

Titulación ácido-base: equivalencia y punto final

Química III · U3 RAP2 — Principio de equivalencia (4 sesiones de 1h)

Generado por PDF Project

Datos de identificación

- **Curso:** Química III (IPN, Plan 2008)
- **Unidad Didáctica 3:** Disoluciones
- **RAP 2 (4 h):** Determina la concentración de una disolución problema a partir de otras previamente valoradas
- **Sesión 2 de 4** | Duración: 1 hora

Objetivos de aprendizaje

- Describir el fundamento de una titulación ácido-base como aplicación del principio de equivalencia.
- Diferenciar con precisión el punto de equivalencia del punto final.
- Explicar el papel de los indicadores ácido-base y elegir uno adecuado según el salto de pH.
- Calcular la concentración de una disolución problema a partir de los datos de una titulación.

Definición

KEY

Titulación: técnica volumétrica en la que se añade gradualmente una disolución de concentración conocida (valorada) a otra de concentración desconocida hasta que reaccionan en proporción estequiométrica.

Activación de conocimientos previos

- ¿Qué es una disolución valorada? (concentración exacta conocida; la usamos como "patrón").
- Revisen la neutralización ácido-base: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$, y para ácido fuerte y base fuerte la relación es 1:1 en moles.
- Recuerden normalidad (eq/L) y peso equivalente: $N = M \cdot n_{eq}$, donde n_{eq} es el número de H^+ o OH^- por mol.
- Pregunte: "Si sabemos cuánto reactivo conocido gastamos, ¿podemos saber cuánto reactivo desconocido había?" -> sí, por estequiometría.

Conexión con la sesión anterior

La titulación es la aplicación dinámica del $C_1V_1 = C_2V_2$ de la sesión 1, pero ahora con una reacción química real y un "detector" (indicador) que nos avisa cuándo parar.

Desarrollo riguroso

Fundamento de la titulación

Se coloca la disolución problema en un matraz Erlenmeyer y la disolución valorada en una bureta. Al abrir la bureta, el reactivo conocido cae gota a gota. Cuando los moles de ácido igualan a los de base, se alcanza el equilibrio de neutralización.

Punto de equivalencia vs. punto final

- Punto de equivalencia: momento teórico en que los reactivos están en proporción estequiométrica exacta. No se ve; se calcula.
- Punto final: momento experimental en que el indicador cambia de color. Debe coincidir lo más cerca posible con el punto de equivalencia.

N

No confundir

El punto de equivalencia es teórico/calculado; el punto final es observado. Toda titulación busca que ambos coincidan; la pequeña diferencia se llama error de indicador.

Indicadores ácido-base

Un indicador es un ácido o base débil cuya forma ácida y básica tienen colores distintos. Cambia en un intervalo de pH característico (rango de viraje).

- Fenolftaleína: incolora en ácido ($\text{pH} < 8.2$), rosa/magenta en básico ($\text{pH} > 10.0$); rango 8.2–10.0.
- Anaranjado de metilo: rojo en ácido ($\text{pH} < 3.1$), amarillo en básico ($\text{pH} > 4.4$); rango 3.1–4.4.
- Azul de bromotimol: amarillo ácido, azul básico; rango ~6.0–7.6.

Para neutralización fuerte-fuerte (salto de pH amplio cerca de 7), cualquiera de los tres sirve. Para ácido débil-base fuerte, el salto está en zona básica, así que se prefiere fenolftaleína.

Cálculo de la concentración problema

Para ácido fuerte y base fuerte 1:1: $M_a V_a = M_b V_b$. Con reactivos de otros equivalentes usamos normalidad: $N_1 V_1 = N_2 V_2$.

Titulación de HCl con NaOH

Tip aplicado: usa $N_1 V_1 = N_2 V_2$ o $M_a V_a = M_b V_b$ en 1:1

Enunciado: Se titulan 25.0 mL de HCl de concentración desconocida con NaOH 0.100 M valorado. El punto final (fenolftaleína) se alcanza al gastar 22.4 mL de NaOH. Calcule la molaridad del HCl. Resolución: 1. Datos: $V_a = 25.0$ mL, $M_b = 0.100$ M, $V_b = 22.4$ mL. Incógnita: M_a . 2. Reacción: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (1:1, ambos monopróticos). 3. Planteamos: $M_a V_a = M_b V_b$ (volúmenes en mL, misma unidad). 4. Despejamos: $M_a = (M_b V_b) / V_a$. 5. Sustituimos: $M_a = (0.100 \text{ M} \cdot 22.4 \text{ mL}) / 25.0 \text{ mL}$. 6. Calculamos: $M_a = 2.24 / 25.0 = 0.0896$ M. 7. Redondeo a tres cifras significativas (25.0 y 22.4 lo permiten): 0.0896 M. Respuesta: La molaridad del HCl problema es 0.0896 mol/L.

Por qué elegir fenolftaleína aquí

En $\text{HCl} + \text{NaOH}$ el punto de equivalencia está en pH 7, pero el salto de pH es tan amplio (de ~4 a ~10 en el entorno del neutral) que fenolftaleína virará de incolora a rosa con un cambio de una sola gota cerca del final, dando punto final muy cercano al de equivalencia.

Cierre y resumen

- Titular = usar una disolución valorada para encontrar la concentración de otra, gota a gota.
- Punto de equivalencia (teórico) vs. punto final (observado con indicador).
- El indicador debe virar dentro del salto de pH de la reacción.
- El cálculo parte del principio de equivalencia molar/normal.

Tarea: investigue el rango de viraje de tres indicadores comerciales y traiga su práctica de laboratorio lista para la sesión 3.