema de mayor temperatura hacia el de menor temperatura, lo que trae como consecuencia que el término ΔT de la ecuación (1), posea un signo y que a su vez, determine el signo para Q . A partir de esta evidencia, se establece una convención de signos para el calor, la cual indica que si $\Delta T > 0$ (aumento de temperatura en el sistema), $Q > 0$ y el proceso será

endotérmico; en tanto que si $\Delta T < 0$ (disminución de la temperatura en el sistema), $Q < 0$ y el proceso será exotérmico [1-4].

La interacción térmica entre dos o más sistemas en contacto a través de una pared diatérmica, y basándose en la convención de signos ya mencionada, se puede plantear de manera general el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{ganado}} = -Q_{\text{cedido}} \quad (2)$$

A partir de la ecuación (1), se puede despejar la capacidad térmica específica, la cual es la cantidad de calor que transfiere una masa unitaria de 1 g de un sistema, para cambiar su temperatura en 1°C. Es una función de estado y es una propiedad intensiva, cuya ecuación es [1-4]:

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} \quad (3)$$

Asimismo, se puede definir la capacidad térmica C a través de la siguiente ecuación:

$$C = mc \quad (4)$$

Sustituyendo la ecuación (4) en la ecuación (1), se obtiene:

$$Q = C\Delta T \quad (5)$$

Despejando la capacidad térmica de la ecuación (5):

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \quad (6)$$

La ecuación (6) indica que la capacidad térmica es la cantidad de calor trasferida por un sistema para modificar su temperatura en 1°C. Es también una función de estado y es propiedad extensiva [1-4].

La medición y cuantificación del calor intercambiado entre los sistemas en estudio, se realiza empleando un calorímetro, el cual es un dispositivo experimental que consta básicamente de un recipiente con tapa, de paredes adiabáticas y un termómetro que mide el cambio de temperatura en su interior. Como la pared interna del calorímetro, así como el termómetro interactúan con los sistemas en estudio en su interior, se debe cuantificar cuánto calor absorbe o cede el mismo, y para ello, se determina experimentalmente la capacidad térmica del calorímetro (o constante de calorímetro K), cuya expresión está basada en la ecuación (6), es decir [1-4]:

$$K = \frac{Q}{\Delta T} \quad (7) \quad \text{o bien:} \quad Q = K\Delta T \quad (8)$$

Aplicando el método de mezclas, que consiste en introducir al interior del calorímetro una masa de agua conocida a temperatura ambiente y añadiendo una masa de agua caliente conocida, se observa que el calorímetro (Q_K) y el agua a temperatura ambiente (fría) ($Q_{H_2O, \text{fría}}$) ganan calor, mientras que el agua caliente lo cede ($Q_{H_2O, \text{caliente}}$) y al sustituir en la ecuación (2), se obtiene que:

$$Q_K + Q_{H_2O, \text{fría}} = -Q_{H_2O, \text{caliente}} \quad (9)$$

Al sustituir las ecuaciones (1) y (8) en (9) y al despejar la constante de calorímetro K , se genera la ecuación:

$$K = \frac{-m_{H_2O, \text{caliente}} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O, \text{caliente}}) - m_{H_2O, \text{fría}} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O, \text{fría}})}{(T_{eq} - T_{H_2O, \text{fría}})} \quad (10)$$

Donde c_{H_2O} es la capacidad térmica específica del agua, la cual tiene un valor de 4.184 J/g°C [5].

