

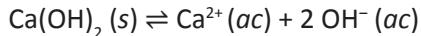
Determinación experimental de las propiedades termodinámicas de la reacción del producto de solubilidad del hidróxido de calcio en medio acuoso

Experimental Determination of the Thermodynamic Properties of the Solubility Product Reaction of Calcium Hydroxide in Aqueous Solution

Gerardo Omar Hernández Segura¹, José Ramsés Vargas Ramírez¹, María de los Ángeles Olvera Treviño², Ricardo Manuel Antonio Estrada Ramírez¹, Juan Enrique Romero Hernández³ y Aline Villarreal¹

Resumen

Se propone un experimento para estudiantes de licenciatura en química, basado en la reacción del producto de solubilidad del hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, en medio acuoso:

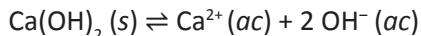


Se determinó experimentalmente la constante de equilibrio aparente (K_{ps}) como función de la temperatura a fuerza iónica constante. Dado que la disolución es no ideal por la alta concentración de soluto, se empleó el modelo de Debye-Hückel extendido para obtener los coeficientes de actividad de los iones y calcular la constante de equilibrio termodinámica para cada temperatura. Posteriormente, se ajustó la ecuación de van't Hoff al conjunto de datos para determinar Δh_r^0 y Δs_r^0 , así como ΔG_r^0 a 298,15 K, evaluando sus incertidumbres y comparando los resultados experimentales con valores reportados en la literatura. Este experimento permite a los estudiantes comprender conceptos fundamentales de equilibrio químico, termodinámica y comportamiento de electrolitos, integrando teoría y práctica en un protocolo didáctico que refuerza habilidades analíticas y experimentales en química física.

Palabras clave: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, solubilidad, equilibrio químico, termodinámica, coeficiente de actividad.

Abstract

An experiment is proposed for undergraduate chemistry students, based on the solubility product reaction of calcium hydroxide, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, in aqueous solution:



The apparent equilibrium constant (K_{sp}) was experimentally determined as a function of temperature at constant ionic strength. Since the solution is non-ideal due to the high solute concentration, the extended Debye-Hückel model was used to obtain the ion activity coefficients and calculate the thermodynamic equilibrium constant for each temperature. Subsequently, the van't Hoff equation was fitted to the dataset to determine Δh_r^0 and Δs_r^0 , as well as ΔG_r^0 at 298.15 K, evaluating the associated uncertainties and comparing the experimental results with values reported in the literature. This experiment enables students to understand fundamental concepts of chemical equilibrium, thermodynamics, and electrolyte behavior, integrating theory and practice in a didactic protocol that reinforces analytical and experimental skills in physical chemistry.

Keywords : $\text{Ca}(\text{OH})_2$, solubility, chemical equilibrium, thermodynamics, activity coefficient.

CÓMO CITAR:

Hernández Segura, G. O., Vargas Ramírez, J. R., Olvera Treviño, M. de los Á., Estrada Ramírez, R. M. A., Romero Hernández, J. E., y Villarreal, A. (2025, octubre-diciembre). Determinación experimental de las propiedades termodinámicas de la reacción del producto de solubilidad del hidróxido de calcio en medio acuoso. *Educación Química*, 36(4). <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2025.4.90708>

¹ Departamento de Fisicoquímica, Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México, México.

² Departamento de Física y Química Teórica, Facultad de Química, Nacional Autónoma de México, México.

³ Departamento de Matemáticas, Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México, México.



Introducción

El hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, es una sustancia con aplicaciones en diferentes industrias, tales como la construcción, donde se utiliza como agente aglutinante para proporcionar mayor resistencia al concreto (Mehta, P. K., et al., 2014); para ajustar el pH y eliminar impurezas como metales pesados en el agua potable (Spellman, F. R., et al., 2012); como fungicida (Agrios, G. N., 2005); como agente neutralizador de suelos ácidos y para mejorar la disposición de nutrientes provenientes del suelo en la industria agrícola (Brady, N. C., et al., 2016); en la industria alimentaria para el proceso de nixtamalización, que permite la remoción de la cáscara del maíz y aumenta la disponibilidad de nutrientes (Bresani, R., et al., 1958), y como regulador de pH en bebidas y productos lácteos (Fellows, J. P., 2016); así como en el control ambiental, como reductor de gases contaminantes como el SO_2 (Cooper, S. D., et al., 2010), entre otras aplicaciones.

Aunque la determinación de las propiedades termodinámicas de las disoluciones de electrolitos (Menéndez, M. I., et al., 2014; Willey, J. D., 2004), y en particular de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en agua (Euler, W. B., et al., 2000), ha sido objeto de propuestas didácticas anteriormente, en este trabajo proponemos un experimento que muestra el efecto de la temperatura en la solubilidad mediante un protocolo experimental sencillo. A diferencia de trabajos previos, nuestra propuesta incorpora la determinación de coeficientes de actividad y el cálculo riguroso del error e incertidumbre de las mediciones, con el fin de ofrecer resultados más confiables a quienes utilicen nuestro protocolo.

Determinación de las propiedades termodinámicas para la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Al decir que una sustancia se disuelve, hablamos de varios procesos que ocurren de manera simultánea. En el caso de los electrolitos, al estar compuestos por iones, es necesario que los iones que constituyen la sustancia se separen, a la vez que los enlaces intermoleculares del disolvente se rompen. Posteriormente, se establecen interacciones en las que los iones individuales quedan rodeados de moléculas de disolvente, fenómeno conocido como solvatación (Levine, I. N., 2008, pp. 284-285).

La reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se muestra en la siguiente tabla, considerando una disolución en la que existen iones Ca^{2+} y OH^- , sin considerar la formación del par iónico, en términos de la solubilidad molar (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$):

Reacción:	$\text{Ca}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(ac) + 2\text{OH}^-(ac)$		
inicio:	m_0	0	0
equilibrio:	m	s	$2s$

donde m_0 es la masa inicial y m es la masa precipitada después de la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ al equilibrio. De acuerdo con la ley de acción de masas, la constante de equilibrio del producto de solubilidad aparente para esta reacción se puede expresar como (Chang, R., et al., 2009):

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}]^2 \quad \text{Ec. (1)}$$

TABLA 1. Variación de especies en la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

cuyo valor informado en la literatura (Speight, J. G., 2005) a 298.15 K es $K_{ps} = 5.5 \times 10^{-6}$ ($pK_{ps} = 5.26$). Los valores anteriores consideran que la fuerza iónica (I) es constante. La fuerza iónica, que cuantifica la desviación de la idealidad en una solución, se define como un medio del producto de las concentraciones de iones por el cuadrado de sus cargas (Levine, I. N., 2008, p. 290), el cual se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i C_i^2 z_i^2$$

