

REACCIONES QUÍMICAS

ÁCIDO-BASE

5 PROBLEMAS RESUELTOS

2.º Bachillerato - Serie 1

Marco teórico

Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos de reacciones químicas ácido-base (2.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se practican: pH de ácidos y bases fuertes, pH de especies débiles, valoraciones ácido-base, disoluciones reguladoras y cálculo de pH tras mezclas y neutralizaciones.

Convenciones y recordatorios:

- Ácidos y bases de Brønsted-Lowry: ácido = dador de H^+ ; base = aceptador de H^+ .
- $pH = -\log[H^+]$ y $pOH = -\log[OH^-]$; a 25 °C: $pH + pOH = 14$.
- Ácido débil: $K_a = ([H^+][A^-])/[HA]$. Base débil: $K_b = ([BH^+][OH^-])/[B]$.
- En valoraciones: en equivalencia, equivalentes de ácido = equivalentes de base.
- Henderson-Hasselbalch: $pH = pK_a + \log([base\ conjugada]/[ácido])$.

Problema 1. pH de un ácido fuerte

Enunciado. Calcula el pH de una disolución de HCl 0,0250 M a 25 °C.

Marco teórico

El HCl es un ácido fuerte, por lo que se disocia prácticamente por completo en agua: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. En consecuencia, $[\text{H}^+]$ coincide con la concentración inicial del ácido.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Como HCl es un ácido fuerte monoprotónico, $[\text{H}^+] = 0,0250 \text{ M}$.

Paso 2: Aplicar la definición de pH: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$.

Paso 3: $\text{pH} = -\log(0,0250) = 1,60$.

Conclusión: El pH de la disolución es 1,60.

Problema 2. pH de una base fuerte

Enunciado. Calcula el pH de una disolución de NaOH 0,00400 M a 25 °C.

Marco teórico

El NaOH es una base fuerte y se disocia completamente: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Primero se calcula pOH y luego se usa $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ a 25 °C.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Como NaOH es una base fuerte monobásica, $[\text{OH}^-] = 0,00400 \text{ M}$.

Paso 2: $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,00400) = 2,40$.

Paso 3: $\text{pH} = 14,00 - 2,40 = 11,60$.

Conclusión: El pH de la disolución es 11,60.

Problema 3. pH de un ácido débil

Enunciado. Calcula el pH de una disolución de ácido acético CH_3COOH 0,100 M, sabiendo que $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Marco teórico

Para un ácido débil HA: $\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$. Si la disociación es pequeña, puede aproximarse que $[\text{HA}] \approx C$ inicial y $K_a \approx x^2/C$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Sea $x = [H^+]$ en equilibrio.

Paso 2: $K_a = x^2/(0,100 - x)$. Como x será pequeño, se aproxima $0,100 - x \approx 0,100$.

Paso 3: $x^2 \approx K_a \cdot C = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,100 = 1,8 \cdot 10^{-6}$.

Paso 4: $x \approx \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Paso 5: $\text{pH} = -\log(1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$.

Paso 6: Comprobación: $x/0,100 = 1,34\%$, por lo que la aproximación es válida.

Conclusión: El pH de la disolución es aproximadamente 2,87.

Problema 4. Valoración ácido-base

Enunciado. Se valoran 25,0 mL de HCl de concentración desconocida con NaOH 0,200 M. El punto de equivalencia se alcanza tras añadir 18,5 mL de NaOH. Calcula la concentración molar del HCl.

Marco teórico

En una neutralización entre un ácido fuerte monoprótico y una base fuerte monobásica, en el punto de equivalencia se cumple $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$. Se utiliza $n = C \cdot V$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Ecuación: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Paso 2: La relación estequiométrica es 1:1.

Paso 3: Moles de NaOH en equivalencia: $n = C \cdot V = 0,200 \cdot 0,0185 = 0,00370 \text{ mol}$.

Paso 4: Entonces $n(\text{HCl}) \text{ inicial} = 0,00370 \text{ mol}$.

Paso 5: Volumen de HCl: $25,0 \text{ mL} = 0,0250 \text{ L}$.

Paso 6: $C(\text{HCl}) = n/V = 0,00370/0,0250 = 0,148 \text{ M}$.

Conclusión: La concentración del HCl es 0,148 M.

Problema 5. Disolución reguladora y ecuación de Henderson-Hasselbalch

Enunciado. Una disolución contiene 0,200 mol de CH_3COOH y 0,150 mol de CH_3COONa en un volumen total de 1,00 L. Sabiendo que $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, calcula el pH.

Marco teórico

Una disolución reguladora formada por un ácido débil y su base conjugada puede resolverse con la ecuación de Henderson-Hasselbalch: $\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Calcular pK_a : $\text{pK}_a = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74$.

Paso 2: Como el volumen total es 1,00 L, las concentraciones coinciden numéricamente con los moles: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,200 \text{ M}$ y $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,150 \text{ M}$.

Paso 3: Aplicar Henderson-Hasselbalch: $\text{pH} = 4,74 + \log(0,150/0,200)$.

Paso 4: $0,150/0,200 = 0,750$ y $\log(0,750) = -0,125$.

Paso 5: $\text{pH} = 4,74 - 0,125 = 4,61$.

Conclusión: El pH de la disolución reguladora es aproximadamente 4,61.