Por otra parte, la entalpía (H), es una función de estado y propiedad extensiva que representa la energía total del sistema, considerando la contribución térmica en el sistema que corresponde con la energía interna (U) y la contribución mecánica en el sistema (PV), cuya ecuación es [1-4]:

$$H = U + PV \quad (11)$$

Basándose en la Primera Ley de la termodinámica, para un cambio de estado a presión constante (proceso isobárico), el calor transferido en esta condición equivale al cambio de entalpía, de tal manera que [1-4]:

$$\Delta H = Q_p \quad (12)$$

Por lo tanto, de acuerdo con la ecuación (12), para un proceso químico, la entalpía de reacción (ΔH^0_r) corresponde con el calor absorbido (proceso endotérmico, $\Delta H^0_r > 0$), o con el calor cedido (proceso exotérmico, $\Delta H^0_r < 0$), a presión constante y a la temperatura estándar (298.15 K), y que cuya magnitud se puede calcular teóricamente a partir de las entalpías de formación informadas en la literatura, a condiciones estándar y conociendo la ecuación química balanceada en masa y en carga para todas las especies químicas, incluyendo sus estados de agregación [6,7] (ecuación termoquímica), empleando la siguiente ecuación [1-4]:

$$\Delta H^0_r = \sum_i \nu_i \Delta H^0_{f, productos} - \sum_i \nu_i \Delta H^0_{f, reactivos} \quad (13)$$

Experimentalmente, la entalpía de reacción de la disolución de las sales inorgánicas en medio acuoso, se puede calcular determinando el calor involucrado en la reacción a presión constante, conociendo la masa de la sal correspondiente m_{sal} , de acuerdo con la siguiente ecuación [1-3,7]:

$$(Q_{reacc})_p = m_{sal} \Delta H^0_{dis} \quad (14)$$

Dependiendo si el proceso químico es endotérmico o exotérmico, la ecuación (14) se sustituye en la ecuación (2), considerando que la m_{sal} colocada previamente al interior del calorímetro, se le añade una masa de agua m_{H_2O} conocida, y se mide el cambio de temperatura correspondiente ($\Delta T = T_{eq} - T_i$), es decir:

Para proceso endotérmico: $(Q_{reacc})_p = -(Q_K + Q_{H_2O})$ (15) o bien:

$$m_{sal} \Delta H^0_{dis} = -(Q_K + Q_{H_2O}) \quad (16)$$

Para proceso exotérmico: $Q_K + Q_{H_2O} = -(Q_{reacc})_p$ (17) o bien:

$$Q_K + Q_{H_2O} = -m_{sal} \Delta H^0_{dis} \quad (18)$$

Sustituyendo las ecuaciones (1) y (8) en las ecuaciones (16) y (18) y despejando ΔH^0_{dis} se obtiene la siguiente ecuación general [1-4,8]:

$$\Delta H^0_{dis} = \frac{-K \Delta T - m_{H_2O} c_{H_2O} \Delta T}{m_{sal}} \quad (19)$$

En donde se observa que si $\Delta T < 0$, $\Delta H^0_{dis} > 0$; en tanto que si $\Delta T > 0$, $\Delta H^0_{dis} < 0$.

El valor de ΔH^0_{dis} calculado con la ecuación (19) es una entalpía específica, la cual se expresa en ($J \cdot g^{-1}$). Para expresar dicha magnitud como una entalpía molar de reacción ΔH^0_r en ($kJ \cdot mol^{-1}$), esta se determina como [1-4,8]:

$$\Delta H^0_r = M_{sal} \Delta H^0_{dis} \left(\frac{1kJ}{1000J} \right) \quad (20)$$

Donde M_{sal} es la masa molar de la sal correspondiente en ($g \cdot mol^{-1}$), cuyas masas atómicas de los elementos, fueron tomadas de la referencia [9].

Para evaluar la calidad de las mediciones realizadas en este trabajo, se determinó la exactitud, calculando el % error, comparando el valor teórico calculado con la ecuación (13) y el valor experimental obtenido con la ecuación (20), de la siguiente forma [10]:

$$\% error = \left| \frac{\Delta H^0_{r,teo} - \Delta H^0_{r,exp}}{\Delta H^0_{r,teo}} \right| \cdot 100 \quad (21)$$

Reactivos

KNO₃ (R.A. Meyer, > 99%).

CaCl₂ (R.A. Meyer, > 99%).

KI (R.A. Meyer, > 99%).

Agua del grifo.



Figura 1. Fotografía que muestra los frascos de los reactivos empleados en esta práctica.