Por otro lado, la constante del producto iónico del agua a 298.15 K es (Brown, T. L., et al., 2009):

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \quad \text{Ec. (2)}$$

en donde:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \quad \text{Ec. (3)}$$

De acuerdo con la definición de pH :

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{Ec. (4)}$$

Por lo tanto:

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad \text{Ec. (5)}$$

Sustituyendo (5) en (3) se obtiene:

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta g_r^0}{RT^2} - \frac{1}{RT} \frac{d(\Delta g_r^0)}{dT} \quad \text{Ec. (6)}$$

De acuerdo con la tabla de variación de especies (Tabla 1), las concentraciones al equilibrio son:

$$[OH^-] = 2s \quad \text{Ec. (7)}$$

$$[Ca^{2+}] = s \quad \text{Ec. (8)}$$

Despejando s de las Eq. (7) y (8) e igualándolas se tiene:

$$[Ca^{2+}] = \frac{[OH^-]}{2} \quad \text{Ec. (9)}$$

Por lo tanto, al sustituir la ecuación (9) en la ecuación (1), se obtiene que:

$$K_{ps} = [Ca^{2+}][OH^-]^2 = \frac{[OH^-][OH^-]^2}{2} = \frac{1}{2}[OH^-]^3 \quad \text{Ec. (10)}$$

No obstante, de acuerdo con la ecuación (6), $[OH^-] = 10^{pH-14}$ y al sustituir en la ecuación (10):

$$K_{ps} = \frac{1}{2} [10^{pH-14}]^3 \quad \text{Ec. (11)}$$

La ecuación (11), permite calcular la constante de equilibrio aparente del producto de solubilidad K_{ps} de esta sal en términos del pH medido experimentalmente como función de la temperatura, a fuerza iónica I constante y presión P constante.

Este experimento se realizó empleando una disolución acuosa sobresaturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, lo que ocasiona una alta concentración de iones Ca^{2+} y OH^- , de modo que la disolución tendrá un comportamiento no ideal. Por lo tanto, es necesario calcular la constante de equilibrio químico termodinámica K , en términos de las actividades de los iones (a_i), es decir (Medeiros, M., 2017):

$$K = \prod_i a_i^{v_i} \quad \text{Ec. (12)}$$

Las actividades de cada especie química i se pueden expresar como:

$$a_i = \gamma_i [i] \quad \text{Ec. (13)}$$

Por lo tanto, la constante de equilibrio para el sistema en estudio es:

$$K = [\text{Ca}^{2+}] \gamma_{\text{Ca}^{2+}} [\text{OH}^-]^2 \gamma_{\text{OH}^-}^2 \quad \text{Ec. (14)}$$

Al sustituir la ecuación (1) en la (14), se genera la siguiente ecuación:

$$K = K_{ps} \gamma_{\text{Ca}^{2+}} \cdot \gamma_{\text{OH}^-}^2 \quad \text{Ec. (15)}$$

Los coeficientes de actividad γ_i de los iones, se pueden calcular como función de la temperatura a través de la ecuación extendida de Debye-Hückel, la cual es (Gagliardi, L. G. et al., 2007; Clark, D. M. et al., 1986):

$$\log \gamma_i = \frac{(-1.824829238 \times 10^6) \rho^{\frac{1}{2}} (\varepsilon_r T)^{-\frac{3}{2}} (z_i^2) \sqrt{I}}{\left(1 + \frac{50.29158649 \rho^{\frac{1}{2}}}{\sqrt{\varepsilon_r T}} (r_i \sqrt{I}) \right)} \quad \text{Ec. (16)}$$

En donde T es la temperatura absoluta (K), ρ es la densidad de la disolución ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$), z_i es la carga de los iones, r_i es el radio iónico de solvatación de los iones (\AA), I es la fuerza iónica de todos los iones presentes en la disolución ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) y ε_r es la permeabilidad eléctrica relativa del medio acuoso. La ecuación (16) es válida para valores de fuerza iónica moderada, es decir $I \leq 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (Clark, D. M. et al., 1986; Aranguri-Llerena G. et al., 2024).

Donde C_i es la concentración molar de cada ion (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) y z_i es la carga de los iones. La densidad de la disolución saturada se determinó utilizando un picnómetro, obteniéndose un valor de $\rho = (0.9996 \pm 0.0002) \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, mientras que la permitividad eléctrica relativa del medio acuoso como función de la temperatura, se calculó para cada temperatura con la ecuación (Catenaccio, A. et al., 2003):

$$\varepsilon_r(T) = 5321T^{-1} + 233.76 - 0.9297T + 0.1417 \times 10^{-2}T^{-2} - 0.8292 \times 10^{-6}T^3 \quad \text{Ec. (17)}$$

Por su parte, los radios iónicos de solvatación del Ca^{2+} y OH^- fueron tomados de (Kielland, J., 1937; Harvey, D., 2023; Aranguri-Llerena G. et al., 2024), los cuales son: $r_{\text{Ca}^{2+}} = 6.0 \text{ \AA}$ y $r_{\text{OH}^-} = 3.5 \text{ \AA}$.

La constante de equilibrio es sólo función de la temperatura, considerando que la ecuación que relaciona la energía de Gibbs de reacción (Δg_r^0) con la constante de equilibrio termodinámica K , es (Atkins, et al., 2010; Chang, R., 2008):

$$\Delta g_r^0 = RT \ln K \quad \text{Ec. (18)}$$

Al diferenciar la ecuación anterior con respecto a la temperatura se obtiene:

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta g_r^0}{RT^2} - \frac{1}{RT} \frac{d(\Delta g_r^0)}{dT} \quad \text{Ec. (19)}$$

Considerando que Δg_r^0 es la suma de los potenciales químicos de la sustancia pura (μ_i^0) multiplicados por su coeficiente estequiométrico (v_i), $\Delta g_r^0 = \sum_i v_i \mu_i^0$, y que $\left(\frac{\partial g_r^0}{\partial T}\right)_P = -s_i^0$ en donde s_i^0 es la entropía molar de la sustancia pura, $\frac{d(\Delta g_r^0)}{dT}$ se convierte en $-T\Delta s_r^0$ (entropía de reacción) y como $\Delta g_r^0 = \Delta h_r^0 - T\Delta s_r^0$, al final se obtiene: dT

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta h_r^0}{RT^2} \quad \text{Ec. (20)}$$

Conocida como la ecuación de van't Hoff.

