Ficha — Semirreações e Série Eletroquímica

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

Competências que desenvolve: Ler a série eletroquímica (espécies oxidantes/reducentes por E°), determinar números de oxidação, decompor uma reação redox em semi-equações e equilibrá-las em meio ácido, e prever corrosão e proteção com potenciais padrão.

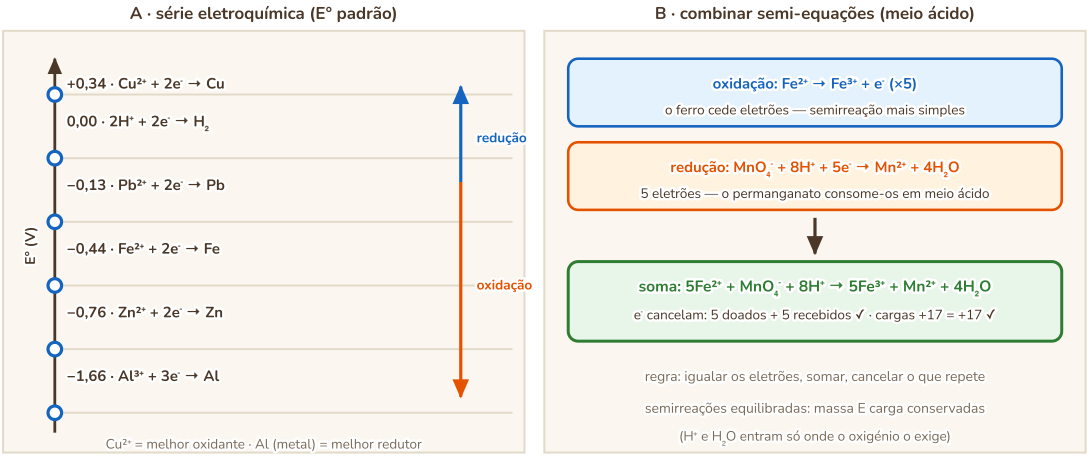


Figura 16 — (A) a escada dos potenciais: quem se reduz (em cima) e quem se oxida (em baixo). (B) o esquema de combinação de semi-equações em meio ácido — o padrão de qualquer reação redox.

1. Leitura da escada: a) que espécie é o melhor oxidante? b) que metal é o melhor redutor? c) porque é que o alumínio está no fundo?

2. Números de oxidação: determina o N.º de oxidação do Mn em MnO_4^-, do Fe em Fe^{3+} e do O em H_2O. Confirma a carga da espécie MnO_4^- (−1).

3. Semi-equação de redução do permanganato: escreve-a completa (MnO_4^- → Mn^{2+}) equilibrando oxigénios com H_2O, hidrogénios com H^+ e a carga com $5e^-$ — compara com a figura.

4. Combinação: soma as duas semi-equações da figura (multiplicando a do ferro por 5), confirma a equação global e verifica que os e^- se cancelam.

5. Célula Zn/Cu: com $E°(Cu^{2+}/Cu) = +0,34$ V e $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0,76$ V, calcula a FEM, identifica os eletrodos e escreve as semi-equações de cada copo.

6. Corrosão em meio neutro: escreve as duas semi-equações que corroem o ferro na presença de O_2 e água (oxidação do Fe + redução do O_2) e a equação global.

7. Poder redutor pela escada: ordena do mais forte ao mais fraco redutor: cobre, ferro, zinco. E justifica com a posição dos metais (não dos seus iões).

© 2026 Estudantices

8. Proteção catódica pela escada: porque é que o zinco protege o ferro estrutural e o cobre o agrava? Usa os valores de E° da figura para justificar quem é o ânodo em cada par.

9. Meio ácido: porque é que o H^+ aparece na semi-equação do permanganato? E o que aconteceria ao produto de Mn se o meio fosse neutro? (o Mn pode ficar em MnO_2 — nota: o meio define o destino do oxidação)

10. Metais desconhecidos: o metal M tem $E°(M^{2+}/M) = -0{,}90$ V. Em contacto com zinco (−0,76 V), qual se oxida? E em contacto com ferro (−0,44 V)? Justifica.