Material y equipo

- | | |
|--|---|
| 1 balanza digital (± 0.01 g). | 1 embudo de plástico de tallo ancho. |
| 1 termómetro digital ($\pm 0.1^\circ\text{C}$). | 1 calorímetro de 200 mL con tapa, con vaso de aluminio. |
| 1 termómetro de columna de Hg ($\pm 1^\circ\text{C}$). | 1 espátula. |
| 1 probeta de 100 mL (± 1 mL). | 1 resistencia eléctrica. |
| 1 vaso de precipitados de 600 mL. | 1 charola de plástico. |
| 1 barra magnética de $\frac{1}{2}$ in. | 1 rollo de servitoalla. |
| 1 parrilla magnética. | 1 par de guantes de algodón. |



Figura 2. Fotografía que muestra el material y equipo empleados en esta práctica.

Procedimiento experimental

Primera Parte: determinación de la constante del calorímetro.

1. Introducir la barra magnética de $\frac{1}{2}$ in al interior del vaso de aluminio.
2. Medir 90 mL de agua del grifo a temperatura ambiente con la probeta de 100 mL y verterlo al interior del vaso de aluminio del calorímetro.
3. Colocar la tapa de plástico del calorímetro sobre este, e insertar el termómetro digital ya encendido previamente a través del orificio de la tapa.

4. Colocar el calorímetro sobre la parrilla magnética. Encender esta con agitación moderada.
5. Con ayuda del cronómetro, medir la temperatura como función del tiempo cada 30 s, durante 5 min, con la finalidad de que el agua a temperatura ambiente y el calorímetro se equilibren térmicamente. Considerar como temperatura del agua fría ($T_{H_2O, fría}$) aquella que se mide en a los 300 s.
6. En un vaso de precipitados de 600 mL, agregar suficiente agua del grifo para que cubra la resistencia eléctrica.
[Precaución: no conectar la resistencia eléctrica hasta que esta se encuentre completamente sumergida en el agua líquida].
7. Conectar al tomacorriente la resistencia eléctrica y permitir que el agua llegue al punto de ebullición.
8. Una vez que el agua haya ebullicido, desconectar la resistencia eléctrica del tomacorriente y retirar esta del agua.
9. En el minuto 4.5, medir 90 mL de agua caliente con ayuda de la probeta de 100 mL e inmediatamente medir la temperatura de esta con el termómetro de columna de Hg, la cual deberá ser mayor o igual a 78°C.
[Recomendación: tratar de que la temperatura sea justo de 80°C antes del siguiente paso].
10. Posteriormente, retirar el tapón de plástico de la tapa del calorímetro, verter el agua caliente al interior del vaso de aluminio del calorímetro en el minuto 5, colocando de nuevo el tapón de plástico en la tapa del calorímetro.
11. Continuar con el registro de la temperatura como función del tiempo pero ahora en intervalos de 10 s, durante 5 min más.
12. Llenar la siguiente tabla con los datos experimentales de temperatura contra tiempo.

Tabla 1. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo / (s)	Temperatura / (°C)
30	
60	
:	
:	
300 (tiempo de mezclado)	
310	
320	
:	
:	
600	

13. Construir la gráfica de temperatura (°C) vs tiempo (s) y ubicar la temperatura máxima del conjunto de datos, la cual corresponde con la temperatura de equilibrio (T_{eq}).
14. Anotar los datos experimentales correspondientes en la siguiente tabla:

Tabla 2. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa de agua fría ($m_{H_2O,fría}$) (g)	
Temperatura del agua fría ($T_{H_2O,fría}$) (°C)	
Masa de agua caliente ($m_{H_2O,caliente}$) (g)	
Temperatura del agua caliente ($T_{H_2O,caliente}$) (°C)	
Temperatura de equilibrio (T_{eq}) (°C)	
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) ($J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$)	

Segunda Parte: determinación de las entalpías de disolución.