Integrando la Eq. 20 entre T_1 y T_2 , y considerando que la entalpía y la entropía de reacción Δh_r^0 y Δs_r^0 son independientes de la temperatura, se obtiene:

$$\ln \frac{K(T_2)}{K(T_1)} = -\frac{\Delta h_r^0}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \quad \text{Ec. (21)}$$

Rearreglando la ecuación anterior, recordando que $-RT \ln K = \Delta h_r^0 - T\Delta s_r^0$, la Eq. 23 se convierte en:

$$\ln K = -\frac{\Delta h_r^0}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta s_r^0}{R} \quad \text{Ec. (22)}$$

Para los lectores interesados la obtención de la Eq. 22 se puede consultar en I. N. Levine (2008).

Con ayuda de la Eq. 22 es posible realizar un ajuste lineal aplicado al conjunto de los N pares de datos experimentales (x_i, y_i) de $\ln K$ vs $1/T$, a través el método de los cuadrados mínimos (Miller, J. N. et al., 2005; GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012). Las ordenadas y_i corresponden a $\ln K$, en tanto que las abscisas x_i a $1/T$, de tal manera que la pendiente m será $-\Delta h_r^0/R$, mientras que la ordenada al origen b , será igual a $\Delta s_r^0/R$. Estos valores pueden calcularse respectivamente como (Miller, J. N. et al., 2005; Williams A., 1995):

$$m = \sqrt{\frac{N(\sum x_i \cdot y_i) - (\sum x_i)(\sum y_i)}{N(\sum x_i^2) - (\sum x_i)^2}} \quad \text{Ec. (23)}$$

$$b = \sqrt{\frac{N(\sum x_i^2)(\sum y_i) - (\sum x_i)(\sum x_i \cdot y_i)}{N(\sum x_i^2) - (\sum x_i)^2}} \quad \text{Ec. (24)}$$

Por lo tanto, $\Delta h_r^0 = -mR$, mientras que $\Delta s_r^0 = bR$, considerando el valor de la Constante Universal de los gases como $R = 8.31462618 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ (NIST, 2024).

Asimismo, se puede evaluar la precisión de las mediciones, estimando las incertidumbres de la pendiente m y la ordenada al origen b , junto con el coeficiente de correlación r , respectivamente, de tal manera que se puedan determinar los valores de las incertidumbres para Δh_r^0 y Δs_r^0 a 298.15 K, para un conjunto de $N = 18$ pares de datos x_i , y_i (Miller, J. N. et al., 2005; GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012; Williams A. et al., 1995):

$$u_c(m) = \sqrt{\frac{N \left[\sum (y_i - m \cdot x_i - b)^2 \right]}{[N-2] \left[N \left(\sum x_i^2 \right) - \left(\sum x_i \right)^2 \right]}} \quad \text{Ec. (25)}$$

$$u_c(b) = \sqrt{\frac{\left[\sum x_i^2 \right] \left[\sum (y_i - m \cdot x_i - b)^2 \right]}{[N-2] \left[N \left(\sum x_i^2 \right) - \left(\sum x_i \right)^2 \right]}} \quad \text{Ec. (26)}$$

$$r = \frac{N \left(\sum x_i \cdot y_i \right) - \left(\sum x_i \right) \left(\sum y_i \right)}{\sqrt{N \left(\sum x_i^2 \right) - \left(\sum x_i \right)^2} \left[N \left(\sum y_i^2 \right) - \left(\sum y_i \right)^2 \right]} \quad \text{Ec. (27)}$$

Para evaluar la calidad de las mediciones realizadas en este trabajo, se determinó la exactitud, calculando el % error, comparando el valor teórico y_{teo} (Chang, 2008) y el valor experimental obtenido y_{exp} de las propiedades termodinámicas Δh_r^0 y Δs_r^0 , empleando la siguiente ecuación (GUM, 2008; VIM, 2012; Williams A., 1995):

$$\% \text{error} = \left| \frac{y_{teo} - y_{exp}}{y_{teo}} \right| \cdot 100 \quad \text{Ec. (28)}$$

Finalmente, se calcula la incertidumbre expandida $U_p(y)$ de las propiedades termodinámicas Δh_r^0 (en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$), así como Δs_r^0 (en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$), con un factor de cobertura $k_p = 2$, a un nivel de confianza $p = 95.45\%$, empleando la ecuación (GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012):

$$U_p(y) = K_p \mu_c(y) \quad \text{Ec. (29)}$$

Para validar metrológicamente los resultados obtenidos, se realizaron dos pruebas de hipótesis. La primera de ellas fue de linealidad para la gráfica de $\ln K$ vs $1/T$, con base en una hipótesis nula $H_0: r = 0$, comparando el parámetro t de Student obtenido con $v = N - 2$ grados de libertad para $N = 18$ pares de datos (x_i, y_i) , con un nivel de confianza p al 95.45%, leído de las tablas y comparándolo con el calculado a través de la ecuación (Miller, J. N. et al., 2005; GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012):

$$t_{N-2} = \frac{|r| \sqrt{N-2}}{\sqrt{1-r^2}} \quad \text{Ec. (30)}$$

Donde: $v = N - 2$ grados de libertad, N es el número de pares de datos ($N = 18$), $H_0: r = 0$.

Si $t_{\text{calculada}} > t_{\text{tablas}}$, se rechaza la hipótesis nula.

La segunda prueba consistió en la comparación de las medias, con el fin de realizar un comparativo de los valores experimentales (\bar{x}) junto con los valores teóricos (μ), obtenido

con $v = n - 1$ grados de libertad a un nivel de confianza p al 95.45%, y con $n = 3$ repeticiones, utilizando la siguiente ecuación (Miller, J. N. et al., 2005; GUM JCGM 100, 2008; JCGM 200, 2012):

$$t_{n-1} = \frac{\bar{x} - \mu}{\sqrt{\frac{s^2}{n}}} \quad \text{Ec. (31)}$$

Donde: $v = n-1$ grados de libertad, n es el número de repeticiones ($n = 3$), s es la desviación estándar de las repeticiones, μ es el valor teórico de los mensurandos Δh_r^0 , Δs_r^0 y Δg_r^0 , \bar{x} es el valor promedio de todas las repeticiones y $H_0 = \mu$. Si $t_{\text{calculada}} < t_{\text{tablas}}$ se acepta H_0 .

Este experimento puede resultar muy valioso, ya que permite abordar en el laboratorio múltiples conceptos relacionados con el equilibrio químico y el cambio en las propiedades fisicoquímicas de las disoluciones (Berrio, A. T., 2009).

