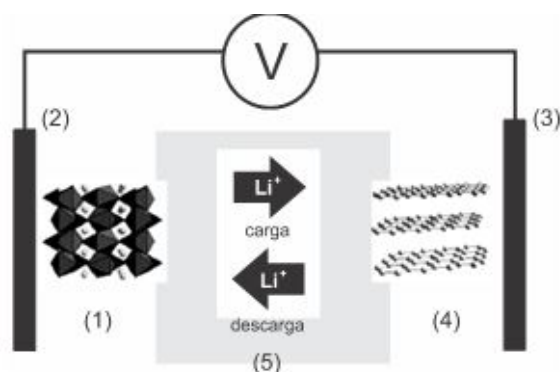




Exercício 1

(Ufrpr 2016) No passado, as cargas das baterias dos celulares chegavam a durar até uma semana, no entanto, atualmente, o tempo entre uma recarga e outra dificilmente ultrapassa 24 horas. Isso não se deve à má qualidade das baterias, mas ao avanço tecnológico na área de baterias, que não acompanha o aumento das funcionalidades dos smartphones. Atualmente, as baterias recarregáveis são do tipo íon-lítio, cujo esquema de funcionamento está ilustrado na figura abaixo.



Quando a bateria está em uso (atuando como uma pilha), o anodo corresponde ao componente:

- (1).
- (2).
- (3).
- (4).
- (5).

Exercício 2

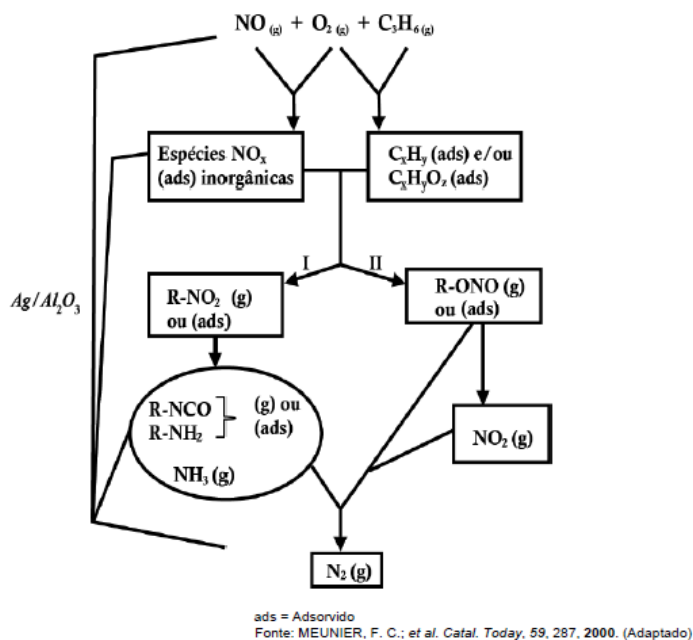
(Uece 2017) Para preservar o casco de ferro dos navios contra o efeitos danosos da corrosão, além da pintura são introduzidas placas ou cravos de certo material conhecido como "metal de sacrifício". A função do metal de sacrifício é sofrer oxidação no lugar do ferro. Considerando seus conhecimentos de química e a tabela de potenciais de redução impressa abaixo, assinale a opção que apresenta o metal mais adequado para esse fim.

Metal	Potencial de redução em volts
Cobre	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0 \quad E^0 = +0,34$
Ferro	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0 \quad E^0 = -0,44$
Magnésio	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0 \quad E^0 = -2,37$
Potássio	$\text{K}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{K}^0 \quad E^0 = -2,93$
Cádmio	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^0 \quad E^0 = -0,40$

- Potássio.
- Cádmio.
- Cobre.
- Magnésio.

Exercício 3

(UPE-SSA 2019) Analise a figura a seguir:



O processo esquematizado é uma alternativa para

- o aproveitamento do nitrogênio atmosférico, via absorção química, para bioprodução de fertilizante utilizado na agricultura.
- a biossíntese enzimática de nitrogênio por algas cianofíceas, em processos aeróbios envolvendo poluentes atmosféricos.
- a decomposição catalítica de óxidos de nitrogênio, visando às suas transformações em produto não tóxico ao meio ambiente.
- a redução do oxigênio gerado em processos fermentativos, utilizando mistura de alumina e prata, para geração de insumo agrícola.
- a produção direcionada de nitrogênio a partir de gases gerados pela respiração de mergulhadores cilindros, sob baixas pressões atmosféricas.

Exercício 4

(Upe-ssa 3 2017) Uma cientista da Universidade de Ohio nos Estados Unidos desenvolveu um sistema para transformar urina em combustível. A premissa parece simples e se baseia na decomposição da amônia e da ureia. A imersão de um eletrodo no líquido e a aplicação de uma corrente suave no sistema produzem uma substância que pode ser usada para alimentar uma célula de combustível.

Adaptado de: <http://noticias.uol.com.br/ciencia/ultimas-noticias/bbc/2016/06/12/>
(Acesso em: 20/06/2016)

A seguir, são feitas algumas afirmações sobre possíveis vantagens do sistema.

- O gás nitrogênio produzido nessa eletrólise é um combustível menos poluente que o hidrogênio.
- A ureia é decomposta em amônia que é vaporizada no sistema, antes de seguir para alimentar uma célula onde o gás é utilizado como combustível.
- A energia fornecida para a produção do combustível pode ser menor que a utilizada na eletrólise da água, pois as ligações entre os átomos de hidrogênio e nitrogênio são mais fracas que as ligações entre os átomos da água.

Está CORRETO o que se afirma, apenas, em

- I.
- II.
- III.
- I e II.
- II e III.

Exercício 5

(Ime 2014) Realiza-se a eletrólise de uma solução aquosa diluída de ácido sulfúrico com eletrodos inertes durante 10 minutos. Determine a corrente elétrica média aplicada, sabendo-se que foram produzidos no catodo 300 mL de hidrogênio, coletados a uma pressão total de 0,54 atm sobre a água, à temperatura de 300 K.

Considere: Pressão de vapor da água a 300 K = 0,060 atm.
Constante de Faraday: $1F = 96500 \text{ C/mol}$
Constante universal dos gases perfeitos: $R = 0,08 \text{ atm.L/K.mol}$

- a) 2,20 A
- b) 1,93 A
- c) 1,08 A
- d) 0,97 A
- e) 0,48 A

Exercício 6

(Mackenzie 2014) Utilizando eletrodos inertes, foram submetidas a uma eletrólise aquosa em série, duas soluções aquosas de nitrato, uma de níquel (II) e outra de um metal **Z**, cuja carga catiônica é desconhecida. Após, 1 hora, 20 minutos e 25 segundos, utilizando uma corrente de 10 A, foram obtidos 14,500 g de níquel (II) e 25,875 g do metal **Z**.

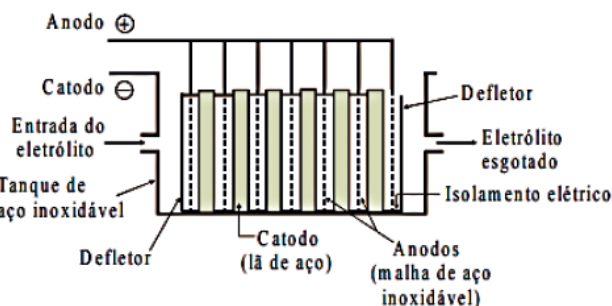
Dados: massas molares (g/mol) Ni = 58 e **Z** = 207
1 Faraday = 96500 C

De acordo com essas informações, é correto afirmar que a carga iônica do elemento químico **Z** é igual a

- a) +1
- b) +2
- c) +3
- d) +4
- e) +5

Exercício 7

(UPE-SSA 2019) Observe o esquema a seguir:



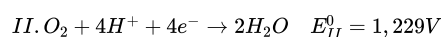
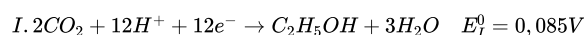
<http://mineralis.cetem.gov.br>

Ele ilustra uma célula mais adequada para

- a) cromagem de plásticos.
- b) eletrorrecuperação do ouro.
- c) funcionamento de relógios.
- d) niquelação do aço.
- e) produção de hidrogênio.

Exercício 8

(Ita 2018) Considere as seguintes semirreações de oxirredução e seus respectivos potenciais padrão na escala do eletrodo padrão de hidrogênio (EPH):

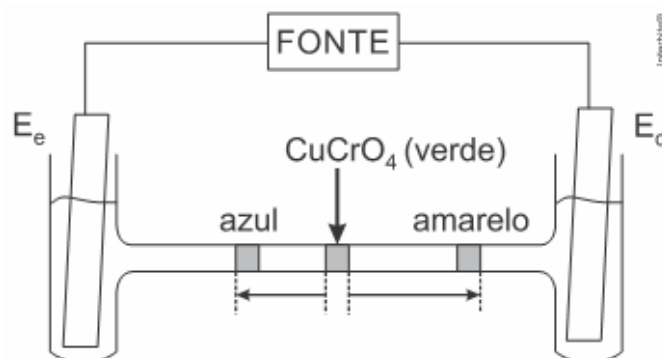


Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre uma célula eletroquímica em que a semirreação I ocorre no anodo e a semirreação II, no catodo.

- a) A reação global é exotérmica.
- b) Trata-se de uma célula a combustível.
- c) O potencial padrão da célula é de 1,144V.
- d) O trabalho máximo que pode ser obtido é, em módulo, de 4.171 kJ por mol de etanol.
- e) A célula converte energia livre da reação de combustão do etanol em trabalho elétrico

Exercício 9

(Ita 2016) Considere uma célula eletrolítica na forma de um tubo em H, preenchido com solução aquosa de $NaNO_3$, e tendo eletrodos inertes mergulhados em cada ramo vertical do tubo e conectados a uma fonte externa. Num determinado instante, injeta-se uma solução aquosa de $CuCrO_4$ verde na parte central do ramo horizontal do tubo. Após algum tempo de eletrólise, observa-se uma mancha azul e uma amarela, separadas (em escala) de acordo com o esquema da figura.



Com base nas informações do enunciado e da figura, assinale a opção ERRADA.

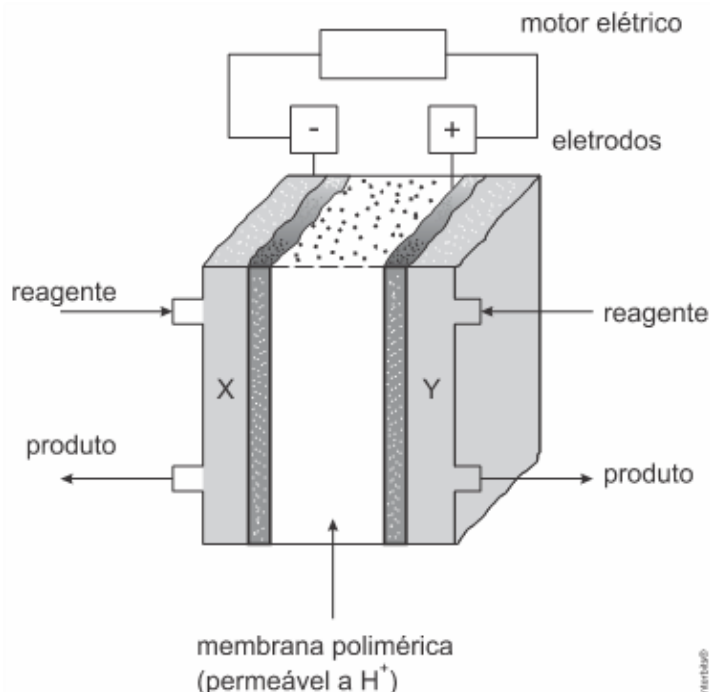
- a) O eletrodo E_e corresponde ao anodo.
- b) Há liberação de gás no E_d
- c) Há liberação de H_2 no E_e
- d) O íon cromato tem velocidade de migração maior que o íon cobre.
- e) O pH da solução em torno do E_d diminui.

Exercício 10

(Fatec 2014) Os motores de combustão são frequentemente responsabilizados por problemas ambientais, como a potencialização do efeito estufa e da chuva ácida, o que tem levado pesquisadores a buscar outras tecnologias.

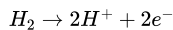
Uma dessas possibilidades são as células de combustíveis de hidrogênio que, além de maior rendimento, não poluem.

Observe o esquema:

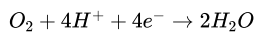


Semirreações do processo:

- ânodo:



- cátodo:

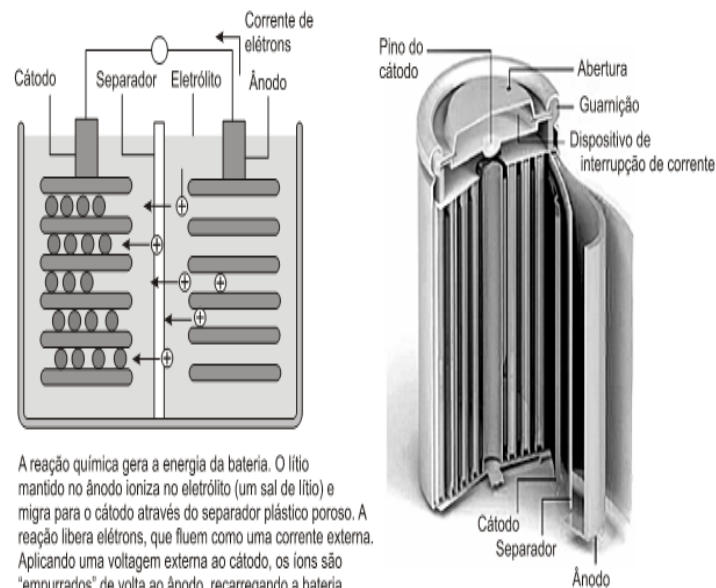


Sobre a célula de hidrogênio esquematizada, é correto afirmar que

- a) ocorre eletrólise durante o processo.
- b) ocorre consumo de energia no processo.
- c) o ânodo é o polo positivo da célula combustível.
- d) a proporção entre os gases reagentes é $2H_2:1O_2$
- e) o reagente que deve ser adicionado em X é o oxigênio.

Exercício 11

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:



A reação química gera a energia da bateria. O lítio mantido no ânodo ioniza no eletrólito (um sal de lítio) e migra para o cátodo através do separador plástico poroso. A reação libera elétrons, que fluem como uma corrente externa. Aplicando uma voltagem externa ao cátodo, os íons são "empurrados" de volta ao ânodo, recarregando a bateria

Grandes recalls de fabricantes de baterias de íons de lítio para notebooks suscitaram questões sobre como essas fontes de energia podem aquecer a ponto de pegar fogo. Igualmente válida é a dúvida sobre por que os acidentes não são mais frequentes: são poucos proporcionalmente às centenas de milhões de baterias vendidas anualmente.

As células eletroquímicas de íons de lítio empregam vários materiais, mas quase todas são recarregáveis, como as usadas em câmeras fotográficas e telefones celulares, que utilizam óxido de lítio-cobalto no cátodo e grafite no ânodo.

Embora essa formulação seja "de certo modo inerentemente insegura", a fabricação cuidadosa e os dispositivos de segurança embutidos limitaram os acidentes a poucas ocorrências. Mesmo assim, os fabricantes de baterias têm aumentado a capacidade de carga em determinada célula devido à demanda dos fabricantes de eletrônicos por maior durabilidade. Portanto, agora a margem de erros é ainda menor. Aumentando o número de íons na célula, os fabricantes quadruplicaram a capacidade energética desde seu lançamento comercial em 1991. (FISCHETTI. 2013. p. 10-11).

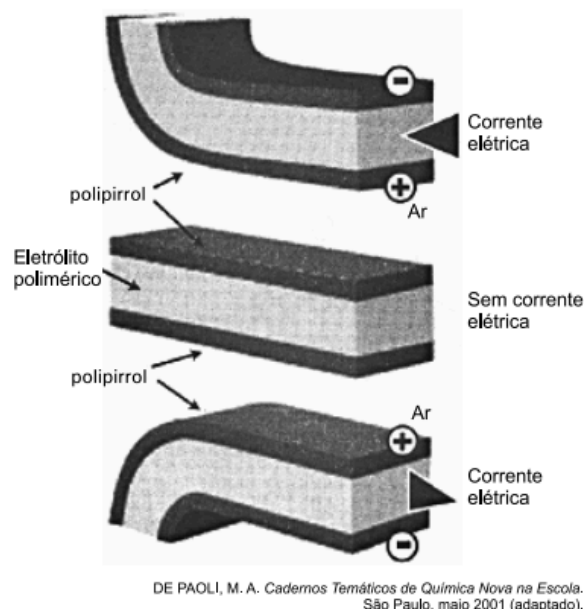
(Unesp 2014) O cátodo da célula eletroquímica é formado por óxido de lítio e de cobalto, $LiCoO_2(s)$, e o ânodo, por grafite, quando a bateria está descarregada. Durante a recarga, a corrente elétrica é invertida, e os íons de lítio são reduzidos no eletrodo do grafite. Na descarga, os íons de lítio, Li^+ , deixam o grafite, após reação e voltam a formar óxido de lítio e de cobalto.

Com base nas informações do texto, das figuras e considerando-se o funcionamento de célula eletroquímica e a força eletromotriz de célula igual a 3,7V, é correto afirmar:

- a) O eletrólito é uma solução aquosa de sal de lítio.
- b) O óxido de $LiCoO_2$ é oxidado a CoO_2 , na recarga da pilha.
- c) A oxidação e a redução ocorrem, respectivamente, no cátodo e no ânodo, durante a descarga da pilha.
- d) A voltagem de bateria, formada a partir da ligação em paralelo de quatro células eletroquímicas de óxido de lítio-cobalto, é, aproximadamente, 15V.
- e) A ligação entre o cátodo e o ânodo através do separador, por meio de partículas metálicas, desvia o fluxo de corrente elétrica e causa resfriamento da célula eletroquímica.

Exercício 12

(ENEM 2013) Músculos artificiais são dispositivos feitos com plásticos inteligentes que respondem a uma corrente elétrica com um movimento mecânico. A oxidação e redução de um polímero condutor criam cargas positivas e/ou negativas no material, que são compensadas com a inserção ou expulsão de cátions ou ânions. Por exemplo, na figura os filmes escuros são de polipirrol e o filme branco é de um eletrólito polimérico contendo um sal inorgânico. Quando o polipirrol sofre oxidação, há a inserção de ânions para compensar a carga positiva no polímero e o filme se expande. Na outra face do dispositivo o filme de polipirrol sofre redução, expulsando ânions, e o filme se contrai. Pela montagem, em sanduíche, o sistema todo se movimenta de forma harmônica, conforme mostrado na figura.



DE PAOLI, M. A. Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola. São Paulo, maio 2001 (adaptado).

A camada central de eletrólito polimérico é importante porque:

- a) absorve a irradiação de partículas carregadas, emitidas pelo aquecimento elétrico dos filmes de polipirrol.
- b) permite a difusão dos íons promovida pela aplicação de diferença de potencial, fechando o circuito elétrico.
- c) mantém um gradiente térmico no material para promover a dilatação/contração térmica de cada filme de polipirrol.
- d) permite a condução de elétrons livres, promovida pela aplicação de diferença de potencial, gerando corrente elétrica.
- e) promove a polarização das moléculas poliméricas, o que resulta no movimento gerado pela aplicação de diferença de potencial.

