

1. Cálculo de pH de ácidos y bases fuertes

Ejercicio 1: Hallar el pH de una disolución de HCl 10^{-2} M.	- HCl es un ácido fuerte, se disocia completamente: $\text{H}_3\text{O}^+ = 10^{-2}$ M $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-2}) = 2$
Ejercicio 2: Hallar el pH de una disolución de HCl 10^{-8} M (teniendo en cuenta la contribución del agua).	- Cuando el ácido es muy débil $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ácido}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{agua}} = 10^{-7}$ M $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{agua}} = 10^{-7}$ M $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} + 10^{-7} = 1,1 \cdot 10^{-7}$ M $\text{pH} = -\log(1,1 \cdot 10^{-7}) \approx 6,96$
Ejercicio 3: Hallar el pH de una disolución de NaOH 10^{-2} M.	- NaOH es una base fuerte, se disocia completamente: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$ M $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-2}) = 2$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$
Ejercicio 4: Hallar el pH de una disolución de NaOH 10^{-8} M.	- Aquí también hay que considerar la contribución del agua: $[\text{OH}^-]_{\text{total}} = 10^{-8} + 10^{-7} \approx 1,1 \cdot 10^{-7}$ M $\text{pOH} = -\log(1,1 \cdot 10^{-7}) \approx 6,96$ $\text{pH} = 14 - 6,96 \approx 7,04$
Ejercicio 5: Hallar el pH de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 10^{-2} M.	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ es una base fuerte diprótica, se disocia completamente: $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ $[\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-2} = 0,02$ M $\text{pOH} = -\log(0,02) = -\log(2 \cdot 10^{-2}) = -(\log 2 + \log 10^{-2})$ $\text{pOH} = -(0,3010 - 2) = 1,699$ $\text{pH} = 14 - 1,699 \approx 12,30$
Ejercicio 6: Se mezclan 10 mL de HCl 0,1 M con 20 mL de NaOH 0,1 M. ¿Cuál será el pH de la disolución resultante?	Datos: 10 mL de HCl 0,1 M $\rightarrow$ moles $\text{H}^+ = 0,01 \text{ L} \times 0,1 \text{ M} = 0,001$ moles 20 mL de NaOH 0,1 M $\rightarrow$ moles $\text{OH}^- = 0,02 \text{ L} \times 0,1 \text{ M} = 0,002$ moles Reacción: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ OH^- sobrante = $0,002 - 0,001 = 0,001$ moles - Volumen total = $10 + 20 = 30$ mL = $0,03$ L $[\text{OH}^-]_{\text{final}} = 0,001 / 0,03 \approx 0,0333$ M $\text{pOH} = -\log(0,0333) \approx 1,48$ $\text{pH} = 14 - 1,48 \approx 12,52$
Calcula el pH de una solución de HCl 0.025 M.	1 HCl 0.025 M $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.025)$ $\log(0.025) = \log(2.5 \cdot 10^{-2}) = \log(2.5) + \log(10^{-2}) \approx 0.3979 - 2 = -1.6021$ $\text{pH} = 1.602 \approx 1.60$
Calcula el pH de una solución de NaOH 0.1 M.	2 NaOH 0.1 M $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0.1) = 1$ $\text{pH} = 14 - 1 = 13$
Una solución de HBr tiene concentración 0.5 M. Determina su pH.	3 HBr 0.5 M $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.5)$ $\log(0.5) = \log(5 \cdot 10^{-1}) = \log(5) + \log(10^{-1}) \approx 0.699 - 1 = -0.301$ $\text{pH} = 0.301 \approx 0.30$
Determina el pH de KOH 0.02 M.	4 KOH 0.02 M $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0.02)$ $\log(0.02) = \log(2 \cdot 10^{-2}) = \log(2) - 2 \approx 0.301 - 2 = -1.699$ $\text{pOH} = 1.699$ $\text{pH} = 14 - 1.699 \approx 12.30$
Calcula el pH de HCl 0.01 M.	5 HCl 0.01 M $\text{pH} = -\log(0.01) = 2$
Una solución 0.15 M de NaOH se mezcla con agua (sin cambiar volumen significativamente). ¿Cuál es el pH?	6 NaOH 0.15 M diluida (volumen constante) Si se mezcla con agua pero el volumen no cambia significativamente, la concentración sigue siendo ~ 0.15 M: $\text{pOH} = -\log(0.15)$ $\log(0.15) = \log(1.5 \cdot 10^{-1}) = \log(1.5) - 1 \approx 0.176 - 1 = -0.824$ $\text{pOH} = 0.824$ $\text{pH} = 14 - 0.824 \approx 13.18$
Calcula el pH de HNO_3 0.3 M.	7 HNO_3 0.3 M $\text{pH} = -\log(0.3)$ $\log(0.3) = \log(3 \cdot 10^{-1}) = \log(3) - 1 \approx 0.477 - 1 = -0.523$ $\text{pH} = 0.523 \approx 0.52$
Determina el pH de una solución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.05 M (considera que libera 2 OH^- por molécula).	8 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.05 M $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$ libera 2 OH^- por molécula: $[\text{OH}^-] = 2 \times 0.05 = 0.1 \text{ M}$ $\text{pOH} = -\log(0.1) = 1$ $\text{pH} = 14 - 1 = 13$

HClO₄ 0.08 M, ¿cuál es su pH?

