

Ficha — Ácido-base II: ácidos e bases fracos (Ka/Kb), titulações e carácter dos sais

11.º Ano

Física e Química A

4 páginas

12 exercícios

Objetivo: Relacionar as **concentrações de equilíbrio** da ionização de ácidos (ou bases) fracos com o pH e a **constante de acidez Ka**, planear e interpretar uma **titulação ácido-base** (neutralização e ponto de equivalência) e avaliar o **carácter ácido, básico ou neutro dos sais**.

Revisão rápida

Ácido fraco ioniza **parcialmente** (equilíbrio): $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ —

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad \cdot \quad \text{Ka maior} \rightarrow \text{ácido mais forte (ex.: HF } 6,6 \times 10^{-4} > \text{CH}_3\text{COOH } 1,8 \times 10^{-5} > \text{HCN } 6,2 \times 10^{-9})$$

Base fraca: $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ com $K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$ (ex.: NH_3 , $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$).

pH de um fraco (aproximação clássica, quando $C/K_a \gg 100$):

$$[H_3O^+] \approx \sqrt{(K_a \cdot C)} \quad \cdot \quad [OH^-] \approx \sqrt{(K_b \cdot C)} \quad (\text{depois: } pH = -\log \text{ ou } pOH \rightarrow pH = 14 - pOH)$$

Solução 0,1 M	pH	Porquê
HCl (forte)	1	ionização total $\rightarrow [H_3O^+] = 0,1$
CH ₃ COOH (fraco)	≈ 2,9	só uma fração ioniza $\rightarrow [H_3O^+] < 0,1$
NaOH (forte)	13	dissociação total
NH ₃ (base fraca)	≈ 11,1	fração reage com a água

Titulação: adicionar base de volume conhecido até o **ponto de equivalência** — $n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}} \rightarrow V_a \cdot C_a = V_b \cdot C_b$; no PE, o **indicador** muda de cor. Neutralização (iônica neta, sempre igual): $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$.

Sais (hidrólise) — regra de ouro: ião de **ácido fraco** = base fraca (solução **básica**) · ião de **base fraca** = ácido fraco (**ácida**) · iões de **fortes** = **neutra**.

Exercícios

1. Completar: um ácido fraco ioniza _____ em água, pelo que em solução coexistem _____ e _____ (equilíbrio). Escreve a expressão de Ka e o que significa «Ka maior».

2. Escreve as expressões de Ka: (a) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons$ · (b) $HCN + H_2O \rightleftharpoons$. Depois compara: HF ($6,6 \times 10^{-4}$), CH₃COOH ($1,8 \times 10^{-5}$) e HCN ($6,2 \times 10^{-10}$) — ordem de força.

3. pH de ácido fraco: calcula o pH de CH_3COOH 0,1 M ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$) com $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(K_a \cdot C)}$ ($\sqrt{1,8} \approx 1,34$). Compara com HCl 0,1 M (pH 1) — porque é tão diferente se a concentração é igual?

4. Ácido mais forte: HF 0,1 M ($K_a = 6,6 \times 10^{-4}$) — calcula pH (usa $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 8,1 \times 10^{-3} \text{ M}$). Que confirma o ex. 2 sobre a ordem dos K_a ?

5. Base fraca: NH_3 0,1 M ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$). (a) Calcula $[\text{OH}^-]$, pOH e pH. (b) Porquê é que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ aqui como no fortes? (c) Solução é ácida ou básica?

6. Titulação — contas: 25 mL de HCl 0,1 M são titulados com NaOH 0,05 M. (a) Que volume de NaOH leva ao ponto de equivalência? (b) Quantos mols de cada há no PE? (c) Escreve a equação iónica neta.

7. Ponto de equivalência e indicador: (a) o que caracteriza o PE (não confundir com o ponto final)? (b) Porque é que o indicador muda de cor ali? (c) Escolhe indicador para: forte + forte (salto ≈ 7) vs ácido fraco + base forte (PE básico): opções — fenolftaleína (8–10) · azul de metileno (≈ 7).

