



Eletroquímica ENEM — Caderno do aluno

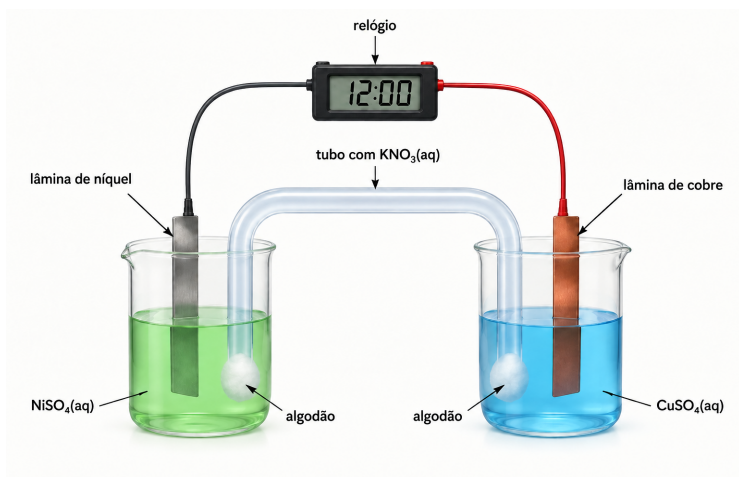
PARTE 1 — CADERNO DO ALUNO

CIÊNCIAS DA NATUREZA E SUAS TECNOLOGIAS

QUESTÃO 01

Um kit de demonstração alimenta um pequeno relógio digital com uma pilha montada em dois béqueres. Em um deles, uma lâmina de níquel está mergulhada em solução de sulfato de níquel(II); no outro, uma lâmina de cobre está mergulhada em solução de sulfato de cobre(II). As lâminas estão ligadas ao relógio por fios, e as soluções estão unidas por um tubo preenchido com solução de nitrato de potássio e fechado com algodão nas extremidades, conforme a figura.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



Após algumas horas de funcionamento, a lâmina de níquel apresentava massa menor que a inicial, e a lâmina de cobre estava recoberta por um depósito avermelhado. Quando o tubo com nitrato de potássio foi retirado, o relógio parou, embora os fios continuassem conectados.

O relógio parou após a retirada do tubo porque deixou de ocorrer a

- A) passagem de elétrons de uma solução para a outra através do tubo, que fechava o circuito.
- B) migração de íons que compensava as cargas geradas pela oxidação do níquel e pela redução dos íons cobre.
- C) passagem de elétrons da lâmina de cobre, polo positivo da pilha, para a lâmina de níquel pelos fios.
- D) redução do níquel metálico, processo que liberava os elétrons conduzidos pelos fios até o relógio.
- E) migração de íons níquel até a lâmina de cobre, sobre a qual eles formavam o depósito observado.

QUESTÃO 02

Uma equipe testa pares de eletrodos para montar um acumulador recarregável. O projeto exige que, na descarga, a diferença de potencial seja de, no mínimo, 1,00 V e que, na recarga, uma fonte externa restabeleça os eletrodos originais. O quadro apresenta os potenciais-padrão de redução das semirreações envolvidas e o comportamento de cada eletrodo observado em ciclos de carga e descarga de protótipos.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Semirreação	E° (V)	Comportamento na recarga
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76	depósito irregular, com perda de material do eletrodo
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25	eletrodo restabelecido
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13	eletrodo restabelecido
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34	eletrodo restabelecido
$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80	eletrodo restabelecido

Considere as condições-padrão, a temperatura de 25 °C e um acumulador sem perdas internas.

Atende às exigências do projeto o acumulador formado por

- A) chumbo e prata, com oxidação do chumbo na descarga e redução dos íons chumbo na recarga.
- B) cobre e prata, com oxidação do cobre na descarga e redução dos íons cobre na recarga.
- C) níquel e prata, com oxidação do níquel na descarga e redução dos íons prata na recarga.
- D) níquel e prata, com oxidação do níquel na descarga e redução dos íons níquel na recarga.
- E) zinco e cobre, com oxidação do zinco na descarga e redução dos íons zinco na recarga.

