Potenciais padrão e série eletroquímica

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

Competências que desenvolve: Ler a série eletroquímica de potenciais padrão de redução, calcular o potencial padrão de uma célula, prever a espontaneidade de reações de oxidação-redução e identificar os eletrodos de uma pilha a partir dos seus potenciais.

Revisão rápida — potenciais padrão de redução (25 °C)

Par (redução)	Li^+/Li	Zn^{2+}/Zn	Fe^{2+}/Fe	H^+/H_2	Cu^{2+}/Cu	Ag^+/Ag
E° (V)	−3,04	−0,76	−0,44	0,00	+0,34	+0,80

- **E° mais negativo** → o metal é *bom redutor* (oxida-se facilmente) · **E° mais positivo** → a espécie reduzida é *pobre como redutor* (metal «nobre»).
- **Potencial de célula:** $E°_{célula} = E°_{catodo} - E°_{ânodo}$ · **E° > 0** → reação espontânea na direção escrita · E° < 0 → inverte-se a direção.
- **Referência:** o par H^+/H_2 vale **0,00 V** por definição — é contra ele que todos os outros são medidos.

Exercícios

1. Com a tabela: a) ordena por *nobreza crescente* (E° crescente): Zn, Cu, Fe, Ag → __ b) qual dos metais se oxida mais facilmente? __ c) que par tem o E° mais negativo? __ d) porque é que o ouro não corrói em condições normais?

2. Célula de Daniell (Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu): a) identifica ânodo e catodo b) calcula $E°_{célula} = E°_{cat} - E°_{ân}$ c) a reação é espontânea? __ — o que indica o sinal?

3. Previsão da espontaneidade — escreve E° para cada reação e classifica (espontânea / não espontânea): a) Fe + Cu^{2+} → Fe^{2+} + Cu: E° = __ → __ b) Cu + $2Ag^+$ → Cu^{2+} + 2Ag: E° = __ → __ c) 2Ag + Zn^{2+} → $2Ag^+$ + Zn: E° = __ → __

4. Num par Zn/Zn^{2+} e Cu/Cu^{2+}: a) qual é o ânodo (E° mais negativo)? __ b) qual é o catodo? __ c) se invertermos os papéis, o que acontece ao sinal de E°?

© 2026 Estudantices

5. Calcula $E°_{célula}$ (ânodo primeiro): a) Fe | Fe^{2+} || Cu^{2+} | Cu: __ b) Zn | Zn^{2+} || Ag^{2+} | Ag: __ c) Cu | Cu^{2+} || Ag^{+} | Ag: __ — em qual das três a tendência é maior?

6. Teste do sinal: a) Fe + Cu^{2+} → Fe^{2+} + Cu: $E°$ = 0,78 V — espontânea? __ b) o processo inverso, Cu + Fe^{2+} → Fe + Cu^{2+}, tem $E°$ = __ — é espontâneo? __ c) que conclusão tiras sobre pares inversos?

7. Reatividade em meio aquoso: a) qual se oxida primeiro: Zn, Fe ou Cu? __ b) V/F: «$E°$ mais negativo corresponde ao melhor redutor.» ( ) c) um ferro mergulhado em solução de sulfato de cobre fica coberto de cobre? __ — justifica com $E°$.

8. Um par Fe/Ag apresenta $E°_{célula}$ = 1,24 V. a) identifica ânodo e catodo b) escreve a reação global c) em que condição o ferro ficaria *catodo* e deixaria de se oxidar? — dá um exemplo concreto.

© 2026 Estudantices

9. Notação de pilha: a) escreve a notação da célula de Daniell b) porque é que o ânodo se escreve sempre à esquerda? c) o que representam as barras dupla e simples? (| e ||)

10. Referência de hidrogénio: a) porque é que o par H^+/H_2 é definido como 0,00 V? b) o que significa um E° *negativo* face a essa referência? c) um metal com E° negativo tende a ganhar ou a perder eletrões? __

11. Cálculo inverso: uma célula tem catodo de prata (E° = +0,80 V) e $E°_{célula}$ = 1,24 V. a) calcula o E° do ânodo b) de que metal se trata (usa a tabela)? c) escreve a reação global.

