

Ficha — Oxidação-redução: semirreações, número de oxidação, série eletroquímica e corrosão

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

Objetivo: Interpretar reações de **oxidação-redução** escrevendo **semirreações** e usando o **número de oxidação**, organizar uma **série eletroquímica**, prever a espontaneidade, relacionar oxi-redução com a **corrosão** e a **proteção de estruturas metálicas**.

Revisão rápida

Oxidação-redução = **transferência de eletrões** (sempre nos dois sentidos ao mesmo tempo):

	Oxidação	Redução
Eletrões	perda (doados)	ganho (aceites)
N.º de oxidação	sobe	desce
Quem...	a espécie oxidada = redutor	a espécie reduzida = oxidante

Número de oxidação (n.o.x.) — regras: elemento livre = 0 · O = -2 (peróxidos -1) · H = +1 · soma = carga do ião (0 em compostos neutros). Ex.: $KMnO_4 \rightarrow Mn = +7 \cdot Fe_2O_3 \rightarrow Fe = +3 \cdot SO_4^{2-} \rightarrow S = +6$.

Semirreações (equilibrar por ião-eletrão):



Série eletroquímica — ordem dos metais pela **tendência a oxidar-se** (força redutora), organizada **experimentalmente** (metal + solução de sais de outros metais). Regra: a reação é espontânea quando **redutor mais forte + oxidante mais forte → fracos** — o metal livre tem de ser **mais reativo** que o metal do sal. Ex.: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ ocorre · $Cu + Zn^{2+}$ não.

Corrosão = oxi-redução do metal ($Fe + O_2 + H_2O \rightarrow$ ferrugem) · **Proteção:** barreira (pintura, óleo), **galvanização** (Zn), **ánodos sacrificiais** (Zn/Mg nos navios), corrente impressa, ligas (aço inoxidável).

Estratégia: atribuir n.o.x. → escrever semirreações → identificar redutor/oxidante → (previsão) ver a série → aplicar à proteção.

Exercícios

1. Completar: oxidação é perda de _____ e o n.o.x. _____; redução é ganho e o n.o.x. _____. A espécie oxidada é o _____ (que é ela mesma _____); a reduzida é o _____.

2. Número de oxidação: calcula o n.o.x. do elemento indicado — Mn em $KMnO_4$ · Fe em Fe_2O_3 · S em SO_4^{2-} · N em NH_3 · C em CH_4 . Mostra a soma.

3. Escreve as semirreações: (a) magnésio a oxidar-se · (b) Cl_2 a reduzir-se a íons cloreto · (c) prata a depositar-se de $AgNO_3$. Classifica cada uma.

4. Equilibra por ião-eletrão: (a) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ · (b) $MnO_4^- + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2O$ (dica: $Mn +7 \rightarrow +2 = 5 e^-$; depois equilibra O com H_2O e H com H^+).

5. Em $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$: (a) quem é oxidado e quem é reduzido? (b) quem é o redutor e quem o oxidante? (c) o que acontece ao n.o.x. do Zn e do Cu?

6. Série eletroquímica — previsão: justifica com a série (forças redutoras) porquê (a) $Zn + CuSO_4$ reage e (b) $Cu + ZnSO_4$ não reage. O que se «desloca» em cada caso — e porque é que a série se organizou por via experimental?

7. Metais e ácidos: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$ ocorre; $Cu + HCl$ não. Onde é que isso coloca Fe e Cu relativamente ao hidrogénio na série? Um vidro usa cobre para transportar ácido — explica a escolha.

8. Corrosão do ferro: (a) porque é que a ferrugem exige os dois (O_2 e H_2O) — o que acontece com parafusos em ambiente seco vs em água corrente de ar? (b) Escreve o que se passa no anodo (Fe perde e^-).

9. Proteção de estruturas: liga cada método ao princípio — pintura (___) · revestimento de zinco/galvanização (___) · ânodo de zinco soldado ao casco de um navio (___) · aço inoxidável (___). Opções: barreira · protetor sacrificial (oxida-se primeiro) · liga que forma camada protetora.

10. Galvanização em detalhe: (a) um carro galvanizado sofre um risco até ao aço — porque é que o zinco continua a proteger? (b) Compara com a pintura riscada. (c) Onde se usam ânodos sacrificiais e porquê é que se «comem» (precisam de ser substituídos)?

11. Oxi-redução na tecnologia: (a) numa pilha (ex.: de Daniel: Zn/Cu^{2+}), porque é que a transferência de e^- passa por um fio e dá corrente elétrica? (b) O que acontece nos acumuladores do telemóvel (carga/descarga = reação invertida)? (c) Respiração celular é oxi-redução? Porquê?

12. Síntese: combustão, respiração, pilhas e ferrugem — o que têm em comum ao nível dos eletrões? Organiza num parágrafo a «linguagem unificada» da oxi-redução (transferência → semirreações → série → aplicações) e indica porquê é que o mesmo conceito serve para explicar tanto um incêndio como uma bateria.

Soluções — Oxidação-redução e série eletroquímica

11.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. eletrões · **sobe** · **desce** · espécie oxidada = **reductor** (perde e^- , é ela que **reduz** a outra) · espécie reduzida = **oxidante** (ganha e^- , **oxida** a outra). Mnemónica: «quem dá, oxida-se e reduz o outro».