QUESTÃO 03

Um fabricante de suportes metálicos para uso externo quer comparar duas tintas anticorrosivas, X e Y, aplicadas sobre o mesmo tipo de aço. Para isso, analisou cinco protocolos de ensaio em câmara de névoa salina, todos com três chapas pintadas de mesma área para cada tinta, que recebem um corte padronizado capaz de expor o aço ao meio. As chapas são pesadas antes da pintura.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Protocolo	Temperatura (°C) X / Y	Tempo de exposição (h) X / Y	NaCl na névoa (% em massa) X / Y	Grandeza medida ao final
I	35 / 35	240 / 480	5 / 5	perda de massa do aço, após remoção da tinta e dos produtos de corrosão
II	35 / 35	480 / 480	5 / 5	variação de massa da chapa pintada, sem remoção dos produtos de corrosão
III	35 / 35	480 / 480	3 / 5	perda de massa do aço, após remoção da tinta e dos produtos de corrosão
IV	35 / 45	480 / 480	5 / 5	perda de massa do aço, após remoção da tinta e dos produtos de corrosão
V	35 / 35	480 / 480	5 / 5	perda de massa do aço, após remoção da tinta e dos produtos de corrosão

O protocolo que fornece uma comparação válida entre as duas tintas quanto à proteção do aço é o

- A) I
- B) II
- C) III
- D) IV
- E) V

QUESTÃO 04

Um trecho de tubulação de aço enterrado em solo úmido apresenta pontos de corrosão nos locais em que o revestimento plástico foi danificado durante a instalação. A empresa responsável busca uma intervenção que mantenha o aço protegido mesmo nos locais onde o revestimento venha a sofrer novos danos. O quadro apresenta os potenciais-padrão de redução de metais disponíveis para a obra.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Semirreação	E° (V)
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34

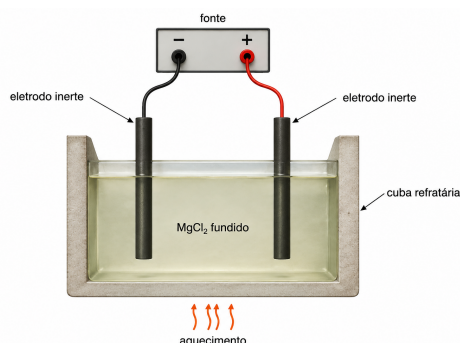
A intervenção capaz de preservar o aço nessas condições consiste em

- A) ligar a tubulação, por meio de um cabo, a blocos de magnésio enterrados no mesmo solo.
- B) ligar a tubulação, por meio de um cabo, a blocos de cobre enterrados no mesmo solo.
- C) enterrar blocos de magnésio junto à tubulação, sem ligação elétrica entre os blocos e ela.
- D) ligar a tubulação ao polo positivo de uma fonte cujo polo negativo está ligado ao solo.
- E) recobrir com estanho o aço exposto nos pontos danificados e refazer o revestimento plástico.

QUESTÃO 05

Em uma unidade de produção de magnésio, cloreto de magnésio anidro é aquecido até a fusão e submetido a corrente elétrica contínua em uma cuba com eletrodos inertes, conforme a figura. Durante o processo, forma-se magnésio metálico junto a um dos eletrodos e gás cloro junto ao outro.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



Eletroquímica ENEM — Caderno do aluno

Em um teste anterior, a mesma corrente foi aplicada a uma solução aquosa de cloreto de magnésio, também com eletrodos inertes. Nesse caso, houve desprendimento de gás no eletrodo ligado ao polo negativo da fonte, e nenhum metal se formou. A obtenção do metal exige o uso do sal fundido porque, nesse meio,

- A) os íons cloreto deixam de competir com os íons magnésio pela redução no polo negativo.
- B) os íons magnésio migram para o polo positivo, onde recebem os elétrons fornecidos pela fonte.
- C) os íons magnésio são a espécie que recebe elétrons no polo negativo, sem a concorrência da água.
- D) os elétrons atravessam o líquido de um eletrodo ao outro, o que não acontece na solução aquosa.
- E) a ausência de água torna espontânea a decomposição do sal, e a corrente apenas acelera o processo.