☑ HClO₄ 0,08 M

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log(0.08) \\ \log(0.08) &= \log(8 \cdot 10^{-2}) = \log(8) - 2 \approx 0.903 - 2 = -1.097 \\ \text{pH} &= 1.097 \approx 1.10 \end{aligned}$$

Calcula el pH de LiOH 0.2 M

☑ LiOH 0.2 M

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log(0.2) = -\log(2 \cdot 10^{-1}) = \log(2) - 1 \approx 0.301 - 1 = -0.699 \\ \text{pOH} &= 0.699 \\ \text{pH} &= 14 - 0.699 \approx 13.30 \end{aligned}$$

2. Cálculo de pH de ácidos y bases débiles (K_a y K_b)

Ejercicio 7: Hallar el pH de una disolución 10⁻² M de HF, sabiendo que K_a = 7·10⁻⁴ y pK_a = 3,155.

HF es un ácido débil, usamos la expresión de K_a:

$$\begin{aligned} \text{HF} &\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^- \\ K_a &= \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HF}]_0 - [\text{H}^+]} \approx \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HF}]_0} \quad (\text{si } [\text{H}^+] \ll [\text{HF}]_0) \\ [\text{H}^+] &= \sqrt{K_a \cdot [\text{HF}]_0} = \sqrt{7 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-2}} \\ [\text{H}^+] &= \sqrt{7 \cdot 10^{-6}} \approx 2,65 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] = -\log(2,65 \cdot 10^{-3}) \approx 2,58 \end{aligned}$$

Ejercicio 8: Hallar el pH de una disolución 10⁻² M de ácido láctico, sabiendo que su pH es 2,7 y que se disuelven 1,1 g en 500 mL. Calcular K_a del ácido.

Paso 1: Determinar la concentración del ácido

$$\begin{aligned} \text{Masa molar del ácido láctico: } C_3H_5O_3 &\approx 90 \text{ g/mol} \\ n &= \frac{1,1}{90} \approx 0,01222 \text{ mol} \\ C &= \frac{0,01222}{0,5 \text{ L}} \approx 0,02444 \text{ M} \end{aligned}$$

Paso 2: Determinar [H₃O⁺] y K_a

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,7} \approx 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

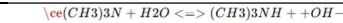
Grado de disociación:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \frac{2,0 \cdot 10^{-3}}{0,02444} \approx 0,0819 \approx 8,2\%$$

K_a para ácido débil:

$$\begin{aligned} K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[HA] - [\text{H}_3\text{O}^+]} \approx \frac{(2 \cdot 10^{-3})^2}{0,02444 - 0,002} \\ K_a &\approx \frac{4 \cdot 10^{-6}}{0,02244} \approx 1,78 \cdot 10^{-4} \end{aligned}$$

Ejercicio 9: Hallar el pH de una disolución 0,01 M de trimetilamina, cuyo grado de disociación es 0,1. Calcular K_b.



$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot C = 0,1 \cdot 0,01 = 0,001 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[B]_0 - [\text{OH}^-]} = \frac{(0,001)^2}{0,01 - 0,001} \approx \frac{1 \cdot 10^{-6}}{0,009} \approx 1,11 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,001 = 3$$

$$\text{pH} = 14 - 3 = 11$$

Ejercicio 10: Calcular el pH de una disolución de NH₃ 0,1 M y compararlo con una base fuerte de la misma concentración (sin hacer cálculo numérico).

- NH₃ es una base débil, pH < 14 para la misma concentración
- Una base fuerte (NaOH 0,1 M) se disocia completamente → pH = 13

- NH₃ se disocia parcialmente → pH < 13

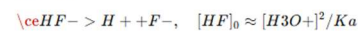
✓ **Conclusión:** pH de NH₃ < pH de NaOH 0,1

Ejercicio 11: Se dispone de una disolución de HF de concentración desconocida. El pH es 1,85. Determina la concentración y el volumen necesario para preparar 500 mL de 0,01 M de HF.

Paso 1: Determinar [H₃O⁺]

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1,85} \approx 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Paso 2: Determinar concentración



$$K_a = 6,7 \cdot 10^{-4}, \quad [\text{HF}]_0 \approx \frac{(1,41 \cdot 10^{-2})^2}{6,7 \cdot 10^{-4}}$$

$$[\text{HF}]_0 \approx \frac{1,988 \cdot 10^{-4}}{6,7 \cdot 10^{-4}} \approx 0,297 \text{ M}$$

Paso 3: Volumen necesario para 0,01 M

Usamos dilución: C₁V₁ = C₂V₂

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{0,01 \cdot 0,5}{0,297} \approx 0,0168 \text{ L} = 16,8 \text{ mL}$$

Ejercicio 12: En un laboratorio se dispone de una disolución de ácido etanoico de concentración desconocida. Sabemos que [H₃O⁺] = 1,34·10⁻³ M y que el ácido está disociado un 1,3 %. Determinar concentración inicial y K_a.

