Ficha — Pilha, FEM e Série Eletroquímica

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

Competências que desenvolve: Ler o esquema de uma pilha (ânodo, catodo, ponte salina, sentido dos eletrões), escrever as semi-equações de uma pilha galvânica, calcular a força eletromotriz a partir da série de potenciais padrão e prever a espontaneidade de uma reação de oxidação-redução.

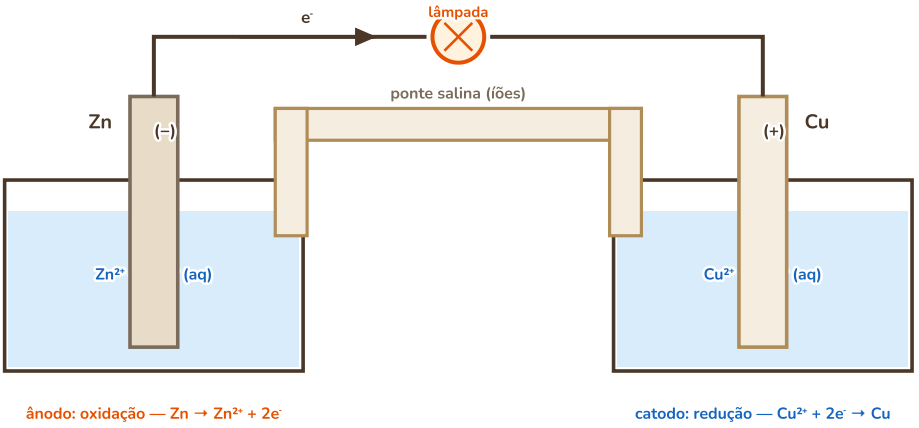


Figura 7 — Pilha Daniell (Zn/Cu): o zinco cede eletrões que chegam ao cobre pela fiação; os iões da ponte salina mantêm a neutralidade em cada copo.

1. Leitura da Figura 7: a) identifica ânodo e catodo b) para onde fluem os eletrões no fio? c) em qual dos eletrodos ocorre a oxidação e em qual a redução?

2. Escreve as semi-equações de cada copo e a equação global da pilha; confirma o equilíbrio de Zn, Cu e carga.

3. Mudança de massa: após funcionar durante algum tempo, o eletrodo de zinco ___ (ganha/perde) massa e o de cobre ___. Justifica com as semi-equações do exercício 2.

© 2026 Estudantices

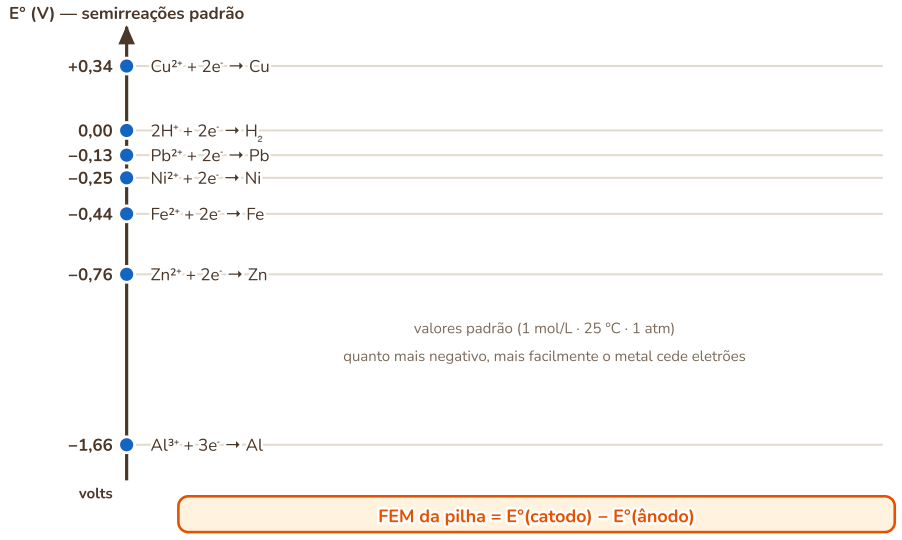


Figura 8 — Escala de potenciais padrão de redução: os valores acima de −0,44 V identificam espécies que se reduzem mais facilmente do que o ferro.

4. Calcula a FEM com a Figura 8: a) pilha Zn/Cu: ___ V b) pilha Fe/Cu: ___ V (usa FEM = E°(catodo) − E°(ânodo) e confirma com a equação da caixa laranja).

5. Ponte salina: a) que função cumpre (2 pontos: fechar o circuito e manter a neutralidade) b) o que aconteceria à pilha se fosse retirada?

6. Espontaneidade: reação A: Ni dissolvido por iões de cobre; reação B: inversa. Com os valores da Figura 8, qual é espontânea e porquê? Calcula a FEM da espontânea.