11. V/F — corrige as falsas: a) «A redução ocorre no catodo de uma pilha galvânica.» ( ) b) «O metal com E° mais positivo é o melhor redutor.» ( ) c) «Os e^- das duas semi-equações têm de se cancelar na soma.» ( ) d) «Em qualquer meio se equilibra o MnO_4^- da mesma forma.» ( )

12. Produção: escolhe o metal para proteger uma estrutura de ferro no mar usando a escada da figura e justifica em 3 frases (quem é o ânodo, porque, e que desvantagem prática tem a escolha).

© 2026 Estudantices

Soluções — Semirreações e Série Eletroquímica

1. a) melhor oxidante = a espécie que se reduz com **E° mais positivo: Cu^{2+}** b) melhor redutor = o metal de **E° mais negativo: alumínio** c) está no fundo porque cede eletrões com a maior facilidade da lista — é o metal mais ativo.

2. Mn em MnO_4^-: **+7** (4 × (−2) = −8 ⇒ Mn = +7) · Fe em Fe^{3+}: **+3** · O em H_2O: **−2** · confirmação: +7 + 4(−2) = **−1** ✓ igual à carga do ião.

3. $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ — passos: os 4 oxigénios do MnO_4^- exigem **4 H_2O** do outro lado; essas 4 H_2O trazem 8 H, logo entram **8 H^+** do lado dos reagentes; a carga fica −1 + 8 = +7, e para ficar +2 (do Mn^{2+}) faltam **$5e^-$** ✓ (−1 + 8 − 5 = +2).

4. (Fe^{2+} → Fe^{3+} + e^-) × 5 somada à redução dá $5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$ — 5 e^- doados = 5 recebidos (cancelam-se); Fe_5 ✓, Mn_1 ✓, O_4 ✓, H_8 ✓; carga +17 = +17 ✓.

5. FEM = 0,34 − (−0,76) = **1,10 V** · ânodo = **zinco** (semi-equação Zn → Zn^{2+} + $2e^-$) · catodo = **cobre** (Cu^{2+} + $2e^-$ → Cu).

6. oxidação: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ · redução: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$ · global (×2): $2Fe + O_2 + 2H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_2$ — depois segue a formação da ferrugem.

7. do mais forte ao mais fraco redutor: **zinco (−0,76) > ferro (−0,44) > cobre (+0,34)** — quanto mais negativo o E° do metal, mais facilmente cede eletrões (o cobre quase não oxida).

8. Zn (−0,76 V) é **mais negativo** que o Fe (−0,44): no par, o zinco é o ânodo e oxida-se, mantendo o ferro como catodo protegido. Com cobre (+0,34 V) seria o ferro o ânodo — e corroeria ainda mais depressa na zona exposta.

9. O H^+ entra porque o oxigénio do MnO_4^- precisa de hidrogénio para formar **H_2O** (equilíbrio de oxigénios e hidrogénios) — é a assinatura do equilíbrio em meio ácido. Em meio neutro o Mn não desce a Mn^{2+}: o destino típico é MnO_2 (Mn +4), com outra semi-equação e outros eletrões.

10. vs zinco: M (−0,90) é mais negativo → **M oxida-se** (é o ânodo) · vs ferro: Fe (−0,44) é mais negativo que M → **o ferro oxida-se** e M fica protegido.

11. a) **V** b) **F** — é o melhor **oxidante** (reduz-se); o redutor mais forte é o de E° mais negativo c) **V** d) **F** — o meio altera o produto (e os eletrões envolvidos).

12. (modelo) Escolheria **zinco**: é o metal de E° mais negativo disponível na escada e, em contacto com o ferro, torna-se no ânodo — dissolve-se por ele e mantém o aço como catodo. Funciona no mar porque a água salgada fecha o circuito iónico. A desvantagem prática é que os anodos **se gastam e têm de ser substituídos** periodicamente — é a própria razão de existirem como peças sacrificaíveis.

© 2026 Estudantices