QUESTÃO 06

Uma solução aquosa de sulfato de sódio, com algumas gotas de fenolftaleína, foi submetida à eletrólise com eletrodos de platina. Durante o processo, observou-se liberação de gás nos dois eletrodos e o aparecimento de cor rosa ao redor do eletrodo ligado ao polo negativo da fonte, enquanto a solução ao redor do outro eletrodo permaneceu incolor. A fenolftaleína é incolor em meio ácido ou neutro e rosa em meio básico.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

As semirreações que representam as transformações ocorridas nos eletrodos ligados aos polos negativo e positivo da fonte são, respectivamente,

- A) $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$ e $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
- B) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$ e $2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
- C) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$ e $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
- D) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$ e $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
- E) $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$ e $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$

QUESTÃO 07

Uma oficina deposita uma camada de níquel sobre contatos elétricos de latão para reduzir o desgaste e a oxidação de sua superfície. Um lote de contatos foi ligado ao polo negativo de uma fonte e mergulhado em solução de sulfato de níquel(II). A área total a ser recoberta no lote é de 120 cm^2 , e a deposição pode ser considerada uniforme. O quadro reúne os dados do processo.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Parâmetro	Valor
Corrente elétrica	2,0 A
Tempo de deposição	30 min
Rendimento de corrente (fração da carga usada na deposição do níquel)	80%
Semirreação no cátodo	$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$
Massa molar do níquel	58,7 g/mol
Densidade do níquel	8,9 g/cm ³
Constante de Faraday	96 500 C/mol

Considere $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$.

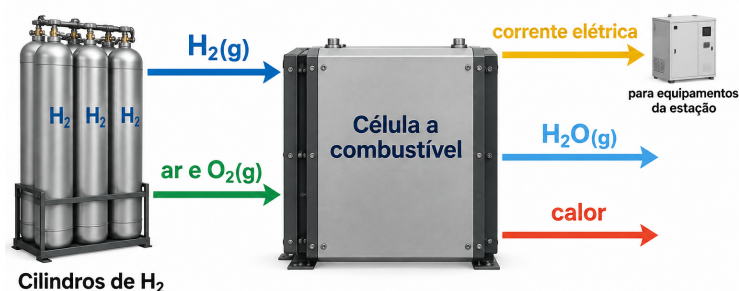
A espessura média da camada de níquel depositada, em micrômetro, é mais próxima de

- A) 0,14
- B) 0,82
- C) 8,2
- D) 10
- E) 16

QUESTÃO 08

Uma estação de monitoramento ambiental, instalada em área isolada, é abastecida por painéis solares durante o dia. Para o período noturno, avalia-se o uso de uma célula a combustível alimentada com hidrogênio, armazenado em cilindros, e com oxigênio do ar, conforme o esquema. Durante o funcionamento, a célula fornece corrente elétrica aos equipamentos e libera vapor de água e calor.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.



Essa célula é adequada ao suprimento noturno da estação porque

- A) converte diretamente a energia química do hidrogênio em energia elétrica enquanto recebe os reagentes.
- B) queima o hidrogênio para aquecer a água, cujo vapor movimenta um gerador acoplado à célula.
- C) emprega o hidrogênio como catalisador, que permanece inalterado e dispensa reposição durante o uso.
- D) regenera o hidrogênio a partir da água formada, o que mantém constante a quantidade armazenada.
- E) dispensa emissões de gases de efeito estufa também na produção do hidrogênio que ela consome.

QUESTÃO 09

Uma indústria que consome hidrogênio estuda substituir o hidrogênio obtido por reforma do gás natural pelo hidrogênio produzido por eletrólise da água. A troca só será feita se reduzir as emissões de gases de efeito estufa, contabilizadas da extração das matérias-primas até a entrega do hidrogênio, para a mesma massa de produto. O quadro apresenta as estimativas usadas no estudo, em CO₂e equivalente (CO₂e).