Propuesta experimental

Los materiales y equipos necesarios se muestran en la Figura 1 y en la Tabla 2.

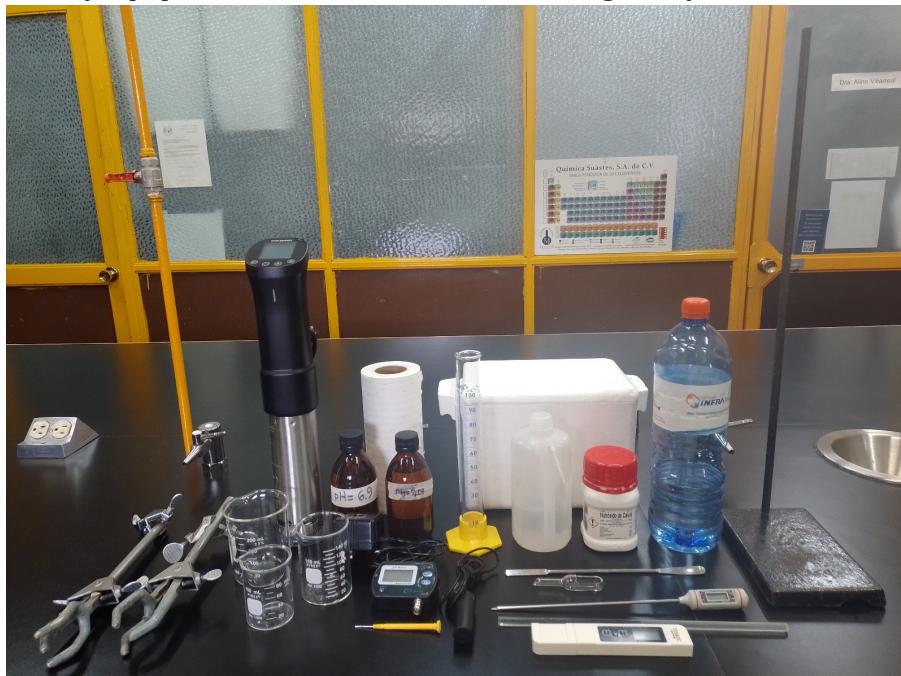


FIGURA 1. Equipos, material y reactivos para la medición de la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Reactivos:	Equipo:
Hidróxido de calcio FAGA (98.5%).	1 balanza analítica ± 0.001 g.
Agua desionizada INFRAmédica ($0 \mu\text{S}/\text{cm}$).	1 medidor de $pH \pm 0.01$.
Disolución amortiguadora de fosfatos a un $pH = 6.90$.	1 controlador de temperatura sumergible $\pm 0.1^\circ\text{C}$.
Disolución amortiguadora de fosfatos a un $pH = 9.18$.	1 termómetro digital $\pm 0.1^\circ\text{C}$.

TABLA 2. Material, equipo y reactivos necesarios para el experimento.

Material:	
1 espátula.	1 vaso de precipitados de 100 mL.
1 nave de vidrio para pesar.	2 vasos de precipitados de 250 mL.
1 soporte universal.	1 picnómetro de 25 mL.
2 pinzas de tres dedos con nuez.	1 jeringa desechable de 10 mL.
1 probeta de vidrio de 100 mL.	1 rollo de servitoallas.
1 piseta con agua desionizada.	1 vaso de precipitados de 100 mL.

El procedimiento experimental es el siguiente: se mide una masa de 0.189 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en la balanza analítica, esta masa se coloca dentro de un vaso de precipitados de 100 mL y se le agregan 20 mL de agua desionizada.

Se monta un baño de agua y empleando el controlador de temperatura sumergible se alcanza una temperatura inicial de 30°C. Al alcanzar la temperatura deseada, se sumerge en este la disolución sobresaturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Una vez que la disolución haya alcanzado el equilibrio térmico, se introduce la sonda del medidor de pH previamente calibrado. El pH se debe medir en intervalos de 5°C, comenzando en 30 °C y disminuyendo la temperatura añadiendo hielo en escarcha, hasta una temperatura final de 5°C. El experimento se repite 3 veces siguiendo la misma metodología, de acuerdo con lo informado en la Guía Eurachem Citac (Williams, A. et al., 1995). A manera de ejemplo, se observa en la Figura 2 la medición del pH de la disolución sobresaturada de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a la temperatura de 25.0°C, el cual es muy cercano al informado por R. G. Bates (1956).

Terminadas las mediciones anteriores, se lleva el sistema a la temperatura ambiente y se determina su densidad. Este procedimiento se repite 3 veces, obteniendo el valor promedio de la densidad y su desviación estándar correspondiente.

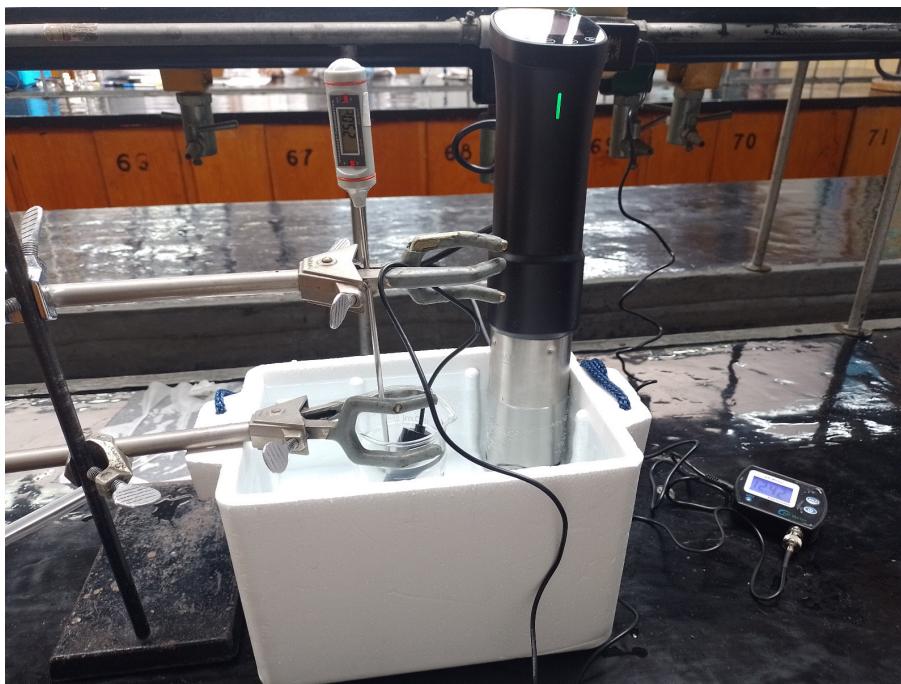


FIGURA 2. Montaje experimental del estudio de la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Resultados y discusión

Los datos experimentales de las mediciones del *pH* como función de la temperatura obtenidos con $n = 3$ repeticiones de la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en disolución acuosa, se muestran en la Tabla 3.