Exercício 13

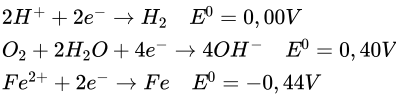
(Uern 2015) As latas de conserva de alimento são feitas de aço. Para não enferrujar em contato com o ar e não estragar os alimentos, o aço nelas contido é revestido por uma fina camada de estanho. Não se deve comprar latas amassadas, pois com o impacto, a proteção de estanho pode romper-se, o que leva à formação de uma pilha, de modo que a conserva acaba sendo contaminada. De acordo com esse fenômeno, é correto afirmar que:

- a) o ferro serve como metal de sacrifício.
- b) o polo positivo da pilha formada é o estanho.
- c) ao amassar a lata, o estanho passa a perder elétrons.
- d) quando a lata é amassada, o ferro torna-se o cátodo da reação.

Exercício 14

(Cefet MG 2014) Considere a reação entre uma palha de aço comercial e uma solução aquosa concentrada de ácido sulfúrico. Tais materiais são inseridos em um kitassato tampado, cuja saída lateral contém um balão de borracha vazio. Com o tempo, o balão é preenchido com um gás combustível e observa-se a formação de um sal esverdeado dentro do recipiente.

Dados:



Nesse processo eletroquímico, o(os):

- a) íons H^{+} perdem elétrons na reação.
- b) sal formado equivale ao sulfato ferroso.
- c) gás combustível formado é o oxigênio.
- d) agente oxidante da reação é o gás hidrogênio.
- e) ferro, na palha de aço, sofre reação de redução.

Exercício 15

(Enem 2019) Para realizar o desentupimento de tubulações de esgotos residenciais, é utilizada uma mistura sólida comercial que contém hidróxido de sódio (NaOH) e outra espécie química pulverizada. Quando é adicionada água a essa mistura, ocorre uma reação que libera gás hidrogênio e energia na forma de calor, aumentando a eficiência do processo de desentupimento. Considere os potenciais padrão de redução (E°) da água e de outras espécies em meio básico, expresso no quadro.

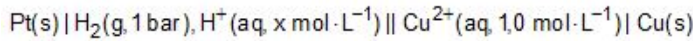
Semirreação de redução	E° (V)
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^{-}$	- 0,83
$\text{Co(OH)}_2 + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Co} + 2\text{OH}^{-}$	- 0,73
$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{OH}^{-}$	- 0,22
$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Pb} + 2\text{OH}^{-}$	- 0,58
$\text{Al(OH)}_4^{-} + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al} + 4\text{OH}^{-}$	- 2,33
$\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe} + 2\text{OH}^{-}$	- 0,88

Qual é a outra espécie que está presente na composição da mistura sólida comercial para aumentar sua eficiência?

- a) Al
- b) Co
- c) Cu(OH)_2
- d) Fe(OH)_2
- e) Pb

Exercício 16

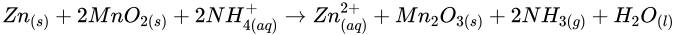
(Ita 2017) A 25 °C, o potencial da pilha descrita abaixo é de 0,56V. Sendo $E^0(Cu^{2+}/Cu) = +0,34V$, assinale a opção que indica aproximadamente o valor do pH da solução.



- a) 6,5
- b) 5,7
- c) 3,7
- d) 2,0
- e) 1,5

Exercício 17

(PUCRS 2016) O funcionamento da pilha comumente utilizada em controles remotos de TV, também conhecida como pilha seca ou de Leclanché, é expresso pela equação química a seguir:



Um dos motivos de essa pilha não ser recarregável é porque

- a) a reação ocorre em meio ácido.
- b) a pilha é lacrada para evitar vazamentos.
- c) o processo inverso necessita de muita energia.
- d) a massa dos produtos é igual à massa dos reagentes.
- e) a amônia sai de dentro da pilha, impossibilitando a reação inversa.

Exercício 18

(Ita 2014) Considere uma célula a combustível alcalina (hidrogênio-oxigênio) sobre a qual são feitas as seguintes afirmações:

I. Sob condição de consumo de carga elétrica, a voltagem efetiva de serviço desse dispositivo eletroquímico é menor que a força eletromotriz da célula.

II. O combustível (hidrogênio gasoso) é injetado no compartimento do anodo e um fluxo de oxigênio gasoso alimenta o catodo dessa célula eletroquímica.

III. Sendo o potencial padrão dessa célula galvânica igual a 1,229 V_{EPH} (volt na escala padrão do hidrogênio), a variação de energia livre de Gibbs padrão (ΔG°) da reação global do sistema redox atuante é igual a -237,2 kJ.mol⁻¹.

Das afirmações acima, está(ão) CORRETA(S) apenas:

- a) I.
- b) I, II e III.
- c) I e III.
- d) II.
- e) II e III.

Exercício 19

(Uece 2015) Segundo o INMETRO, a pilha alcalina produz voltagem de 1,5 V, não é recarregável, mantém a voltagem constante por mais tempo e, embora custe mais caro, dura cerca de cinco vezes mais. Seu nome decorre do fato de ela substituir a pasta de cloreto de amônio e cloreto de zinco por hidróxido de potássio ou hidróxido de sódio. Considerando a reação que ocorre na pilha alcalina, $Zn + 2MnO_2 + H_2O \rightarrow Zn^{2+} + Mn_2O_3 + 2OH^{-}$ pode-se afirmar corretamente que sua duração é maior porque:

- a) o cátodo é feito de zinco metálico poroso.
- b) o manganês presente na pilha sofre oxidação.
- c) possui uma resistência interna muito menor que a pilha comum.
- d) é um aperfeiçoamento da pilha de Daniell.

Exercício 20

(Uel 2020) No Museu do Louvre, estão exibidos objetos metálicos usados por sociedades antigas. No passado, alguns desses metais eram encontrados praticamente em seu estado puro. Com o advento da metalurgia, puderam ser obtidos a partir de minerais submetidos a reações químicas. Em relação aos processos de obtenção de metais a partir de minerais, e com base nos conhecimentos sobre reações de oxirredução, considere as afirmativas a seguir.

- I. $Al_{(s)}^0$ pode ser obtido a partir de bauxita ($Al_2O_3 \cdot H_2O$) por meio de um método eletrolítico, o qual é baseado num processo não espontâneo onde Al^{3+} é reduzido a $Al_{(s)}^0$.
- II. $Cu_{(s)}^0$ pode ser obtido a partir da queima de sulfeto de cobre, conforme reação $Cu_2S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 Cu_{(s)} + SO_{2(g)}$, onde o número de oxidação do cobre muda de (+1) para (0).
- III. $Fe_{(s)}^0$ pode ser obtido a partir de reações de redução de óxidos de ferro conforme transformações químicas: $Fe_2O_{3(s)} \rightarrow FeO_{2(s)} \rightarrow Fe_{(s)}^0$.
- IV. $Mn_{(s)}^0$ pode ser obtido a partir da reação $MnO_{2(s)} + C_{(s)} \rightarrow Mn_{(s)} + CO_{2(g)}$ em que o átomo de oxigênio em $MnO_{2(s)}$ é o redutor e o carbono (C) é o oxidante.

Assinale a alternativa correta:

- a) Somente as afirmativas I e II são corretas.
- b) Somente as afirmativas I e IV são corretas.
- c) Somente as afirmativas III e IV são corretas.
- d) Somente as afirmativas I, II e III são corretas.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV são corretas.

Exercício 21

(Mackenzie 2013) O fluoreto de sódio é um sal inorgânico derivado do fluoreto de hidrogênio, usado na prevenção de cáries, na fabricação de defensivos agrícolas e pastas de dentes. Nessa última aplicação, esse sal inibe a desmineralização dos dentes, prevenindo, por isso, as cáries. Em condições e cuidados adequados para tal, foram realizadas as eletrólises ígnea e aquosa dessa substância, resultando em uma série de informações, as quais constam da tabela a seguir:

	Eletrólise ígnea	Eletrólise aquosa
Descarga no ânodo	íon F ⁻	íon OH ⁻
Substância produzida no ânodo	gás flúor	vapor de água
Descarga no cátodo	íon Na ⁺	íon H ⁺
Substância produzida no cátodo	sódio metálico	gás hidrogênio

De acordo com seus conhecimentos eletroquímicos, pode-se afirmar que, na tabela preenchida com informações dos processos eletrolíticos,

- a) não há informações incorretas.
- b) todas as informações estão incorretas.
- c) há apenas uma informação incorreta.
- d) há duas informações incorretas.
- e) há três informações incorretas.

Exercício 22

(Uespi 2012) Considere a tabela abaixo com os potenciais-padrão de redução e analise as afirmações a seguir.

Semirreação	Potenciais-padrão de redução, E° (V)
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$	0,34
$Pb^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Pb$	- 0,13
$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$	- 0,23

1. Quando uma placa de níquel metálico é mergulhada numa solução aquosa contendo íons Pb⁺², ocorre deposição do chumbo metálico sobre a placa de níquel.

2. Quando um fio de cobre é mergulhado numa solução aquosa contendo íons Pb⁺², ocorre deposição do chumbo metálico sobre o fio de cobre.

3. Numa pilha montada com os pares Ni⁺² /Ni e Cu⁺² /Cu, o eletrodo de cobre metálico funcionará como cátodo.

Está(ão) correta(s):

- a) 1, 2 e 3.
- b) 1 e 2 apenas.
- c) 2 e 3 apenas.
- d) 1 e 3 apenas.
- e) 1 apenas.

Exercício 23

(ENEM 2015) A calda bordalesa é uma alternativa empregada no combate a doenças que afetam folhas de plantas. Sua produção consiste na mistura de uma solução aquosa de sulfato de cobre(II), CuSO₄, com óxido de cálcio, CaO, e sua aplicação só deve ser realizada se estiver levemente básica. A avaliação rudimentar da basicidade dessa solução é realizada pela adição de três gotas sobre uma faca de ferro limpa. Após três minutos, caso surja uma mancha avermelhada no local da aplicação, afirma-se que a calda bordalesa ainda não está com a basicidade necessária.

O quadro apresenta os valores de potenciais padrão de redução (E⁰) para algumas semirreações de redução.

Semirreação de redução	E ⁰ (V)
$Ca^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Ca$	-2,87
$Fe^{3+} + 3 e^{-} \rightarrow Fe$	-0,04
$Cu^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Cu$	+0,34
$Cu^{+} + e^{-} \rightarrow Cu$	+0,52
$Fe^{3+} + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77

MOTTA, I. S. *Calda bordalesa*: utilidades e preparo. Dourados: Embrapa, 2008 (adaptado).

A equação química que representa a reação de formação da mancha avermelhada é:

- a) $Ca^{2+}_{(aq)} + 2Cu^{+}_{(aq)} \rightarrow Ca_{(s)} + 2Cu^{2+}_{(aq)}$
- b) $Ca^{2+}_{(aq)} + 2Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ca_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)}$
- c) $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)}$
- d) $3Ca^{2+}_{(aq)} + 2Fe_{(s)} \rightarrow 3Ca_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)}$
- e) $3Cu^{2+}_{(aq)} + 2Fe_{(s)} \rightarrow 3Cu_{(s)} + 2Fe^{3+}_{(aq)}$

Exercício 24

(Uece 2015) Está sendo construído novo carro-conceito híbrido usando energia solar. Painéis solares montados no teto do veículo são utilizados para carregar uma bateria de íons de lítio, que abastece o carro para viagens de até 34 km. Depois disso, o motor a gasolina do híbrido entra em funcionamento, até um novo carregamento da bateria. O sistema permite que o carro carregue até 8 vezes mais rápido do que se fosse simplesmente estacionado na luz solar. Pela importância do uso do lítio em baterias, assinale a alternativa correta.

- a) O carbonato Li_2CO_3 , é a matéria prima para fabricação de baterias cuja produção de lítio, Li, tem aumentado nos últimos anos.
- b) Geralmente os eletrólitos utilizados em), perclorato), $LiPF_6$ e $LiBO_2$ (baterias de lítio são os sais: hexafluorofosfato de lítio, hexafluoroarseniato de lítio (LiPF₆), LiClO₄ e LiAsF₆).
- c) Em uma solução de lítio (LiAsF₆) a solução buscarão a bateria de eletrólito, se movimentam na solução do migrar na direção da bateria de eletrólito, eletrólito migrando do cátodo.

lítio, que usa os cátions para o ânodo, e os ânions PF₆⁻ oposta, em direção ao cátodo.

d) A equação:

$$6C + LiCo_2O_4 \rightarrow LiC_6 + 2CoO_2$$

mostra as reações químicas básicas ocorridas durante a carga e a descarga das baterias de lítio-íon, em que o carbono, C, é o agente redutor.

Exercício 25

(Enem PPL 2020) Um cidadão que se mudou de Brasília para Recife, após algum tempo, percebeu que partes de seu carro estavam enferrujando muito rapidamente. Perguntou para seu filho, estudante do ensino médio, a explicação para o fenômeno. O filho pesquisou na internet e descobriu que, por causa da maresia, gotículas de água do mar atingem os objetos de aço (liga de ferro e carbono) e intensificam sua corrosão. Com base nessa informação, o estudante explicou corretamente ao pai o efeito do cloreto de sódio na corrosão.

A explicação correta de a maresia acelerar a corrosão do aço é porque

- a) reduz o ferro.
- b) oxida o carbono.
- c) dissolve a pintura do carro.
- d) torna a água mais condutora.
- e) diminui a dissolução do oxigênio na água

Exercício 26

(Pucrs 2015) Analise o texto a seguir.

“Pelo banimento do monóxido de diidrogênio (MDH)!

O MDH é o principal componente da chuva ácida, contribui para o efeito estufa e a erosão em áreas naturais, acelera a oxidação de muitos metais e pode causar defeitos em aparelhos elétricos. Tem causado danos a propriedades estimados em milhões de dólares. Além disso, o contato com a forma gasosa e a exposição prolongada à forma sólida podem danificar severamente, às vezes de modo irreversível, tecidos vivos. Só que os efeitos nocivos, infelizmente, não se limitam a isso. Trata-se de uma substância que mata milhares de pessoas todos os anos. Na maioria dos casos, as vítimas inalaram-na acidentalmente.”

A respeito do MDH, assinale a alternativa correta.

- a) É um composto inorgânico de elevada acidez.
- b) É um composto iônico constituído de dois elementos, sendo um deles calcogênio.
- c) Seu descarte incorreto é uma das principais causas de sua presença no ambiente.
- d) É um peróxido, apresentando por isso moléculas de alta polaridade e poder oxidante.
- e) Sua produção pode se dar pela oxidação de hidrogênio em certas células de combustível.

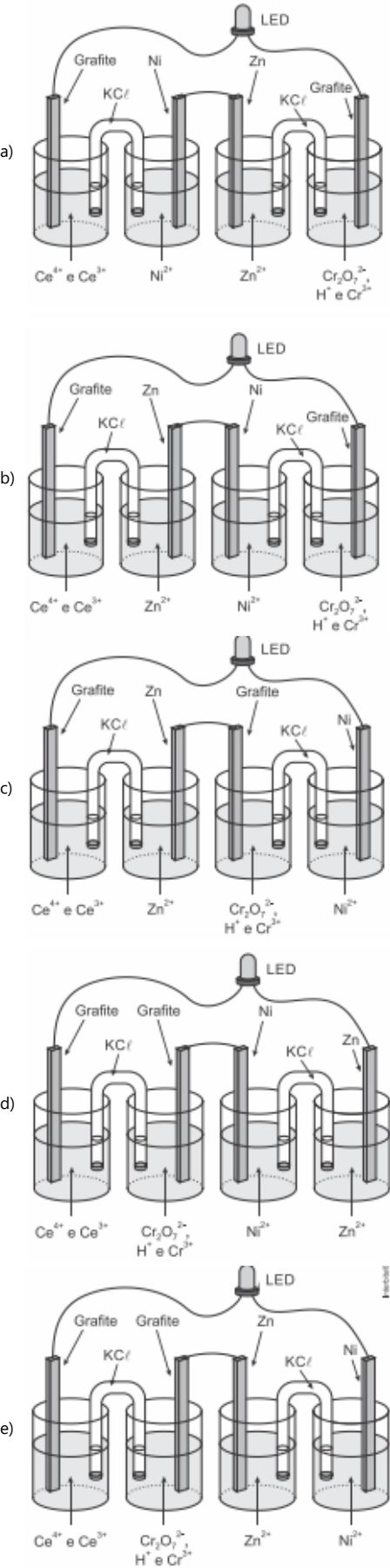
Exercício 27

(ENEM 2017) A invenção do LED azul, que permite a geração de outras cores para compor a luz branca, permitiu a construção de lâmpadas energeticamente mais eficientes e mais duráveis do que as incandescentes e fluorescentes. Em um experimento de laboratório, pretende-se associar duas pilhas em série para acender um LED azul que requer 3,6 volts para o seu funcionamento. Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais mostrados no quadro.

Semirreação de redução	E ⁰ (V)
$Ce^{4+}_{(aq)} + e^{-} \rightarrow Ce^{3+}_{(aq)}$	+1,61
$Cr_2O_7^{2-}_{(aq)} + 14 H^{+}_{(aq)} + 6 e^{-} \rightarrow 2 Cr^{3+}_{(aq)} + 7 H_2O_{(l)}$	+1,33
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightarrow Ni_{(s)}$	-0,25

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2 e^{-} \rightarrow Zn_{(s)}$	-0,76
---	-------

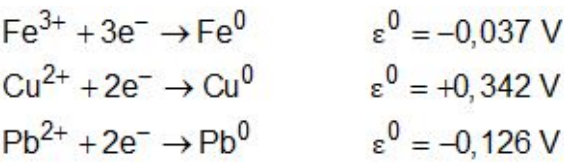
Qual associação em série de pilhas fornece diferença de potencial, nas condições-padrão, suficiente para acender o LED azul?



Exercício 28

(Uffj-pism 3 2015) Uma barra de Cu metálico foi imersa em uma solução 1,0 mol.L⁻¹ de cloreto férrico durante algumas horas, lavada com água destilada e, em

seguida, imersa em uma solução 1,0 mol.L⁻¹ de nitrato de chumbo por mais algumas horas, e novamente lavada e seca. A partir dos valores de potenciais padrão de redução apresentados abaixo, qual será a composição final da barra após lavagem e secagem?



- a) Fe° e Cu°.
- b) Cu°.
- c) Pb° e Cu°.
- d) Pb°.
- e) Pb° e Fe°.

Exercício 29

(UFPR 2017) A bauxita, constituída por uma mistura de óxidos, principalmente de alumínio (Al₂O₃) e ferro (Fe₂O₃ e Fe(OH)₃), é o principal minério utilizado para a produção de alumínio. Na purificação pelo processo Bayer, aproximadamente 3 toneladas de resíduo a ser descartado (lama vermelha) são produzidas a partir de 5 toneladas do minério. Com a alumina purificada, alumínio metálico é produzido por eletrólise ígnea.

Dados – M (g.mol⁻¹): O = 16; Al = 27; Fe = 56.

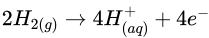
A partir de 5 toneladas de minério, a quantidade (em toneladas) de alumínio metálico produzida por eletrólise ígnea é mais próxima de:

- a) 1
- b) 0,5
- c) 0,2
- d) 0,1
- e) 0,05

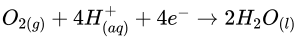
Exercício 30

(Uece 2015) A primeira bateria a gás do mundo, conhecida hoje como célula a combustível, foi inventada por sir Wiliam Robert Grove (1811-1896) que àquela época já se preocupava com as emissões de gases poluentes causadas pelo uso de combustíveis fósseis. O combustível básico da maioria das células a combustível é o hidrogênio, que reage com o oxigênio e produz água e eletricidade e calor, de acordo com as reações simplificadas abaixo representadas.

Reação 1:



Reação 2:



Sobre células a combustível, marque a afirmação verdadeira.