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Rota	Item considerado	Valor
Reforma do gás natural	CO ₂ liberado na unidade de reforma	8,5 kg CO ₂ e por kg de H ₂
Reforma do gás natural	Extração e transporte do gás natural	1,5 kg CO ₂ e por kg de H ₂
Eletrólise da água	Consumo de eletricidade	50 kWh por kg de H ₂
Eletrólise da água	Tratamento da água, transporte do H ₂ e fabricação dos equipamentos	2,5 kg CO ₂ e por kg de H ₂

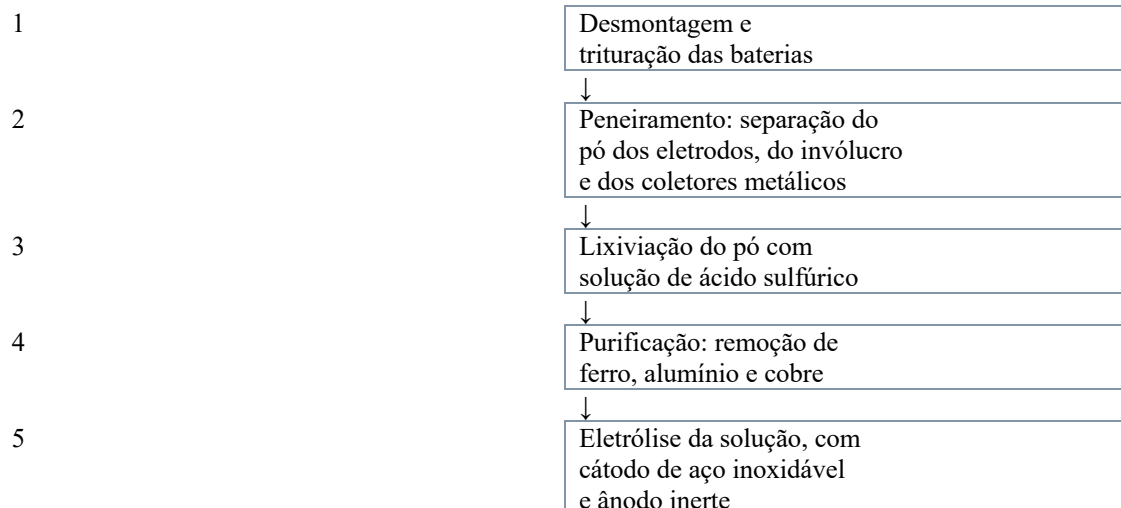
Para que a troca seja vantajosa, a emissão associada à eletricidade usada na eletrólise, em quilograma de CO₂e por quilowatt-hora, deve ser inferior a

- A) 0,12
- B) 0,15
- C) 0,20
- D) 0,25
- E) 6,7

QUESTÃO 10

Em uma unidade de reciclagem, baterias de íons lítio cujo material do cátodo contém óxidos de níquel e de manganês passam pelas etapas do fluxograma. Ao final da etapa 4, a solução contém íons níquel(II), manganês(II) e lítio; nas condições da etapa 5, os íons lítio não se reduzem.

Situação hipotética elaborada para fins didáticos.

Eletroquímica ENEM — Caderno do aluno

Nas condições da etapa 5, cada metal começa a se depositar quando o potencial do cátodo é igual ou inferior aos valores a seguir, medidos em relação a um mesmo eletrodo de referência: níquel, $-0,45$ V; manganês, $-1,30$ V. Considere desprezível a formação de gás hidrogênio no cátodo.

O níquel é obtido na forma metálica, sem manganês, na

- A) etapa 2, pela separação entre o pó dos eletrodos, o invólucro e os coletores.
- B) etapa 3, pela transferência do níquel contido no pó para a solução ácida.
- C) etapa 5, sobre o ânodo, com o potencial desse eletrodo mantido em $-0,80$ V.
- D) etapa 5, sobre o cátodo, com o potencial desse eletrodo mantido em $-0,80$ V.
- E) etapa 5, sobre o cátodo, com o potencial desse eletrodo mantido em $-1,50$ V.

GABARITO

Questão	01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
Gabarito	B	D	E	A	C	E	C	A	B	D

RESOLUÇÕES

RESOLUÇÃO 01

A perda de massa da lâmina de níquel indica que o metal passa para a solução na forma de íons: $\text{Ni(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ (oxidação; essa lâmina é o ânodo, polo negativo da pilha). O depósito avermelhado sobre a lâmina de cobre é cobre metálico formado a partir dos íons da solução: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ (redução; cátodo, polo positivo). Reação global: $\text{Ni(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. Os elétrons liberados pelo níquel percorrem os fios, passam pelo relógio e chegam à lâmina de cobre. Com o funcionamento, a solução do béquer do níquel passa a receber cátions Ni^{2+} , e a do béquer do cobre perde cátions Cu^{2+} (sobram íons SO_4^{2-}). O tubo com KNO_3 (ponte salina) permite que íons NO_3^- migrem para o béquer do níquel e íons K^+ migrem para o béquer do cobre, mantendo as duas soluções eletricamente neutras.