Paso 1: Determinar concentración inicial

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[HA]_0} \Rightarrow [HA]_0 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\alpha} = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,013} \approx 0,103 \text{ M}$$

Paso 2: Determinar K_a

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[HA]_0 - [\text{H}_3\text{O}^+]} \approx \frac{(1,34 \cdot 10^{-3})^2}{0,103 - 0,00134} \approx \frac{1,7956 \cdot 10^{-6}}{0,10166} \approx 1,77 \cdot 10^{-5}$$

Una solución de ácido acético 0.1 M (K_a = 1.8×10⁻⁵). Calcula el pH.

☑ Ácido acético 0.1 M (K_a = 1.8×10⁻⁵)

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0,1 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} \\ \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} &\approx \sqrt{1,8} \cdot 10^{-3} \approx 1,34 \cdot 10^{-3} \\ \text{pH} &= -\log(1,34 \cdot 10^{-3}) \approx 2,87 \end{aligned}$$

NH ₄ OH 0.05 M (K _b = 1.8×10 ⁻⁵). Determina el pH.	1. NH₄OH 0.05 M (K_b = 1.8×10⁻⁵) $[OH^-] = \sqrt{C \cdot K_b} = \sqrt{0.05 \cdot 1.8 \times 10^{-5}} = \sqrt{9 \times 10^{-7}}$ $[OH^-] \approx 3 \times 10^{-4} \text{ M}$ $pOH = -\log(3 \times 10^{-4}) \approx 3.52$ $pH = 14 - 3.52 \approx 10.48$
HCN 0.2 M (K _a = 6.2×10 ⁻¹⁰). Calcula el pH.	1. HCN 0.2 M (K_a = 6.2×10⁻¹⁰) $[H^+] = \sqrt{0.2 \cdot 6.2 \times 10^{-10}} = \sqrt{1.24 \times 10^{-10}} \approx 1.11 \times 10^{-5}$ $pH = -\log(1.11 \times 10^{-5}) \approx 4.95$
Una solución de CH ₃ NH ₂ 0.1 M (K _b = 4.4×10 ⁻⁴). Determina el pH.	1. CH₃NH₂ 0.1 M (K_b = 4.4×10⁻⁴) $[OH^-] = \sqrt{0.1 \cdot 4.4 \times 10^{-4}} = \sqrt{4.4 \times 10^{-5}} \approx 6.63 \times 10^{-3}$ $pOH = -\log(6.63 \times 10^{-3}) \approx 2.18$ $pH = 14 - 2.18 \approx 11.82$
Ácido fórmico 0.15 M (K _a = 1.7×10 ⁻⁴). Calcula el pH.	1. Ácido fórmico 0.15 M (K_a = 1.7×10⁻⁴) $[H^+] = \sqrt{0.15 \cdot 1.7 \times 10^{-4}} = \sqrt{2.55 \times 10^{-5}} \approx 5.05 \times 10^{-3}$ $pH = -\log(5.05 \times 10^{-3}) \approx 2.30$
NH ₄ ⁺ 0.2 M (K _a = 5.6×10 ⁻¹⁰). Calcula el pH.	1. NH₄⁺ 0.2 M (K_a = 5.6×10⁻¹⁰) $[H^+] = \sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0.2 \cdot 5.6 \times 10^{-10}} = \sqrt{1.12 \times 10^{-10}} \approx 1.06 \times 10^{-5}$ $pH = -\log(1.06 \times 10^{-5}) \approx 4.97$
Solución 0.1 M de H ₂ CO ₃ (K _{a1} = 4.3×10 ⁻⁷). Determina pH aproximado.	1. H₂CO₃ 0.1 M (K_{a1} = 4.3×10⁻⁷) $[H^+] = \sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0.1 \cdot 4.3 \times 10^{-7}} = \sqrt{4.3 \times 10^{-8}} \approx 6.56 \times 10^{-4}$ $pH = -\log(6.56 \times 10^{-4}) \approx 3.18$
Una solución 0.05 M de CH ₃ COONa (K _a del ácido conjugado = 1.8×10 ⁻⁵), calcula pH.	1. CH₃COONa 0.05 M (K_a del ácido conjugado = 1.8×10⁻⁵) CH₃COO⁻ es base débil. Calculamos K_b usando K_a/K_w: $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} \approx 5.56 \times 10^{-10}$ $[OH^-] = \sqrt{C \cdot K_b} = \sqrt{0.05 \cdot 5.56 \times 10^{-10}} \approx \sqrt{2.78 \times 10^{-11}} \approx 5.27 \times 10^{-6}$ $pOH = -\log(5.27 \times 10^{-6}) \approx 5.28$ $pH = 14 - 5.28 \approx 8.72$
Ácido oxálico 0.1 M (K _{a1} = 5.4×10 ⁻²). Determina el pH.	1. Ácido oxálico 0.1 M (K_{a1} = 5.4×10⁻²) $[H^+] = \sqrt{0.1 \cdot 5.4 \times 10^{-2}} = \sqrt{5.4 \times 10^{-3}} \approx 0.0735$ $pH = -\log(0.0735) \approx 1.13$ Nota: Este es un ácido relativamente fuerte entre los ácidos débiles, por eso el pH es bajo.
Una base débil 0.1 M de C ₅ H ₅ N (K _b = 1.7×10 ⁻⁹). Calcula el pH.	1. Base débil C₅H₅N 0.1 M (K_b = 1.7×10⁻⁹) $[OH^-] = \sqrt{0.1 \cdot 1.7 \times 10^{-9}} = \sqrt{1.7 \times 10^{-10}} \approx 1.30 \times 10^{-5}$ $pOH = -\log(1.30 \times 10^{-5}) \approx 4.89$ $pH = 14 - 4.89 \approx 9.11$