1. Introducir la barra magnética de ½ in al interior del vaso de aluminio del calorímetro y posteriormente, colocar dicho vaso en la camisa de unicel del calorímetro.
2. En la balanza digital colocar la charola de plástico y presionar el botón para tarar (“Tare”). Posteriormente, pesar la cantidad de sal correspondiente, de acuerdo con la siguiente tabla:

Tabla 3. Masa de sal empleada de acuerdo con su propia naturaleza.

Sustancia:	m_{sal} / (g)
KNO ₃	2.40
KI	1.60
CaCl ₂	2.00

3. Verter la masa de sal al interior del vaso de aluminio del calorímetro y en seguida, colocar la tapa de plástico del calorímetro sobre este, e insertar el termómetro digital ya encendido previamente a través del orificio de la tapa.
4. Colocar el calorímetro sobre la parrilla magnética. Encender esta con agitación moderada.
5. Colocar la probeta vacía de 100 mL sobre la balanza digital y cuando la lectura sea estable, presionar el botón para tarar (“Tare”).
6. Añadir el volumen de agua del grifo al interior de la probeta de 100 mL, de acuerdo con la siguiente tabla:

Tabla 4. Volumen de agua empleado para cada sal.

Sustancia:	V_{H_2O} / (mL)
KNO ₃	40
KI	50
CaCl ₂	40

7. Registrar la masa de agua colocada al interior de la probeta.
8. Colocar el termómetro digital previamente encendido dentro del agua al interior de la probeta.
9. Esperar dos minutos y registrar la temperatura del agua al interior de la probeta, la cual corresponderá con la temperatura ambiente.

10. Retirar el termómetro digital y con ayuda de una hoja de servitoalla, secar el vástago de este, asegurándose de que no quede ningún vestigio de agua.
11. Introducir el termómetro digital previamente encendido a través del orificio de la tapa de plástico del calorímetro, asegurándose de que el vástago del termómetro no obstruya ni se golpee este con la barra magnética al girar para la agitación.
12. Abrir el tapón de plástico de la tapa del calorímetro y añadir el volumen de agua correspondiente.
13. Permitir la homogenización, así como la disolución de la sal, registrando la temperatura mínima para el caso de la disolución de las sales KI y KNO_3 , o bien, la temperatura máxima para el caso del CaCl_2 .

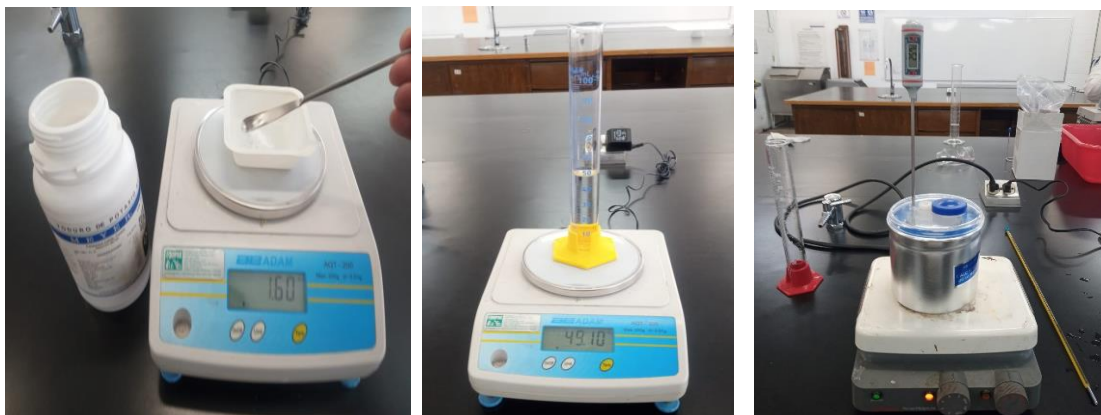


Figura 3. Fotografías que muestran de izquierda a derecha: (a) medición de la masa de sal; (b) medición de la masa de agua; (c) montaje experimental para la medición del cambio de temperatura al interior del calorímetro, cuando se añade la masa agua a la masa de sal inorgánica.

Tratamiento de datos experimentales

Primera Parte: determinación de la constante del calorímetro.