Sem o tubo, o acúmulo de carga positiva em uma solução e de carga negativa na outra se opõe à continuação das semirreações, e a corrente cessa, ainda que o circuito metálico permaneça fechado.

Justificativa das alternativas:

A — Atribui ao tubo o transporte de elétrons. Elétrons percorrem apenas os condutores metálicos (lâminas e fios); no tubo, a condução é feita por íons.

B — Correta. A migração dos íons do tubo mantém a neutralidade das soluções, condição para que a oxidação do níquel e a redução dos íons cobre prossigam.

C — Inverte o sentido do fluxo eletrônico: os elétrons saem do níquel, que se oxida (polo negativo), e chegam ao cobre. O erro vem de aplicar ao elétron o sentido convencional da corrente, do polo positivo para o negativo pelo circuito externo.

D — Confunde o papel do níquel: ele é o agente redutor e, por isso, sofre oxidação. A perda de massa e a liberação de elétrons indicam oxidação, não redução.

E — O depósito é de cobre, formado pelos íons Cu^{2+} da própria solução do béquer do cobre. Os íons Ni^{2+} permanecem em solução e não se reduzem nesse sistema.

01 – Gabarito B

RESOLUÇÃO 02

Na descarga, o eletrodo de menor potencial de redução sofre oxidação (ânodo) e o de maior potencial sofre redução (cátodo). A diferença de potencial é $\Delta E^\circ = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ânodo})$, sem multiplicar os potenciais pelos coeficientes, pois E° é grandeza intensiva.

Pares com eletrodos restabelecidos na recarga (o zinco fica excluído): Ni/Pb: 0,12 V; Ni/Cu: 0,59 V; Ni/Ag: 0,80 – (–0,25) = 1,05 V; Pb/Cu: 0,47 V; Pb/Ag: 0,93 V; Cu/Ag: 0,46 V. Apenas o par níquel–prata atinge 1,00 V.

Descarga: $\text{Ni(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ e $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag(s)}$; global: $\text{Ni(s)} + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag(s)}$, $\Delta E^\circ = +1,05\text{ V}$. Na recarga, a fonte externa força o sentido inverso: os íons Ni^{2+} são reduzidos a níquel metálico e a prata é oxidada a Ag^+ , o que restabelece os eletrodos originais.

Justificativa das alternativas:

A — Resulta de multiplicar o potencial da prata por 2 ao igualar os elétrons: $2 \times 0,80 - (-0,13) = 1,73\text{ V}$. Como E° é intensivo, a diferença real é 0,93 V, abaixo do mínimo exigido.

B — Resulta de somar os potenciais de redução tabelados: $0,34 + 0,80 = 1,14\text{ V}$. A diferença correta é $0,80 - 0,34 = 0,46\text{ V}$, insuficiente.

C — Mantém na recarga o mesmo sentido da descarga, como se a fonte apenas reforçasse a corrente. Para restabelecer os eletrodos, a fonte precisa inverter as semirreações: a prata é oxidada e os íons níquel são reduzidos.

D — Correta. O par níquel–prata fornece 1,05 V e tem os dois eletrodos restabelecidos; na recarga, os íons níquel voltam a níquel metálico.

E — Atende ao critério de tensão (1,10 V), mas o eletrodo de zinco não é restabelecido na recarga, conforme o quadro.

02 – Gabarito D

RESOLUÇÃO 03

Para atribuir à tinta a diferença de desempenho, todas as demais condições que influenciam a corrosão precisam ser iguais para X e Y: área das chapas, tempo de exposição, temperatura e concentração do eletrólito (NaCl). Além disso, a grandeza medida precisa refletir a quantidade de aço oxidado.