Primera repetición:		Segunda repetición:		Tercera repetición:	
T / (°C)	pH	T / (°C)	pH	T / (°C)	pH
30.1	12.40	30.0	12.40	30.0	12.41
25.0	12.41	25.0	12.42	25.0	12.42
20.0	12.44	20.1	12.44	20.1	12.44
15.1	12.46	15.0	12.47	15.0	12.46
10.0	12.49	9.9	12.48	10.0	12.48
5.0	12.50	5.0	12.50	4.9	12.51

TABLA 3. Datos experimentales de las mediciones del *pH* como función de la temperatura para $n = 3$ repeticiones de la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en medio acuoso.

En la Tabla 3, se observa que, al disminuir la temperatura, el *pH* aumenta, lo que implica que las concentraciones molares de los iones OH^- y Ca^{2+} presentes en la disolución acuosa sobresaturada también aumentan, siguiendo una tendencia creciente.

A partir de estos valores de *pH* obtenidos como función de la temperatura, se calcularon los de la constante de equilibrio del producto de solubilidad aparente K_{ps} , empleando la ecuación (13).

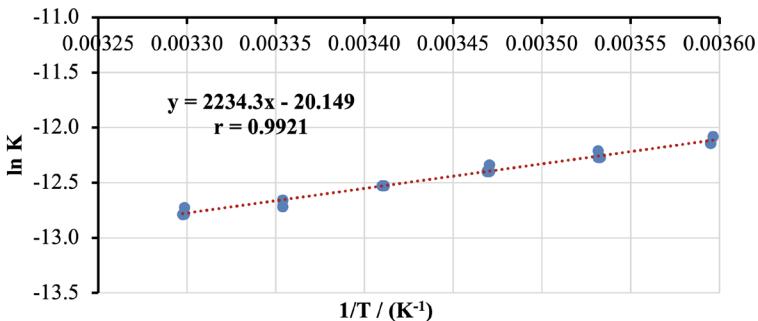
En la Tabla 4, se muestran los datos, medidos y calculados, para cada temperatura T / (K), de la primera repetición realizada a manera de ejemplo; mientras que en la Figura 3, se presenta la gráfica de $\ln K$ vs $1/T$ / (K⁻¹) de las $n = 3$ repeticiones realizadas, con $N = 18$ pares de datos, incluyendo la ecuación de la recta ajustada a la ecuación de van't Hoff (véase ecuación (25)), a partir de la regresión lineal mediante el método de los cuadrados mínimos, obteniendo su pendiente m , su ordenada al origen b y su coeficiente de correlación r , a partir de las ecuaciones (26), (27) y (30). Las incertidumbres de la pendiente $u_c(m)$ y de la ordenada al origen $u_c(b)$ fueron calculadas con las ecuaciones (28) y (29), respectivamente, las cuales corresponden con sus desviaciones estándar (Williams, A. et al., 1995).

TABLA 4. Datos de propiedades termodinámicas de la disolución sobresaturada, constante de equilibrio aparente K_{ps} y constante de equilibrio termodinámica K como función de la temperatura para la primera repetición de la reacción del producto de solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en medio acuoso.

T/(K)	pH	[OH ⁻]/(M)	[Ca ²⁺]/(M)	K _{ps}	I/(M)	γ _{OH⁻}	γ _{Ca²⁺}	K
303.25	12.40	0.0251	0.0126	7.92×10^{-6}	0.0377	0.8284	0.5137	2.18×10^{-6}
298.15	12.41	0.0257	0.0129	8.49×10^{-6}	0.0386	0.8284	0.5141	2.33×10^{-6}
293.15	12.44	0.0275	0.0138	1.04×10^{-5}	0.0413	0.8254	0.5086	2.78×10^{-6}
288.25	12.46	0.0288	0.0144	1.20×10^{-5}	0.0433	0.8238	0.5057	3.14×10^{-6}
283.15	12.49	0.0309	0.0155	1.48×10^{-5}	0.0464	0.8207	0.5001	3.75×10^{-6}
278.15	12.50	0.0316	0.0158	1.58×10^{-5}	0.0474	0.8204	0.4999	4.00×10^{-6}

Para calcular Δh_r^0 y Δs_r^0 , el conjunto de los $N = 18$ pares de datos experimentales de $\ln K$ vs $1/T$, fueron ajustados a la ecuación de van't Hoff mediante la regresión lineal, empleando el método de los cuadrados mínimos (Miller et al., 2005) (véase la Figura 3). Con los valores reportados en la Tabla 4, al realizar el cambio de variable correspondiente, y empleando las ecuaciones (26) y (28), se obtuvo una pendiente $m = (2234.3 \pm 70.4) \text{ K}$, mientras que utilizando las ecuaciones (27) y (29), el valor de la ordenada al origen es $b = (-20.2 \pm 0.2)$, con un coeficiente de correlación $r = 0.9921$ obtenido con la ecuación (30) (véase Figura 3).

FIGURA 3. Gráfica de $\ln K$ vs $1/T / (\text{K}^{-1})$ para el conjunto de $N = 18$ pares de datos con $n = 3$ repeticiones. Se muestra la ecuación de la recta ajustada a dichos datos a través de la regresión lineal, empleando el método de los cuadrados mínimos.



A partir de la pendiente, $\Delta h_r^0 = -mR$, se calcula su incertidumbre empleando la ley de propagación de incertidumbres, es decir (GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012):

$$u_c(\Delta H_r^0) = \sqrt{\left(\frac{\partial \Delta H_r^0}{\partial m} \right)^2 u_c^2(m)} = \sqrt{\left(-R \frac{\partial m}{\partial b} \right)^2 u_c^2(m)} = R \cdot u_c(m) \quad \text{Ec. (32)}$$

de donde se obtuvo que $\Delta h_r^0 = (-18575.7 \pm 585.4) \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$. Por otra parte, a partir de la ordenada al origen, $\Delta s_r^0 = bR$, su incertidumbre se calcula empleando la ley de propagación de incertidumbres, esto es (GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012):

$$u_c(\Delta S_r^0) = \sqrt{\left(\frac{\partial \Delta S_r^0}{\partial b} \right)^2 u_c^2(b)} = \sqrt{\left(R \frac{\partial b}{\partial b} \right)^2 u_c^2(b)} = R \cdot u_c(b) \quad \text{Ec. (33)}$$

de donde se determinó que $\Delta s_r^0 = (-167.5 \pm 2.0) \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

La incertidumbre expandida $U_p(y)$ se calcula a partir de las incertidumbres combinadas $u_c(y)$, utilizando la ecuación (32), empleando un factor de cobertura de $k_p = 2$, con un nivel de confianza $p = 95.45\%$.

