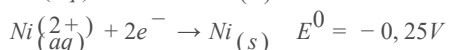
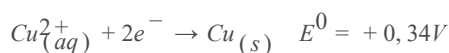
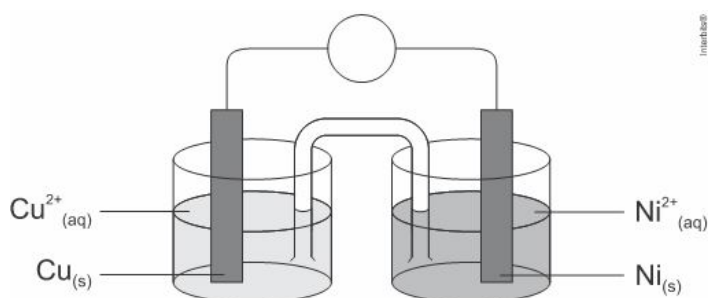


Exercício 1

(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.

Exercício 2

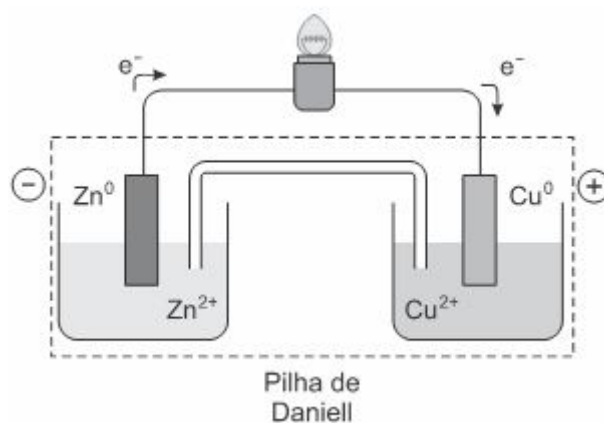
(Mackenzie 2016) Em instalações industriais sujeitas à corrosão, é muito comum a utilização de um metal de sacrifício, o qual sofre oxidação mais facilmente que o metal principal que compõe essa instalação, diminuindo, portanto eventuais desgastes dessa estrutura. Quando o metal de sacrifício encontra-se 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 $E^0_{(red)}$ de alguns outros metais, ao ser eleito um metal de sacrifício, a melhor escolha seria:

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

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

Exercício 3

(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 $\text{Zn}_{(s)}$, transfere elétrons para a espécie que sofre redução, os íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.
- II. O $\text{Zn}_{(s)}$ sofre redução, transferindo elétrons para os íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ 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 $Cu^{2+}_{(aq)}$ aumenta, e a concentração de íons $Zn^{2+}_{(aq)}$ diminui em cada um dos seus respectivos compartimentos.

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

- I, III e IV.
- II e V.
- I, II e V.
- III, IV e V.
- II e III.

Exercício 4

(ufpr 2018) Na mitocôndria, ocorre o processo final das vias de degradação oxidativa, chamado de cadeia de transporte de elétrons. Nesse processo, os elétrons provindos do NADH e $FADH_2$ são transportados por complexos proteicos dispostos espacial e energeticamente, de modo que formem um gradiente de energia livre, em que o fluxo de elétrons vai do componente de maior energia livre para o de menor. O receptor final dos elétrons é a molécula de oxigênio, que é convertida em água. O potencial redox está relacionado com a energia livre através da relação $\Delta G = nF(-\Delta E)$, em que ΔG é a variação de energia livre, ΔE é a variação de potencial, n é número de elétrons e F é a constante de Faraday. Na tabela abaixo, são fornecidos alguns componentes presentes na cadeia de transporte de elétrons e os respectivos valores de potencial de redução.

Componente	Espécie	E^0 (V)
Citocromo a_3	I	0,385
Citocromo b_H	II	0,030
Citocromo c_1	III	0,215
CoQ	IV	0,045
Cu_B	V	0,340
(Fe-S)N	VI	-0,380

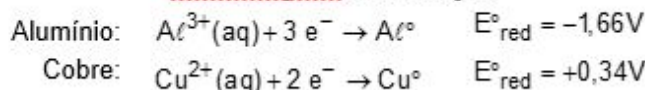
Respeitando o gradiente de energia livre, o fluxo de elétrons deve percorrer a sequência mostrada em:

- I \rightarrow II \rightarrow IV \rightarrow III \rightarrow V \rightarrow VI.
- II \rightarrow III \rightarrow IV \rightarrow VI \rightarrow V \rightarrow I.
- I \rightarrow IV \rightarrow VI \rightarrow III \rightarrow V \rightarrow II.
- VI \rightarrow II \rightarrow IV \rightarrow III \rightarrow V \rightarrow I.
- VI \rightarrow I \rightarrow V \rightarrow II \rightarrow IV \rightarrow III.