Os produtos de corrosão do ferro (óxidos e hidróxidos hidratados) ficam aderidos à chapa e contêm oxigênio e água incorporados; por isso, a massa da chapa sem a remoção desses produtos não mede o metal perdido e pode até aumentar. A medida adequada é a perda de massa do próprio aço, determinada após remoção padronizada da tinta e dos produtos de corrosão.

O protocolo V mantém tempo, temperatura e salinidade iguais e mede a perda de massa após a remoção dos produtos de corrosão.

Justificativa das alternativas:

A — Expõe Y pelo dobro do tempo; a maior perda de massa de Y poderia decorrer apenas do tempo, não da tinta.

B — Mantém as condições iguais, mas mede a massa com os produtos de corrosão aderidos, que incorporam oxigênio e água e mascaram a perda de metal.

C — Usa névoa menos salina para X; a menor concentração de eletrólito reduz a corrosão e se confunde com o efeito da tinta.

D — Ensaia Y a temperatura mais alta; o aumento de temperatura acelera a corrosão, e o efeito se confunde com o da tinta.

E — Correta. Único protocolo em que só a tinta varia e a grandeza medida corresponde ao aço efetivamente corroído.

03 – Gabarito E

RESOLUÇÃO 04

O magnésio tem o menor potencial de redução do quadro ($-2,37$ V, abaixo dos $-0,44$ V do ferro); portanto, oxida-se com mais facilidade que o ferro. Ligado à tubulação por um cabo e em contato com o solo úmido (eletrólito), ele atua como ânodo de sacrifício: $\text{Mg(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$.

Os elétrons chegam à tubulação pelo cabo e a mantêm como cátodo, onde ocorre a redução de espécies do meio (por exemplo, $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)} + 4 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$), e não a oxidação do ferro. A proteção independe da integridade do revestimento, porque depende apenas do contato elétrico e do eletrólito.

Justificativa das alternativas:

A — Correta. O magnésio, metal mais facilmente oxidável que o ferro, ligado eletricamente à tubulação e em contato com o solo úmido, sofre oxidação em seu lugar.

B — O cobre tem potencial de redução maior que o do ferro. Ligado à tubulação, torna o aço o ânodo do par e acelera sua corrosão. O erro é supor que o metal mais resistente à corrosão protege o outro.

C — Usa o metal adequado, mas sem ligação elétrica não há circuito: os elétrons do magnésio não chegam ao aço, e cada metal corrói de forma independente.

D — Inverte a polaridade da proteção por corrente impressa: ligada ao polo positivo, a tubulação passa a ser o ânodo de uma eletrólise, e a oxidação do ferro é forçada.

E — O estanho protege apenas como barreira enquanto está íntegro. Em novos danos, o ferro exposto, de menor potencial de redução, torna-se o ânodo do par ferro–estanho e corrói mais rapidamente.

04 – Gabarito A

RESOLUÇÃO 05

No sal fundido, as únicas espécies presentes são os íons Mg^{2+} e Cl^- , que têm mobilidade. No eletrodo ligado ao polo negativo (cátodo), ocorre a redução: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg(l)}$. No eletrodo ligado ao polo positivo (ânodo), ocorre a oxidação: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$. Global: $\text{MgCl}_2(\text{l}) \rightarrow \text{Mg(l)} + \text{Cl}_2(\text{g})$, processo não espontâneo, realizado à custa da energia elétrica da fonte.

Na solução aquosa, a água compete com os íons Mg^{2+} no cátodo e é reduzida preferencialmente: $2 \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$. Por isso houve gás, e não metal, no polo negativo. Fundir o sal anidro elimina essa espécie concorrente.

Justificativa das alternativas:

A — Atribui aos íons cloreto uma redução que não ocorre: Cl^- já tem o menor número de oxidação do cloro e só pode ser oxidado, no polo positivo. O gás formado no polo negativo, na solução, vem da água.

B — Associa o cátion ao polo positivo. Na eletrólise, os cátions migram para o polo negativo (cátodo), onde ocorre a redução.

C — Correta. Sem água no meio, os íons Mg^{2+} são a espécie reduzida no cátodo e formam o metal.

D — Atribui ao líquido condução eletrônica. No sal fundido, a corrente é conduzida pelo movimento dos íons; os elétrons circulam apenas pelos fios e eletrodos.