A continuación se muestra a manera de ejemplo la gráfica y tabla del conjunto de datos experimentales de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) como función del tiempo (s), los cuales son los siguientes:

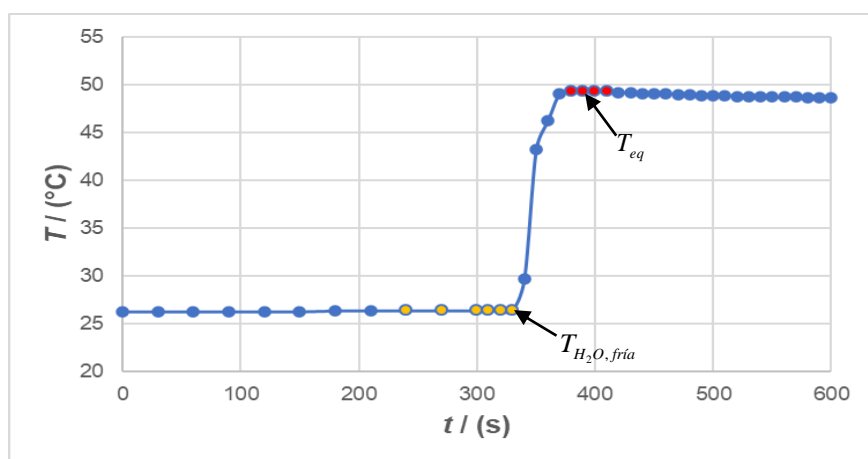


Figura 4. Gráfica que muestra a manera de ejemplo el conjunto de datos de temperatura ($^{\circ}\text{C}$) vs tiempo (s) para la determinación de las temperaturas inicial y de equilibrio.

Tabla 5. Datos experimentales de temperatura vs tiempo.

tiempo (s)	Temperatura (°C)
0	26.3
30	26.3
60	26.3
90	26.3
120	26.3
150	26.3
180	26.4
210	26.4
240	26.4
370	26.4
300 (tiempo de mezclado)	26.4
310	26.4
320	26.4
330	26.4
340	29.7
350	43.2
360	46.2
370	49.1
380	49.3
390	49.3
400	49.3
410	49.3
420	49.2
430	49.2
440	49.1
450	49.1
460	49.1
470	49.0
480	49.0
490	48.9
500	48.9
510	48.9
520	48.8
530	48.8
540	48.8
550	48.7
560	48.7
570	48.7
580	48.6
590	48.6
600	48.6

Como se puede observar en la Tabla 5, así como en la gráfica de temperatura vs tiempo, la temperatura del agua fría a los 300 s es de 26.4°C, así como la temperatura de equilibrio (temperatura máxima) es de 49.3°C. La temperatura del agua caliente en la probeta fue de 78°C. Esta información se muestra a continuación en la Tabla 6.

Tabla 6. Datos experimentales para la determinación de la constante del calorímetro.

Propiedad:	Valor:
Masa de agua fría ($m_{H_2O,fría}$) (g)	90
Temperatura del agua fría ($T_{H_2O,fría}$) (°C)	26.4
Masa de agua caliente ($m_{H_2O,caliente}$) (g)	90
Temperatura del agua caliente ($T_{H_2O,caliente}$) (°C)	78
Temperatura de equilibrio (T_{eq}) (°C)	49.3
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) ($J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1}$)	4.184

El cálculo de la constante del calorímetro se realizó a través de la aplicación de la ecuación general para el intercambio de calor entre dos o más sistemas, es decir:

$$Q_{ganado} = -Q_{cedido}$$

$$Q_K + Q_{H_2O,fría} = -Q_{H_2O,caliente}$$

$$m_{H_2O,fría} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,fría}) + K(T_{eq} - T_{H_2O,fría}) = -m_{H_2O,caliente} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,caliente})$$

$$K = \frac{-m_{H_2O,caliente} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,caliente}) - m_{H_2O,fría} c_{H_2O} (T_{eq} - T_{H_2O,fría})}{(T_{eq} - T_{H_2O,fría})}$$