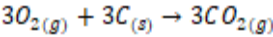
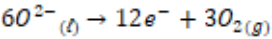
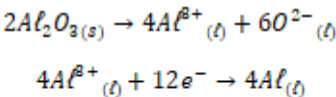
- a) A reação 1 é uma oxidação e ocorre no cátodo da célula.
- b) A reação líquida da célula é o oposto da eletrólise.
- c) A célula a combustível produz somente corrente alternada.
- d) A célula a combustível é um conversor de energia termoiônica.

Exercício 31

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Metalurgia é como pode ser denominado o processo que produza um metal a partir de seu minério. Na metalurgia do alumínio (processo Hall-Hérault) o alumínio pode ser produzido através da eletrólise ígnea da bauxita (que contém óxido de alumínio) com eletrodos de grafite.

Reações:



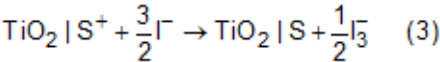
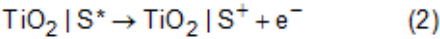
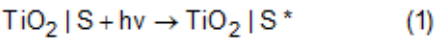
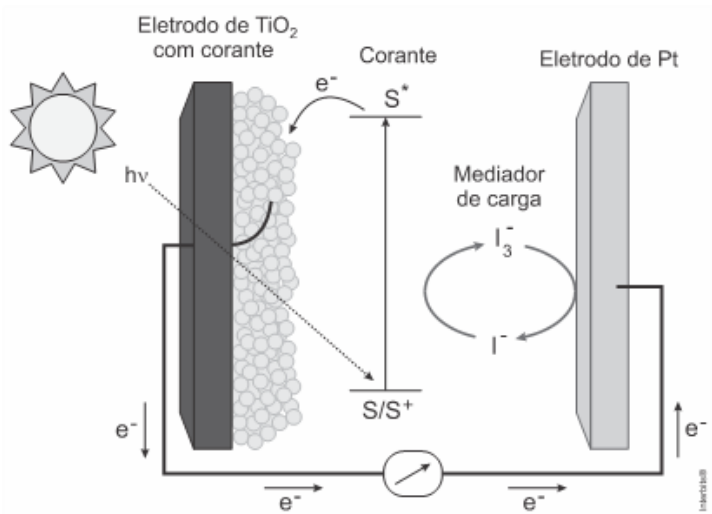
Q=i.t, 1F=96500C; Al=27 g/mol; O=16 g/mol; C=12 g/mol.

(Acafe 2016) Qual o volume do dióxido de carbono formado medido nas CNTP na eletrólise de 102g de óxido de alumínio?

- a) 11,2 L
- b) 33,6 L
- c) 67,2 L
- d) 22,4 L

Exercício 32

(ENEM 2018) Células solares à base de TiO₂ sensibilizadas por corantes (S) são promissoras e poderão vir a substituir as células de silício. Nessas células, o corante adsorvido sobre o TiO₂ é responsável por absorver a energia luminosa (hν) e o corante excitado (S*) é capaz de transferir elétrons para o TiO₂. Um esquema dessa célula e os processos envolvidos estão ilustrados na figura. A conversão de energia solar em elétrica ocorre por meio da sequência de reações apresentadas.



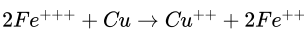
LONGO. C.; DE PAOLI, M. A. Dye-Sensitized Solar Cells: A Successful Combination of Materials. *Journal of the Brazilian Chemical Society*. n. 6, 2003 (adaptado).

A reação 3 é fundamental para o contínuo funcionamento da célula solar, pois

- a) reduz íons I⁻ a I₃⁻
- b) regenera o corante.
- c) garante que a reação 4 ocorra.
- d) promove a oxidação do corante.
- e) transfere elétrons para o eletrodo de TiO₂

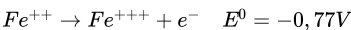
Exercício 33

(Ime 2018) Considere que a reação abaixo ocorra em uma pilha.



Assinale a alternativa que indica o valor correto do potencial padrão dessa pilha.

Dados:





- a) +1,20V.
- b) -0,43V.
- c) +1,88V.
- d) -1,20V.
- e) +0,43V.

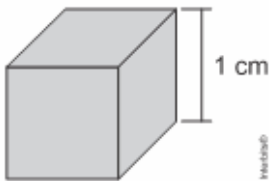
Exercício 34

(Fmp 2017) A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando tal metal como polo negativo de um circuito de eletrólise. Esse processo tem como principal objetivo proteger a peça metálica contra a corrosão. Vários metais são usados nesse processo, como, por exemplo, o níquel, o cromo, a prata e o ouro. O ouro, por ser o metal menos reativo, permanece intacto por muito tempo. Deseja-se dourar um anel de alumínio e, portanto, os polos são mergulhados em uma solução de nitrato de ouro III [Au(NO₃)₃]. Ao final do processo da eletrólise, as substâncias formadas no cátodo e no ânodo são, respectivamente,

- a) H₂ e NO₃⁻
- b) N₂ e Au
- c) Au e O₂
- d) Au e NO₂
- e) O₂ e H₂

Exercício 35

(Unesp 2020) Considere um cubo de aço inoxidável cujas arestas medem 1 cm



Deseja-se recobrir as faces desse cubo com uma camada uniforme de cobre de 1×10⁻² cm de espessura. Para isso, o cubo pode ser utilizado como cátodo de uma cuba eletrolítica contendo íons Cu²⁺_(aq). Admita que a eletrólise se realize sob corrente elétrica de 200 mA, que a constante de Faraday seja igual a 1 x 10⁵ C/mol e que a densidade do cobre seja 9 g/cm³. Assim, estima-se que o tempo de eletrólise necessário para que se deposite no cubo a camada de cobre desejada será próximo de

Dado: Cu = 63,5.

- a) 17.000 s.
- b) 2.200 s.
- c) 8.500 s.
- d) 4.300 s.
- e) 3.600 s.

Exercício 36

(Unicamp 2020) Para ser usado em um implante dentário, um metal ou liga precisa apresentar excelente compatibilidade com o organismo, alta resistência mecânica e boa flexibilidade, entre outros atributos. Imagine que dois metais, A e B, tenham sido testados quanto à sua aplicação em um implante, e o metal A foi considerado a melhor opção.

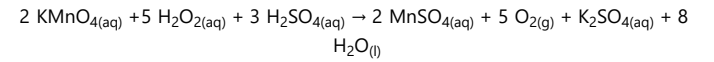
Metal	Formato em que o metal está disponível	Massa	E° _{red}
A	Cubo com aresta de comprimento 5 cm.	500 g	-1,63 V
B	Esfera com diâmetro de comprimento 5 cm.	500 g	-0,44 V

Esse resultado é compatível com o fato de que o metal A tem

- a) menor densidade, embora seja menos resistente à corrosão.
- b) menor densidade e é mais resistente à corrosão.
- c) maior densidade, embora seja menos resistente à corrosão.
- d) maior densidade e é mais resistente à corrosão.

Exercício 37

(G1 - ifsul 2019) A água oxigenada comercializada contém determinada quantidade de peróxido de hidrogênio. Um método de análise simples e direto feito em laboratório para confirmar a concentração desse peróxido usa solução de permanganato de potássio, baseada na equação abaixo:



Sobre a equação química acima, afirma-se que

- I. o Nox do oxigênio no constituinte principal da água oxigenada é igual a -2.
- II. o permanganato age como um agente redutor.
- III. os sulfatos produzidos são compostos iônicos.
- IV. o processo tem como resultado um composto com geometria angular.

Estão corretas apenas as afirmativas

- a) I e II.
- b) II e IV.
- c) I e III.
- d) III e IV.

Exercício 38

(ENEM 2014) A revelação das chapas de raios X gera uma solução que contém íons prata na forma de Ag(S₂O₃)₂³⁻. Para evitar a descarga desse metal no ambiente, a recuperação de prata metálica pode ser feita tratando eletroquimicamente essa solução com uma espécie adequada. O quadro apresenta semirreações de redução de alguns íons metálicos.

Semirreação de redução	E°(V)
$Ag(S_2O_3)_2^{3-}(aq) + e^{-} \rightleftharpoons Ag(s) + 2\text{S}_2O_3^{2-}(aq)$	+0,02
$Cu^{2+}(aq) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons Cu(s)$	+0,34
$Pt^{2+}(aq) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons Pt(s)$	+1,20
$Al^{3+}(aq) + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons Al(s)$	-1,66
$Sn^{2+}(aq) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons Sn(s)$	-0,14
$Zn^{2+}(aq) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons Zn(s)$	-0,76

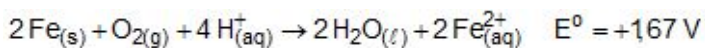
BENDASSOLLI, J. A. et al. "Procedimentos para a recuperação de Ag de resíduos líquidos e sólidos". *Química Nova*, v. 26, n. 4, 2003 (adaptado).

Das espécies apresentadas, a adequada para essa recuperação é:

- a) Cu(s)
- b) Pt(s)
- c) Al³⁺_(aq)
- d) Sn(s)
- e) Zn²⁺_(aq)

Exercício 39

(Udesc 2015) A corrosão do ferro metálico tem grande impacto econômico e ocorre espontaneamente na presença de oxigênio e de água acidificada. A principal reação química que descreve o processo é dada abaixo:



Sabendo-se que o potencial padrão de redução do oxigênio, em meio ácido, é + 1,23 V e com base nas informações e na reação química, assinale a alternativa **correta**.

- O potencial padrão da semirreação de redução do ferro metálico é -1,45V.
- O potencial padrão da semirreação de redução do ferro metálico é -0,22V.
- O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +0,44V.
- O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é -0,44V.
- O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +2,90V.

Exercício 40

(Ufrgs 2016) O quadro abaixo relaciona algumas semirreações e seus respectivos potenciais padrão de redução, em solução aquosa.

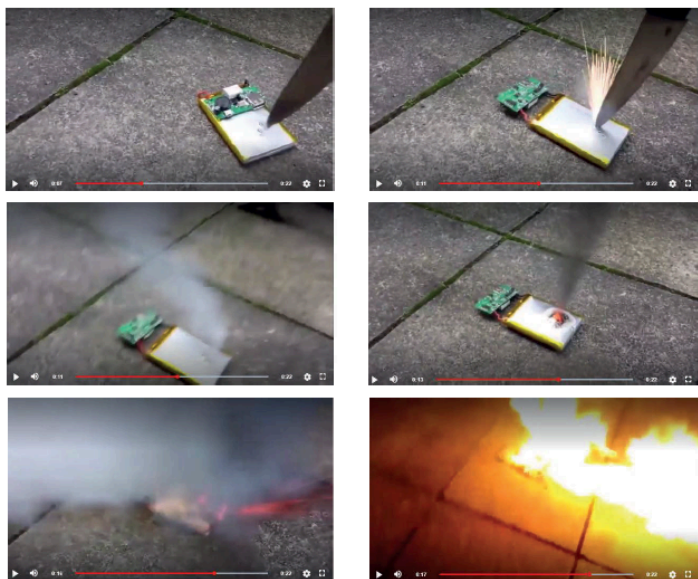
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\varepsilon^0_{\text{red}} = +2,07\text{ V}$
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	$\varepsilon^0_{\text{red}} = +1,77\text{ V}$
$\text{HClO} + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\varepsilon^0_{\text{red}} = +1,63\text{ V}$
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\varepsilon^0_{\text{red}} = +1,51\text{ V}$

A partir desses dados, é correto afirmar que:

- uma solução aquosa de HClO poderá oxidar os íons Mn^{2+} .
- uma solução aquosa de H_2O_2 é um forte agente redutor.
- o ozônio tem uma forte tendência a ceder elétrons em solução aquosa.
- a adição de H_2O_2 a uma solução aquosa, contendo oxigênio dissolvido, promove a formação de ozônio gasoso.
- o permanganato, entre as substâncias relacionadas no quadro, é o mais poderoso agente oxidante.

Exercício 41

(UPE-SSA 2019) Um vídeo que viralizou no WhatsApp mostrava cenas bastante perigosas e desaconselháveis. A tentativa de remover uma bateria de um smartphone, utilizando uma faca, resultou na explosão e na emissão de chamas intensas, conforme ilustrado nas imagens a seguir:



Fonte: <https://www.youtube.com/watch?v=n21SM4JnuPY>

Um fator decisivo para a ocorrência do fenômeno foi

- o contato dos componentes da célula de lítio-íon com o oxigênio do ar, que deu início a reações químicas exotérmicas.
- a perfuração do eletrodo de chumbo pela faca que levou à redução dos íons chumbo e à ocorrência de reações químicas exotérmicas.
- a oxidação do chumbo, presente no eletrólito, após o rompimento da bateria com a faca que proporcionou reações químicas exotérmicas da grafite em cadeia.
- o rompimento do envoltório de zinco, permitindo a liberação do dióxido de manganês, um sólido preto que saiu do eletrodo de grafite e reagiu com o ar atmosférico.
- a fagulha produzida pelo atrito da faca com o eletrodo de cádmio,

Exercício 42

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Dados que podem ser usados na prova de Química

Elemento	Número atômico	Massa atômica
H	1	1,0
C	6	12,0
N	7	14,0
O	8	16,0
Al	13	27,0
P	15	31,0
S	16	32,0
Co	27	58,9
Ni	28	58,7
Ag	47	108,0
Po	84	209,0

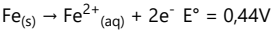
(Uece 2010) Informa a publicação norte-americana Popular Science que cientistas chineses usam pontas de cigarro para o tratamento da corrosão em oleodutos. O cigarro, além da nicotina, produz monóxido de carbono, amônia, tolueno, cetonas, cádmio, fósforo, alcatrão, polônio, níquel, benzeno, naftalina etc. Com base na leitura do texto e em seus conhecimentos de química, assinale a afirmação verdadeira.

- A corrosão nem sempre acontece em presença de água.
- Corrosão é um processo químico que só ocorre em metais.
- O polônio, o níquel e o cádmio são metais de transição.
- Um dos produtos finais da corrosão do ferro é o Fe_3O_4 que é um óxido neutro.

Exercício 43

(Pucrs 2016) Para responder à questão, analise as informações a seguir. Em embarcações pequenas com casco de aço, é comum e vantajoso evitar a corrosão pelo método da proteção catódica. Esse método consiste no emprego de placas de metais ou ligas metálicas, as quais, ao serem conectadas eletricamente ao casco, são capazes de gerar uma diferença de potencial suficiente para manterem o metal

do casco reduzido. No aço, o principal processo de oxidação pode ser representado por:



Considerando as informações, a equação associada a um processo adequado de proteção catódica de um casco de aço é:

- a) $2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} \quad E^\circ = 0,00\text{ V}$
- b) $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0_{(s)} \quad E^\circ = + 0,34\text{ V}$
- c) $\text{Al}^0_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \quad E^\circ = +1,66V$
- d) $2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \quad E^\circ = -1,36V$
- e) $\text{Ag}^0_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \quad E^\circ = - 0,80V$

Exercício 44

(Pucmg 2016) O potencial padrão de redução de um par redox informa sobre a força oxidante desse par. Considere a tabela abaixo, que relata o comportamento de diferentes eletrodos quando mergulhados em certas soluções.

ELETRODO	SOLUÇÃO	OBSERVAÇÃO
Zn	NiSO ₄	Mudança da cor do eletrodo
Pb	NiSO ₄	Nada aconteceu
Pb	CuSO ₄	Mudança da cor do eletrodo

Numere a segunda coluna de acordo com a primeira, relacionando o potencial padrão de redução com seu par redox:

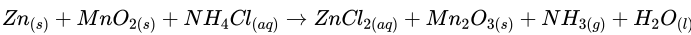
- 1. $- 0,25V$ () Cu/Cu^{2+}
- 2. $- 0,13V$ () Zn/Zn^{2+}
- 3. $- 0,76V$ () Pb/Pb^{2+}
- 4. $+ 0,34V$ () Ni/Ni^{2+}

Assinale a sequência **CORRETA** encontrada.

- a) 3 – 4 – 2 – 1
- b) 4 – 3 – 2 – 1
- c) 3 – 4 – 1 – 2
- d) 4 – 2 – 1 – 3

Exercício 45

(Pucmg 2008) A conhecida "pilha seca", utilizada para alimentar diferentes equipamentos portáteis, é constituída por um cilindro de zinco contendo um eletrólito, formado por uma mistura pastosa de cloreto de amônio e óxido de manganês e pode ser representada pela seguinte equação não balanceada:



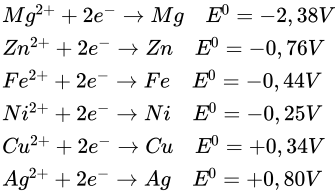
Considerando-se essa equação, após o balanceamento, é INCORRETO afirmar que:

- a) o zinco sofre uma oxidação.
- b) o MnO₂ funciona como o redutor na reação.
- c) a variação do número de oxidação do manganês na reação é de +4 para +3.
- d) a soma de todos os coeficientes mínimos e inteiros da equação é igual a 10.

Exercício 46

(Uemg 2016) A eletroquímica é uma área da química com grande aplicação industrial, dentre elas, destacam-se a metalúrgica e a área de saneamento. Na metalurgia extrativa, utiliza-se um metal como agente redutor para obtenção de outro no estado elementar. Já na área de saneamento, o tratamento de águas residuárias utiliza o processo químico descrito para transformar um composto químico em outro por meio da aplicação de uma corrente elétrica através da solução.

Considere os seguintes potenciais de redução descritos abaixo:



O par de compostos que poderia ser utilizado na metalurgia extrativa, bem como o nome do processo aplicado na área de saneamento, está **CORRETAMENTE** descrito na opção:

- a) Mg como redutor para obter Zn eletrólise.
- b) Cu como redutor para obter Ni eletrólise.
- c) Ag como redutor para obter Mg destilação.
- d) Fe como redutor para obter Ag destilação.

Exercício 47

(Acafe 2016) Sob condições apropriadas em uma cuba eletrolítica ocorreu a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II. Nesse processo ocorreu a formação de 6,35 g de cobre e o desprendimento de um gás.

Dados: O = 16 g/mol; Cu = 63,5 g/mol
semi reação catódica:
$$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$$

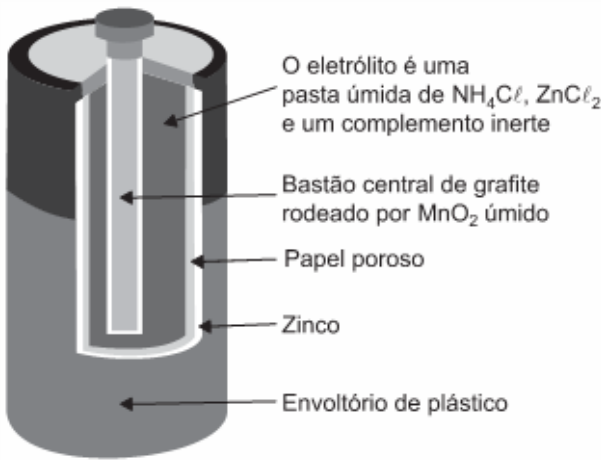
semi reação anódica:
$$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4e^- + 4\text{H}^+_{(aq)}$$

O volume do gás produzido quando medido na CNTP é:

- a) 2,24 L
- b) 1,12 L
- c) 6,35 L
- d) 3,20 L

Exercício 48

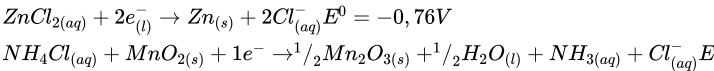
(Ufsm 2015) Observe a figura:



Fonte: LEMBO, Antônio. Química - Realidade e Contexto. Vol. 2. São Paulo: Ática, 1999. p. 454.