E — A decomposição do cloreto de magnésio é não espontânea em qualquer meio; ela só ocorre porque a fonte fornece a energia elétrica necessária.

05 – Gabarito C

RESOLUÇÃO 06

No eletrodo ligado ao polo negativo (cátodo), ocorre redução. A cor rosa indica formação de OH^- , e o gás liberado é o hidrogênio: $2 \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$. Os íons Na^+ permanecem em solução, pois a água é reduzida preferencialmente.

No eletrodo ligado ao polo positivo (ânodo), ocorre oxidação com liberação de gás: $2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$. Conferência: 2O e 4H de cada lado; carga 0 à esquerda e $(+4) + (-4) = 0$ à direita. A formação de H^+ mantém o meio incolor nessa região.

Justificativa das alternativas:

A — Desconsidera a competição com a água e prevê sódio metálico no cátodo; isso não explica o gás nem a cor rosa observados no polo negativo.

B — Atribui ao sulfato a oxidação no polo positivo; o produto representado não é gasoso e não corresponde à liberação de gás observada nesse eletrodo.

C — Troca os processos entre os eletrodos: põe a oxidação no polo negativo e a redução no polo positivo, o que deixaria a região do polo positivo rosa.

D — A semirreação do polo positivo tem os átomos balanceados, mas não conserva a carga: 0 à esquerda e +2 à direita.

E — Correta. Representa hidrogênio e íons OH^- no polo negativo e oxigênio e íons H^+ no polo positivo, com massa e carga conservadas.

06 – Gabarito E

RESOLUÇÃO 07

Carga total: $Q = i \cdot t = 2,0 \text{ A} \times (30 \times 60) \text{ s} = 3\,600 \text{ C}$. Carga usada na deposição: $0,80 \times 3\,600 = 2\,880 \text{ C}$.

Quantidade de elétrons: $2\,880 / 96\,500 \approx 0,0298 \text{ mol}$. Pela semirreação, 2 mol de elétrons depositam 1 mol de Ni: $n(\text{Ni}) \approx 0,0149 \text{ mol}$. Massa: $0,0149 \times 58,7 \approx 0,876 \text{ g}$.

Volume: $0,876 \text{ g} / 8,9 \text{ g/cm}^3 \approx 0,0984 \text{ cm}^3$. Espessura: $0,0984 \text{ cm}^3 / 120 \text{ cm}^2 \approx 8,2 \times 10^{-4} \text{ cm} = 8,2 \times 10^{-6} \text{ m} = 8,2 \text{ }\mu\text{m}$.

Justificativa das alternativas:

A — Usa o tempo em minutos (30) no lugar de segundos em $Q = i \cdot t$; a carga fica 60 vezes menor, e a espessura, $8,2 / 60 \approx 0,14 \text{ }\mu\text{m}$.

B — Erra a conversão de unidade ao final, usando $1 \text{ cm} = 10^3 \text{ }\mu\text{m}$ (em vez de $10^4 \text{ }\mu\text{m}$); o valor correto fica dividido por 10.

C — Correta. Carga efetiva, estequiometria de 2 elétrons por íon Ni^{2+} , massa, volume e divisão pela área total levam a $8,2 \text{ }\mu\text{m}$.

D — Desconsidera o rendimento de corrente e usa toda a carga (3 600 C) na deposição: $8,2 / 0,80 \approx 10 \text{ }\mu\text{m}$.

E — Adota 1 elétron por íon níquel, ignorando a semirreação fornecida; a quantidade de níquel dobra, e a espessura passa a $16 \text{ }\mu\text{m}$.

07 – Gabarito C

RESOLUÇÃO 08

Na célula a combustível, a reação entre hidrogênio e oxigênio ocorre separada em duas semirreações, em eletrodos distintos. Em meio ácido: ânodo, $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$; cátodo, $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Global: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

Os elétrons passam pelo circuito externo e alimentam os equipamentos: a energia química é convertida diretamente em energia elétrica, sem combustão nem ciclo térmico. Parte da energia é liberada como calor. Como os reagentes são consumidos, a geração se mantém apenas enquanto há fornecimento de hidrogênio e oxigênio, o que independe da luz solar.