Los valores calculados de las propiedades termodinámicas son:

$$\Delta h_r^0 = (-18575.7 \pm 1170.9) \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ y } \Delta s_r^0 = (-167.5 \pm 4.0) \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}.$$

Se observa que $\Delta h_r^0 < 0$, lo que indica que este proceso es exotérmico ya que al formarse la interacción ion-dipolo permanente entre los iones Ca^{2+} y OH^- y el disolvente (H_2O) se libera calor hacia los alrededores, mientras que $\Delta s_r^0 < 0$, lo que indica que existe una disminución de entropía en la reacción, ya que el número de microestados decrece, debido al reacomodo que experimentan las moléculas de agua al solvatar a los iones Ca^{2+} y OH^- presentes en la disolución, formando la interacción ion-dipolo permanente establecida entre ellos y el disolvente (H_2O). Esto quiere decir que este proceso químico es termodinámicamente favorable entálpicamente, desfavorable entrópicamente, y favorable a bajas temperaturas (Chang, R., 2008).

Los valores experimentales de Δh_r^0 y Δs_r^0 fueron comparados con los informados en la referencia de Speight, J. G. (2005), a partir de las entalpías y entropías de formación a 1 bar y 298.15 K, los cuales se calcularon con las siguientes ecuaciones (Chang, R., 2008):

$$\Delta h_r^0 = \sum_i v_i \Delta h_{f,i,\text{productos}}^0 - \sum_i v_i \Delta h_{f,i,\text{reactivos}}^0 \quad \text{Ec. (34)}$$

$$\Delta s_r^0 = \sum_i v_i S_{i,i,\text{productos}}^0 - \sum_i v_i S_{i,i,\text{reactivos}}^0 \quad \text{Ec. (35)}$$

Los errores obtenidos son del 4.1% para Δh_r^0 y 3.8% para Δs_r^0 , lo que indica que la metodología experimental permite obtener resultados satisfactorios (véase Tabla 5).

Por otro lado, se calculó el valor de Δg_r^0 a la temperatura $T = 298.15$ K, a partir de los valores de $\Delta h_r^0 = (-18575.7 \pm 1170.9)$ J·mol⁻¹ y $\Delta s_r^0 = (-167.5 \pm 4.0)$ J·mol⁻¹·K⁻¹. A través de la ley de propagación de incertidumbres (GUM JCGM 100, 2008; VIM JCGM 200, 2012), y considerando la resolución del termómetro digital ($\pm 0.1^\circ\text{C}$) con un factor de cobertura $k_p = 2$ con un nivel de confianza $p = 95.45\%$, es decir; $U_p(T) = k_p u_c(T) = \pm 0.2^\circ\text{C} (\pm 0.2 \text{ K})$ para la temperatura, se estimó la incertidumbre de Δg_r^0 , basándose en la ecuación (25), es decir: $\Delta g_r^0 = \Delta h_r^0 - T\Delta s_r^0$. Por lo tanto:

$$u_c(\Delta G_r^0) = \sqrt{\left(\frac{\partial \Delta G_r^0}{\partial \Delta H_r^0}\right)^2 U_p^2(\Delta H_r^0) + \left(\frac{\partial \Delta G_r^0}{\partial \Delta S_r^0}\right)^2 U_p^2(\Delta S_r^0) + \left(\frac{\partial \Delta G_r^0}{\partial T}\right)^2 U_p^2(T)} \quad \text{Ec. (36)}$$

De donde los coeficientes de sensibilidad son:

$$\left(\frac{\partial \Delta G_r^0}{\partial \Delta H_r^0}\right) = 1 \quad \text{Eq. (37)}$$

$$\left(\frac{\partial \Delta G_r^0}{\partial \Delta S_r^0}\right) = -T \quad \text{Eq. (38)}$$

$$\left(\frac{\partial \Delta G_r^0}{\partial T}\right) = -\Delta S_r^0 \quad \text{Eq. (39)}$$

La incertidumbre expandida de la energía de Gibbs de la reacción $U_p(\Delta g_r^0)$ se estima empleando la ecuación (36), con un factor de cobertura $k_p = 2$, con un nivel de confianza $p = 95.45\%$. En este caso, se obtuvo que $\Delta g_r^0 = (31369.8 \pm 3357.5)$ J·mol⁻¹, lo que indica que, a presión y temperatura constantes, este proceso es no espontáneo, considerando que este equilibrio químico se encuentra desplazado hacia reactivos, puesto que a 298.15 K, la constante de equilibrio termodinámica se encuentra en el intervalo de $0 < K < 1$. Esto quiere decir que la solvatación de los iones Ca^{2+} (ac) y OH^- (ac) en medio acuoso es termodinámicamente menos favorable que la formación de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (s) como sólido precipitado. El valor teórico para Δg_r^0 , se calculó a partir de los valores de Δh_r^0 y Δs_r^0 obtenidos a partir de las ecuaciones (37) y (38), junto con la ecuación (24), a una temperatura $T = 298.15$ K (véase la Tabla 5).

Propiedad:	Valor experimental:	Valor teórico:	% error:
$\Delta h_r^0 / (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-18.56 ± 1.17	-17.83	4.1
$\Delta s_r^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	-167.5 ± 4.0	-161.4	3.8
$\Delta g_r^0 / (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	31.37 ± 3.36	30.29	3.6

TABLA 5. Propiedades termodinámicas asociadas con este proceso químico a 298.15 K.

Por último, se realizaron las pruebas de hipótesis de linealidad y de medias, tal y como se reportan en las Tablas 6 y 7 respectivamente. Para el primer caso, se rechaza $H_0: r = 0$, debido a que la $t_{\text{calculada}} > t_{\text{tablas}}$, lo que indicaría que los datos de $\ln K$ vs $1/T$, siguen una tendencia lineal. En el segundo caso, se aprueba $H_0 = \mu$, ya que la $t_{\text{calculada}} < t_{\text{tablas}}$, lo que indica que no hay una diferencia significativa entre los valores experimentales y teóricos de las propiedades termodinámicas Δh_r^0 , Δs_r^0 y Δg_r^0 (véase Tabla 5).

