

Ficha — Ácido-base I: de Arrhenius a Brønsted-Lowry, autoionização da água e pH

11.º Ano Física e Química A 4 páginas 12 exercícios

Objetivo: Seguir os **marcos históricos** da interpretação ácido-base até à definição de **Brønsted e Lowry**, identificar **pares conjugados**, relacionar a **autoionização da água** com o produto iónico Kw e calcular **pH** de soluções de ácidos e bases fortes.

Revisão rápida

Definição	Ácido é...	Base é...	Nota
Arrhenius (séc. XIX)	doa H ⁺ em água (→ H ₃ O ⁺)	doa OH ⁻ em água	só em solução aquosa
Brønsted-Lowry (1923)	doador de protão (H ⁺)	aceitador de protão	vale fora de água (ex.: NH ₃ é base sem OH ⁻)

Par conjugado = par que difere apenas por um H⁺: HCl/Cl⁻ · H₂O/H₃O⁺ · NH₄⁺/NH₃ · CH₃COOH/CH₃COO⁻. Toda a reação ácido-base é **transferência de protão** do ácido (que se torna base conjugada) para a base (que se torna ácido conjugado).

Autoionização da água (equilíbrio): 2H₂O ⇌ H₃O⁺ + OH⁻ →

$$K_w = [H_3O^+]\cdot[OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (a 25 °C)}$$

Solução **neutra** (25 °C): [H₃O⁺] = [OH⁻] = 10⁻⁷ M → **pH = 7**. Ácida: [H₃O⁺] > 10⁻⁷ (pH < 7) · básica: [H₃O⁺] < 10⁻⁷ (pH > 7).

pH (Sørensen, 1909):

$$pH = -\log[H_3O^+] \cdot [H_3O^+] = 10^{-pH} \cdot pH + pOH = 14 \cdot pH = 14 - pOH \text{ (25 °C)}$$

Ácidos/bases fortes (HCl, HNO₃, H₂SO₄ (1.º H) / NaOH, KOH, Ca(OH)₂): ionização **total** → [ácido] = [H₃O⁺], [base] = [OH⁻] (fracos: só em parte — próxima ficha).

Estratégia: forte? → igualar concentrações → logaritmo (ácido: pH = -log) ou pOH → pH = 14 - pOH (base) → conferir se pH faz sentido (ácido < 7).

Exercícios

1. Completar: em Brønsted-Lowry, ácido = _____ de protão, base = _____ de protão. Porque é que esta definição «ultrapassa» a de Arrhenius? Dá um exemplo de base (NH₃) que só a nova define.
2. Identifica os pares conjugados: HNO₃/NO₃⁻ · H₂O/OH⁻ · HCO₃⁻/CO₃²⁻ · NH₄⁺/NH₃ · NaCl/Cl⁻. Qual destes NÃO é um par conjugado? (dica: diferença de protões)

3. Escreve a reação de transferência de protão: (a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$ (b) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$. Em cada caso, sublinha o ácido e a base (e os conjugados).

4. K_w : (a) escreve a expressão do produto iónico da água. (b) Se $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}$, calcula $[\text{OH}^-]$. (c) A solução é ácida, básica ou neutra? Justifica pelas duas razões ($[\text{H}_3\text{O}^+]$ e relação com 10^{-7}).

5. pH de ácidos fortes: calcula — $\text{HCl } 0,1 \text{ M}$ · $\text{HCl } 0,01 \text{ M}$ · $\text{HCl } 0,001 \text{ M}$ · $\text{HNO}_3 \text{ } 0,5 \text{ M}$ ($\log 2 \approx 0,3$). O que acontece ao pH quando se dilui $10\times$?

6. pH de bases fortes: $\text{NaOH } 0,001 \text{ M}$ · $\text{NaOH } 0,1 \text{ M}$ · $\text{Ca(OH)}_2 \text{ } 0,01 \text{ M}$ (2 OH^- por fórmula). Em cada caso: $[\text{OH}^-] \rightarrow \text{pOH} \rightarrow \text{pH}$. Qual é ácida?

7. Conversões completas: uma solução tem (a) $\text{pH} = 4 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]$? (b) $\text{pH} = 9,5 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]$? (c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \rightarrow \text{pH}$? Em que intervalo está cada uma (ácida/básica)?

8. Escala e logaritmos: porque é que 10^{-2} M dá $\text{pH} = 2$ e não $-0,02$? Explica o que o logaritmo «comprime» — e porque é que uma diferença de 1 unidade de pH é 10 vezes a acidez.

9. Neutro sempre a 7? (a) Porque é que a 25 °C neutro = 7? (b) A uma temperatura mais alta, $K_w > 10^{-14}$ — o pH neutro sobe ou desce? (c) A tua conclusão: «pH 7 = neutro» é uma lei ou uma consequência das condições?

10. Misturas e diluições: (a) 50 mL de HCl 0,1 M diluído para 500 mL — nova concentração e pH? (b) O que acontece ao pH quando se acrescenta água a um ácido — e porquê ($[H_3O^+]$ diminui → pH sobe)?

11. Contexto e análise (marcos históricos): completa a linha do tempo — «séc. XIX Arrhenius: H^+/OH^- em água · 1923: _____ e _____ redefinem ácido-base como _____ · 1909: Sørensen propõe o _____». Porque é que cada passo foi uma ampliação (não uma negação) do anterior?

12. Síntese: com o que sabes, verifica a consistência de uma frase: «uma solução com $[OH^-] = 10^{-5} M$ é básica e tem pH = 9». Faz os cálculos ($K_w \rightarrow [H_3O^+] \rightarrow pH$; e $pH + pOH = 14$) e explica por que duas vias diferentes dão o mesmo resultado.