A pilha seca comum, utilizada em rádios, lanternas e brinquedos eletrônicos, é uma adaptação da pilha de Leclanché e utiliza, como meio eletrolítico, uma pasta umedecida contendo sais, como o cloreto de amônio e o cloreto de zinco.

As semirreações para essa pilha são:



Então, é possível afirmar:

I. O Zn se reduz e o Mn se oxida.
II. A diferença de potencial da pilha é de 1,5 V.
III. A reação global que ocorre na pilha é:
 $2MnO_{2(s)} + 2NH_4Cl_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + H_2O_{(l)} + 2NH_{3(aq)} + ZnCl_{2(aq)}$
IV. À medida que a pilha vai sendo consumida (gasta), há aumento nas massas de dióxido de manganês e água.
Estão corretas

- a) apenas I e II.
b) apenas I e III.
c) apenas II e III.
d) apenas II e IV.
e) apenas III e IV.

Exercício 49

(UFRGS 2019) Considere as seguintes afirmações a respeito de pilhas eletroquímicas, nas quais uma reação química produz um fluxo espontâneo de elétrons.

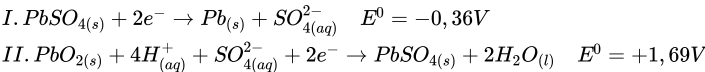
- I. Os elétrons fluem, no circuito externo, do ânodo para o cátodo.
II. Os cátions fluem, numa ponte salina, do cátodo para o ânodo.
III. A reação de oxidação ocorre no cátodo.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
b) Apenas II.
c) Apenas III.
d) Apenas I e II.
e) I, II e III.

Exercício 50

(Udesc 2012) As baterias classificadas como células secundárias são aquelas em que a reação química é reversível, possibilitando a recarga da bateria. Até pouco tempo atrás, a célula secundária mais comum foi a bateria de chumbo/ácido, que ainda é empregada em carros e outros veículos. As semirreações padrões que ocorrem nesta bateria são descritas abaixo:



Considerando a reação de célula espontânea, assinale a alternativa que apresenta a direção da semirreação **I** e seu eletrodo; a direção da semirreação **II** e seu eletrodo; e o potencial-padrão da bateria, respectivamente.

- a) direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +1,33 V
b) direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +2,05V
c) direção inversa no cátodo; direção direta no ânodo; + 2,05 V
d) direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +2,05 V
e) direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +1,33V

Exercício 51

(Espcex (Aman) 2013) Considere as semirreações com os seus respectivos potenciais-padrão de redução dados nesta tabela:

Prata	$Ag_{(aq)}^+ + e^- \rightarrow Ag_{(s)}^0$	$E_{red}^0 = +0,80V$
Cobre	$Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}^0$	$E_{red}^0 = +0,34V$
Chumbo	$Pb_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)}^0$	$E_{red}^0 = -0,13V$

Níquel	$Ni_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}^0$	$E_{red}^0 = -0,24V$
Zinco	$Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}^0$	$E_{red}^0 = -0,76V$
Magnésio	$Mg_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg_{(s)}^0$	$E_{red}^0 = -2,37V$

Baseando-se nos dados fornecidos, são feitas as seguintes afirmações:

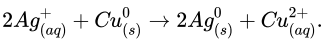
I. O melhor agente redutor apresentado na tabela é a prata;

II. A reação $Zn_{(aq)}^{2+} + Cu_{(s)}^0 \rightarrow Zn_{(s)}^0 + Cu_{(aq)}^{2+}$ não é espontânea;

III. Pode-se estocar, por tempo indeterminado, uma solução de nitrato de níquel II, em um recipiente revestido de zinco, sem danificá-lo, pois não haverá reação entre a solução estocada e o revestimento de zinco do recipiente;

IV. A força eletromotriz de uma pilha eletroquímica formada por chumbo e magnésio é 2,24V;

V. Uma pilha eletroquímica montada com eletrodos de cobre e prata possui a equação global:

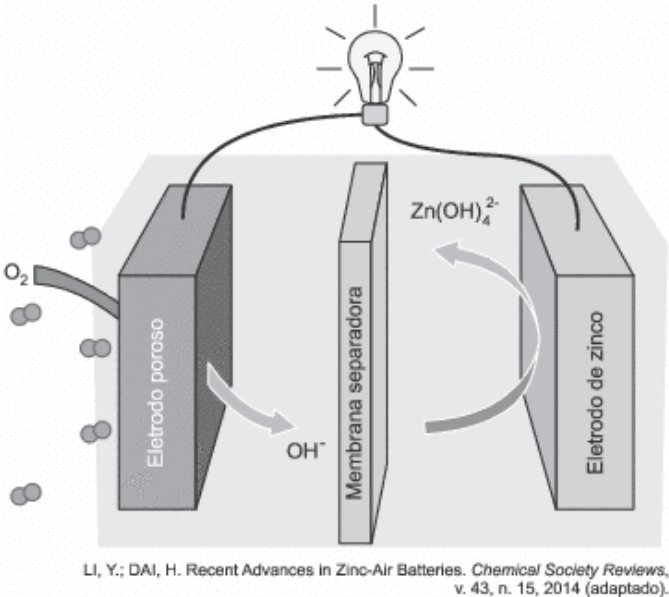


Das afirmações acima, estão corretas apenas:

- a) I e II
b) I, II e IV
c) III e V
d) II, IV e V
e) I, III e V

Exercício 52

(Enem 2019) Grupos de pesquisa em todo o mundo vêm buscando soluções inovadoras, visando à produção de dispositivos para a geração de energia elétrica. Dentre eles, pode-se destacar as baterias de zinco-ar, que combinam o oxigênio atmosférico e o metal zinco em um eletrólito aquoso de caráter alcalino. O esquema de funcionamento da bateria zinco-ar está apresentado na figura.



No funcionamento da bateria, a espécie química formada no ânodo é

- a) H₂(g)
- b) O₂(g)
- c) H₂O(l)
- d) OH⁻(aq)
- e) Zn(OH)₄²⁻(aq)

Exercício 53

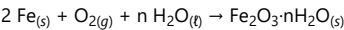
(Ucs 2015) Halogênios são muito reativos e por esse motivo não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Entretanto, os mesmos podem ser obtidos industrialmente a partir de um processo conhecido como eletrólise ígnea. No caso do cloro, esse processo é realizado em uma cuba eletrolítica com o cloreto de sódio fundido. Aproximadamente 12 milhões de toneladas de Cl₂ são produzidas anualmente nos Estados Unidos. Cerca de metade desse cloro é utilizada na fabricação de compostos orgânicos halogenados, enquanto o restante é empregado como alvejante na indústria do papel e de tecidos. O volume de Cl₂ medido nas CNTP quando uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampères atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de sódio fundido durante 965 segundos é de

Dado: F = 96 500 C

- a) 0,71 L
- b) 1,12 L
- c) 2,24 L
- d) 3,55 L
- e) 4,48 L

Exercício 54

(UEA 2020) A corrosão do ferro com formação de ferrugem, uma camada castanho avermelhada que se forma na superfície do metal, é uma reação de oxirredução. A equação que representa a reação global de formação de ferrugem é:



A tabela fornece os potenciais-padrão de redução (E°) de algumas semirreações, a 25 °C.

Semirreações	E° (V)
Fe ⁺³ + 3e ⁻ → Fe	-0,04
O ₂ + 2H ₂ O + 4e ⁻ → 4OH ⁻	+0,40
Mg ⁺² + 2e ⁻ → Mg	-2,36

Com base nas informações fornecidas, pode-se afirmar que

- (A) o número de oxidação do ferro se mantém na formação doFe₂O₃·nH₂O.
- (B) cada átomo do gás oxigênio perde dois elétrons na reação de formação do Fe₂O₃·nH₂O.
- (C) o gás oxigênio sofre oxidação, atuando como oxidante na reação de formação do Fe₂O₃·nH₂O.
- (D) por ser menos reativo, o magnésio pode proteger o ferro da formação da ferrugem.
- (E) o ferro sofre oxidação, atuando como redutor na formação do Fe₂O₃·nH₂O.]

Exercício 55

(Uepg 2015) Considerando uma pilha constituída pelas seguintes semicélulas: Mg/MgSO₄ e Cu/CuSO₄ e uma ponte salina de KCl. Sabendo-se que o potencial de redução do magnésio é E° = -2,37V e do cobre E° = 0,34V, assinale o que for correto sobre essa pilha.

- 01) O polo positivo da pilha é o magnésio.
- 02) A pilha pode ser representada por: Mg/Mg²⁺ // Cu²⁺/Cu.
- 04) O sentido do movimento dos íons positivos na ponte salina ocorre da semicélula Cu/CUSO₄ para a semicélula Mg/MgSO₄.
- 08) O catodo da pilha é o magnésio.

16) O sentido do movimento dos elétrons na parte externa do circuito ocorre da placa de magnésio para a placa de cobre.

Exercício 56

(Mackenzie 2017) Um estudante de química colocou, separadamente, barras de chumbo, níquel, ferro e cobre no interior de 4 béqueres, que continham solução aquosa de nitrato de estanho II de concentração 1 mol.L⁻¹ a 25 °C. As quatro possíveis reações de oxirredução, que ocorreriam espontaneamente, nos béqueres I, II, III e IV foram escritas abaixo:

- I. Pb_(s) + Sn²⁺_(aq) → Pb²⁺_(aq) + Sn_(s)
- II. Ni_(s) + Sn²⁺_(aq) → Ni²⁺_(aq) + Sn_(s)
- III. Fe_(s) + Sn²⁺_(aq) → Fe²⁺_(aq) + Sn_(s)
- IV. Cu_(s) + Sn²⁺_(aq) → Cu²⁺_(aq) + Sn_(s)

Dados:

E°(Pb²⁺_(aq)/Pb_(s)) = -0,13 V

E°(Fe²⁺_(aq)/Fe_(s)) = -0,44 V

E°(Sn²⁺_(aq)/Sn_(s)) = -0,14 V

E°(Cu²⁺_(aq)/Cu_(s)) = +0,34 V

E°(Ni²⁺_(aq)/Ni_(s)) = -0,23 V

De acordo com as informações acima, os béqueres em que ocorreram, espontaneamente, as reações de oxirredução foram:

- a) I, II e IV, apenas.
- b) II e III, apenas
- c) I, II e III, apenas.
- d) I e II, apenas.
- e) I e IV, apenas.

Exercício 57

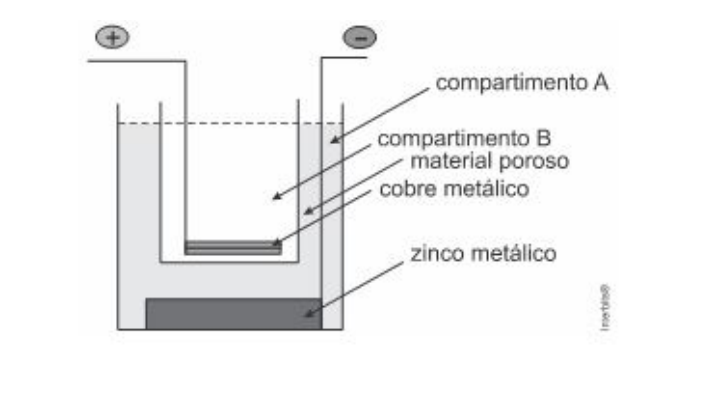
(Uece 2016) As pilhas de marca-passo precisam ser pequenas, confiáveis e duráveis, evitando algumas cirurgias para sua troca. Como não formam gases, elas podem ser hermeticamente fechadas. Sua duração é de aproximadamente 10 anos. Essas pilhas são formadas por lítio metálico e iodo (LiI). Assinale a alternativa que mostra as semirreações que ocorrem corretamente para formar o produto LiI.

- a) cátodo: 2Li⁰→ 2Li⁺+2e⁻
ânodo: I₂ + 2e⁻ → 2I⁻
- b) cátodo: 2Li⁰+2e⁻ → 2Li⁺
ânodo: I₂ → 2I⁻ + 2e⁻

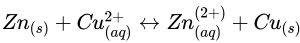
- c) ânodo: 2Li⁰→ 2Li⁺+2e⁻
cátodo: I₂ + 2e⁻ → 2I⁻

- d) ânodo: 2Li⁰+2e⁻ → 2Li⁺
cátodo: I₂ → 2I⁻ + 2e⁻

Exercício 58



Observe o esquema acima que representa uma pilha, em que ocorre a seguinte reação:



Que substância, dissolvida em água, você escolheria para colocar no compartimento B a fim de que a pilha pudesse produzir eletricidade?

- a) CuSO₄
- b) Na₂SO₄
- c) H₂S
- d) ZnCl₂

Exercício 59

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO
Metalurgia é como pode ser denominado o processo que produza um metal a partir de seu minério. Na metalurgia do alumínio (processo Hall-Hérault) o alumínio pode ser produzido através da eletrólise ígnea da bauxita (que contém óxido de alumínio) com eletrodos de grafite.

- Reações:
- $$2Al_2O_{3(s)} \rightarrow 4Al_{(l)}^{3+} + 6O_{(l)}^{2-} \quad 4Al_{(l)}^{3+} + 12e^- \rightarrow 4Al_{(l)} \quad 6O_{(l)}^{2-} \rightarrow 3O_{2(g)} \rightarrow 12e^-$$
- $$Q = i \cdot t \cdot F = 96500 C \quad Al = 27g/mol; O = 16g/mol; C = 12g/mol.$$
- (Acafe 2016) Considere as informações e os conceitos químicos e analise as afirmações a seguir.
- I. A produção do alumínio ocorre no ânodo.
 - II. O gás oxigênio é produzido no cátodo que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.
 - III. À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite.
 - IV. Na eletrólise ígnea do óxido de alumínio após 965 segundos com corrente elétrica (i) igual a 10A

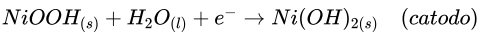
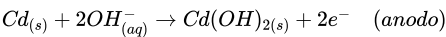
produz 0,9g de alumínio.

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Apenas a afirmação III está correta.
- b) Apenas I, II e III estão corretas.
- c) Apenas III e IV estão corretas.
- d) Apenas II e IV estão corretas.

Exercício 60

(Pucrj 2009) A pilha de níquel-cádmio pode ser recarregada. As reações que ocorrem no catodo e no anodo dessa pilha são indicadas a segui:

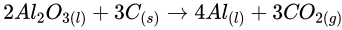


Sobre a pilha de níquel-cádmio, é CORRETO afirmar que:

- a) sua reação global pode ser representada por:
$$Cd(OH)_{2(s)} + 2Ni(OH)_{2(s)} + 2OH_{(aq)}^- \rightarrow Cd_{(s)} + 2OH_{(aq)}^- + 2NiOOH_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$$
- b) o potencial desenvolvido, na reação espontânea, é negativo.
- c) a recarga da pilha é feita por um processo de eletrólise.
- d) o Cd é um agente oxidante na reação.
- e) no anodo ocorre a redução do Cd.

Exercício 61

(Enem PPL 2015) O alumínio é um metal bastante versátil, pois, a partir dele, podem-se confeccionar materiais amplamente utilizados pela sociedade. A obtenção do alumínio ocorre a partir da bauxita, que é purificada e dissolvida em criolita fundida (Na₃AlF₂) e eletrolisada a cerca de 1000 °C. Há liberação do gás dióxido de carbono (CO₂) formado a partir da reação de um dos produtos da eletrólise com o material presente nos eletrodos. O ânodo é formado por barras de grafita submergidas na mistura fundida. O cátodo é uma caixa de ferro coberta de grafita. A reação global do processo é:



Na etapa de obtenção do alumínio líquido, as reações que ocorrem no cátodo e ânodo são:

- a) Cátodo:
$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$$

Ânodo:
$$2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e^- \quad C + O_2 \rightarrow CO_2$$
- b) Cátodo:
$$2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e^- \quad C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Ânodo:
$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$$
- c) Cátodo:
$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al \quad 2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e^-$$

Ânodo:
$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
- d)Cátodo:
$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al \quad C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Ânodo:
$$2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e^-$$
- e) Cátodo:
$$2O^{2-} \rightarrow O_2 + 4e^-$$

Ânodo:
$$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al \quad C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Exercício 62

(Mackenzie 2012) Pode-se niquelar (revestir com uma fina camada de níquel) uma peça de um determinado metal. Para esse fim, devemos submeter um sal de níquel (II), normalmente o cloreto, a um processo denominado eletrólise em meio aquoso. Com o passar do tempo, ocorre a deposição de níquel sobre a peça metálica a ser revestida, gastando-se certa quantidade de energia. Para que seja possível o depósito de 5,87 g de níquel sobre determinada peça metálica, o valor da corrente elétrica utilizada, para um processo de duração de 1000 s, é de

Dados:
Constante de Faraday = 96500 C
Massas molares em (g/mol) Ni = 58,7

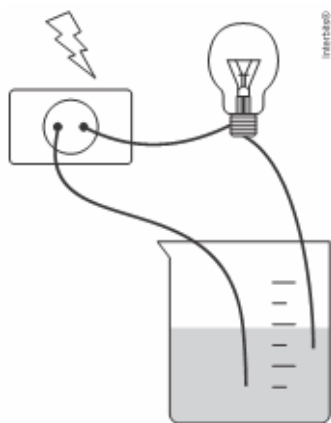
- a) 9,65 A.
- b) 10,36 A.
- c) 15,32 A.
- d) 19,30 A.
- e) 28,95 A.

Exercício 63

(Enem (Libras) 2017) Realizou-se um experimento, utilizando-se o esquema mostrado na figura, para medir a condutibilidade elétrica de soluções. Foram montados cinco *kits* contendo, cada um, três soluções de mesma concentração, sendo uma de ácido, uma de base e outra de sal. Os *kits* analisados pelos alunos foram:

Kit	Solução 1	Solução 2	Solução 3
-----	-----------	-----------	-----------

1	H ₃ BO ₃	Mg(OH) ₂	AgBr
2	H ₃ PO ₄	Ca(OH) ₂	KCl
3	H ₂ SO ₄	NH ₃ · H ₂ O	AgBr
4	HClO ₄	NaOH	NaCl
5	HNO ₃	Zn(OH) ₂	CaSO ₄



Qual dos kits analisados provocou o acendimento da lâmpada com um brilho mais intenso nas três soluções?

- a) Kit 1.
- b) Kit 2.
- c) Kit 3.
- d) Kit 4.
- e) Kit 5.

Exercício 64

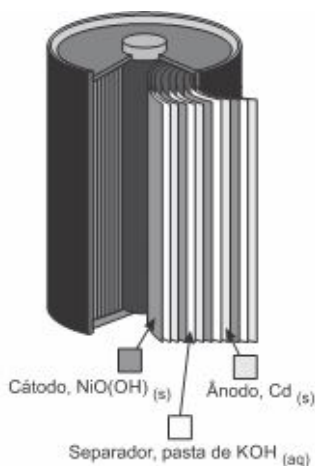
(Pucmg 2016) Uma pilha magnésio – ferro foi constituída em condições padrão. É **INCORRETO** afirmar que, durante o funcionamento dessa pilha:

Dados: $E^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36\text{V}$ e $E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$.

- a) acontece uma oxidação no eletrodo de magnésio.
- b) o eletrodo de magnésio é o polo negativo da pilha.
- c) os elétrons circulam do eletrodo de magnésio em direção ao eletrodo de ferro.
- d) o eletrodo de ferro é consumido.