8. Leitura de curva de titulação: o gráfico pH vs V mostra um patamar inicial ligeiramente ácido, um salto brusco no PE e um patamar básico depois. (a) Onde marcas o PE? (b) Porque é que um fraco NÃO dá um salto centrado em 7 (contrasta com forte+forte)?

9. Caráter dos sais — classifica em ácida, básica ou neutra e justifica com a regra da hidrólise: $\text{NaCl} \cdot \text{CH}_3\text{COONa} \cdot \text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{CaCl}_2$.

10. Mecanismo da hidrólise: escreve o que acontece com o ião CH_3COO^- em água (ele reage com a água? — lembra: ele é a base conjugada de um ácido fraco) e explica porque é que uma solução de CH_3COONa tem $\text{pH} > 7$. Repete o raciocínio para NH_4Cl .

11. Neutralização e aplicações: (a) porque é que a equação iónica neta é sempre $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$, seja o ácido forte ou fraco? (b) Dá um exemplo do dia a dia (antiácido, sabão alcalino, chuva ácida em pedra...) em que se usa neutralização e diz o que reage com o quê.

12. Síntese: organiza — «forte vs fraco: diferença operacional» · «Ka: o que mede» · «pH com fracos: $\sqrt{(\text{Ka} \cdot \text{C})}$ » · «PE: $n = n$ » · «sais: quem é fraco hidrolisa». Com isto, por que razão a resposta a «um sal de pH 9,2 é ácido ou básico?» nunca depende do nome do sal, mas sim do equilíbrio do ião?

