Redox em meio ácido e pilhas

12.º Ano | Química | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Determinar números de oxidação, acertar equações de oxidação-redução em meio ácido e construir o raciocínio de uma pilha: ânodo e catodo, semi-equações, sentido dos eletrões e força eletromotriz.

Revisão rápida

- **Números de oxidação:** soma das cargas formais; na oxidação *aumentam* (perda de eletrões), na redução *diminuem* (ganho de eletrões).
- **Acerto em meio ácido:** 1) equilibrar o elemento que muda de n.º de oxidação · 2) equilibrar O com **H_2O** · 3) equilibrar H com **H^+** · 4) equilibrar a carga com **eletrões** · 5) somar as semi-equações (igualar os eletrões).
- **Pilhas:** oxidação no **ânodo** (–) · redução no **catodo** (+) · eletrões correm do ânodo para o catodo *por fora* · $FEM = E°_{cat} - E°_{ân}$.
- **Célula de Daniell:** Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu → **FEM = 1,10 V**; a *ponte salina* fecha o circuito iónico e mantém a neutralidade das soluções.

Exercícios

1. Números de oxidação: a) Mn em MnO_4^- __ b) Fe em $FeCl_3$ __ c) S em H_2SO_4 __ d) Cr em $Cr_2O_7^{2-}$ __ — confirma cada um por soma de cargas.

2. Em $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$: a) o que se oxida e porque (n.º de oxidação)? b) o que se reduz? c) agente oxidante __ · redutor __ d) onde correm os eletrões nesta reação em meio homogéneo?

3. Redução do permanganato (passo a passo): a) Mn muda de +7 (MnO_4^-) para +2 (Mn^{2+}) — quantos eletrões ganha? __ b) escreve a semi-equação já equilibrada com H_2O, H^+ e eletrões: __ c) confirma a carga: (−1) + 8 − 5 = __ = +2 ✓

4. Porque se acrescentam H_2O e H^+ no acerto de equações em meio ácido? Liga cada espécie à sua função: H_2O → __ · H^+ → __ · e^- → __

© 2026 Estudantices

5. Acerta a reação completa em meio ácido: $MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + H_2O$ (escreve os coeficientes e confirma a soma das cargas de cada lado).

6. Acerta: $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O$ — a) semi-equação do dicromato b) coeficientes finais c) carga de cada lado: __

7. Pilhas — conceitos: a) em que eletrodo ocorre a oxidação? __ b) em que eletrodo ocorre a redução? __ c) sentido dos eletrões na ligação externa: do ___ ao ___ d) os catóions dirigem-se para o eletrodo ___ — porque?

8. Daniell: a) componentes: ânodo = __ em solução de __ · catodo = __ em solução de __ b) FEM = $E°_{cat} - E°_{ân}$ = __ c) para que serve a ponte salina? __

© 2026 Estudantices

9. Semi-equações da pilha: escreve a do ânodo, a do catodo e a reação global da célula de Daniell — confirma que as duas semi-equações somam a global.

10. Cálculo de FEM com pares da tabela (E°: Zn −0,76 · Fe −0,44 · H 0,00 · Cu +0,34 · Ag +0,80): a) Fe | Fe^{2+} || Cu^{2+} | Cu → __ b) Zn | Zn^{2+} || Ag^{+} | Ag → __ c) em qual a reação espontânea é mais favorável? __

11. V/F — corrige as falsas: a) «A oxidação ocorre no catodo.» ( ) b) «Os eletrões vão do ânodo para o catodo na ligação externa.» ( ) c) «A FEM resulta de $E°_{cat} - E°_{ân}$.» ( ) d) «Se a ponte salina faltar, a pilha para de funcionar em instantes.» ( ) e) «Na pilha, o ânodo é o eletrodo negativo.» ( )

12. Produção: descreve em 3 frases o funcionamento da pilha de Daniell: o que acontece ao zinco, por que sentido correm os eletrões e que papel desempenha a ponte salina.

© 2026 Estudantices

Soluções — Redox em meio ácido e pilhas

1. a) O = −2 × 4 = −8 → Mn = **+7** b) Cl = −1 × 3 = −3 → Fe = **+3** c) H = +1 × 2, O = −2 × 4 → S = **+6** d) O = −2 × 7 = −14 → 2Cr = +12 → Cr = **+6**.

2. a) **o ferro** — Fe(0) → Fe^{2+}(+2): o n.º de oxidação aumenta, logo perde 2 eletrões b) **Cu^{2+}** — Cu(+2) → Cu(0) c) agente oxidante: **Cu^{2+}** · redutor: **Fe** d) (modelo) Os eletrões passam diretamente do ferro para os iões Cu^{2+} em contacto com a sua superfície — é uma reação heterogénea sem fio externo.

3. a) **5 eletrões** (+7 → +2) b) $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ c) (−1) + 8 − 5 = **+2** ✓ — carga igual à do Mn^{2+}.

4. H_2O → **equilibrar os átomos de oxigénio** · H^+ → **equilibrar os átomos de hidrogénio** · e^- → **equilibrar a carga total** (em meio ácido usa-se H^+ e não OH^-).

5. Coeficientes: **1, 5, 8 → 1, 5, 4**: $MnO_4^- + 5Fe^{2+} + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5Fe^{3+} + 4H_2O$. Cargas: lado esquerdo = −1 + 10 + 8 = **+17** · lado direito = +2 + 15 = **+17** ✓. Conferência de átomos: Mn 1 · Fe 5 · O 4 · H 8 ✓.

6. a) $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ (cada Cr de +6 a +3 ganha 3 e^-; 2 Cr = 6 e^-) b) **1, 6, 14 → 2, 6, 7** c) carga: −2 + 12 + 14 = **+24** · 2×(+3) + 6×(+3) = **+24** ✓.

7. a) **ânodo** b) **catodo** c) do **ânodo para o catodo** d) para o **catodo** — aí são consumidos na redução e a solução ficaria carregada sem esse suprimento de catóions.

8. a) ânodo: **zinco** em **Zn^{2+}** · catodo: **cobre** em **Cu^{2+}** b) FEM = 0,34 − (−0,76) = **1,10 V** c) (modelo) Fecha o circuito *iónico*: deixam de sair iões de uma metade e entrar na outra sem contrapartida — sem ela, a carga acumulava-se e a corrente parava.

9. ânodo: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ · catodo: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ · global: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ — os eletrões cancelam-se ao somar ✓ (é a reação espontânea com E° = 1,10 V).

10. a) 0,34 − (−0,44) = **0,78 V** b) 0,80 − (−0,76) = **1,56 V** c) **(b)** — maior FEM, maior tendência espontânea.

11. a) **F** — no ânodo (é ele que perde eletrões) b) **V** c) **V** d) **V** — sem condução iónica as cargas param-se a acumular e cessa a corrente e) **V** — por convenção: ânodo = eletrodo negativo da pilha.

12. (modelo) O zinco do ânodo oxida-se (Zn → Zn^{2+} + 2e^-) e os eletrões seguem pelo fio externo até ao catodo, onde os iões Cu^{2+} se reduzem e o cobre se deposita. A corrente mantém-se porque a ponte salina deixa entrar iões em cada metade, preservando a neutralidade das soluções. Assim a reação espontânea Zn + Cu^{2+} → Zn^{2+} + Cu converte energia química em elétrica, com FEM de 1,10 V.

© 2026 Estudantices