12. Produção: explica em 3 frases como a série eletroquímica permite prever quem se oxida numa reação entre dois metais, e como esse mesmo critério explica a corrosão galvânica.

© 2026 Estudantices

Soluções — Potenciais padrão e série eletroquímica

1. a) **Zn (−0,76) < Fe (−0,44) < Cu (+0,34) < Ag (+0,80)** b) o **zinco** (E° mais negativo dos quatro) c) **Zn^{2+}/Zn**… o par da tabela com E° mais negativo é **Li^{+}/Li (−3,04 V)** — o lítio é o melhor redutor d) (modelo) O ouro tem E° muito positivo (Au^{3+}/Au = +1,50 V): na prática nenhum agente oxidante comum o oxida, por isso permanece metálico.

2. a) ânodo = **zinco** (oxida-se) · catodo = **cobre** (reduz-se) b) E° = 0,34 − (−0,76) = **1,10 V** c) **sim** — E° > 0: a reação tal como está escrita é espontânea.

3. a) E° = 0,34 − (−0,44) = **0,78 V → espontânea** b) E° = 0,80 − 0,34 = **0,46 V → espontânea** c) E° = −0,76 − 0,80 = **−1,56 V → não espontânea** (a prata não substitui o zinco).

4. a) **Zn** (E° = −0,76 V, o mais negativo) b) **Cu** (+0,34 V) c) o sinal **inverte**: E° passaria a −1,10 V e a reação reversa seria a espontânea.

5. a) 0,34 − (−0,44) = **0,78 V** b) 0,80 − (−0,76) = **1,56 V** c) 0,80 − 0,34 = **0,46 V** — a tendência é maior em **(b)** (maior E°).

6. a) **sim** b) E° = −0,78 V → **não** c) (modelo) Os pares inversos dão E° de igual módulo e sinal oposto: só um dos sentidos é espontâneo.

7. a) **o zinco** (−0,76 V < −0,44 V < +0,34 V) b) **V** c) **sim** — Fe + Cu^{2+} tem E° = +0,78 V: o ferro doa eletrões ao Cu^{2+}, que se deposita como cobre metálico (o ferro corrói-se nesse processo).

8. a) ânodo = **ferro** (E° = −0,44 V) · catodo = **prata** (+0,80 V) b) $Fe + 2Ag^{+} \rightarrow Fe^{2+} + 2Ag$ c) (modelo) O ferro é catodo quando é forçado a receber eletrões — na proteção catódica, ligando-o a um metal *mais ativo* (Zn) ou impondo corrente: a oxidação desloca-se para o anodo externo.

9. a) $Zn(s) \mid Zn^{2+}(aq) \parallel Cu^{2+}(aq) \mid Cu(s)$ b) por convenção escreve-se o ânodo à esquerda — é ele que cede eletrões c) **|** = fronteira fase/eletrodo · **||** = ponte salina (contacto iónico entre as duas metades).

10. a) (modelo) É o eletrodo de referência universal: escolhe-se arbitrariamente zero e mede-se tudo em relação a ele b) que a redução é menos favorável do que a do H^{+} — logo o metal correspondente é um redutor mais forte c) **perder** eletrões (oxidar-se).

11. a) $E^{\circ}_{\text{ân}} = E^{\circ}_{\text{cat}} - E^{\circ}_{\text{cél}} = 0{,}80 - 1{,}24 =$ **−0,44 V** b) **ferro** (Fe^{2+}/Fe) c) $Fe + 2Ag^{+} \rightarrow Fe^{2+} + 2Ag$.

12. (modelo) A série ordena a tendência de cada espécie para receber ou perder eletrões: numa reação entre dois metais, é sempre o de E° mais negativo que se oxida. Esse critério é exatamente o da corrosão galvânica — no par Zn/Fe o zinco é ânodo e sacrifica-se, enquanto o ferro, catodo, fica protegido. Quando o par é invertido (Fe/Cu), é o ferro que se oxida e a corrosão acelera.

© 2026 Estudantices