Soluções — Ácidos fracos, titulação e sais

11.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

- parcialmente** · HA e H_3O^+/A^- (espécies não ionizadas + iões). $K_a = [H_3O^+][A^-]/[HA]$ — K_a maior $\Rightarrow$ equilíbrio mais à direita $\Rightarrow$ **mais iões** $\Rightarrow$ ácido mais forte (medida da força, não da concentração).
- (a) $K_a = [H_3O^+][CH_3COO^-]/[CH_3COOH]$. (b) $K_a = [H_3O^+][CN^-]/[HCN]$. Ordem de força: **HF > CH₃COOH > HCN** ($6,6 \times 10^{-4} > 1,8 \times 10^{-5} > 6,2 \times 10^{-10}$ — quanto menor o expoente, mais fraco).
- $[H_3O^+] = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \times 0,1)} = \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} = 1,34 \times 10^{-3} \Rightarrow pH = 3 - \log 1,34 \approx 3 - 0,13 = 2,87$. Igual concentração, pH muito diferente: no fraco só $\approx 1,3\%$ ionizou ($1,34 \times 10^{-3}$ de 0,1) — o resto está «guardado» como HA; no HCl, $[H_3O^+] = 0,1$ (100 %) $\Rightarrow$ pH 1. Diferença de quase 2 unidades = $\sim 70\times$ mais iões no forte.
- $[H_3O^+] = \sqrt{(6,6 \times 10^{-4} \times 0,1)} = \sqrt{6,6 \times 10^{-5}} \approx 8,1 \times 10^{-3} \Rightarrow pH = 3 - 0,91 \approx 2,09$. pH menor que o do acetato (2,87) $\Rightarrow$ mais iões $H_3O^+ \rightarrow$ **HF é mais forte** que o CH_3COOH — confirma a ordem dos K_a .
- (a) $[OH^-] = \sqrt{(1,8 \times 10^{-5} \times 0,1)} = 1,34 \times 10^{-3} \Rightarrow pOH = 2,87 \Rightarrow pH = 14 - 2,87 = 11,13$. (b) Porque a relação $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ vale para **qualquer** solução aquosa a 25 °C (água é água) $\rightarrow$ em logs, soma 14. (c) **Básica** (pH > 7).
- (a) $V_b = V_a \cdot C_a / C_b = 25 \times 0,1 / 0,05 = 50$ mL. (b) $n = 0,025 \times 0,1 = 2,5 \times 10^{-3}$ mol de cada (équimolares no PE). (c) $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ (os iões Na^+ e Cl^- ficam espectadores).
- (a) PE = ponto em que **n(ácido) = n(base)** (estaquiometria exata) — o ponto final é onde o **indicador** muda de cor (experiencial; deve coincidir com o PE). (b) O indicador é ele próprio um ácido/base fraco com cor diferente nas duas formas — salta de cor onde o pH salta. (c) forte+forte $\rightarrow$ **azul de metileno (≈ 7)** · fraco+forte $\rightarrow$ o PE fica básico (o sal do fraco hidrolisa) $\rightarrow$ **fenolftaleína (8–10)**.
- (a) O PE é o **meio do salto brusco** (inflexão vertical) — onde a linha quase vertical cruza a horizontal equivalente. (b) Com ácido fraco + base forte, no PE o meio contém o **sal do fraco** (CH_3COONa ...), que hidrolisa e dá pH $\approx 8-9$ — o salto está **deslocado para a base** (não centrado em 7): é por isso que se escolhe fenolftaleína (ex. 7).
- $NaCl \rightarrow$ **neutra** (Na^+ de base forte, Cl^- de ácido forte — não hidrolisam) · $CH_3COONa \rightarrow$ **básica** (ânion do ácido fraco CH_3COOH é base fraca: consome H_3O^+) · $NH_4Cl \rightarrow$ **ácida** (cation da base fraca NH_3 é ácido fraco: produz H_3O^+) · $Na_2CO_3 \rightarrow$ **básica** (CO_3^{2-} é base conjugada do ácido fraco HCO_3^-) · $CaCl_2 \rightarrow$ **neutra** (Ca^{2+} de base forte, Cl^- de ácido forte).
- $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ — o ião «rouba» um H^+ à água (é base) $\rightarrow$ nasce $OH^- \rightarrow$ pH > 7. (É a reação inversa da ionização do ácido — mesmo K_a , lido ao contrário: $K_b = K_w/K_a$.) Para NH_4Cl : $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ — o cation doa H^+ $\rightarrow$ $H_3O^+ \rightarrow$ pH < 7.
- (a) Porque a reação **quase neta** é sempre a mesma: quem neutraliza é o par $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ — as outras espécies (HA , A^- , Na^+ , Cl^-) são **espectadores** da iónica neta, seja o ácido forte ou fraco. A parte «fraca» (a ionização de HA) é que fica em equilíbrio à parte. (b) Ex.: **antiácido** — hidróxido/magnésio/carbonato reage com o HCl do estômago: $OH^- + H_3O^+ \rightarrow 2H_2O$ (ou carbonato + ácido $\rightarrow$ sal + CO_2 + água) — neutralização que alivia a acidez gástrica.
- Forte = ionização **total** (sem equilíbrio) · fraco = **parcial**, quantificada por K_a · fracos: $[H_3O^+] = \sqrt{(K_a \cdot C)}$ · titulação: **n = n** (V·C) e indicador no salto · sais: quem vem de fraco **hidrolisa**. Um sal de pH 9,2 é **básico pelo facto** — e a explicação nunca está no «nome» (o aluno não decora Na_2CO_3), mas no **equilíbrio do ião**: qual ião é base fraca e que reação ele desloca na água. É a prova de que ácido-base em 11.º ano é **equilíbrio aplicado**, não nomenclatura.

Nota: quatro blocos — **Ka e força** · **pH de fracos** ($\sqrt{K_a \cdot C}$) · **titulação** (V·C, PE, indicador) · **sais: hidrólise**. Próxima ficha: chuva ácida — a aplicação ambiental.