Al sustituir los datos de la Tabla 6 en la ecuación anterior, se obtiene:

$$K = \frac{-(90 \text{ g})(4.184 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ \text{C}^{-1})(49.3^\circ \text{C} - 78^\circ \text{C}) - (90 \text{ g})(4.184 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ \text{C}^{-1})(49.3^\circ \text{C} - 26.4^\circ \text{C})}{(49.3^\circ \text{C} - 26.4^\circ \text{C})}$$

$$K = 95.4 \text{ J} \cdot ^\circ \text{C}^{-1}$$

La constante de calorímetro calculada es de $95.4 \text{ J} \cdot ^\circ \text{C}^{-1}$.

Segunda Parte: determinación de la entalpía de disolución.

Con los datos recopilados en las Tablas 3 y 4, se calculó la entalpía de disolución, a través de la aplicación de la ecuación general para el intercambio de calor entre dos o más sistemas, es decir:

$$Q_{ganado} = -Q_{cedido}$$

Para proceso endotérmico (KNO_3 y KI): $(Q_{reacc})_p = -(Q_K + Q_{H_2O})$ o bien:

$$m_{sal} \Delta H_{dis}^0 = -(Q_K + Q_{H_2O})$$

Para proceso exotérmico (CaCl_2): $Q_K + Q_{H_2O} = -(Q_{reacc})_p$ o bien:

$Q_K + Q_{H_2O} = -m_{sal} \Delta H_{dis}^0$ y como $Q_K = K \Delta T$ por lo tanto:

$$\Delta H_{dis}^0 = \frac{-K \Delta T - m_{H_2O} c_{H_2O} \Delta T}{m_{sal}}$$

El valor de ΔH_{dis}^0 calculado con la ecuación anterior, es una entalpía específica, la cual se expresa en ($\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$). Para expresar dicha magnitud como una entalpía molar de reacción ΔH_r^0 , en ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), esta se determina como:

$$\Delta H_r^0 = M_{sal} \Delta H_{dis}^0 \left(\frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \right)$$

Donde M_{sal} es la masa molar de la sal correspondiente en ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

El valor de la entalpía de reacción estándar teórico ΔH_r^0 , en ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$), se determina a partir de las entalpías de formación estándar como:

$$\Delta H_r^0 = \sum_i v_i \Delta H_{f, \text{productos}}^0 - \sum_i v_i \Delta H_{f, \text{reactivos}}^0$$

Para evaluar la exactitud se determina el % error, comparando el valor teórico junto con el valor experimental obtenido con la ecuación (21), de la siguiente forma:

$$\% \text{ error} = \left| \frac{\Delta H_{r, \text{teo}}^0 - \Delta H_{r, \text{exp}}^0}{\Delta H_{r, \text{teo}}^0} \right| \cdot 100$$

A continuación, en la Tabla 7, se presentan a manera de ejemplo los datos experimentales para la determinación de la entalpía de disolución del KI:

Tabla 7. Datos experimentales para la determinación de la entalpía de disolución del KI.

Propiedad:	Valor:
Volumen de agua (V_{H_2O}) (g)	50
Masa de agua (m_{H_2O}) (g)	49.1
Temperatura del agua inicial (T_i) ($^{\circ}\text{C}$)	25.9
Capacidad térmica específica del agua (c_{H_2O}) ($\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^{\circ}\text{C}^{-1}$)	4.184
Masa de la sal KI (m_{sal}) (g)	1.60
Masa molar de la sal KI (M_{sal}) ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	165.998
Temperatura de equilibrio (T_{eq}) ($^{\circ}\text{C}$)	25.3
Cambio de temperatura (ΔT) ($^{\circ}\text{C}$)	-0.6
Constante del calorímetro (K) ($\text{J}\cdot^{\circ}\text{C}^{-1}$)	95.4