3. Hidrólisis de sales (decidir acidez, basicidad o neutralidad)

Ejercicio 13: Indicar si las disoluciones siguientes son ácidas, básicas o neutras: - NH₄NO₃ - NaCl - KCN - CaS - NH₄ClO₄	- NH₄NO₃ → ácido: NH₄⁺ es un catión de ácido débil (NH₃), produce hidrólisis ácida: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{pH} < 7$ - NaCl → neutra: Na⁺ y Cl⁻ provienen de ácido fuerte y base fuerte, no hidrolizan → pH ≈ 7 - KCN → básica: CN⁻ es anión de ácido débil (HCN), produce hidrólisis básica: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^- \rightarrow \text{pH} > 7$ - CaS → básica: S²⁻ es anión de ácido débil (H₂S), hidrólisis: $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{pH} > 7$ - NH₄ClO₄ → ácido: NH₄⁺ produce hidrólisis ácida, ClO₄⁻ no reacciona → pH < 7
Ejercicio 14: Calcular el pH de una disolución de NH₄NO₃ 0,10 M, sabiendo que K_b(NH₃) = 1,8·10⁻⁵.	NH₄⁺ es catión ácido conjugado de NH₃. Usamos hidrólisis ácida: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C} \quad \text{con } K_a = \frac{10^{-14}}{K_b}$ $K_a = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \approx 5,56 \cdot 10^{-10}$ $[H_3O^+] = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} \cdot 0,10} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-11}} \approx 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(7,45 \cdot 10^{-6}) \approx 5,13$
Ejercicio 15: Indicar el carácter ácido, básico o neutro de las siguientes sales: - cianuro potásico → básico - cloruro de amonio → ácido - nitrito sódico → neutro - sulfuro de azufre → básico	Cianuro potásico (KCN) → básico: CN⁻ hidroliza con agua → pH > 7 Cloruro de amonio (NH₄Cl) → ácido: NH₄⁺ hidroliza con agua → pH < 7 Nitrito sódico (NaNO₂) → neutro: Na⁺ y NO₂⁻ no hidrolizan → pH ≈ 7 Sulfuro de azufre (CaS) → básico: S²⁻ hidroliza con agua → pH > 7
NaCl → ¿solución ácida, básica o neutra?	1. NaCl - Na⁺: de base fuerte (NaOH) - Cl⁻: de ácido fuerte (HCl) - Resultado: neutra (pH ≈ 7)
NaNO ₃ → ¿ácida, básica o neutra?	2. NaNO₃ - Na⁺: de base fuerte (NaOH) - NO₃⁻: de ácido fuerte (HNO₃) - Resultado: neutra (pH ≈ 7)
MgCl ₂ → ¿ácida, básica o neutra?	3. MgCl₂ - Mg²⁺: catión de un metal débilmente ácido (grupo 2) - Cl⁻: de ácido fuerte - Los cationes pequeños y con carga alta hidrolizan un poco → solución ligeramente ácida
(NH ₄) ₂ SO ₄ → ¿ácida, básica o neutra?	4. (NH₄)₂SO₄ - NH₄⁺: ácido débil (conjugado de NH₃) - SO₄²⁻: base conjugada de ácido fuerte (H₂SO₄) - Hidrólisis del catión → solución ácida

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ ¿ácida, básica o neutra?	5. Na_2SO_4 Na^+: base fuerte SO_4^{2-}: base conjugada de ácido fuerte Resultado: neutra ($\text{pH} \approx 7$)
$\text{AlCl}_3 \rightarrow$ ¿ácida, básica o neutra?	6. AlCl_3 Al^{3+}: catión pequeño y fuertemente polarizante $\rightarrow$ hidrólisis significativa Cl^-: de ácido fuerte Resultado: solución ácida
$\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$ ¿ácida, básica o neutra?	7. CH_3COONa CH_3COO^-: base conjugada de ácido débil (CH_3COOH) Na^+: catión de base fuerte - Hidrólisis del anión $\rightarrow$ solución básica
$\text{NaF} \rightarrow$ ¿ácida, básica o neutra?	8. NaF F^-: base conjugada de ácido débil (HF) Na^+: base fuerte - Hidrólisis del anión $\rightarrow$ solución básica
$\text{KCN} \rightarrow$ ¿ácida, básica o neutra?	9. KCN CN^-: base conjugada de ácido débil (HCN) K^+: base fuerte - Hidrólisis del anión $\rightarrow$ solución básica
$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ ¿ácida, básica o neutra?	10. NH_4Cl NH_4^+: ácido débil Cl^-: de ácido fuerte - Hidrólisis del catión $\rightarrow$ solución ácida