7. Para a pilha Pb/Ni (catodo = chumbo, ânodo = níquel): a) calcula a FEM b) identifica o eletrodo onde o metal se dissolve.

© 2026 Estudantices

8. Zinco a proteger ferro: com $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V e $E°(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V, explica porque é que o zinco é o metal que se oxida quando os dois estão em contacto — e onde ficam os eletrões do ferro.

9. Três pilhas, três FEM (catodo/ândo indicados): a) catodo Pb, ânodo Zn → ___ V b) catodo Ni, ânodo Al → ___ V c) catodo Cu, ânodo Ni → ___ V.

10. O paradoxo do alumínio: $E°(Al^{3+}/Al) = -1{,}66$ V sugere reatividade altíssima, mas estruturas de alumínio duram décadas. Explica com a noção de *camada passiva*.

11. Condições padrão: os valores da Figura 8 valem para 1 mol/L, 25 °C e 1 atm. a) se a concentração de Cu^{2+} fosse muito inferior à de 1 mol/L, a FEM da pilha tende a subir ou a descer? (dica: menos Cu^{2+} para reduzir) b) porque é que os manuais citam sempre «valores padrão»?

12. Produção: uma pilha sólida Al/Cu daria 2,00 V, mas as pilhas de uma casa entregam 1,5 V cada. Desenvolve em 3 frases porque é que se ligam várias células *em série* e o que se soma nesse arranjo.

© 2026 Estudantices

Soluções — Pilha, FEM e Série Eletroquímica

1. a) ânodo = **zinco (–)** · catodo = **cobre (+)** b) do zinco para o cobre — **através do fio e da lâmpada**, no sentido indicado c) oxidação no **ânodo (Zn)**, redução no **catodo (Cu)** — ânodo é sempre onde ocorre a oxidação.

2. copo do zinco: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ · copo do cobre: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ · global: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ — Zn: 1 = 1 ✓ · Cu: 1 = 1 ✓ · carga: 2+ = 2+ ✓.

3. zinco **perde** massa (os átomos entram em solução como Zn^{2+}) · cobre **ganha** massa (os iões Cu^{2+} recebem eletrões e depositam-se no eletrodo).

4. a) FEM = 0,34 − (−0,76) = **1,10 V** b) FEM = 0,34 − (−0,44) = **0,78 V** — em ambos o cobre é catodo (valor mais positivo) e o metal (Zn ou Fe) é o ânodo.

5. a) permite a passagem de iões entre os dois copos, **fechando o circuito** por dentro, e **neutraliza as cargas** que se acumulam em cada solução (ânoes para o copo do ânodo, cátions para o do catodo) b) sem ponte o circuito abre-se: a corrente pára e a lâmpada apaga-se.

6. é espontânea a **A**: $Ni + Cu^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Cu$ — porque Cu^{2+} tem E° positivo (0,34 V) e tende a receber eletrões, enquanto o níquel (−0,25 V) cede-os. FEM = 0,34 − (−0,25) = **0,59 V** (positiva → espontânea). A reação B teria FEM = −0,59 V e não ocorre espontaneamente.

7. a) FEM = −0,13 − (−0,25) = **0,12 V** b) dissolve-se o **ânodo (níquel)**: $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$.

8. O zinco tem E° **mais negativo** (−0,76 V vs −0,44 V): cede eletrões com mais facilidade, logo é o **anodo** e dissolve-se. Os eletrões passam para o ferro, que fica **catodo** — com eletrões a mais, o ferro não se oxida (é a base da proteção catódica).

9. a) −0,13 − (−0,76) = **0,63 V** b) −0,25 − (−1,66) = **1,41 V** c) 0,34 − (−0,25) = **0,59 V**.

10. (modelo) À superfície o alumínio forma rapidamente uma camada fina de **Al_2O_3 contínua e aderente** que isola o metal (passivação). Embaixo dessa camada a reação é bloqueada — o valor de E° só se cumpre onde o metal está exposto, e a camada não o deixa.

11. a) **descer** — há menos Cu^{2+} para receber eletrões: a semirreação do catodo torna-se menos favorável e a diferença de potencial diminui b) porque os potenciais dependem das condições (concentração, temperatura, pressão): sem um padrão fixo os valores não seriam comparáveis entre si nem entre manuais.

12. (modelo) Ligar células em série faz com que a **mesma corrente** atravesse todas elas, e as tensões **somam-se** ao longo do circuito. Assim, três células de 1,5 V entregam 4,5 V para o mesmo aparelho. É a razão pelas quais uma pilha AA (1,5 V) e uma pilha de 9 V (6 células em série) convivem no mesmo mundo — muda o arranjo, não a célula base.

© 2026 Estudantices