Sustituyendo los valores de la Tabla 7 en la ecuación (19), se obtiene:

$$\Delta H_{dis}^0 = \frac{-K\Delta T - m_{H_2O}c_{H_2O}\Delta T}{m_{\text{sal}}}$$

$$\Delta H_{dis}^0 = \frac{-(95.4\text{J}\cdot^{\circ}\text{C})(-0.6^{\circ}\text{C}) - (49.1\text{g})(4.184\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^{\circ}\text{C}^{-1})(-0.6^{\circ}\text{C})}{(1.60\text{g})}$$

$$\Delta H_{dis}^0 = 112.81\text{J}\cdot\text{g}^{-1}$$

A través de la ecuación (20), se determina la entalpía de reacción (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$), es decir:

$$\Delta H_r^0 = M_{\text{sal}} \Delta H_{dis}^0 \left(\frac{1\text{kJ}}{1000\text{J}} \right)$$

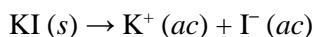
$$\Delta H_r^0 = (165.998\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})(112.81\text{J}\cdot\text{g}^{-1}) \left(\frac{1\text{kJ}}{1000\text{J}} \right)$$

$$\Delta H_r^0 = 18.73\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La reacción de disolución del KI puede escribirse como: $\text{KI} (s) \rightarrow \text{K}^+ (ac) + \text{I}^- (ac)$. Empleando los valores de las entalpías de formación estándar tomadas de la referencia [6] que se presentan a continuación en la Tabla 8, se puede calcular la entalpía de reacción estándar para la disolución de dicha sal, utilizando la ecuación (13). Por lo tanto:

Tabla 8. Entalpías de formación estándar para la reacción de disolución de KI en medio acuoso.

Sustancia:	$\Delta H_f^0 / (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
KI (s)	-327.90
K ⁺ (ac)	-252.14
I ⁻ (ac)	-56.78



$$\Delta H_r^0 = \sum_i v_i \Delta H_{f,\text{productos}}^0 - \sum_i v_i \Delta H_{f,\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0(\text{K}^+) + \Delta H_f^0(\text{I}^-) - \Delta H_f^0(\text{KI})$$

$$\Delta H_r^0 = (1)(-252.14 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + (1)(-56.78 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - (1)(-327.90 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta H_r^0 = 18.98 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Asimismo, el cálculo del % error es:

$$\% \text{ error} = \left| \frac{\Delta H_{r,\text{teo}}^0 - \Delta H_{r,\text{exp}}^0}{\Delta H_{r,\text{teo}}^0} \right| \cdot 100 = \left| \frac{18.98 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 18.73 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}{18.98 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \right| \cdot 100$$

$$\% \text{ error} = 1.3\%$$

Los datos experimentales, así como los resultados de las entalpías de disolución para KI, KNO₃ y CaCl₂ y su % error, se muestran en la Tabla 9.

Discusión de resultados

En la Tabla 9, se muestran los resultados experimentales de las entalpías de reacción experimentales [10], así como los valores teóricos informados en la literatura [6,7] y su % error [10]. Se observa que para la reacción de disolución de CaCl₂, es exotérmica ($\Delta H_r^0 < 0$), en tanto que las reacciones de disolución de KI y KNO₃ son endotérmicas ($\Delta H_r^0 > 0$). En cada experimento, para cada sal, se emplearon masas de agua y de sal diferentes, debido a la solubilidad de las mismas, además de que la cantidad de calor absorbida o cedida de cada una de ellas es distinta, ya que esto depende de la propia naturaleza de cada especie química. Asimismo, se aprecia que el error máximo del conjunto de las mediciones realizadas es del 1.5 % y esto indica que estas en general tienden a ser exactas. Sin embargo, se pueden decir que las mediciones realizadas son satisfactorias, dadas las condiciones experimentales, material y equipo disponibles, así como la metodología seguida. La magnitud de ΔH_r^0 representa físicamente el calor absorbido o liberado a presión atmosférica constante y a temperatura estándar (298.15 K) que se requiere para disolver 1 mol de la sal correspondiente en medio acuoso [1-4].

Tabla 9. Datos experimentales y teóricos [6,7] para la determinación de las entalpías de reacción de la disolución de sales inorgánicas en disolución acuosa, junto con sus reacciones químicas [11].