Justificativa das alternativas:

A — Correta. A célula realiza a conversão eletroquímica direta e depende da alimentação contínua de hidrogênio e oxigênio.

B — Confunde a célula a combustível com uma termelétrica: não há combustão nem turbina; o vapor e o calor liberados são produtos, não meio de geração.

C — O hidrogênio é reagente: é oxidado e consumido, e o estoque dos cilindros diminui com o uso. Catalisadores ficam nos eletrodos.

D — Inverte a função do dispositivo: obter hidrogênio a partir de água exige eletrólise, com consumo de energia, e não ocorre na célula enquanto ela gera eletricidade.

E — Estende a ausência de CO_2 na operação a toda a cadeia; a obtenção do hidrogênio pode envolver emissões, conforme a rota e a fonte de energia usadas.

08 – Gabarito A

RESOLUÇÃO 09

Emissão total da reforma, no limite definido: $8,5 + 1,5 = 10,0 \text{ kg CO}_2\text{e por kg de H}_2$.

Emissão total da eletrólise, sendo f a emissão da eletricidade ($\text{kg CO}_2\text{e/kWh}$): $50 f + 2,5 \text{ (kg CO}_2\text{e por kg de H}_2\text{)}$.

Condição para a troca: $50 f + 2,5 < 10,0 \rightarrow 50 f < 7,5 \rightarrow f < 0,15 \text{ kg CO}_2\text{e/kWh}$. Conferência de unidade: $(\text{kg CO}_2\text{e/kg H}_2) \div (\text{kWh/kg H}_2) = \text{kg CO}_2\text{e/kWh}$.

Assim, a eletrólise só reduz as emissões se a eletricidade tiver baixa intensidade de emissões; com eletricidade de origem fóssil, ela pode emitir mais que a reforma.

Justificativa das alternativas:

A — Contabiliza na reforma apenas o CO_2 da unidade (8,5) e ignora a extração e o transporte do gás, em desacordo com o limite definido: $(8,5 - 2,5) / 50 = 0,12$.

B — Correta. Compara as duas rotas no mesmo limite de sistema: $(10,0 - 2,5) / 50 = 0,15$.

C — Desconsidera as emissões das outras etapas da eletrólise e atribui toda a diferença à eletricidade: $10,0 / 50 = 0,20$.

D — Transpõe as outras emissões da eletrólise sem trocar o sinal, somando-as à reforma: $(10,0 + 2,5) / 50 = 0,25$.

E — Inverte a razão, dividindo o consumo de eletricidade pela margem de emissões: $50 / 7,5 \approx 6,7$, valor com unidade kWh por kg de CO_2e .

09 – Gabarito B

RESOLUÇÃO 10

Nas etapas 1 e 2, o níquel continua na forma de óxido, misturado ao pó dos eletrodos. Na etapa 3, a lixiviação ácida dissolve o óxido e leva o níquel à solução como Ni^{2+} , sem mudança de número de oxidação (+2): é solubilização, não obtenção do metal. Por exemplo: $\text{NiO(s)} + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$.

A conversão em metal exige a redução dos íons: $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Ni(s)}$, que ocorre no cátodo da eletrólise (etapa 5). Com o cátodo em $-0,80 \text{ V}$, o potencial está abaixo de $-0,45 \text{ V}$ (o níquel se deposita) e acima de $-1,30 \text{ V}$ (o manganês não se deposita). O ânodo é o local da oxidação.

Justificativa das alternativas:

A — Confunde separação física com recuperação química: o peneiramento concentra o pó, mas o níquel permanece na forma de óxido.

B — Confunde dissolução com redução: a lixiviação leva o níquel à solução como Ni^{2+} , sem formar o metal.

C — Associa a deposição a qualquer eletrodo; no ânodo ocorre oxidação, e os íons metálicos não recebem elétrons.

D — Correta. A redução seletiva no cátodo, em potencial entre $-0,45 \text{ V}$ e $-1,30 \text{ V}$, deposita níquel sem manganês.

E — O potencial de $-1,50 \text{ V}$ está abaixo dos limites dos dois metais, e o manganês se deposita junto com o níquel.

10 – Gabarito D