4. Valoraciones ácido-base

Ejercicio 16: Calcular el volumen de NaOH 0,2 M necesario para neutralizar 25 mL de ácido láctico 0,1 M.	Datos: $C_a = 0,1 \text{ M}$, $V_a = 25 \text{ mL}$ $C_b = 0,2 \text{ M}$ (NaOH), volumen desconocido Reacción: $\text{ceHA} + \text{OH}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ $V_a \cdot C_a = V_b \cdot C_b$ $V_b = \frac{V_a \cdot C_a}{C_b} = \frac{25 \text{ mL} \cdot 0,1 \text{ M}}{0,2 \text{ M}} = 12,5 \text{ mL}$
Ejercicio 17: Se mezclan 50 mL de HNO_3 0,1 M con 60 mL de KOH 0,1 M. Determinar el pH de la disolución resultante.	Datos: $V_a = 50 \text{ mL}$, $C_a = 0,1 \text{ M}$ (HNO_3) $V_b = 60 \text{ mL}$, $C_b = 0,1 \text{ M}$ (KOH) Cálculo de moles: $n_{\text{H}^+} = 0,05 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} = 0,005 \text{ mol}$ $n_{\text{OH}^-} = 0,06 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} = 0,006 \text{ mol}$ Exceso: $\text{OH}^- = 0,006 - 0,005 = 0,001 \text{ mol}$ Volumen total: $50 + 60 = 110 \text{ mL} = 0,11 \text{ L}$ $[\text{OH}^-] = \frac{0,001}{0,11} \approx 0,00909 \text{ M}$ $\text{pOH} = -\log 0,00909 \approx 2,04 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2,04 \approx 11,96$
Ejercicio 18: Calcular el volumen de HCl 0,2 M necesario para neutralizar 10 mL de Ca(OH)_2 0,1 M.	Datos: $C_b = 0,1 \text{ M}$, $V_b = 10 \text{ mL}$ (Ca(OH)_2), 2 OH^- por mol $C_a = 0,2 \text{ M}$ (HCl), volumen desconocido Moles OH^-: $n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ M} \cdot 2 = 0,002 \text{ mol}$ Neutralización: $V_a \cdot C_a = n_{\text{OH}^-} \Rightarrow V_a = \frac{0,002}{0,2} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$
Ejercicio 19: Determinar el punto de equivalencia y el indicador más adecuado en la valoración de 10 mL de vinagre con NaOH 0,1 M.	Datos: 10 mL de vinagre (ácido acético), titulado con NaOH 0,1 M Cálculo del punto de equivalencia: $n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-} \quad (\text{volumen de NaOH a añadir})$ - Para ácido débil (CH_3COOH) y base fuerte (NaOH), el pH en el punto de equivalencia será básico. Indicador adecuado: - El indicador debe tener zona de viraje básica $\rightarrow$ Azul de timol (pH 8-9,8) Respuesta: - pH $\approx$ básico en equivalencia - Indicador: Azul de timol
Ejercicio 20: Se mezclan 10,0 mL de NaOH 0,001 M con 10,0 mL de HCl de concentración desconocida. El pH resultante es 10,0. Calcula la concentración de HCl .	Datos: $V_{\text{NaOH}} = 10,0 \text{ mL}$, $C_{\text{NaOH}} = 0,001 \text{ M}$ $V_{\text{HCl}} = 10,0 \text{ mL}$, $C_{\text{HCl}} = x$ - pH resultante = 10,0 $\rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$ Moles totales de OH^-: $n_{\text{OH}^- \text{ final}} = [\text{OH}^-] \cdot V_{\text{total}} = 10^{-4} \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$ Moles iniciales de OH^-: $n_{\text{OH}^-} = 0,01 \text{ L} \cdot 0,001 \text{ M} = 10^{-5} \text{ mol}$ Moles de HCl reaccionados: $n_{\text{HCl}} = n_{\text{OH}^- \text{ inicial}} - n_{\text{OH}^- \text{ final}} = 10^{-5} - 2 \cdot 10^{-6} = 8 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$ Concentración de HCl: $C_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}} = \frac{8 \cdot 10^{-6}}{0,01} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Valoración de HCl 0.1 M con NaOH 0.1 M, ¿volumen de NaOH para neutralizar 25 mL de HCl?	1 HCl 0.1 M con NaOH 0.1 M, 25 mL HCl Monoprótico: $1 \text{ H}^+ / 1 \text{ OH}^-$ $C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow 0.1 \cdot 25 = 0.1 \cdot V_b$ $V_b = \frac{2.5}{0.1} = 25 \text{ mL}$
Valoración de H_2SO_4 0.2 M con KOH 0.1 M, 50 mL de ácido. Calcula volumen de base necesario.	2 H_2SO_4 0.2 M con KOH 0.1 M, 50 mL ácido $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ H}^+$ $2 \cdot C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$ $2 \cdot 0.2 \cdot 50 = 0.1 \cdot V_b$ $V_b = \frac{20}{0.1} = 200 \text{ mL}$
30 mL de HNO_3 0.15 M se valoran con NaOH 0.1 M, ¿cuánto NaOH se necesita?	3 30 mL HNO_3 0.15 M con NaOH 0.1 M Monoprótico: $1 \text{ H}^+ / 1 \text{ OH}^-$ $0.15 \cdot 30 = 0.1 \cdot V_b$ $V_b = \frac{4.5}{0.1} = 45 \text{ mL}$
Valoración de CH_3COOH 0.2 M con NaOH 0.1 M, 40 mL de ácido. Calcula volumen base.	4 CH_3COOH 0.2 M con NaOH 0.1 M, 40 mL ácido $0.2 \cdot 40 = 0.1 \cdot V_b$ $V_b = \frac{8}{0.1} = 80 \text{ mL}$
25 mL de HCl 0.1 M se valoran con $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.05 M. Calcula volumen de base.	5 25 mL HCl 0.1 M con $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.05 M $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{ OH}^-$ por molécula $C_a V_a = 2 \cdot C_b V_b$ $0.1 \cdot 25 = 2 \cdot 0.05 \cdot V_b$ $2.5 = 0.1 \cdot V_b \Rightarrow V_b = 25 \text{ mL}$
Valoración de H_3PO_4 0.1 M con NaOH 0.2 M, 50 mL ácido. ¿Volumen base para neutralizar primer H^+ ?	6 H_3PO_4 0.1 M con NaOH 0.2 M, 50 mL ácido (primer H^+) Solo primer $\text{H}^+ \rightarrow$ monoprótico $C_a V_a = C_b V_b$ $0.1 \cdot 50 = 0.2 \cdot V_b$ $V_b = \frac{5}{0.2} = 25 \text{ mL}$
35 mL de HBr 0.1 M con KOH 0.2 M. Calcula volumen de base.	7 35 mL HBr 0.1 M con KOH 0.2 M Monoprótico $0.1 \cdot 35 = 0.2 \cdot V_b$ $V_b = \frac{3.5}{0.2} = 17.5 \text{ mL}$
Valoración de HF 0.05 M con NaOH 0.05 M, 50 mL ácido. Calcula volumen de base.	8 HF 0.05 M con NaOH 0.05 M, 50 mL ácido Monoprótico $0.05 \cdot 50 = 0.05 \cdot V_b$ $V_b = \frac{2.5}{0.05} = 50 \text{ mL}$
40 mL de ácido fórmico 0.1 M con NH_4OH 0.05 M. Calcula volumen base.	9 40 mL ácido fórmico 0.1 M con NH_4OH 0.05 M Monoprótico $0.1 \cdot 40 = 0.05 \cdot V_b$ $V_b = \frac{4}{0.05} = 80 \text{ mL}$
Valoración de HClO_4 0.1 M con LiOH 0.1 M, 25 mL ácido. Volumen base necesario.	10 HClO_4 0.1 M con LiOH 0.1 M, 25 mL ácido Monoprótico $0.1 \cdot 25 = 0.1 \cdot V_b$ $V_b = 25 \text{ mL}$