$H_0: r = 0$	
N	18
$v = N - 2$	16
$t_{\text{tablas}} p = 95.45\%$	2.17
r	0.9921
$t_{\text{calculada}} p = 95.45\%$	31.73
$t_{\text{calculada}} > t_{\text{tablas}}$	rechazada

TABLA 6. Prueba de hipótesis de linealidad.

$H_0 = \mu$	$\Delta h_r^0 / (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	$\Delta s_r^0 / (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$	$\Delta g_r^0 / (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$
n	3	3	3
Valor teórico (μ):	-17.83	-161.4	30.29
Valor experimental ():	-18.56	-167.5	31.37
Desviación estándar (s):	0.07	0.2	1.7
$t_{\text{calculada}} p = 95.45\%$	-17.96	-52.83	1.11
$t_{\text{tablas}} p = 95.45\%$	4.53	4.53	4.53
$t_{\text{calculada}} < t_{\text{tablas}}$	aceptada	aceptada	aceptada

TABLA 7. Prueba de hipótesis de medias.

Propuesta de evaluación de aprendizajes

En conjunto con el protocolo experimental propuesto y el análisis de los resultados, se propone un instrumento de evaluación basado en quince preguntas abiertas, el cual se muestra en la Tabla 8.

Concepto:	Equilibrio químico:
Preguntas modelo	<p>¿Cuál es el sistema que se estudia? ¿Cuáles son sus componentes y fases presentes?</p> <p>¿Cuál es la ecuación estequiométrica que describe el proceso que se está estudiando?</p>
Aprendizaje esperado	El estudiante puede relacionar el proceso del producto de solubilidad de Ca(OH)_2 con la ecuación estequiométrica. Es capaz de identificar a los reactivos y productos dentro de esta ecuación para representar dicho proceso químico. Puede indicar el significado de la doble flecha dentro de la ecuación estequiométrica.
Concepto:	Constante de equilibrio:
Preguntas modelo	<p>¿Cuál es la expresión general de la constante de equilibrio?</p> <p>Escribe la expresión de la constante de equilibrio aparente del producto de solubilidad para el sistema que se está estudiando, en términos de las concentraciones de los iones.</p> <p>Escribe la expresión de la constante de equilibrio termodinámica del proceso químico en estudio, en términos de las actividades de los iones.</p> <p>¿Qué es la actividad de los iones?</p> <p>¿Qué relación tiene la constante de equilibrio termodinámica con Δg_r^0?</p> <p>¿Qué relación tiene la constante de equilibrio termodinámica con Δh_r^0 y Δs_r^0?</p> <p>¿Qué sucede con la energía de Gibbs cuando cambia la temperatura? ¿Qué consecuencias tiene la variación de temperatura sobre el equilibrio químico?</p>
Aprendizaje esperado	<p>El estudiante es capaz de escribir la definición de la constante de equilibrio termodinámica a través de la ley de acción de masas e identificando la expresión correspondiente.</p> <p>Reconoce el significado físico del valor de la constante de equilibrio termodinámica en relación con las concentraciones de reactivos y productos.</p>

TABLA 8. Propuesta de evaluación de aprendizajes.

Concepto:	Fuerza iónica, coeficiente de actividad y modelo de Debye-Hückel extendido
Preguntas modelo	¿Qué es el coeficiente de actividad de los iones? ¿De qué factores depende el coeficiente de actividad? ¿Qué es la fuerza iónica de una disolución? ¿En qué consiste el modelo de Debye-Hückel extendido?
Aprendizaje esperado	El estudiante comprende los conceptos de fuerza iónica, coeficientes de actividad. Es capaz de aplicar el modelo de Debye-Hückel extendido, a identificar las variables de las que depende y los límites de aplicación de dicha ecuación relacionados con el sistema en estudio.
Concepto:	Modelo lineal, método de los cuadrados mínimos, regresión lineal, incertidumbre, ley de propagación de incertidumbres
Preguntas modelo	¿Cuál es el modelo lineal y su ecuación? ¿En qué consiste el método de los cuadrados mínimos y cómo se aplica a un conjunto de datos experimentales x, y ? ¿Qué es la regresión lineal y cuál es su importancia? ¿Qué es la incertidumbre, cuáles son los tipos de incertidumbre y sus ecuaciones? ¿Cuál es la ley de propagación de incertidumbres?
Aprendizaje esperado	El estudiante es capaz de describir el modelo lineal y su ecuación correspondiente. Comprende en qué consiste el método de los cuadrados mínimos, su importancia y su aplicación a datos experimentales. El estudiante entiende en qué consiste la regresión lineal y su importancia. El estudiante comprende el concepto de incertidumbre, su importancia, la clasificación de los tipos de incertidumbre, así como su estimación a través de la ley de propagación.

El experimento propuesto resulta propicio para aquellos estudiantes universitarios que se encuentran estudiando temas relacionados con el equilibrio químico ya que pueden relacionar las mediciones experimentales del pH como función de la temperatura para una disolución no ideal (debido a la alta concentración de los iones Ca^{2+} y OH^-); además, explicar termodinámicamente el efecto de la disminución de la temperatura en el aumento de la solubilidad del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en medio acuoso.

Conclusiones

Uno de los temas más importantes para los estudiantes universitarios de ciencias químicas desde el punto de vista de la fisicoquímica es el estudio del equilibrio químico. En el presente trabajo, se presenta una propuesta experimental que relaciona la constante de equilibrio termodinámica del producto de solubilidad de una disolución sobresaturada de comportamiento no ideal de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en medio acuoso con los potenciales termodinámicos de la reacción, a través de las mediciones del pH como función de la temperatura y el cálculo de los coeficientes de actividad a través del modelo de Debye-Hückel.

En el intervalo de temperatura de estudio (278.15 a 303.15 K), el equilibrio químico del producto de solubilidad de esta sal inorgánica se encuentra desplazado hacia reactivos, puesto que todos los valores obtenidos experimentalmente se ubican entre $0 < K < 1$. Este proceso químico tiende a ser no espontáneo, a 298.15 K y presión constante, puesto que $\Delta g_r^0 > 0$, con un error del 3.6 %. Dicho en otras palabras, el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será más soluble en el agua líquida a bajas temperaturas.

La gráfica de $\ln K$ vs $1/T$ muestra una tendencia lineal, continua, monotónica y creciente en el intervalo de 278.15 a 303.15 K, con un coeficiente de correlación de $r = 0.9921$, lo cual se confirma con el rechazo de la hipótesis nula $H_0: r = 0$, en la prueba de linealidad.

