

Resumo 4 — Reações em sistemas aquosos: ácido-base, oxi-redução e solubilidade

11.º Ano Física e Química A 2 páginas Resumo

Objetivo: consolidar ácido-base (Brönsted-Lowry, Kw, pH, fracos/Ka, titulação, sais), oxidação-redução (semirreações, série eletroquímica, corrosão) e equilíbrio de solubilidade (Kps, ião-comum, água) — o Organizador 4 num quadro.

Ácido-base

Bloco	Regras
Definições	Arrhenius (H ⁺ /OH ⁻ em água) → Brönsted-Lowry (1923): ácido = doador de protão, base = aceitador · par conjugado = ± 1 H ⁺
Água e pH	$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ (25 °C) · $pH = -\log[H_3O^+]$ · $pH + pOH = 14$ · neutro = 7 (25 °C)
Fortes vs fracos	fortes: ionização total ([ácido] = [H ₃ O ⁺]) · fracos: $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$, $[H_3O^+] \approx \sqrt{K_a \cdot C}$ — Ka maior = mais forte
Titulação	$V_a c_a = V_b c_b$ · PE: n = n (teórico) vs ponto final (cor) · indicador no salto (fraco+forte → fenolftaleína)
Sais (hidrólise)	ião de ácido fraco → básico (CH ₃ COONa) · de base fraca → ácido (NH ₄ Cl) · de fortes → neutro (NaCl)
Chuva ácida	normal pH ≈ 5,6 (H ₂ CO ₃) · SO ₂ → H ₂ SO ₄ · NO _x → HNO ₃ · minimização em 3 níveis · Gotemburgo 1999

Oxidação-redução

Bloco	Regras
Redox	oxidação = perda de e ⁻ (n.o.x. sobe) = espécie oxidada é o redutor · redução = ganho (n.o.x. desce) = reduzida é o oxidante
Semirreações	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ · $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ — equilibrar por ião-eletrão
Série eletroquímica	ordem experimental da tendência a oxidar-se: reage quem é mais forte redutor (Zn + Cu ²⁺ ✓ / Cu + Zn ²⁺ X) · H: Fe/Zn reagem com HCl, Cu não → $Zn > Fe > H > Cu$
Corrosão e proteção	ferrugem = Fe + O ₂ + H ₂ O (eletroquímica) · pintura (barreira) · galvanização/ánodos sacrificiais (Zn oxida-se primeiro)

Soluções e equilíbrio de solubilidade

Bloco	Regras
Classes	não saturada ($Q < K_{ps}$) · saturada ($Q = K_{ps}$) · sobressaturada ($Q > K_{ps}$, metaestável — cristaliza com semente)
Kps	$K_{ps} = [M^+][X^-]^{exponentes}$ — sólido fora · $s = \sqrt[n]{K_{ps}}$ (ex.: $AgCl$ $1,8 \times 10^{-10} \rightarrow 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$)
Íão-comum	acrescentar íão da dissolução $\rightarrow Q > K_{ps} \rightarrow$ precipita (Le Châtelier; solubilidade desce)
Temperatura	sólidos: maioria sobe com T (endotérmico) · gases descem (CO_2 do refrigerante)
Água	dureza: Ca^{2+}, Mg^{2+} · fervura remove dureza temporária ($Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow$) · poluentes: precipitação ($Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS \downarrow$) · troca iônica

Erros frequentes

- Esquecer $pOH = 14 - pH$ nas bases; tratar 7 = neutro em qualquer T.
- Usar $[H_3O^+] = C$ no fraco (só nos fortes).
- Inverter redox: a oxidada é o redutor (perde e^-).
- Kps sem expoentes; $Q > K_{ps}$ = precipita (não o contrário).
- Diluir em vez de remover poluentes; confundir PE ($n = n$) com ponto final (cor).

Para reter: doador/aceitador de próton · $K_w = 10^{-14}$ e $pH + pOH = 14$ · fracos: $\sqrt{K_a C}$ · titulação: $V_a C_a = V_b C_b$ · sais: quem vem de fraco hidrolisa · chuva < 5,6 · redox: semirreações + íão-eletrão + série ($Zn > Fe > H > Cu$) · sacrificial = Zn primeiro · $K_{ps} = \sqrt{\cdot}$ · íão-comum precipita · fervura e PbS — e o fio condutor de tudo: **Q contra K**.

Série FQA11 — fichas 11–15 e ALs 23–25 cobram em detalhe cada secção; os flashcards de sistemas aquosos (item 33) e o teste T2 (item 35) complementam a revisão.