5. Ácidos y bases conjugadas

Ejercicio 21: Indicar las bases conjugadas de los siguientes ácidos:

- $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^-$
- $\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-}$
- $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-$

Ejercicio 22: Razona si la base conjugada del ácido acético es fuerte o débil.

Identifica el par ácido-base conjugado: $\text{HCl} \leftrightarrow ?$

Ácido	Base conjugada	Reacción química
H_2O	OH^-	$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
HCO_3^-	CO_3^{2-}	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
H_3O^+	H_2O	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$
CH_3COOH	CH_3COO^-	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Pregunta: ¿Es fuerte o débil la base conjugada del ácido acético (CH_3COO^-)?

Razonamiento:

- La relación entre un ácido y su base conjugada está dada por:

$$K_a \cdot K_b = K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

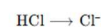
- Para CH_3COOH : $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \approx 5,56 \cdot 10^{-10}$$

- Como K_b es muy pequeño, la base conjugada es débil.

1 $\text{HCl} \leftrightarrow ?$

- HCl es un ácido fuerte. Al perder H^+ :



$\text{NH}_4^+ \leftrightarrow ?$	2 $\text{NH}_4^+ \leftrightarrow ?$ NH_4^+ es un ácido (ión amonio). Al perder H^+: $\text{NH}_4^+ \longrightarrow \text{NH}_3$
$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow ?$	3 $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow ?$ H_2O es anfótero: puede actuar como ácido o base: - Como ácido: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^-$ - Como base: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$
$\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow ?$	4 $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow ?$ Ácido acético, pierde H^+: $\text{CH}_3\text{COOH} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-$
$\text{HSO}_4^- \leftrightarrow ?$	5 $\text{HSO}_4^- \leftrightarrow ?$ HSO_4^- puede actuar como ácido $\rightarrow$ pierde H^+: SO_4^{2-} - O como base $\rightarrow$ gana H^+: H_2SO_4 ✓ Par ácido-base conjugado: $\text{H}_2\text{SO}_4 / \text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$ - Como ácido $\rightarrow$ base conjugada: $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$ - Como base $\rightarrow$ ácido conjugado: $\text{HSO}_4^- / \text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{HCN} \leftrightarrow ?$	6 $\text{HCN} \leftrightarrow ?$ Ácido débil cianhídrico $\rightarrow$ pierde H^+: $\text{HCN} \longrightarrow \text{CN}^-$
$\text{NH}_3 \leftrightarrow ?$	7 $\text{NH}_3 \leftrightarrow ?$ NH_3 es base débil $\rightarrow$ gana H^+: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+$
$\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow ?$	8 $\text{H}_2\text{PO}_4^- \leftrightarrow ?$ H_2PO_4^- puede actuar como ácido $\rightarrow$ $\text{H}^+ \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}$ - O como base $\rightarrow$ $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ ✓ Par ácido-base conjugado: - Como ácido $\rightarrow$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ - Como base $\rightarrow$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{H}_3\text{PO}_4$
$\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow ?$	9 $\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow ?$ H_2O_2 es un ácido débil $\rightarrow$ puede donar $\text{H}^+ \rightarrow \text{HO}_2^-$ ✓ Par ácido-base conjugado: $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{HO}_2^-$
$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ \leftrightarrow ?$	10 $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ \leftrightarrow ?$ Ión piridinio, ácido $\rightarrow$ pierde $\text{H}^+ \rightarrow \text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ✓ Par ácido-base conjugado: $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ / \text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

6. Diluciones y mezclas

Ejercicio 23: Diluir 25 mL de HClO 1,65 M hasta 250 mL. Determinar pH de la disolución diluida, sabiendo que $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$.

Datos:

- Volumen inicial: 25 mL
- Volumen final: 250 mL
- Concentración inicial: 1,65 M
- $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$

Procedimiento:

- Calcular la concentración después de la dilución:

$$C_f = C_i \cdot \frac{V_i}{V_f} = 1,65 \cdot \frac{25}{250} = 0,165 \text{ M}$$

- Para un ácido débil:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{C \cdot K_a} = \sqrt{0,165 \cdot 3,2 \cdot 10^{-8}}$$

- Calcular pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Ejercicio 24: Se mezclan 50 mL de Ca(OH)_2 0,1 M con 75 mL de agua destilada. Determinar el pH final.

Datos:

- Volumen inicial: 50 mL
- Volumen final: $50 + 75 = 125$ mL
- Concentración inicial: 0,1 M
- Ca(OH)_2 es diprótico (libera 2 OH^- por molécula)

Procedimiento:

- Calcular concentración después de la dilución:

$$C_{\text{OH}^-} = 0,1 \cdot \frac{50}{125} \cdot 2 = 0,08 \text{ M}$$

- Calcular pOH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,08$$

- Calcular pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

50 mL de HCl 0,2 M se diluyen a 200 mL, calcula nuevo pH.

1 50 mL HCl 0,2 M $\rightarrow$ 200 mL

$$C_2 = \frac{0,2 \cdot 50}{200} = \frac{10}{200} = 0,05 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0,05) = -\log(5 \cdot 10^{-2}) = 1,30$$

Mezclar 25 mL de NaOH 0,1 M con 75 mL de NaOH 0,05 M. Calcula concentración final y pH.

2 Mezclar 25 mL NaOH 0,1 M + 75 mL NaOH 0,05 M

$$C_f = \frac{0,1 \cdot 25 + 0,05 \cdot 75}{25 + 75} = \frac{2,5 + 3,75}{100} = \frac{6,25}{100} = 0,0625 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(0,0625) = -\log(6,25 \cdot 10^{-2}) \approx 1,20$$