Exercício 65

(Uefs 2017):

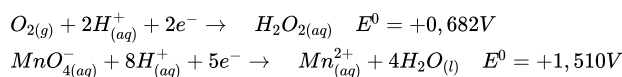


A bateria de Ni-Cd (níquel-cádmio), em verdade, é uma única célula galvânica e foi uma das primeiras baterias recarregáveis a ser desenvolvida. O descarregamento dessa bateria constitui o processo espontâneo de produção de eletricidade, enquanto o carregamento é o processo eletrolítico inverso. Apesar de ser possível recarregá-la até quatro mil vezes, as baterias Ni-Cd vêm sendo substituídas pelas baterias de íon lítio, devido à alta toxicidade do cádmio, cujo descarte é muito nocivo ao meio ambiente, se não for feito de forma adequada. Analisando-se o esquema da célula galvânica de Ni-Cd, vê-se que os componentes estão dispostos em camadas, de modo a permitir maior superfície de contato entre os eletrodos. Pela observação aprofundada da representação da bateria Ni-Cd, chega-se à correta conclusão de que:

- a) $\text{Cd}_{(s)} + 2\text{NiO}(\text{OH})_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$ representa a equação química total balanceada durante o carregamento da bateria.
- b) $2\text{NiO}(\text{OH})_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^{-} \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_{2(s)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$ representa a semirreação de oxidação do níquel que ocorre no ânodo, durante o descarregamento da bateria.
- c) $\text{Cd}_{(s)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_{2(s)} + 2e^{-}$ representa a semirreação de oxidação do cádmio que ocorre no ânodo, durante o carregamento da bateria.
- d) a pasta de eletrólitos à base de água constituída por hidróxido de potássio atua como ponte salina entre os eletrodos, permitindo o fluxo de cargas durante o carregamento e o descarregamento da bateria.
- e) uma grande diferença de potencial entre os eletrodos implica menor energia gerada, durante a transferência de elétrons, no descarregamento da bateria.

Exercício 66

(Uepa 2015) A água oxigenada comercial é bastante utilizada para assepsia de ferimentos e descolorir cabelos, dependendo da concentração na qual é vendida. Para fins de controle de qualidade, esta solução é investigada através da reação do peróxido de hidrogênio (H₂O₂) com o permanganato de potássio (KMnO₄) em meio ácido. As semi-reações que descrevem este processo são dadas abaixo:

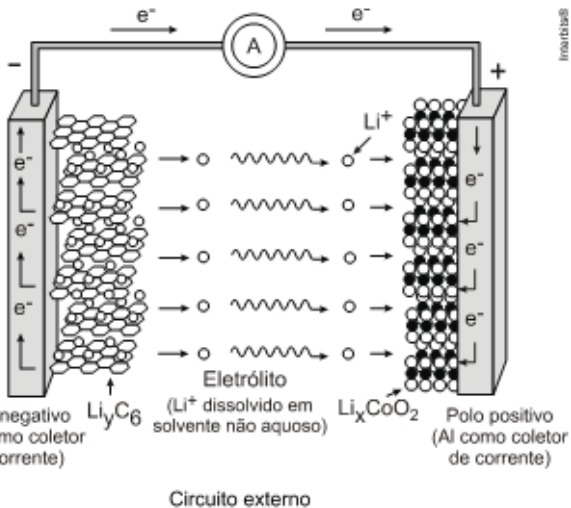


Em relação a este processo, é correto afirmar que:

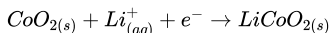
- a) o permanganato é o agente redutor.
- b) a reação libera 2 mols de oxigênio gasoso.
- c) a água oxigenada é um agente oxidante.
- d) o potencial padrão da reação é igual a +0,828V.
- e) o potencial padrão da reação é igual a +2,19V.

Exercício 67

(Uel 2012) Baterias de íon-lítio empregam o lítio na forma iônica, que está presente no eletrólito pela dissolução de sais de lítio em solventes não aquosos. Durante o processo de descarga da bateria, os íons lítio deslocam-se do interior da estrutura que compõe o anodo (grafite) até a estrutura que compõe o catodo (CoO₂), enquanto os elétrons se movem através do circuito externo



Neste processo, o cobalto sofre uma alteração representada pela equação a seguir.

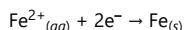


Com base no enunciado, assinale a alternativa correta.

- Durante a descarga, o número de oxidação do cobalto aumenta.
- O cobalto recebe elétrons, para haver a recarga da bateria.
- No cátodo, o cobalto é reduzido durante a descarga.
- O íon de lítio se desloca para o cátodo, durante a descarga, devido à atração magnética.
- O solvente utilizado entre os polos deve ser um líquido orgânico apolar.

Exercício 68

(UEA 2020) Admita uma solução aquosa de sulfato de ferro(II) que passou por um processo de eletrólise durante duas horas, empregando-se uma corrente elétrica com intensidade (i) de 5 A, e a semirreação a seguir:

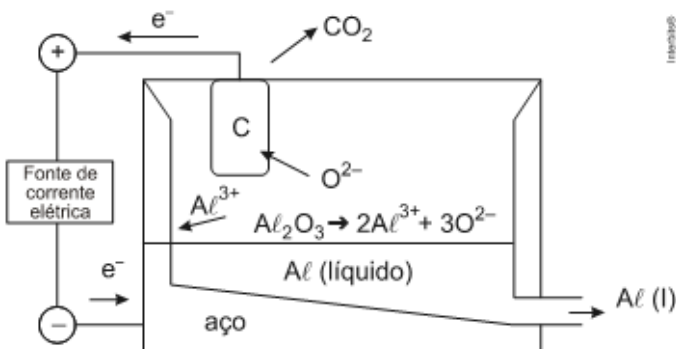


Considerando a Constante de Faraday = 96 500 C/mol, 1 hora = 3 600 s e massa molar do ferro (Fe) = 56 g/mol, a massa aproximada de ferro metálico que pode ser depositada no cátodo, nessas condições, é

- 8,0 g.
- 11 g.
- 14 g.
- 21 g.
- 52 g

Exercício 69

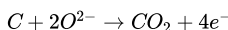
(Fgv 2012) O Brasil é o sexto principal país produtor de alumínio. Sua produção é feita a partir da bauxita, mineral que apresenta o óxido Al_2O_3 . Após o processamento químico da bauxita, o óxido é transferido para uma cuba eletrolítica na qual o alumínio é obtido por processo de eletrólise ígnea. Os eletrodos da cuba eletrolítica são as suas paredes de aço, polo negativo, e barras de carbono, polo positivo.



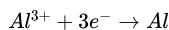
O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.

As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são

Polo +



Polo -



A quantidade em mols de CO_2 que se forma para cada um mol de Al e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente

- 4/3 e ânodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e ânodo, onde ocorre a oxidação.
- 4/3 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a oxidação.

Exercício 70

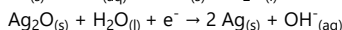
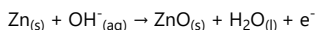
(Ucs 2016) Centenas de milhares de toneladas de magnésio metálico são produzidas anualmente, em grande parte para a fabricação de ligas leves. De fato, a maior parte do alumínio utilizado hoje em dia contém 5% em massa de magnésio para melhorar suas propriedades mecânicas e torná-lo mais resistente à corrosão. É interessante observar que os minerais que contêm magnésio não são as principais fontes desse elemento. A maior parte do magnésio é obtida a partir da água do mar, na qual os íons Mg^{2+} estão presentes em uma concentração de 0,05 mol/L. Para obter o magnésio metálico, os íons Mg^{2+} da água do mar são inicialmente precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio, com uma solução de hidróxido de cálcio. O hidróxido de magnésio é removido desse meio por filtração, sendo finalmente tratado com excesso de uma solução de ácido clorídrico. Após a evaporação do solvente, o sal anidro obtido é fundido e submetido ao processo de eletrólise ígnea.

Considerando as informações do texto acima, assinale a alternativa correta.

- A filtração é um processo físico que serve para separar misturas homogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás.
- A massa de Mg^{2+} presente em 500mL de água do mar é de 2,025g.
- A eletrólise ígnea do sal anidro produz, além do magnésio metálico, um gás extremamente tóxico e de odor irritante.
- O hidróxido de magnésio é uma monobase fraca, muito solúvel em água.
- O processo de eletrólise é um fenômeno físico, em que um ou mais elementos sofrem variações nos seus números de oxidação no transcorrer de uma reação química.

Exercício 71

(Enem cancelado 2009) Pilhas e baterias são dispositivos tão comuns em nossa sociedade que, sem percebermos, carregamos vários deles junto ao nosso corpo; elas estão presentes em aparelhos de MP3, relógios, rádios, celulares etc. As semirreações descritas a seguir ilustram o que ocorre em uma pilha de óxido de prata.



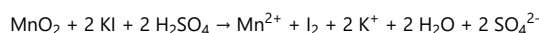
Pode-se afirmar que esta pilha

- é uma pilha ácida.
- apresenta o óxido de prata como o ânodo.
- apresenta o zinco como o agente oxidante.
- tem como reação da célula a seguinte reação: $Zn_{(s)} + Ag_2O_{(s)} \rightarrow ZnO_{(s)} + 2Ag_{(s)}$.
- apresenta fluxo de elétrons na pilha do eletrodo de Ag_2O para o Zn

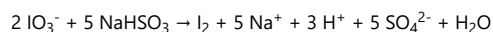
Exercício 72

(Famerp 2021) O iodo é um elemento relativamente raro, cuja forma elementar (I_2) é produzida a partir de suas espécies iônicas encontradas na natureza. As algas marinhas e as águas-mães do processamento do salitre do Chile são fontes naturais de íons iodeto (I^-) e iodato (IO_3^-), respectivamente. A conversão desses íons em iodo molecular ocorre de acordo com as equações 1 e 2.

Equação 1:



Equação 2:



De acordo com os processos descritos, o elemento iodo sofre

- a) redução na equação 1 e oxidação na equação 2.
- b) oxidação em ambas as equações.
- c) redução em ambas as equações.
- d) oxirredução apenas na equação 1.
- e) oxidação na equação 1 e redução na equação 2.

Exercício 73

(Pucrj 2012) Considerando 1 F = 96.500 C (quantidade de eletricidade relativa a 1 mol de elétrons), na eletrólise ínea do cloreto de alumínio, AlCl_3 a quantidade de eletricidade, em Coulomb, necessária para produzir 21,6 g de alumínio metálico é igual a:

- a) 61.760 C.
- b) 154.400 C.
- c) 231.600 C.
- d) 308.800 C.
- e) 386.000 C.

Exercício 74

(Udesc 2014) Analise as proposições em relação a um experimento de eletroquímica.

I. Em uma reação de oxirredução que ocorre espontaneamente, os elétrons são transferidos de uma espécie química com maior potencial de redução para outra com menor potencial de redução. Portanto, ao calcularmos a diferença de potencial da célula, chega-se a um valor positivo.

II. Uma medida de potencial eletroquímico considera o uso de um eletrodo padrão de hidrogênio (EPH). Se a semicela H^+/H_2 atuar como ânodo, a semirreação será a de oxidação de H_2 a H^+ e, se atuar como cátodo, será a de redução de H^+ a H_2 .

III. Uma das formas de evitar o acúmulo de cargas elétricas nas soluções catódicas e anódicas é o uso de uma ponte salina. O excesso de ânions ou cátions gerados nas reações eletroquímicas é compensado pela migração de íons provenientes da ponte salina.

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Somente a afirmativa II é verdadeira.
- b) Somente as afirmativas I e II são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas I e III são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- e) Todas as afirmativas são verdadeiras.

Exercício 75

(Enem PPL 2017) O Conselho Nacional do Meio Ambiente (Conama) estabelece os limites máximos de chumbo, cádmio e mercúrio para as familiares pilhas e baterias portáteis comercializadas no território nacional e os critérios e padrões para o seu gerenciamento ambientalmente adequado. Os estabelecimentos que comercializam esses produtos, bem como a rede de assistência técnica autorizada, devem receber dos usuários as pilhas e baterias usadas para repasse aos respectivos fabricantes ou importadores.

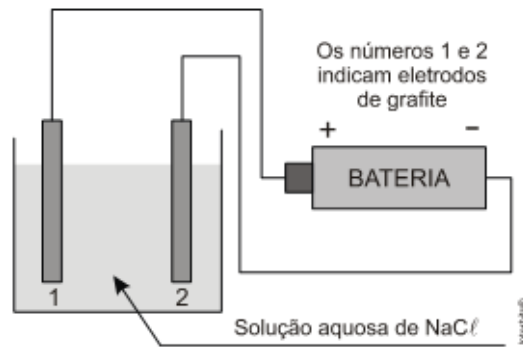
Resolução Conama n. 401, de 4 de novembro de 2008. Disponível em: www.mma.gov.br. Acesso em: 14 maio 2013 (adaptação).

Do ponto de vista ambiental, a destinação final apropriada para esses produtos é

- a) direcionar as pilhas e baterias para compostagem.
- b) colocar as pilhas e baterias em um coletor de lixo seletivo.
- c) enviar as pilhas e baterias usadas para firmas de recarga.
- d) acumular as pilhas e baterias em armazéns de estocagem.
- e) destinar as pilhas e baterias à reutilização de seus componentes.

Exercício 76

(Ibmecrj 2013) Um experimento de eletrólise foi apresentado por um estudante na feira de ciências da escola. O esquema foi apresentado como a figura abaixo:



O estudante listou três observações que realizou em sua experiência:

- I. Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
- II. Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2 quando se adicionaram gotas de fenolftaleína.
- III. Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.

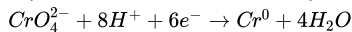
Assinale a alternativa que indica as observações corretas quanto à experiência:

- a) I e III
- b) II
- c) I e II
- d) I, II e III
- e) III

Exercício 77

(Uepa 2012) Este ano foi noticiado pelo jornal Ventos do Norte que um aluno do ensino médio danificou um *Opala Couper*, ano 1975, do professor de História de uma escola pública de Belém. Entre as peças mais danificadas estava o para-choque cromado. Ao levar para cromagem, o técnico da empresa explicou para o professor que para recuperar o para-choque, seria necessário um banho de cromo por 6h, e que neste processo ele utilizaria uma corrente de 10A.

Para saber mais: O banho de cromo é uma solução aquosa de óxido de cromo VI (CrO_3). O CrO_3 em água forma o ácido crômico HCrO_4 , que é consumido durante a deposição do cromo metálico. A equação abaixo representa a redução do cromo:



(Extraído e adaptado de: LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí-RS: Ed. UNIJUÍ, 2005.)

Dados: Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4 \text{C}$; Massa molar do cromo = 52 g/mol.

Com base no texto, julgue as afirmativas abaixo.

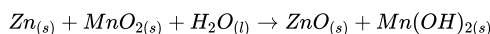
- I. O banho de cromo é um exemplo de eletrólise empregado em indústrias de galvanoplastia.
- II. A massa de cromo usada na recuperação do para-choque foi de 19,39 g.
- III. Na equação de redução o cromo VI perde 6 elétrons.
- IV. A redução do cromo ocorre no anodo.

De acordo com as afirmativas acima, a alternativa correta é:

- a) I, II e IV
- b) I, III e IV
- c) I e II
- d) I e III
- e) I e IV

Exercício 78

(Udesc 2012) Uma importante aplicação das células galvânicas é seu uso nas fontes portáteis de energia a que chamamos de baterias. Considerando a reação espontânea de uma bateria alcalina descrita abaixo, é correto afirmar:



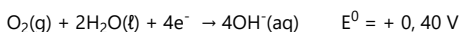
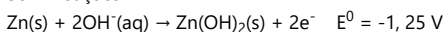
- a) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu redução no ânodo, perdendo dois elétrons.
- b) O óxido de manganês sofre oxidação no cátodo, ao ganhar dois elétrons.
- c) O óxido de manganês sofre redução no ânodo, ao ganhar dois elétrons.

- d) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu oxidação no cátodo, perdendo dois elétrons.
- e) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu oxidação no ânodo, perdendo dois elétrons.

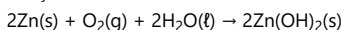
Exercício 79

(Uel 2008) Hoje em dia, as pilhas têm mais aplicação do que se imagina. Os automóveis usam baterias chumbo-ácidas, os telefones celulares já usaram pelo menos três tipos de baterias - as de níquel-cádmio, as de níquel-hidreto metálico e as de íon lítio -, os ponteiros laser dos conferencistas usam pilhas feitas de óxido de mercúrio ou de prata. Recentemente foram desenvolvidas as pilhas baseadas em zinco e oxigênio do ar, usadas nos pequenos aparelhos de surdez e que são uma tentativa de produzir uma pilha que minimize as agressões ambientais. Para confeccionar estas pilhas, partículas de zinco metálico são misturadas a um eletrólito (solução de KOH) e reagem com o O₂; desta forma, a energia química se transforma em energia elétrica. As reações da pilha com seus respectivos potenciais de redução são:

Semi-reações



Reação Global

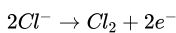
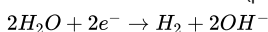


Assinale a alternativa correta.

- Durante o funcionamento da pilha, haverá diminuição da quantidade de Zn(OH)₂.
- O agente oxidante nessa reação é o zinco.
- Os elétrons são gerados no eletrodo de oxigênio.
- No cátodo, ocorre a redução do Zn.
- A diferença de potencial da equação global é +1,65V.

Exercício 80

(Ufsm 2014) O processo de eletrólise pode ser empregado para tratar paciente com câncer no pulmão. A terapia consiste na colocação de eletrodos no tecido a ser tratado e, a seguir, é aplicada uma corrente elétrica originando um processo de oxirredução. O processo de eletrólise gera produtos, como Cl₂ e OH⁻, os quais atacam e destroem as células doentes que estão na região próxima aos eletrodos. Utilizando eletrodos inertes (platina), as semirreações que ocorrem são:



Analise as afirmações a seguir.

- No ânodo, ocorre liberação de Cl₂;
- O meio fica básico na região próxima ao cátodo.
- A água se oxida no cátodo.

Está(ão) correta(s)

- apenas I.
- apenas II.
- apenas III.
- apenas I e II.
- apenas II e III.

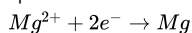
Exercício 81

(Uern 2012) Submetendo o cloreto de cálcio CaCl₂ a uma eletrólise ígnea com uma corrente elétrica de intensidade igual a 20 ampères que atravessa uma cuba eletrolítica durante 1/4 da hora, o volume do gás cloro obtido é igual a

- 1,1 L.
- 2,1 L.
- 22,4 L.
- 44,8 L.

Exercício 82

(Uft 2011) A obtenção do Magnésio metálico por eletrólise do MgCl₂ fundido, apresenta como semirreação:



Se durante um processo for aplicada uma corrente elétrica de 50,0A por um período de 1h, qual a massa aproximada de magnésio formada?

Dado: constante de Faraday: F = 96.500C/mol; Mg = 24.

- 22,0g
- 6,2 x 10⁻³
- 44,0g
- 11,0g
- 9,6 x 10⁻³

Exercício 83

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto para responder à questão.

O silício metalúrgico, purificado até atingir 99,99% de pureza, é conhecido como silício eletrônico. Quando cortado em fatias finas, recobertas com cobre por um processo eletrolítico e montadas de maneira interconectada, o silício eletrônico transforma-se em microchips.

A figura reproduz uma das últimas etapas da preparação de um microchip.



As fatias de silício são colocadas numa solução de sulfato de cobre. Nesse processo, íons de cobre deslocam-se para a superfície da fatia (cátodo), aumentando a sua condutividade elétrica.

