

Práctica 8: Cambio de Entalpía en Reacciones de Neutralización, Solubilización y Dilución

Introducción: ¿Qué es el Cambio de Entalpía?

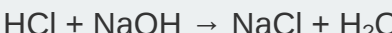
El **cambio de entalpía (ΔH)** es la cantidad de energía en forma de calor que se intercambia durante una reacción química a **presión constante**. En el laboratorio, esto se conoce como **calor de reacción (Q)**, y como la mayoría de las reacciones se realizan en recipientes abiertos, podemos decir que **$Q = \Delta H$** . Este concepto es clave para entender cómo la energía se transforma en procesos químicos.

En esta práctica, exploraremos el cambio de entalpía en tres tipos de reacciones: **neutralización**, **solubilización** y **dilución**, usando un calorímetro simple para medir los cambios de temperatura y calcular ΔH teóricamente.

Experimento 1: Neutralización

Concepto Teórico

La **neutralización** ocurre cuando un ácido y una base reaccionan para formar agua y una sal. Por ejemplo:



Esta reacción es típicamente **exotérmica** (libera calor), y para ácidos y bases fuertes, el **calor de neutralización** por mol de agua formada es casi constante, aproximadamente **-55.8 kJ/mol**.

Procedimiento (Teórico)

- Coloca 20 mL de HCl 1 M en un vaso de precipitado con agitación magnética.
- Añade 3 gotas de fenolftaleína (indicador de pH).
- Registra la temperatura inicial (T_i).
- Agrega 20 mL de NaOH 1 M y observa el cambio de color y temperatura.
- Registra la temperatura final (T_f) cuando el color vire (equilibrio alcanzado).

Resultado esperado: La temperatura aumenta porque la reacción es exotérmica.

Cálculos

Para calcular el calor desprendido (Q):

$$Q = m \times C_e \times (T_f - T_i)$$

- m:** Masa total de la solución (40 g, asumiendo densidad = 1 g/mL).
- C_e:** Calor específico del agua (4.18 J/g°C).
- T_f - T_i:** Cambio de temperatura.

Luego, para obtener **ΔH** por mol, ajusta Q según las moles de reactivo (0.02 mol en este caso).

Ejemplo Práctico

La neutralización se usa en el **tratamiento de aguas residuales** para ajustar el pH, neutralizando ácidos o bases presentes con compuestos como NaOH o HCl.

Experimento 2: Solubilización (Sólido:Líquido)

Concepto Teórico

La **solubilización** es el proceso de disolver un soluto (como KCl o NaOH) en un disolvente (agua). Puede ser:

- Endotérmico:** Absorbe calor (ej. KCl).
- Exotérmico:** Libera calor (ej. NaOH).

El **ΔH de disolución** depende de las interacciones moleculares y la concentración final.

Procedimiento (Teórico)

- Coloca 20 mL de agua destilada en un vaso con agitación.
- Registra la temperatura inicial (T_i).
- Añade 3.9 g de KCl (o 2 g de NaOH) rápidamente.
- Registra la temperatura final (T_f) tras la disolución completa.

Resultado esperado: KCl enfría el sistema (endotérmico), NaOH lo calienta (exotérmico).

Cálculos

Usa la misma ecuación: **$Q = m \times C_e \times (T_f - T_i)$** .

Ajusta para las moles de soluto disuelto (ej. 3.9 g KCl = 0.052 mol).

Ejemplo Práctico

La solubilización se aplica en la **preparación de soluciones farmacéuticas**, como disolver sales en agua para crear medicamentos.

Experimento 3: Dilución (Líquido:Líquido)

Concepto Teórico

La **dilución** reduce la concentración de una solución al añadir más disolvente. El cambio de entalpía es pequeño, pero puede ser:

- Exotérmico:** HCl + agua.
- Endotérmico:** Etanol + agua.

Procedimiento (Teórico)

- Coloca 20 mL de agua destilada en un vaso.
- Registra la temperatura inicial (T_i).
- Añade 20 mL de HCl 2 M (o etanol).
- Registra la temperatura final (T_f).

Resultado esperado: HCl aumenta la temperatura, etanol la disminuye ligeramente.

Cálculos

Calcula **$Q = m \times C_e \times (T_f - T_i)$** y ajusta para las moles de soluto diluido.

Ejemplo Práctico

La dilución se usa en la **calibración de instrumentos analíticos**, como preparar soluciones estándar de concentración conocida.

Diagrama: Cambios de Temperatura

Reacción	Tipo	ΔT Esperado
Neutralización (HCl + NaOH)	Exotérmica	Aumenta
Solubilización (KCl)	Endotérmica	Disminuye
Solubilización (NaOH)	Exotérmica	Aumenta
Dilución (HCl)	Exotérmica	Aumenta
Dilución (Etanol)	Endotérmica	Disminuye

Conclusiones

El cambio de entalpía (ΔH) nos ayuda a entender cómo la energía se transforma en reacciones químicas. La **neutralización** libera calor de manera constante, la **solubilización** depende de las interacciones moleculares, y la **dilución** muestra cambios sutiles pero medibles. Estos conceptos son fundamentales en química y tienen aplicaciones prácticas en la industria, la medicina y el análisis ambiental.

Referencias

Atkins, P. W., Jones, L. (2006). *Principios de química*. Editorial Médica Panamericana.

Canales, M. et al. (1999). *Fisicoquímica, Volumen I*. UNAM.

Guillespie, R. J. et al. (1990). *Química*. Editorial Reverté.

Picado, A. B., Álvarez, M. (2008). *Química I*. Editorial Universidad Estatal a Distancia.