$$\text{pH} = 14 - 1,20 = 12,80$$

Diluir 100 mL de HNO ₃ 0.5 M a 500 mL. Calcula pH.	3 Diluir 100 mL HNO ₃ 0.5 M → 500 mL $C_2 = \frac{0.5 \cdot 100}{500} = 0.1 \text{ M}$ $\text{pH} = -\log(0.1) = 1$
Mezclar 50 mL HCl 0.1 M con 50 mL HCl 0.05 M. Calcula pH	4 Mezclar 50 mL HCl 0.1 M + 50 mL HCl 0.05 M $C_f = \frac{0.1 \cdot 50 + 0.05 \cdot 50}{50 + 50} = \frac{5 + 2.5}{100} = 0.075 \text{ M}$ $\text{pH} = -\log(0.075) = -\log(7.5 \cdot 10^{-2}) \approx 1.12$
Diluir 10 mL de NaOH 0.5 M a 100 mL. Calcula pH.	5 Diluir 10 mL NaOH 0.5 M → 100 mL $C_2 = \frac{0.5 \cdot 10}{100} = 0.05 \text{ M}$ $\text{pOH} = -\log(0.05) = 1.30$ $\text{pH} = 14 - 1.30 = 12.70$
Mezcla de 30 mL H ₂ SO ₄ 0.2 M con 70 mL H ₂ SO ₄ 0.05 M. Calcula concentración y pH	6 Mezcla 30 mL H ₂ SO ₄ 0.2 M + 70 mL H ₂ SO ₄ 0.05 M • H ₂ SO ₄ → 2 H ⁺ por molécula: calculamos [H ⁺] total $\text{H}^+ \text{ total} = 2(0.2 \cdot 30 + 0.05 \cdot 70)/(30 + 70)$ $\text{H}^+ \text{ total} = 2(6 + 3.5)/100 = 2 \cdot 9.5/100 = 0.19 \text{ M}$ $\text{pH} = -\log(0.19) \approx 0.72$
Diluir 25 mL NH ₄ OH 0.1 M a 250 mL. Calcula pH	7 Diluir 25 mL NH ₄ OH 0.1 M → 250 mL $C_2 = \frac{0.1 \cdot 25}{250} = 0.01 \text{ M}$ • NH ₄ OH → base débil, pH básico $[\text{OH}^-] = \sqrt{CK_b}$ $[\text{OH}^-] = \sqrt{0.01 \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}} = \sqrt{1.8 \cdot 10^{-7}} \approx 4.24 \cdot 10^{-4}$ $\text{pOH} = -\log(4.24 \cdot 10^{-4}) \approx 3.37$ $\text{pH} = 14 - 3.37 = 10.63$
Mezclar 20 mL HF 0.1 M con 80 mL HF 0.05 M. Calcula pH	8 Mezclar 20 mL HF 0.1 M + 80 mL HF 0.05 M • Base débil → ácido débil: calculamos concentración final: $C_f = \frac{0.1 \cdot 20 + 0.05 \cdot 80}{20 + 80} = \frac{2 + 4}{100} = 0.06 \text{ M}$ • HF → Ka = 6.6 × 10 ⁻⁴ (aprox.) $[\text{H}^+] = \sqrt{CK_a} = \sqrt{0.06 \cdot 6.6 \cdot 10^{-4}} = \sqrt{3.96 \cdot 10^{-5}} \approx 6.3 \cdot 10^{-3}$ $\text{pH} = -\log(6.3 \cdot 10^{-3}) \approx 2.20$
Diluir 50 mL CH ₃ COOH 0.2 M a 500 mL. Calcula pH.	9 Diluir 50 mL CH ₃ COOH 0.2 M → 500 mL $C_2 = \frac{0.2 \cdot 50}{500} = 0.02 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = \sqrt{CK_a} = \sqrt{0.02 \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}} = \sqrt{3.6 \cdot 10^{-7}} \approx 6.0 \cdot 10^{-4}$ $\text{pH} = -\log(6.0 \cdot 10^{-4}) \approx 3.22$
Mezclar 40 mL NaOH 0.1 M con 60 mL NaOH 0.2 M. Calcula pH.	10 Mezclar 40 mL NaOH 0.1 M + 60 mL NaOH 0.2 M $C_f = \frac{0.1 \cdot 40 + 0.2 \cdot 60}{40 + 60} = \frac{4 + 12}{100} = 0.16 \text{ M}$ $\text{pOH} = -\log(0.16) = -\log(1.6 \cdot 10^{-1}) \approx 0.80$ $\text{pH} = 14 - 0.80 = 13.20$

7. Verdadero/Falso razonado

Ejercicio 25: Decidir si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando:

- Las disoluciones de KOH son más ácidas que las de Mg(OH)₂.
- Las disoluciones de KCN son básicas.
- Una disolución 0,1 M de HCl es más ácida que una 0,1 M de ácido acético.
- El ácido sulfúrico es monoprótico.
- El ácido clórico es más fuerte que el ácido perclórico.
- El ácido conjugado de una base débil es fuerte.

Afirmación	V/F	Justificación
1	F	KOH es una base fuerte, Mg(OH) ₂ es menos soluble y produce menos OH ⁻ ; por lo tanto, la disolución de KOH es más básica, no ácida.
2	V	El ion CN ⁻ se hidroliza con agua: CN ⁻ + H ₂ O ⇌ HCN + OH ⁻ , aumentando [OH ⁻].
3	V	HCl es un ácido fuerte, totalmente disociado; el ácido acético es débil y solo se disocia parcialmente.
4	F	H ₂ SO ₄ es diprótico, libera dos protones.
5	F	Entre los oxácidos, cuanto más electronegativo es el átomo central y mayor el número de oxígenos, más fuerte es el ácido; HClO ₄ es más fuerte que HClO ₃ .
6	F	El ácido conjugado de una base débil suele ser un ácido débil; la relación Ka·Kb = 10 ⁻¹⁴ determina su fuerza.