(<http://umumble.com>. Adaptado.)

(Unesp 2013) O processo de recobrimento das fatias de silício é conhecido como

- eletrocoagulação.
- eletrólise ígnea.
- eletrodeformação.
- galvanoplastia.
- anodização.

Exercício 84

(Upe 2011) As proposições abaixo se referem à eletroquímica. Analise-as:

I. A ponte salina é um tubo que contém um isolante gelatinoso que impede a passagem de elétrons através das duas soluções da pilha, evitando a descarga rápida.

II. Ânodo e cátodo são eletrodos de uma pilha onde ocorrem, respectivamente, as reações de oxidação e redução.

III. As notações $\text{H}_{(\text{aq})}^+ | \text{H}_{2(\text{g})} | \text{Pt}$ e $\text{Pt} | \text{H}_{2(\text{g})} | \text{H}_{(\text{aq})}^+$ referem-se ao eletrodo de hidrogênio escrito como ânodo e cátodo, respectivamente.

IV. Na descarga de uma bateria de chumbo (bateria de automóvel), forma-se o sulfato de chumbo e, na carga entre outras substâncias, forma-se o PbO₂.

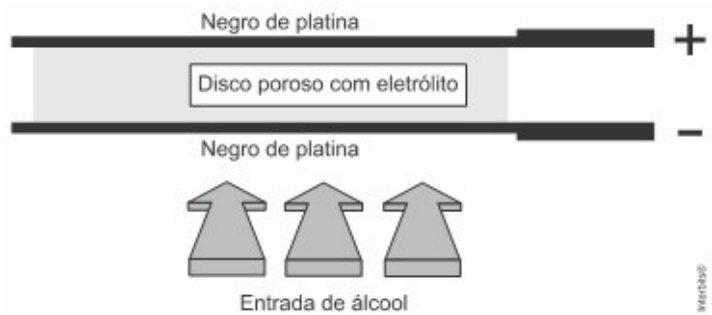
V. Comparando-se a pilha seca alcalina com a pilha de Leclanché, verifica-se que o cloreto de amônio encontrado na pilha de Leclanché é substituído pelo KOH na pilha seca alcalina.

São verdadeiras:

- a) I, III e IV.
- b) II, III e IV.
- c) I, II e III.
- d) III, IV e V.
- e) II, IV e V.

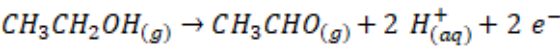
Exercício 85

(Enem PPL 2011) Iniciativas do poder público para prevenir o uso de bebidas alcoólicas por motoristas, causa de muitos acidentes nas estradas do país, trouxeram à ordem do dia, não sem suscitar polêmica, o instrumento popularmente conhecido como bafômetro. Do ponto de vista de detecção e medição, os instrumentos normalmente usados pelas polícias rodoviárias do Brasil e de outros países utilizam o ar que os “suspeitos” sopram para dentro do aparelho, através de um tubo descartável, para promover a oxidação do etanol a etanal. O método baseia-se no princípio da pilha de combustível: o etanol é oxidado em meio ácido sobre um disco plástico poroso coberto com pó de platina (catalisador) e umedecido com ácido sulfúrico, sendo um eletrodo conectado a cada lado desse disco poroso. A corrente elétrica produzida, proporcional à concentração de álcool no ar expirado dos pulmões da pessoa testada, é lida numa escala que é proporcional ao teor de álcool no sangue. O esquema de funcionamento desse detector de etanol pode ser visto na figura.

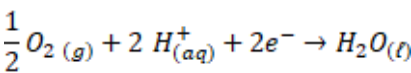


As reações eletroquímicas envolvidas no processo são:

Eletrodo A:



Eletrodo B:



BRAATHEN, P. C. Hálito culpado: o princípio químico do bafômetro. *Química nova na escola*. São Paulo, nº 5, maio 1997 (adaptado).

No estudo das pilhas, empregam-se códigos e nomenclaturas próprias da Química, visando caracterizar os materiais, as reações e os processos envolvidos.

Nesse contexto, a pilha que compõe o bafômetro apresenta o

- a) eletrodo A como cátodo.
- b) etanol como agente oxidante.
- c) eletrodo B como polo positivo.
- d) gás oxigênio como agente redutor.
- e) fluxo de elétrons do eletrodo B para o eletrodo A.

Exercício 86

(Espcex (Aman) 2012) Em uma eletrólise ígnea do cloreto de sódio, uma corrente elétrica, de intensidade igual a 5 ampères, atravessa uma cuba eletrolítica, com o auxílio de dois eletrodos inertes, durante 1930 segundos. O volume do gás cloro, em litros, medido nas CNTP, e a massa de sódio, em gramas, obtidos nessa eletrólise, são, respectivamente:

DADOS:

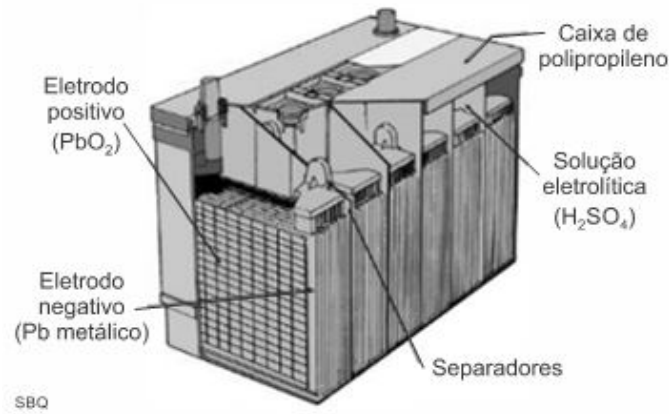
	Cl	Na
Massa Molar (g/mol)	35,5	23

Volume Molar nas CNTP = 22,71 L/mol
1 Faraday(F) = 96500 Coulombs(C)

- a) 2,4155 L e 3,5 g
- b) 1,1355 L e 2,3 g
- c) 2,3455 L e 4,5 g
- d) 3,5614 L e 3,5 g
- e) 4,5558 L e 4,8 g

Exercício 87

(Upf 2016) O chumbo metálico e seus derivados foram importantes para a sociedade por milhares de anos. Sua produção e consumo aumentaram significativamente a partir da Revolução Industrial. Assim como os usos, os efeitos nocivos são vários e conhecidos desde a antiguidade. Contudo, em função do conjunto de características físico-químicas que apresentam, sua utilização ainda se faz presente em baterias que são utilizadas em automóveis, por exemplo. A ilustração a seguir apresenta uma bateria ácido-chumbo.



(Disponível em: <http://qnint.s bq.org.br>. Acesso em 02 maio 2016)

Considere as seguintes afirmativas:

- I. A bateria de ácido-chumbo é um dispositivo que, a partir de uma reação química, durante a descarga da bateria, produz energia elétrica, gerando uma quantidade de corrente elétrica por um certo período de tempo.
- II. Na representação da equação global da bateria: $Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 2HSO^-_{4(aq)} + 2H_3O^+_{(aq)} \rightarrow 2PbSO_{4(s)} + 4H_2O_{(l)}$, o metal chumbo é reduzido pelo agente redutor ácido sulfúrico, formando o sulfato de chumbo II.
- III. O metal chumbo em um ambiente ácido e em presença de oxigênio se oxida facilmente ao cátion chumbo II, de acordo com a equação global representada: $2Pb_{(s)} + O_{2(g)} + 4H_3O^+_{(aq)} \rightarrow 2Pb^{2+}_{(aq)} + 6H_2O_{(l)}$

Está **correto** o que se afirma em:

- a) I e III apenas.
- b) II e III apenas.
- c) II apenas.
- d) I, II e III.
- e) I e II apenas.

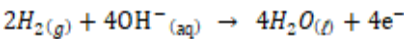
Exercício 88

(Acafe 2012) Pilhas a combustível do tipo AFC (Alkalyne Fuel Cell) são dispositivos leves e eficientes, projetados para missões espaciais como a Nave Americana Apollo. Operam em temperaturas de 70 a 140°C, gerando voltagem de

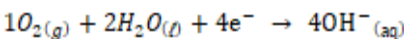
aproximadamente 0,9 V. Nessas células, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro por oxigênio gasoso.

As semirreações que ocorrem são as seguintes:

No ânodo:

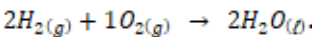


No cátodo:



Com base nas informações acima, marque com V as afirmações verdadeiras e com F as falsas.

- () Nessas pilhas o hidrogênio é o agente cooxidante.
- () A reação global da pilha é representada por:



- () Nessas pilhas, os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.
- () A utilização de pilhas a combustível não gera emissões poluentes.
- () Mudanças nos coeficientes estequiométricos das semirreações alteram valores dos potenciais eletroquímicos.

A sequência correta, de cima para baixo, é:

- a) F – V – F – V – F
- b) V – F – V – V – F
- c) V – V – F – F – V
- d) F – F – V – F – V

Exercício 89

(Udesc 2013) O alumínio é produzido por meio da eletrólise do óxido de alumínio, obtido pelo processamento da bauxita. A equação que representa a eletrólise é:

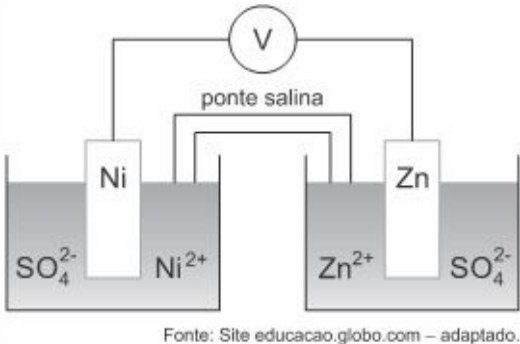
$$2Al_2O_{3(s)} \rightarrow 2Al_{(s)} + 3O_{2(s)}$$

Sobre esta reação, é **correto** afirmar que o:

- a) O₂ é formado no cátodo.
- b) alumínio é oxidado.
- c) estado de oxidação do alumínio no Al₂O₃ é +2.
- d) alumínio é reduzido.
- e) estado de oxidação do oxigênio no Al₂O₃ é -3.

Exercício 90

(G1 - ifsul 2016) Pilhas são dispositivos que transformam energia química em energia elétrica por meio de um sistema montado para aproveitar o fluxo de elétrons provenientes de uma reação química de oxirredução, conforme mostra o seguinte exemplo.



Considerando que os Potenciais de redução do Níquel e do Zinco são, respectivamente, -0,25V e -0,76V, é correto afirmar que:

- a) o níquel é oxidado e o zinco é reduzido.
- b) o zinco é o ânodo e o níquel é o cátodo.
- c) o níquel é o agente redutor e o zinco é o agente oxidante.
- d) o níquel e o zinco geram uma força eletromotriz de -1,01V, nesta pilha.

Exercício 91

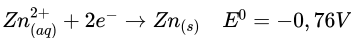
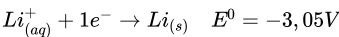
(Fgv 2013) Baterias de lítio são o principal componente dos mais recentes carros elétricos ou híbridos com motor a gasolina, que já estão em testes em São Paulo. (Revista Pesquisa Fapesp, n.o 199, pág. 72. Adaptado)

Sobre o funcionamento da bateria de lítio na geração de energia elétrica, é correto afirmar que no anodo ocorre a reação de

- a) redução; o polo positivo é o catodo e a sua ddp é positiva.
- b) redução; o polo negativo é o catodo e a sua ddp é negativa.
- c) oxidação; o polo negativo é o catodo e a sua ddp é positiva.
- d) oxidação; o polo positivo é o catodo e a sua ddp é negativa.
- e) oxidação; o polo positivo é o catodo e a sua ddp é positiva.

Exercício 92

(Ucs 2012) A descoberta da bateria de lítio viabilizou o uso de marca-passos cardíacos, possibilitando o prolongamento da vida humana. Entre as vantagens que as baterias de lítio oferecem, estão o seu pequeno tamanho, a baixa massa e o elevado conteúdo energético. Considerando as semirreações de redução representadas abaixo, assinale a alternativa correta.



- a) O zinco metálico é oxidado espontaneamente, em presença do íon lítio.
- b) O lítio metálico é um agente redutor mais forte do que o zinco metálico.
- c) O lítio metálico é um agente oxidante mais forte do que o zinco metálico.
- d) O íon lítio e o zinco metálico, em solução eletrolítica, formam uma célula galvânica.
- e) O íon lítio sofre redução, em presença do zinco metálico.

Exercício 93

(Enem PPL 2020) Os tanques de armazenamento de gasolina podem, com o tempo, sofrer processos oxidativos, resultando na contaminação do combustível e do solo à sua volta. Uma forma de evitar tais problemas econômicos e ambientais é utilizar preferencialmente metais de sacrifício, protegendo os tanques de armazenamento.

Suponha que seja necessário usar um metal de sacrifício em um tanque de aço (liga de ferro-carbono). Considere as semirreações de redução e seus respectivos potenciais padrão.

Semirreação	E° (V)
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	- 0,44
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	- 0,76
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+ 0,34
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	- 0,25
$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	- 0,40
$Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg$	+ 0,86

Dos metais citados, o que garantirá proteção ao tanque de aço é o

- a) zinco.
- b) cobre.
- c) níquel.
- d) cádmio.
- e) mercúrio.

Exercício 94

(ENEM 2012) O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso

não passa de uma "lenda urbana", pois ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga do qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial Padrão de Redução (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

Disponível em: www.sucatas.com. Acesso em: 28 fev. 2012 (adaptado).

Com base no texto e na tabela, que metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento da sua reciclagem?

- a) Somente o lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
- b) Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
- c) Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.
- d) Somente o cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.
- e) Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

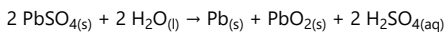
Exercício 95

(Unesp 2021) Analise as reações.

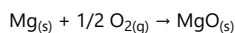
Reação 1 – Obtenção de água sanitária



Reação 2 – Reação de carga de uma bateria chumbo/ácido



Reação 3 – Combustão de magnésio metálico



Reação 4 – Obtenção de cal

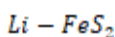


São exemplos de oxirredução, que apresentam um reagente atuando simultaneamente como oxidante e redutor, as reações

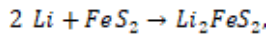
- a) 1 e 3.
b) 2 e 3.
c) 1 e 4.
d) 2 e 4.
e) 1 e 2.

Exercício 96

(FUVEST 2019) Considerando que baterias de



podem gerar uma voltagem nominal de 1,5 V, o que as torna úteis no cotidiano e que a primeira reação de descarga dessas baterias é



é correto afirmar:

- O lítio metálico é oxidado na primeira descarga.
- O ferro é oxidado e o lítio é reduzido na primeira descarga.
- O lítio é o cátodo dessa bateria.
- A primeira reação de descarga forma lítio metálico.
- O lítio metálico e o dissulfeto ferroso estão em contato direto dentro da bateria.

Exercício 97

(Pucmg 2015) Uma pilha é realizada, nas condições padrões, a partir dos pares redox Cu^{2+}/Cu ($E^\circ = 0,34\text{V}$) e Cu^+/Cu ($E^\circ = 0,52\text{ V}$). Sua força eletromotriz (fem) é:

- a) 0,16V.
b) 0,18V.
c) 0,70V.
d) 0,86V.

Exercício 98

(Fuvest 2021)

[illegible]

Um experimento expôs uma barra de titânio (Ti) pura e ligas desse material com 0,01% de diferentes metais nobres a soluções de ácido sulfúrico em ebulição para entender o efeito anticorrosivo desses metais no titânio. O resultado é mostrado na tabela a seguir:

Metal presente na liga com o Ti (0,01%)	Taxa de corrosão do titânio em H2SO4 em ebulição (em quantidade por tempo)	
	H2SO4 1%	H2SO4 10%
Paládio (Pd)	<2	26
Ródio (Rh)	<2	145
Platina (Pt)	<2	166
Rutênio (Ru)	<2	187
Irídio (Ir)	<2	359
Ósmio (Os)	5	480
Rênio (Re)	235	*
Cobre (Cu)	470	*
Ouro (Au)	1050	*

Ti Puro	460	3950
---------	-----	------

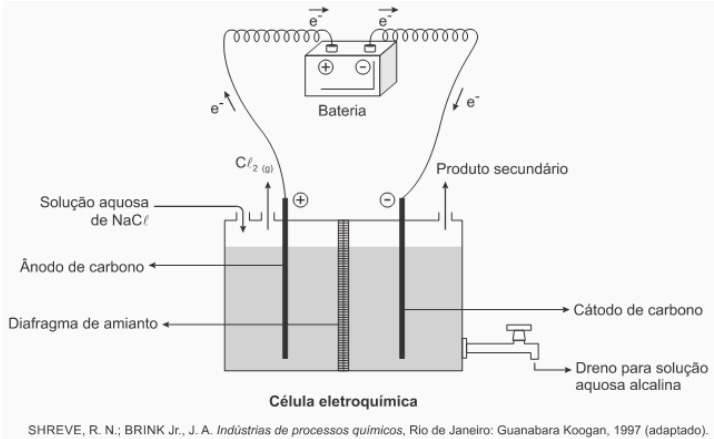
*Não foi possível medir.

Com base nessas informações, é correto afirmar:

- O aumento na concentração de ácido sulfúrico nos experimentos fez com que o titânio puro fosse mais corroído e o titânio com Pd, Rh e Pt fosse menos corroído.
- Para Re, Cu e Au, espera-se que a reação com ácido sulfúrico mais concentrado demore muito para acontecer e, por isso, não foi possível medir.
- A escala de potencial anticorrosivo, segundo esse experimento, é dada por Au>Cu>Re>Os>Ir>Ru>Pt>Po>Rh.
- Pd, Rh, Pt e Ru apresentaram os melhores resultados como anticorrosivos, enquanto Cu e Au apresentaram os piores.
- O titânio puro é muito resistente ao ácido, e a adição de outros metais não faz nenhuma diferença para a taxa de corrosão.

Exercício 99

(ENEM 2017) A eletrólise é um processo não espontâneo de grande importância para a indústria química. Uma de suas aplicações é a obtenção do gás cloro e do hidróxido de sódio, a partir de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Nesse procedimento, utiliza-se uma célula eletroquímica, como ilustrado.



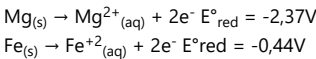
No processo eletrolítico ilustrado, o produto secundário obtido é o:

- vapor de água.
- oxigênio molecular.
- hipoclorito de sódio.
- hidrogênio molecular.
- cloreto de hidrogênio.

Exercício 100

(Upe-ssa 3 2016) Em um estaleiro, o casco de aço de um navio foi totalmente recoberto com novas placas de magnésio metálico.

Dados:



Sobre esse tipo de processo, qual alternativa está **CORRETA**?

- O magnésio possui menor poder de redução que o principal constituinte da estrutura do navio, por isso é "sacrificado" para protegê-la.
- O magnésio ganha elétrons para o ferro, que se mantém protegido, mesmo que exposto ao ar, pois a reação de oxirredução continua.
- O revestimento de magnésio funciona como um anodo em um circuito de eletrólise, evitando que o ferro se envolva em processos de oxirredução.
- O metal de sacrifício vai reagir com a água do mar, protegendo o ferro da mesma forma que as tintas antiferrugem existentes no mercado da construção civil.
- A reação que ocorre na presença do metal de sacrifício é denominada de pilha eletroquímica, uma vez que a diferença de potencial entre os reagentes é negativa.