Esta reacción es favorable termodinámicamente a bajas temperaturas, ya que es exotérmica ($\Delta h_r^0 < 0$) y presenta una disminución del número de microestados ($\Delta s_r^0 < 0$), lo que implica que este proceso es favorable entálpicamente y desfavorable entrópicamente.

El presente trabajo es útil para los profesores, porque proporciona certeza respecto de lo que se debe de esperar en relación con los valores de las mediciones realizadas, ya que los errores experimentales obtenidos son bajos (4.1, 3.8 y 3.6 % para Δh_r^0 , Δs_r^0 y Δg_r^0 , respectivamente), lo cual se confirma con la aceptación de la prueba de hipótesis de medias de los potenciales termodinámicos: $H_0 = \mu$.

Referencias

- Agrios, G. N. (2005). *Plant pathology* (5th ed.). Elsevier.
- Aranguri-Llerena, G., y Huarcaya-Mendoza, N. J. (2024). Validación de la ecuación de Nernst y una ecuación que estima la masa de hidróxido de calcio para un determinado pH. *Educación Química*, 35(2), 89–99. <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2024.2.86430>
- Atkins, P., y de Paula, J. (2010). *Physical chemistry* (9th ed., pp. 213, 220). H. Freeman and Company.
- Bates, R. G., Bower, V. E., y Smith, E. R. (1956). Calcium hydroxide as a highly alkaline pH standard. *Journal of Research of the National Bureau of Standards*, 56(6), 305–312. https://nvlpubs.nist.gov/nistpubs/jres/56/jresv56n6p305_A1b.pdf
- Berrio, A. T. (2009). *La experimentación dirigida como método eficaz de la investigación y del aprendizaje significativo* [Proyecto aplicado, Universidad Nacional Abierta y a Distancia UNAD]. Repositorio Institucional UNAD.
- Brady, N. C., y Weil, R. R. (2016). *The nature and properties of soils* (15th ed.). Pearson.
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Jr., y Murphy, C. J. (2009). *Química: La ciencia central* (13th ed., pp. 674–678). Pearson Educación.
- Catenaccio, A., Daruich, Y., y Magallanes, C. (2003). Temperature dependence of permittivity of water. *Chemical Physics Letters*, 367, 669–671. [https://doi.org/10.1016/S0009-2614\(02\)01735-9](https://doi.org/10.1016/S0009-2614(02)01735-9)

- Clark, D. M., Zemaitis, J. F., Jr., Rafal, M., y Scrivner, N. C. (1986). *Handbook of aqueous electrolyte thermodynamics: Theory & applications* (pp. 55–59). Wiley-Interscience.
- Chang, R. (2008). *Fisicoquímica* (3rd ed., pp. 271–272). McGraw Hill.
- Chang, R., y Goldsby, K. A. (2009). *Química* (12th ed., pp. 745–753). McGraw Hill.
- Cooper, C. D., y Alley, F. C. (2010). *Air pollution control: A design approach* (4th ed.). Waveland Press.
- Joint Committee for Guides in Metrology. (2008). *Evaluation of measurement data—Guide to the expression of uncertainty in measurement (GUM)* (JCGM 100:2008, pp. 2–12, 23–27, 34–36, 47, 70–78). Bureau des Poids et Mesures.
- Euler, W. B., Kirschenbaum, L. J., y Ruekberg, B. (2000). Determination of K_{sp} , ΔG° , ΔH° , and ΔS° for the dissolution of calcium hydroxide in water. *Journal of Chemical Education*, 77(8), 1039–1040. <https://doi.org/10.1021/ed077p1039>
- Fellows, P. J. (2016). *Food processing technology: Principles and practice* (4th ed.). Woodhead Publishing.
- Gagliardi, L. G., Castells, C. B., Ràfols, C., Rosés, M., y Bosch, E. (2007). Static dielectric constants of acetonitrile/water mixtures at different temperatures and Debye–Hückel A and a_0B parameters for activity coefficients. *Journal of Chemical & Engineering Data*, 52, 1103–1107. <https://doi.org/10.1021/je00055p>
- Harvey, D. (2023). Coeficientes de actividad. LibreTexts. Consultado en diciembre de 2024, de [https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/An%C3%A1lisis_Instrumental_\(LibreTextos\)/35%3A_Apendicidas/35.07%3A_Coeficientes_de_actividad](https://espanol.libretexts.org/Quimica/Qu%C3%ADmica_Anal%C3%ADtica/An%C3%A1lisis_Instrumental_(LibreTextos)/35%3A_Apendicidas/35.07%3A_Coeficientes_de_actividad)
- Joint Committee for Guides in Metrology. (2012). *International vocabulary of metrology—Basic and general concepts and associated terms (VIM)* (JCGM 200:2012, pp. 16–28).
- Kielland, J. (1937). Individual activity coefficients of ions in aqueous solution. *Journal of the American Chemical Society*, 59(9), 1675–1678. <https://doi.org/10.1021/ja01288a032>
- Levine, I. N., y de Paula, J. (2008). *Physical chemistry* (1st ed., pp. 212–215, 284–285, 290). W. H. Freeman & Co.
- Medeiros, M. (2017). *Equilibrio de fases y químico* (1.^a ed., pp. 280–281). UNAM.
- Mehta, P. K., y Monteiro, P. J. M. (2014). *Concrete: Microstructure, properties, and materials* (4th ed.). McGraw Hill.
- Menéndez, M. I., y Borge, J. (2014). Ion association versus ion interaction models in examining electrolyte solutions: Application to calcium hydroxide solubility equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 91(1), 91–95. <https://doi.org/10.1021/ed4004589>
- Miller, J. N., y Miller, J. C. (2005). *Statistics and chemometrics for analytical chemistry* (5th ed., pp. 107–118). Pearson Prentice Hall.

NIST CODATA. (2024). Universal gas constant. Consultado en diciembre de 2024, de <https://physics.nist.gov/cgi-bin/cuu/Value?r>

Serway, R. A., y Faughn, J. S. (2003). *College physics* (6th ed., pp. 262–263). Thompson.

Speight, J. G. (2005). *Lange's handbook of chemistry* (16th ed., pp. 1243–1251). McGraw Hill.

Spellman, F. R., y Drinan, J. (2012). *The drinking water handbook* (2nd ed.). CRC Press.

Williams, A., De Halleux, B., Diamondstone, B., y Ellison, S. (1995). *Cuantificación de la incertidumbre en mediciones analíticas* (pp. 18–21, 77, 82–84). Eurachem Citac.