Reacción química:	$m_{\text{H}_2\text{O}} / (\text{g})$	$m_{\text{sal}} / (\text{g})$	$\Delta H_{r,\text{exp}}^0$ (kJ·mol ⁻¹)	$\Delta H_{r,\text{teo}}^0$ (kJ·mol ⁻¹)	% error:
KI (s) → K ⁺ (ac) + I ⁻ (ac)	49.1	1.60	18.98	18.73	1.3
CaCl ₂ (s) → Ca ²⁺ (ac) + 2 Cl ⁻ (ac)	40.0	2.00	-81.37	-81.42	0.06
KNO ₃ (s) → K ⁺ (ac) + NO ₃ ⁻ (ac)	40.4	2.40	35.12	35.64	1.5

Conclusiones

El valor de ΔH_r^0 representa físicamente el calor trasferido por la reacción a presión atmosférica constante y a temperatura estándar (298.15 K), que se requiere para disolver 1 mol de la sal correspondiente en medio acuoso.

Las reacciones endotérmicas son aquellas en las que se absorbe calor ($\Delta H_r^0 > 0$) como es el caso de las especies KI y KNO_3 , mientras que las reacciones exotérmicas son aquellas en las que se cede calor ($\Delta H_r^0 < 0$), como es el caso de la especie CaCl_2 .

El máximo error en las mediciones es del 1.5 %, lo que muestra que los resultados tienen a ser exactos.

En general, se observa que los resultados tienden a ser exactos, pero se consideran aceptables, dadas las condiciones experimentales de trabajo y metodología seguida en el laboratorio.

Referencias

- [1] Hernández Segura G. O., Estrada Ramírez R. M. A., González Rivera A. S., Pérez Sereno D. Y. y Rangel Tenorio R. D. “Determinación de las entalpías de disolución para sales inorgánicas en medio acuoso” *Colección Memorias de los Congresos de la Sociedad Química de México. 4º Congreso Internacional de Educación Química-Modalidad híbrida, octubre 2023.*
- [2] Chang, R. (2008). *Fisicoquímica*. (pp. 81–92, 98–104). Mc Graw Hill.
- [3] Atkins, P., De Paula, J. (2012). *Chimie* (pp. 559–697). De Boeck.
- [4] Laidler, K. J., Meiser, J. H. (2009). *Fisicoquímica*. (pp. 45–69). Grupo Editorial Patria.
- [5] Wagner, W. and Pruß, A. (2002). The IAPWS Formulation 1995 for the Thermodynamic Properties of Ordinary Water Substance for General and Scientific Use. *J. Phys. Chem. Ref. Data*, 31 (2), 387–535. <http://dx.doi.org/10.1063/1.555926>
- [6] Speight, J. G. (2005). *Lange's Handbook of Chemistry*. (pp. 1.253, 1.262, 1.264). Mc Graw Hill.
- [7] Haynes, W. M. (2014). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (pp. 5-1–5-42). CRC Press.
- [8] Vanatta, M. W., Richards-Babb, M. and Sweeney, R. J. (2010). Thermochemistry to the Rescue: A Novel Calorimetry Experiment for General Chemistry. *J. Chem. Educ.*, 87 (11), 1222–1224. <https://doi.org/10.1021/ed100036y>
- [9] Meija, J., Coplen, T. B., Berglund, M., Brand, W. A., De Bièvre, P., Gröning, M., Holden, N. E., Irrgeher, J., Loss, R. D., Walczyk, T and Prohaska, T. (2016). Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report). *Pure Appl. Chem.* 1–27. <https://doi.org/10.1515/pac-2015-0305>
- [10] Evaluation of measurement data-Guide to the expression of uncertainty in measurement JCGM 100: 2008. *Bureau des Poids et Mesures*. https://www.bipm.org/documents/20126/2071204/JCGM_100_2008_E.pdf
- [11] Petrucci R. H., Herring, F. G. Madura, J. D. y Bissonnette, C. (2011). *Química General*. (pp. 84–93). Pearson.