Exercício 101

(Enem 2015) Alimentos em conserva são frequentemente armazenados em latas metálicas seladas, fabricadas com um material chamado folha de flandres, que consiste de uma chapa de aço revestida com uma fina camada de estanho, metal brilhante e de difícil oxidação. É comum que a superfície interna seja ainda revestida por uma camada de verniz à base de epóxi, embora também existam latas sem esse revestimento, apresentando uma camada de estanho mais espessa.

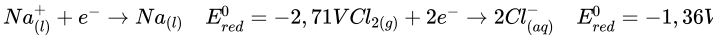
SANTANA. V. M. S. A leitura e a química das substâncias. *Cadernos PDE*. Ivaiporã Secretaria de Estado da Educação do Paraná (SEED); Universidade Estadual de Londrina, 2010 (adaptado).

Comprar uma lata de conserva amassada no supermercado é desaconselhável porque o amassado pode

- alterar a pressão no interior da lata, promovendo a degradação acelerada do alimento.
- romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento.
- prejudicar o apelo visual da embalagem, apesar de não afetar as propriedades do alimento.
- romper a camada de verniz, fazendo com que o metal tóxico estanho contamine o alimento.
- desprender camadas de verniz, que se dissolverão no meio aquoso, contaminando o alimento.

Exercício 102

(Upf 2014) O uso de cloro na desinfecção de águas foi iniciado com a aplicação do hipoclorito de sódio ($\text{NaClO}_{(aq)}$) e, primeiramente, era empregado somente em casos de epidemias. A partir de 1902, a cloração foi adotada de maneira contínua na Bélgica, e, a partir de 1909, passou a ser utilizado o gás cloro (Cl_2) armazenado em cilindros revestidos com chumbo. O gás cloro pode ser obtido por dois processos de eletrólise: eletrólise da água do mar ou de uma salmoura e eletrólise ígnea de cloreto de sódio fundido.



Considerando os processos de eletrólise e as substâncias químicas relacionadas no quadro acima, analise as afirmativas e assinale a **correta**.

- Para o preparo de 1L de $\text{NaClO}_{(aq)}$ com concentração em quantidade de matéria de 0,6 uma solução de $\text{NaClO}_{(aq)}$ mol/L, devem ser dissolvidos 4,466g do soluto.
- No processo de NaCl , ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo eletrólise do NaCl este ligado ao polo negativo.
- Eletrólise é um processo de oxirredução espontâneo no qual ocorre conversão de energia química em energia elétrica.
- A substância NaCl conduz a corrente elétrica, mesmo no estado sólido, pois química NaCl apresenta íons em sua estrutura cristalina.
- A decomposição do cloreto de sódio é um processo espontâneo e sua reação pode ser descrita como: $2\text{NaCl}_{(l)} \rightarrow 2\text{Na}_{(l)} + \text{Cl}_{2(g)}$ sendo o potencial da célula negativo.

Exercício 103

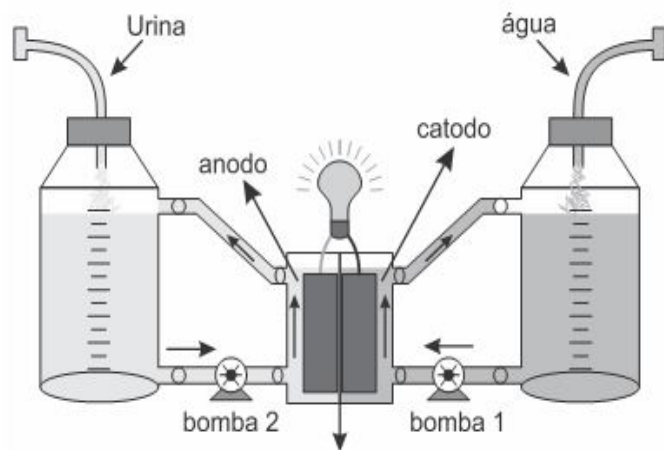
(Ufrn 2013) A purificação do cobre é essencial para sua aplicação em fios condutores de corrente elétrica. Como esse metal contém impurezas de ferro, zinco, ouro e platina, é preciso realizar um processo de purificação na indústria para obtê-lo com mais de 99% de pureza. Para isso, é necessário colocá-lo no anodo de uma cuba com solução aquosa de sulfato de cobre e aplicar corrente elétrica de forma a depositá-lo no catodo, fazendo-o atingir essa pureza. Apesar de ser um método lento e de consumir grande quantidade de energia, os custos de produção são compensados pelos subprodutos do processo, que são metais como ouro, platina e prata. O método de purificação do cobre é conhecido como

- pilha galvânica, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre da metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução²⁺solução dos íons Cu aquosa.
- eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre da metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução²⁺solução dos íons Cu aquosa.
- eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a redução do cobre metálico, da e o metal que se deposita no catodo é resultado da oxidação dos íons²⁺solução

Cu aquosa.
d) pilha galvânica, sendo que, no anodo, ocorre a redução do cobre da
metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da oxidação ²⁺ solução
dos íons Cu aquosa.

Exercício 104

(Fgv 2015) Fontes alternativas de energia têm sido foco de interesse global como a solução viável para crescentes problemas do uso de combustíveis fósseis. Um exemplo é a célula a combustível microbiológica que emprega como combustível a urina. Em seu interior, compostos contidos na urina, como ureia e resíduos de proteínas, são transformados por micro-organismos que constituem um biofilme no anodo de uma célula eletroquímica que produz corrente elétrica.



célula a combustível microbiológica

(<http://www.rsc.org/chemistryworld/News/2011/October/31101103.asp>. Adaptado)

Sobre essa célula eletroquímica, é correto afirmar que, quando ela entra em operação com a geração de energia elétrica, o biofilme promove a:

- oxidação, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo positivo da célula.
- oxidação, os elétrons transitam do catodo para o anodo, e o catodo é o polo positivo da célula.
- oxidação, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo negativo da célula.
- redução, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo positivo da célula.
- redução, os elétrons transitam do catodo para o anodo, e o catodo é o polo negativo da célula.

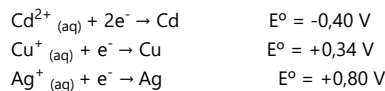
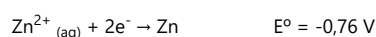
Exercício 105

(Unesp 2021) As bacteriorrizas são exemplos de associações simbióticas entre bactérias e raízes de plantas leguminosas. Essas bactérias fixam o nitrogênio atmosférico (N_2), transformando-o em amônia (NH_3). Nessa transformação, o número de oxidação do elemento nitrogênio é alterado de

- +2 para -3, sendo reduzido.
- +2 para +1, sendo reduzido.
- 0 para +3, sendo oxidado.
- 0 para +1, sendo oxidado.
- 0 para -3, sendo reduzido.

Exercício 106

(Ufrpr 2010) A corrosão de metais é um grande desafio para os moradores de cidades litorâneas. Nos processos químicos de transferência de elétrons, os metais sofrem oxidação e o produto se desprende, fragilizando a estrutura. Sobre o assunto, considere as seguintes semirreações e afirmativas:



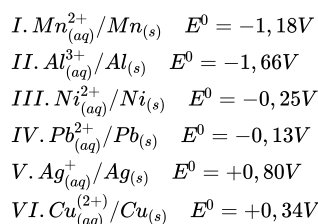
- Na reação entre as semicelas de prata e cádmio em que a prata sofre oxidação, o processo é espontâneo.
- Na reação espontânea entre as semicelas de cobre e cádmio, o eletrodo de cádmio será o ânodo.
- Na reação espontânea entre as semicelas de zinco e cobre, o eletrodo de cobre será o positivo.
- A semirreação de zinco é a que tem maior potencial-padrão de redução.

Assinale a alternativa correta.

- As afirmativas 1, 2, 3 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 1 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2, 3 e 4 são verdadeiras.
- Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.
- Somente a afirmativa 3 é verdadeira.

Exercício 107

(Pucrj 2016) Considere as seguintes semicélulas e os respectivos potenciais-padrão de redução, numerados de I a VI.

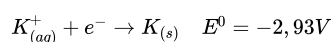
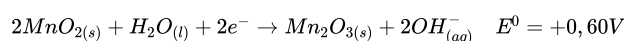
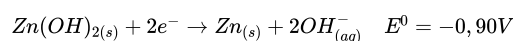


As duas semicélulas que formariam uma pilha com maior diferença de potencial são:

- I e III
- II e V
- II e IV
- IV e VI
- V e VI

Exercício 108

(Ufc 2006) As pilhas alcalinas são compostas basicamente de grafite (carbono, C), pasta de dióxido de manganês (MnO_2) e zinco (Zn) em meio alcalino de hidróxido de potássio (KOH). Dados os potenciais padrão de redução:



Assinale a alternativa correta.

- O dióxido de manganês funciona como catodo.
- A voltagem padrão da pilha é - 0,30 V.
- O hidróxido de potássio funciona como catodo.
- A grafite funciona como eletrodo de sacrifício.
- O hidróxido de zinco funciona como catodo.

Exercício 109

(Unioeste 2020) Um dos ácidos mais utilizados pelas indústrias químicas é o ácido sulfúrico. Sua composição possui o átomo de enxofre, cujos estados de oxidação mais comuns são -2, 0, +2, +4 e +6; este último presente no ácido sulfúrico. Em relação ao átomo de enxofre nos estados de oxidação 0 e -2, é **CORRETO** afirmar que:

Dado: S (Z=16).

- a) no estado de oxidação 0 os orbitais “p” da camada de valência encontram-se vazios.
- b) no estado de oxidação -2 o orbital “s” recebe 2 elétrons, preenchendo sua subcamada.
- c) os estados de oxidação 0 e -2 possuem, respectivamente, 6 e 8 elétrons em sua camada de valência.
- d) o orbital “p” perde dois elétrons e forma o ânion -2.
- e) no estado de oxidação 0 a camada de valência se encontra vazia.

Exercício 110

(ENEM PPL 2013) O Instituto Luiz Coimbra (UF RJ) lançou o primeiro ônibus urbano movido a hidrogênio do Hemisfério Sul, com tecnologia inteiramente nacional. Sua tração provém de três fontes de energia, sendo uma delas a pilha de combustível, na qual o hidrogênio, gerado por um processo eletroquímico, reage com o oxigênio do ar, formando água.

FRAGA, I. Disponível em: <http://cienciahoje.uol.com.br>. Acesso em: 20 jul. 2010 (adaptado).

A transformação de energia que ocorre na pilha de combustível responsável pelo movimento do ônibus decorre da energia cinética oriunda do(a):

- a) calor absorvido na produção de água
- b) expansão gasosa causada pela produção de água.
- c) calor liberado pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio.
- d) contração gasosa causada pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio.
- e) eletricidade gerada pela reação de oxirredução do hidrogênio com o oxigênio.

Exercício 111

(Udesc 2015) Reações de oxirredução estão presentes no dia-a-dia como na ação desinfetante da água sanitária, na geração de energia elétrica em baterias e na obtenção de metais a partir de seus minérios. Como exemplo destas reações considere uma folha de alumínio imersa em uma solução aquosa de sulfato de cobre. Sabendo-se que o potencial de redução do alumínio é -1,66V e o potencial de redução do cobre é +0,34V é **correto** afirmar que:

- a) o alumínio é o agente oxidante.
- b) ocorrerá redução do Cu(II).
- c) o potencial de oxirredução da reação é de -1,32V.
- d) o sulfato de cobre é o agente redutor.
- e) o estado de oxidação do enxofre no sulfato de cobre, CuSO4 -e -2.

Exercício 112

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto:
O uso mais popular do cloreto de sódio é na cozinha, onde é utilizado para acrescentar sabor a uma infinidade de alimentos e também como conservante e material de limpeza. É na indústria química, no entanto, que ele é mais consumido. São inúmeros os processos que fazem uso de produtos do processamento desse sal.
(Unicamp 2014) O uso industrial do cloreto de sódio se dá principalmente no processo de obtenção de alguns importantes produtos de sua eletrólise em meio aquoso. Simplificadamente, esse processo é feito pela passagem de uma corrente elétrica em uma solução aquosa desse sal. Pode-se afirmar que, a partir desse processo, seriam obtidos:

- a) gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
- b) gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
- c) gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
- d) gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

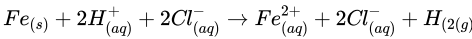
Exercício 113

(Uece 2016) Uma pilha é formada com eletrodos de alumínio e ouro que apresentam os potenciais de redução, respectivamente, - 1,66 volts e 1,50 volts. Após analisar as características dessa pilha, pode-se afirmar corretamente que:

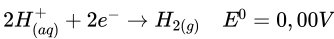
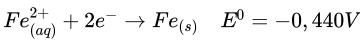
- a) a reação do cátodo é $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$.
- b) a ddp da pilha é + 3,16 V.
- c) a reação global é $Al^{3+} + Au \rightarrow Au^{3+} + Al$.
- d) a equação global da pilha é $Au^{3+}_{(aq)} / Au // Al^{3+}_{(aq)} / Al$.

Exercício 114

(Upf 2015) Considerando a reação entre ferro metálico (Fe(s)) e uma solução aquosa de ácido clorídrico (HCl(aq)).



realizada em diferentes condições e com os seguintes valores de potenciais de redução para as semirreações:

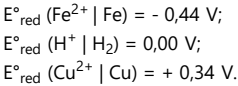


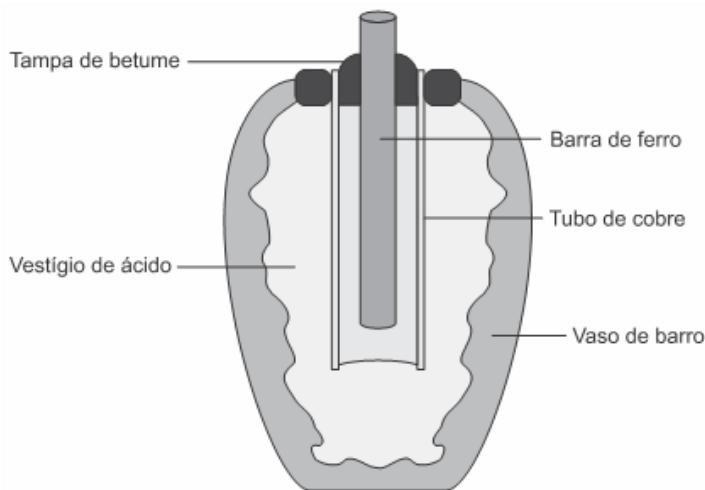
Assinale a alternativa **correta**.

- a) A reação ocorrerá mais rapidamente se ao invés de ferro metálico em pó for utilizada uma lâmina de ferro metálico, o que se justifica em razão de haver, assim, maior superfície de contato na lâmina.
- b) A reação é espontânea, apresenta $E^0_{cel} = +0,440V$, $Fe_{(s)}$ atua como potencial padrão de célula agente redutor.
- c) Quanto menor for a concentração do $Fe^{2+}_{(aq)}$ utilizado, mais rapidamente a reação irá ocorrer.
- d) Na reação $Fe_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$ irá sofrer oxidação, já os íons $H^+_{(aq)}$ irão ser oxidados para formar o gás $H_{2(g)}$.
química redução a íons hidrogênio
- e) Um aumento da temperatura do sistema levará ao aumento da rapidez das reações químicas exotérmicas e à diminuição para as reações químicas endotérmicas.

Exercício 115

(Enem 2018) Em 1938 o arqueólogo alemão Wilhelm König, diretor do Museu Nacional do Iraque, encontrou um objeto estranho na coleção da instituição, que poderia ter sido usado como uma pilha, similar às utilizadas em nossos dias. A suposta pilha, datada de cerca de 200 a.C., é constituída de um pequeno vaso de barro (argila) no qual foram instalados um tubo de cobre, uma barra de ferro (aparentemente corroída por ácido) e uma tampa de betume (asfalto), conforme ilustrado. Considere os potenciais-padrão de redução:





As pilhas de Bagdá e a acupuntura. Disponível em: <http://jornalggcn.com.br>. Acesso em: 14 dez. 2014 (adaptado).

Nessa suposta pilha, qual dos componentes atuaria como cátodo?

- A tampa de betume.
- O vestígio de ácido.
- A barra de ferro.
- O tubo de cobre.
- O vaso de barro.

Exercício 116

(Ufrp 2020) Num laboratório, um grupo de alunos possui quatro semicélulas montadas, todas em condição padrão de concentração e temperatura, correspondentes às semirreações mostradas no quadro abaixo:

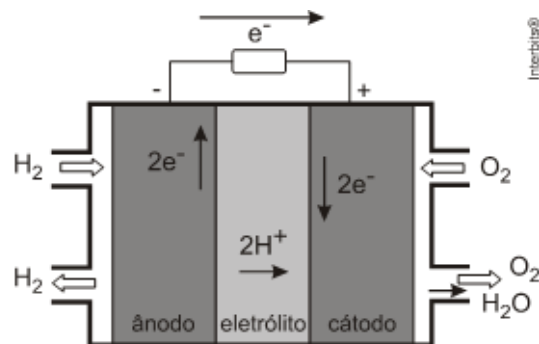
Semicélula	Semirreação de redução	E°/V
I	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
II	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0,54
III	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	0,34
IV	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76

Numa dada combinação para montar uma pilha eletroquímica, o valor de diferença de potencial (ΔE) da pilha, no instante em que se ligaram os contatos, foi de 0,69 V. A combinação utilizada nessa pilha foi entre as semicélulas:

- I e II.
- I e III.
- I e IV.
- II e III.
- III e IV.

Exercício 117

(ENEM 2010) O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao meio ambiente. Nos próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço: as células a combustível hidrogênio/oxigênio.



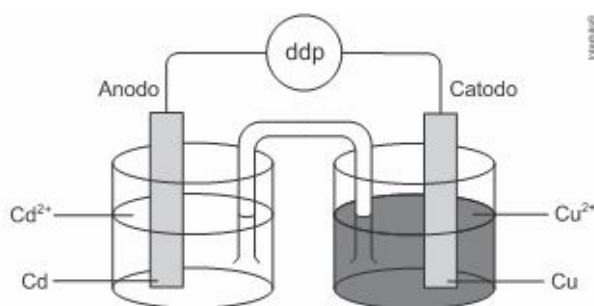
VILLULLAS, H. M.; TICIANELLI, E. A.; GONZÁLEZ, E. R. *Química Nova Na Escola*. Nº15, maio 2002.

Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula a combustível hidrogênio/oxigênio diferencia-se dos processos convencionais porque:

- transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.
- converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.
- transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis.
- converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do meio ambiente.
- converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

Exercício 118

(Pucrj 2008) Considere o esquema a seguir que representa uma pilha constituída de metal cobre em solução aquosa de sulfato de cobre e metal cádmio em solução de sulfato de cádmio.



Uma tabela fornece a informação de que os potenciais padrões de redução do Cu^{2+} e do Cd^{2+} são, respectivamente, +0,34V e -0,40V e que a prata é um elemento mais nobre que o cobre. Assinale a opção que mostra a ordem decrescente de facilidade de oxidação dos três metais citados e a diferença de potencial (ddp) da pilha indicada na figura.

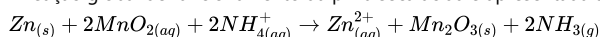
- $\text{Cu} > \text{Ag} > \text{Cd}$; - 0,74 V
- $\text{Cd} > \text{Cu} > \text{Ag}$; + 0,74 V
- $\text{Ag} > \text{Cu} > \text{Cd}$; - 0,06 V
- $\text{Cd} > \text{Cu} > \text{Ag}$; + 0,06 V
- $\text{Ag} > \text{Cd} > \text{Cu}$; - 0,74 V

Exercício 119

(Unifor 2014) A pilha seca ácida foi desenvolvida em 1866, pelo químico francês George Leclanché (1839-1882). Trata-se de uma pilha comum hoje em dia, pois é a mais barata, sendo usada em lanternas, rádios, equipamentos portáteis e aparelhos elétricos como gravadores, flashes e brinquedos. Essa pilha na verdade não é seca, pois dentro dela há uma pasta aquosa, úmida.