Soluções — Ácido-base I: Brønsted-Lowry, Kw e pH

11.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. doador · aceitador. Arrhenius só «vê» ácidos/bases em água (H^+/OH^- livres); Brønsted-Lowry define pela **transferência de H^+** — funciona em qualquer solvente e com substâncias sem OH^- : $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$ — a amónia é base mesmo sem produzir hidróxidos.

2. Pares conjugados (diferença de $1 H^+$): $HNO_3/NO_3^- \checkmark \cdot H_2O/OH^- \checkmark \cdot HCO_3^-/CO_3^{2-} \checkmark$ (o bicarbonato é *anfótero*: perde um H para virar carbonato) · $NH_4^+/NH_3 \checkmark$. **Não é par:** $NaCl/Cl^-$ — a diferença não é de protões (o par conjugado do Cl^- é HCl); $NaCl$ não doa nem aceita H^+ nessa relação.

3. (a) $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ — ácido: **HCl** (doa H^+) · base: **H_2O** (aceita) · base conjugada: Cl^- · ácido conjugado: H_3O^+ . **(b)** $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ — ácido: H_2O (doador) · base: NH_3 (aceitador) · conjugados: NH_4^+ e OH^- .

4. (a) $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ (25 °C). **(b)** $[OH^-] = 10^{-14}/10^{-3} = 10^{-11} M$. **(c) Ácida:** $[H_3O^+] = 10^{-3} > 10^{-7}$ (predominam os iões hidrónio) — e daria $pH = 3 < 7$.

5. HCl 0,1 $\rightarrow pH = -\log 10^{-1} = 1$ · 0,01 $\rightarrow 2$ · 0,001 $\rightarrow 3$ · HNO_3 0,5 $\rightarrow -\log(0,5) = -(\log 1 - \log 2) = 0,3$. Diluir 10x $\rightarrow$ o pH **sobe 1 unidade** (logaritmo decimal: décimos = dezenas).

6. $NaOH$ 0,001: $[OH^-] = 10^{-3} \rightarrow pOH = 3 \rightarrow pH = 11$ · $NaOH$ 0,1: $[OH^-] = 10^{-1} \rightarrow pOH = 1 \rightarrow pH = 13$ · $Ca(OH)_2$ 0,01: $[OH^-] = 2 \times 0,01 = 0,02 \rightarrow pOH = -\log 0,02 \approx 1,7 \rightarrow pH \approx 12,3$. Ácida: **nenhuma** (todas com $pH > 7$ — as três são básicas).

7. (a) $[H_3O^+] = 10^{-4} M \rightarrow$ **ácida** ($pH < 7$). **(b)** $10^{-9,5} \approx 3,2 \times 10^{-10} M \rightarrow$ **básica**. **(c)** $pH = -\log 10^{-12} = 12 \rightarrow$ **básica**.

8. $pH = -\log 10^{-2} = -(-2) = 2$ — o logaritmo devolve o **exponente**, não multiplica: $10^{-2} \rightarrow -2 \rightarrow pH$ 2. O log comprime uma gama gigante (10^{-14} ... 10^0) numa escala 0–14 legível. E como é decimal, **$\Delta pH = 1 \Leftrightarrow$ fator 10** em $[H_3O^+]$: pH 3 é **10x mais ácido** que pH 4 (e pH 2, 100x).

9. (a) Porque $K_w = 10^{-14}$ e a neutralidade exige $[H_3O^+] = [OH^-] \rightarrow$ cada um = $\sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \rightarrow pH$ 7. **(b)** $K_w \uparrow \rightarrow [neutro] = \sqrt{K_w} \uparrow \rightarrow [H_3O^+]$ neutro maior $\rightarrow$ **pH neutro desce** (< 7). **(c)** Consequência das **condições**: «7 = neutro» vale a 25 °C — a lei é $[H_3O^+] = [OH^-]$, não o número 7.

10. (a) Diluição 10x: $c = 0,1 \times 50/500 = 0,01 M \rightarrow pH = 2$. **(b)** Acrescentar água **baixa $[H_3O^+]$** (mais volume, mesmos iões) $\rightarrow -\log$ de menor número dá pH **maior**: diluir torna o ácido menos ácido (nunca o torna básico, no limite $\rightarrow 7$).

11. 1923: Brønsted e Lowry — ácido-base como **transferência de protão** · 1909: **pH**. Ampliação: Arrhenius é o caso particular (soluções aquosas); Brønsted inclui tudo o que transfere H^+ (mesmo fora de água); o pH dá a **medida quantitativa** contínua — antes só havia «ácido forte/fraco» qualitativo. Cada passo guarda o anterior e acrescenta domínio.

12. Via 1: $[H_3O^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14}/10^{-5} = 10^{-9} \rightarrow pH = -\log 10^{-9} = 9$. Via 2: $pOH = -\log 10^{-5} = 5 \rightarrow pH = 14 - 5 = 9$. As duas vias dão o mesmo porque **partilham a mesma constante**: $pH + pOH = 14$ é apenas a forma logarítmica de $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ (log do produto = soma dos logs) — não são métodos diferentes, são a mesma equação vista em coordenadas diferentes.

Nota: quatro blocos — Arrhenius $\rightarrow$ Brønsted-Lowry + pares · Kw e autoionização · pH de fortes + logaritmos · conversões + consistência. Próxima ficha: ácidos/bases fracos (K_a), titulações e sais.