2. Mn em KMnO_4 : $\text{K} = +1$, $4 \text{ O} = -8 \rightarrow \text{Mn} = +7$ · Fe em Fe_2O_3 : $2 \text{ Fe} = +6 \rightarrow +3$ · S em SO_4^{2-} : $\text{S} + (-8) = -2 \rightarrow +6$ · N em NH_3 : $\text{N} + 3 = 0 \rightarrow -3$ · C em CH_4 : $\text{C} + 4 = 0 \rightarrow -4$.

3. (a) $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$ — **oxidação**. (b) $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$ — **redução**. (c) $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$ — **redução** (a prata deposita-se no catodo/cobre).

4. (a) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$ (carga: $+2 = +3 - 1 \checkmark$). (b) Passos: Mn ($+7 \rightarrow +2$) ganha **5 e^-** : $\text{MnO}_4^- + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$. $4 \text{ O} \rightarrow +4\text{H}_2\text{O}$ · $8 \text{ H} \rightarrow +8\text{H}^+$ · carga: $-1 + 8 - 5 = +2 \checkmark \rightarrow \text{MnO}_4^- + 5e^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ (redução em meio ácido).

5. (a) **Zn oxidado** ($0 \rightarrow +2$) · **Cu²⁺ reduzido** ($+2 \rightarrow 0$). (b) Redutor = **Zn** · oxidante = **Cu²⁺**. (b/c) n.o.x. do Zn **sobe de 0 a +2**; o do Cu **desce de +2 a 0** — os eletrões saem do zinco e chegam ao cobre (na forma de ião Cu^{2+} que se torna metal).

6. (a) Zn é **mais reativo** (mais forte reductor) que Cu: ao estar livre, ele **dá e^-** ao Cu^{2+} — reação espontânea; o zinco dissolve-se e cobre deposita-se. (b) Cu é **menos reativo** que Zn — não tem «força» para reduzir Zn^{2+} : nada acontece. A série é **experimental** porque se organiza testando pares reais (metal + sal de outro) em laboratório — é uma lei empírica, não uma dedução (é ela que permite prever sem decorar dezenas de reações).

7. O Fe reage com $\text{HCl} \rightarrow$ **Fe está acima (mais reativo que) o hidrogénio** na série; o Cu não reage $\rightarrow$ está **abaixo** (menos reativo que H). Escolha do cobre: é **inerte ao ácido** (não o corrói) — por isso tubagens, caldeiras e instrumentos de manuseamento de ácidos usam metais «abaixo do H» (ou ligas inoxidáveis).

8. (a) A ferrugem é eletroquímica: precisa do metal (ânodo) + do **agente oxidante** (O_2 , que aceita e^-) + do **eletrólito** (H_2O com iões — conduz). Sem água: sem eletrólito $\rightarrow$ sem circuito; sem ar: sem oxidante. Ambos isolados (parafuso a óleo/vácuo) = estagnação. (b) Ânodo: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$ — o ferro dissolve-se; os e^- migram e O_2 reduz-se: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ (ferrugem).

9. pintura $\rightarrow$ **barreira** · galvanização $\rightarrow$ barreira + **sacrificial** (o Zn cobre e ainda protege) · ânodo no navio $\rightarrow$ **protetor sacrificial** · aço inoxidável $\rightarrow$ **liga com camada protetora** (Cr_2O_3 passiva o superfície).

10. (a) No risco, Zn e Fe ficam em contacto no eletrólito (humidade) $\rightarrow$ **par galvânico**: Zn (mais reativo) oxida-se **preferencialmente** — é o ânodo sacrificial: protege mesmo «rasgado». (b) Com pintura, o risco **abre a porta**: o aço exposto corroi-se localmente (ponto de ataque). (c) Cascos de navios, tubagens enterradas, depósitos de água: o Zn/Mg consome-se lentamente (**precisa de substituição periódica** — «comem-se») — é o preço de proteger por sacrifício.

11. (a) Em Daniel, Zn oxida-se no ânodo (dá $2 e^-$) e Cu^{2+} reduz-se no catodo — os e^- só «chegam» um ao outro **por um fio externo** $\rightarrow$ fluxo ordenado de e^- = **corrente** (os iões fecham o circuito pela solução). (b) Carga = impor a reação **contrária** com corrente externa (reduzir o catodo/oxidar o ânodo, regenerando os reagentes); descarga = ela espontânea outra vez — o ox-red **invertível** (isso é um acumulador). (c) **Sim**: a respiração transfere e^- dos nutrientes (ex.: glicose, C alto n.o.x.) para O_2 (que se reduz a H_2O) — libertação gradual de energia para a célula.

12. Todos são **transferência de eletrões**: umas vezes a fogo (combustão: C/H doados $\rightarrow \text{O}_2$ reductor), umas vezes controladas numa pilha (e^- s obrigados a passar por fio $\rightarrow$ corrente) e umas vezes «por fora» na superfície do metal (ferrugem). A linguagem unificada é: **semirreações** (o que perde, o que ganha) $\rightarrow$ **n.o.x.** (prova aritmética) $\rightarrow$ **série eletroquímica** (previsão de quem reage com quem) $\rightarrow$ **aplicações** (pilha, proteção, indústria). É por ser **sobre eletrões**, não sobre substâncias, que o mesmo modelo serve um incêndio (combustão rápida), uma bateria (fluxo ordenado) e uma ponte a enferrujar (fluxo indesejado): muda o controlo, não o mecanismo.

Nota: quatro blocos — **n.o.x.** + **semirreações** · **ião-eletrão** · **série e previsão** · **corrosão/proteção** + **tecnologia**. Próxima ficha: solubilidade e Kps.