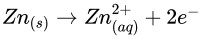
<http://www.mundoeducacao.com/quimica/pilha-seca-leclanche.htm>

A reação global de funcionamento da pilha seca ácida é apresentada abaixo:



Sobre a referida reação é possível afirmar que

a) No anodo, ocorre a oxidação do zinco metálico que fica no envoltório da pilha segundo a reação:



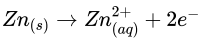
Os 2 elétrons do Zn metálico oxidado são transferidos para o dióxido de manganês que assim é convertido a trióxido de manganês.

b) O dióxido de manganês sofre oxidação sendo convertido a trióxido de manganês e portanto age como agente redutor no processo.

c) Zinco metálico sofre oxidação no catodo e geram a corrente de 1,5 V típica destas pilhas.

d) Dióxido de manganês sofrem redução no anodo e geram a corrente de 1,5 V típica destas pilhas.

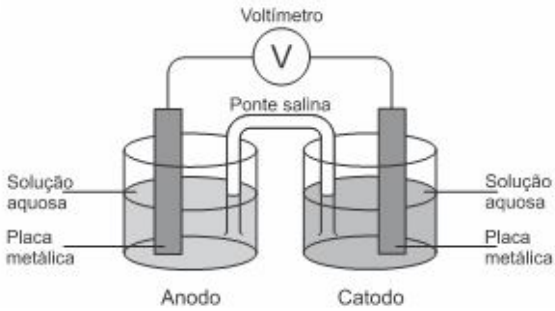
e) No catodo, ocorre a oxidação do zinco metálico que fica no envoltório da pilha segundo a reação:



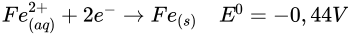
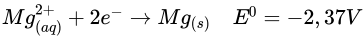
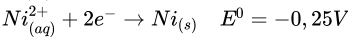
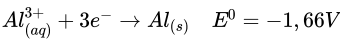
Os 2 elétrons do Zn metálico reduzido são transferidos para o dióxido de manganês que assim é convertido a trióxido de manganês.

Exercício 120

(Uemg 2015) Pilhas são dispositivos que produzem corrente elétrica, explorando as diferentes capacidades das espécies de perderem ou de ganharem elétrons. A figura abaixo mostra a montagem de uma dessas pilhas:



A seguir, estão representadas algumas semirreações e seus respectivos potenciais de redução, a 25°C:



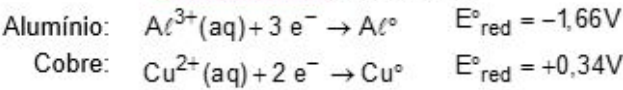
A pilha de maior diferença de potencial (ddp) pode ser constituída no anodo e no catodo, respectivamente, pelos eletrodos de:

- a) alumínio e magnésio.
- b) magnésio e níquel.
- c) alumínio e ferro.
- d) ferro e níquel.

Exercício 121

(Espcex (Aman) 2016) A energia liberada em uma reação de oxidorredução espontânea pode ser usada para realizar trabalho elétrico. O dispositivo químico montado, pautado nesse conceito, é chamado de célula voltaica, célula galvânica ou pilha. Uma pilha envolvendo alumínio e cobre pode ser montada utilizando como eletrodos metais e soluções das respectivas espécies. As semirreações de redução dessas espécies é mostrada a seguir:

Semirreações de Redução

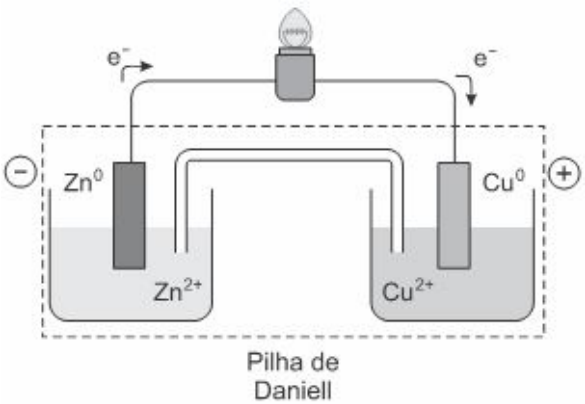


Considerando todos os materiais necessários para a montagem de uma pilha de alumínio e cobre, nas condições-padrão (25 °C e 1 atm) ideais (desprezando-se qualquer efeito dissipativo) e as semirreações de redução fornecidas, a força eletromotriz (fem) dessa pilha montada e o agente redutor, respectivamente são:

- a) 2,10V e o cobre.
- b) 2,00V e o alumínio.
- c) 1,34V e o cobre.
- d) 1,32V e o alumínio.
- e) 1,00V e o cobre.

Exercício 122

(Upf 2015) Na pilha de Daniell, ocorre uma reação de oxirredução espontânea, conforme representado esquematicamente na figura abaixo.



Considerando a informação apresentada, analise as afirmações a seguir.

- I. Na reação de oxirredução espontânea, representada na pilha de Daniell, a espécie que se oxida, no caso o $Zn_{(s)}$, transfere elétrons para a espécie que sofre redução, os íons $Cu_{(aq)}^{2+}$.
- II. O $Zn_{(s)}$ sofre redução, transferindo elétrons para os íons $Cu_{(aq)}^{2+}$ que sofrem oxidação.
- III. Para que ocorra a reação de oxirredução espontânea, o potencial de redução do eletrodo de cobre deve ser maior do que o do eletrodo de zinco.
- IV. A placa de $Zn_{(s)}$ sofre corrosão, tendo sua massa diminuída, e sobre a placa de cobre ocorre depósito de cobre metálico.
- V. A concentração de íons $Cu_{(aq)}^{2+}$ aumenta, e a concentração de íons $Zn_{(aq)}^{2+}$ diminui em cada um dos seus respectivos compartimentos.

Está **correto** apenas o que se afirma em:

- a) I, III e IV.
- b) II e V.
- c) I, II e V.
- d) III, IV e V.
- e) II e III.

Exercício 123

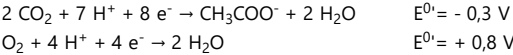
(ENEM 2016) Texto I
Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o

cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO. S. Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula e combustível etanol/O₂ . Disponível em: www.teses.usp.br. Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

Texto II

Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais padrão (E°) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais:



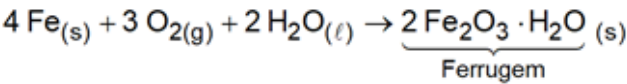
SCOTT, K.; YU, E. H. *Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications*. Woodhead Publishing Series in Energy. n. 88, 2016 (adaptado).

Nessas condições, qual é o número mínimo de biocélulas de acetato, ligadas em série, necessárias para se obter uma diferença de potencial de 4,4 V?

- a) 3
- b) 4
- c) 6
- d) 7
- e) 15

Exercício 124

(Enem 2ª aplicação 2016) Utensílios de uso cotidiano e ferramentas que contêm ferro em sua liga metálica tendem a sofrer processo corrosivo e enferrujar. A corrosão é um processo eletroquímico e, no caso do ferro, ocorre a precipitação do óxido de ferro (III) hidratado, substância marrom pouco solúvel, conhecida como ferrugem. Esse processo corrosivo é, de maneira geral, representado pela equação química:



Uma forma de impedir o processo corrosivo nesses utensílios é:

- a) renovar sua superfície, polindo-a semanalmente.
- b) evitar o contato do utensílio com o calor, isolando-o termicamente.
- c) impermeabilizar a superfície, isolando-a de seu contato com o ar úmido.
- d) esterilizar frequentemente os utensílios, impedindo a proliferação de bactérias.
- e) guardar os utensílios em embalagens, isolando-os do contato com outros objetos.

Exercício 125

(Mackenzie 2016) Em instalações industriais sujeitas à corrosão, é muito comum a utilização de um metal de sacrifício, o qual sofre oxidação mais facilmente que o metal principal que compõe essa instalação, diminuindo, portanto eventuais desgastes dessa estrutura. Quando o metal de sacrifício encontra-se deteriorado, é providenciada sua troca, garantindo-se a eficácia do processo denominado proteção catódica. Considerando uma estrutura formada predominantemente por ferro e analisando a tabela abaixo que indica os potenciais-padrão de redução E°

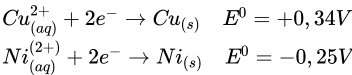
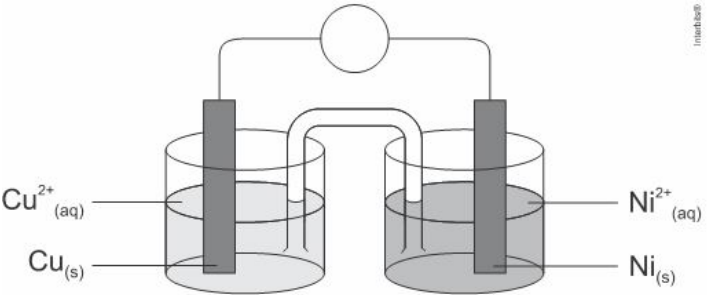
(red) de alguns outros metais, ao ser eleito um metal de sacrifício, a melhor escolha seria:

Metal	Equação da semirreação	Potenciais-padrão de redução (E° _{red})
Magnésio	$\text{Mg}^{+2}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}_{(s)}$	-2,38 V
Zinco	$\text{Zn}^{+2}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	-0,76 V
Ferro	$\text{Fe}^{+2}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,44 V
Chumbo	$\text{Pb}^{+2}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$	-0,13 V
Cobre	$\text{Cu}^{+2}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+0,34 V
Prata	$\text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	+0,80 V

- a) o magnésio.
- b) o cobre.
- c) o ferro.
- d) o chumbo.
- e) a prata.

Exercício 126

(G1 - ifsul 2015) Considere a célula eletroquímica a seguir e os potenciais de redução das semirreações:



Qual é a ddp da pilha?

- a) 0,59 V.
- b) 0,34V.
- c) 0,25V.
- d) 0,19V.

Gabarito

Exercício 1

- d) (4).

Exercício 2

- d) Magnésio.

Exercício 3

- d) a redução do oxigênio gerado em processos fermentativos, utilizando mistura de alumina e prata, para geração de insumo agrícola.

Exercício 4

- c) III.

Exercício 5

- b) 1,93 A

Exercício 6

- d) +4

Exercício 7

b) eletrorrecuração do ouro.

Exercício 8

d) O trabalho máximo que pode ser obtido é, em módulo, de 4.171 kj por mol de etanol.

Exercício 9

a) O eletrodo E_e corresponde ao anodo.

Exercício 10

d) a proporção entre os gases reagentes é 2H₂:1O₂

Exercício 11

b) O óxido de LiCoO₂ é oxidado a CoO₂, na recarga da pilha.

Exercício 12

b) permite a difusão dos íons promovida pela aplicação de diferença de potencial, fechando o circuito elétrico.

Exercício 13

b) o polo positivo da pilha formada é o estanho.

Exercício 14

b) sal formado equivale ao sulfato ferroso.

Exercício 15

a) Al

Exercício 16

c) 3,7

Exercício 17

e) a amônia sai de dentro da pilha, impossibilitando a reação inversa.

Exercício 18

b) I, II e III.

Exercício 19

c) possui uma resistência interna muito menor que a pilha comum.

Exercício 20

a) Somente as afirmativas I e II são corretas.

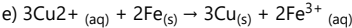
Exercício 21

c) há apenas uma informação incorreta.

Exercício 22

d) 1 e 3 apenas.

Exercício 23



Exercício 24

a) O carbonato de lítio, Li₂CO₃, é a matéria prima para fabricação de baterias cuja produção tem aumentado nos últimos anos.

Exercício 25

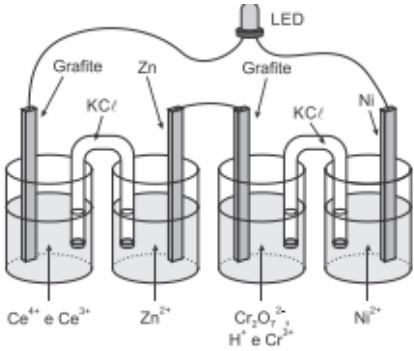
d) torna a água mais condutora.

Exercício 26

e) Sua produção pode se dar pela oxidação de hidrogênio em certas células de combustível.

Exercício 27

c)



Exercício 28

b) Cu°.

Exercício 29

a) 1

Exercício 30

b) A reação líquida da célula é o oposto da eletrólise.

Exercício 31

b) 33,6 L

Exercício 32

b) regenera o corante.

Exercício 33

e) +0,43V.

Exercício 34

c) Au e O₂

Exercício 35

c) 8.500 s.

Exercício 36

a) menor densidade, embora seja menos resistente à corrosão.

Exercício 37

d) III e IV.

Exercício 38

d) Sn_(s)

Exercício 39

c) O potencial padrão da semirreação de oxidação do ferro metálico é +0,44V.

Exercício 40

a) uma solução aquosa de HClO poderá oxidar os íons Mn²⁺.

Exercício 41

a) o contato dos componentes da célula de lítio-íon com o oxigênio do ar, que deu início a reações químicas exotérmicas.

Exercício 42

a) A corrosão nem sempre acontece em presença de água.

Exercício 43

c) $Al^{\circ}_{(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3e^{-}$ $E^{\circ} = +1,66V$

Exercício 44

b) $4 - 3 - 2 - 1$

Exercício 45

b) o MnO₂ funciona como o redutor na reação.

Exercício 46

a) Mg como redutor para obter Zn eletrólise.

Exercício 47

b) 1,12 L

Exercício 48

c) apenas II e III.

Exercício 49

a) Apenas I.

Exercício 50

b) direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +2,05V

Exercício 51

d) II, IV e V

Exercício 52

e) $Zn(OH)_4^{2-}$ (aq)

Exercício 53

b) 1,12 L

Exercício 54

(E) o ferro sofre oxidação, atuando como redutor na formação do Fe₂O₃·nH₂O.]

Exercício 55

02) A pilha pode ser representada por: Mg/Mg²⁺ // Cu²⁺/Cu.

16) O sentido do movimento dos elétrons na parte externa do circuito ocorre da placa de magnésio para a placa de cobre.

Exercício 56

b) II e III, apenas

Exercício 57

c)

ânodo: $2Li^0 \rightarrow 2Li^{+} + 2e^{-}$

cátodo: $I_2 + 2e^{-} \rightarrow 2I^{-}$

Exercício 58

a) CuSO₄

Exercício 59

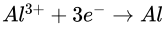
c) Apenas III e IV estão corretas.

Exercício 60

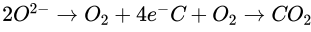
c) a recarga da pilha é feita por um processo de eletrólise.

Exercício 61

a) Cátodo:



Ânodo:



Exercício 62

d) 19,30 A.

Exercício 63

d) Kit 4.

Exercício 64

d) o eletrodo de ferro é consumido.

Exercício 65

d) a pasta de eletrólitos à base de água constituída por hidróxido de potássio atua como ponte salina entre os eletrodos, permitindo o fluxo de cargas durante o carregamento e o descarregamento da bateria.

Exercício 66

d) o potencial padrão da reação é igual a +0,828V.

Exercício 67

c) No catodo, o cobalto é reduzido durante a descarga.

Exercício 68

(B) 11 g.

Exercício 69

d) 3/4 e cátodo, onde ocorre a redução.

Exercício 70

c) A eletrólise ígnea do sal anidro produz, além do magnésio metálico, um gás extremamente tóxico e de odor irritante.

Exercício 71

d) tem como reação da célula a seguinte reação: Zn_(s) + Ag₂O_(s) → ZnO_(s) + 2Ag_(s).

Exercício 72

e) oxidação na equação 1 e redução na equação 2.

Exercício 73

c) 231.600 C.

Exercício 74

d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.

Exercício 75

e) destinar as pilhas e baterias à reutilização de seus componentes.

Exercício 76

c) I e II

Exercício 77

c) I e II

Exercício 78

e) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu oxidação no ânodo, perdendo dois elétrons.

Exercício 79

e) A diferença de potencial da equação global é +1,65V.

Exercício 80

d) apenas I e II.

Exercício 81

b) 2,1 L.

Exercício 82

a) 22,0g

Exercício 83

d) galvanoplastia.

Exercício 84

e) II, IV e V.

Exercício 85

c) eletrodo B como polo positivo.

Exercício 86

b) 1,1355 L e 2,3 g

Exercício 87

a) I e III apenas.

Exercício 88

a) F – V – F – V – F

Exercício 89

d) alumínio é reduzido.

Exercício 90

b) o zinco é o ânodo e o níquel é o cátodo.

Exercício 91

e) oxidação; o polo positivo é o catodo e a sua ddp é positiva.

Exercício 92

b) O lítio metálico é um agente redutor mais forte do que o zinco metálico.

Exercício 93

a) zinco.

Exercício 94

e) Somente o lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

Exercício 95

e) 1 e 2.

Exercício 96

a) O lítio metálico é oxidado na primeira descarga.

Exercício 97

b) 0,18V.

Exercício 98

d) Pd, Rh, Pt e Ru apresentaram os melhores resultados como anticorrosivos, enquanto Cu e Au apresentaram os piores.

Exercício 99

d) hidrogênio molecular.

Exercício 100

a) O magnésio possui menor poder de redução que o principal constituinte da estrutura do navio, por isso é "sacrificado" para protegê-la.

Exercício 101

b) romper a camada de estanho, permitindo a corrosão do ferro e alterações do alimento.

Exercício 102

b) No processo de eletrólise do NaCl_(l), ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo este ligado ao polo negativo.

Exercício 103

b) eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução dos íons Cu²⁺ da solução aquosa.

Exercício 104

a) oxidação, os elétrons transitam do anodo para o catodo, e o catodo é o polo positivo da célula.

Exercício 105

e) 0 para –3, sendo reduzido.

Exercício 106

d) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.

Exercício 107

b) II e V

Exercício 108

a) O dióxido de manganês funciona como catodo.

Exercício 109

c) os estados de oxidação 0 e -2 possuem, respectivamente, 6 e 8 elétrons em sua camada de valência.

Exercício 110

e) eletricidade gerada pela reação de oxirredução do hidrogênio com o oxigênio.

Exercício 111

b) ocorrerá redução do Cu(II).

Exercício 112

c) gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.

Exercício 113

b) a ddp da pilha é + 3,16 V.

Exercício 114

b) A reação é espontânea, apresenta potencial padrão de célula $E_{cel}^0 = +0,440V)$, $Fe_{(s)}$ atua como agente redutor.

Exercício 115

d) O tubo de cobre.

Exercício 116

a) I e II.

Exercício 117

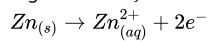
a) transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.

Exercício 118

b) $\text{Cd} > \text{Cu} > \text{Ag}$; + 0,74 V

Exercício 119

a) No anodo, ocorre a oxidação do zinco metálico que fica no envoltório da pilha segundo a reação:



Os 2 elétrons do Zn metálico oxidado são transferidos para o dióxido de manganês que assim é convertido a trióxido de manganês.

Exercício 120

b) magnésio e níquel.

Exercício 121

b) 2,00V e o alumínio.

Exercício 122

a) I, III e IV.

Exercício 123

b) 4

Exercício 124

c) impermeabilizar a superfície, isolando-a de seu contato com o ar úmido.

Exercício 125

a) o magnésio.

Exercício 126

a) 0,59 V.