Exercício 5

(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

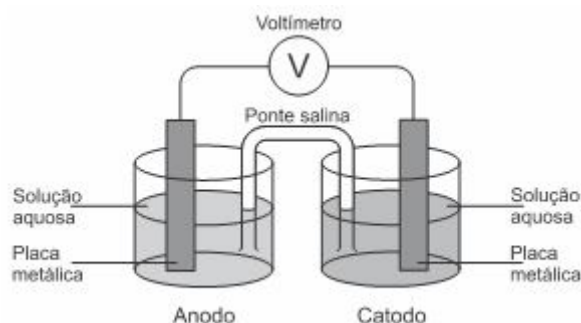


Considerando todos os materiais necessários para a montagem de uma pilha de alumínio e cobre, nas condições-padrão (25 °C e 1 atm) ideais (desprezando-se qualquer efeito dissipativo) e as semirreações de redução fornecidas, a força eletromotriz (fem) dessa pilha montada e o agente redutor, respectivamente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

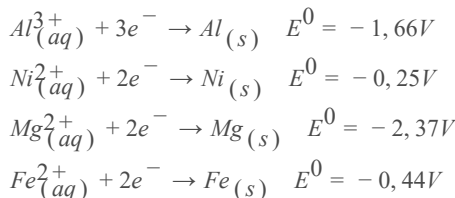
- 2,10V e o cobre.
- 2,00V e o alumínio.
- 1,34V e o cobre.
- 1,32V e o alumínio.
- 1,00V e o cobre.

Exercício 6

(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:

- alumínio e magnésio.
- magnésio e níquel.
- alumínio e ferro.

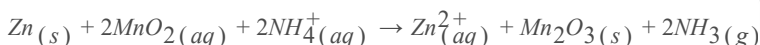
d) ferro e níquel.

Exercício 7

(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.

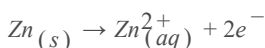
<http://www.mundoeducacao.com/quimica/pilha-seca-leclanche.htm>

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:



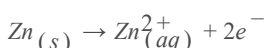
Os 2 elétrons do Zn metálico oxidado são transferidos para o dióxido de manganês que assim é convertido a trióxido de manganês.

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.

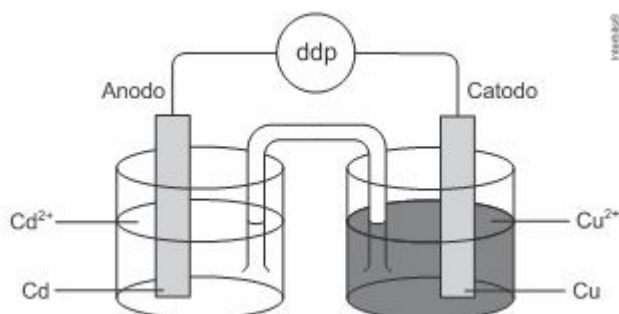
e) No catodo, ocorre a oxidação do zinco metálico que fica no envoltório da pilha segundo a reação:



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

Exercício 8

(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.

- a) $\text{Cu} > \text{Ag} > \text{Cd}$; - 0,74 V
- b) $\text{Cd} > \text{Cu} > \text{Ag}$; + 0,74 V
- c) $\text{Ag} > \text{Cu} > \text{Cd}$; - 0,06 V
- d) $\text{Cd} > \text{Cu} > \text{Ag}$; + 0,06 V
- e) $\text{Ag} > \text{Cd} > \text{Cu}$; - 0,74 V

Exercício 9

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

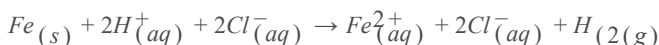
Numa dada combinação para montar uma pilha eletroquímica, o valor de diferença de potencial (ΔE) da pilha, no instante em que se ligaram os contatos, foi de 0,69 V.

A combinação utilizada nessa pilha foi entre as semicélulas:

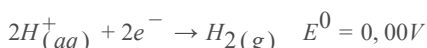
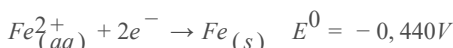
- a) I e II.
- b) I e III.
- c) I e IV.
- d) II e III.
- e) III e IV.

Exercício 10

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



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 potencial padrão de célula $E_{cel}^0 = +0,440V$, $Fe(s)$ atua como agente redutor.
- c) Quanto menor for a concentração do ácido clorídrico ($HCl_{(aq)}$) utilizado, mais rapidamente a reação irá ocorrer.
- d) Na reação química descrita, o $Fe(s)$ irá sofrer redução a íons $Fe_{(aq)}^{2+}$; já os íons $H^+_{(aq)}$ irão ser oxidados para formar o gás hidrogênio ($H_{2(g)}$).
- 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 11

(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 12

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 13

(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, $CuSO_4$ -e -2.

Exercício 14

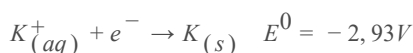
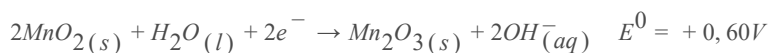
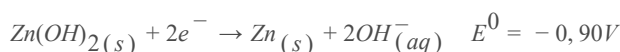
(Unioeste 2020) Um dos ácidos mais utilizados pelas indústrias químicas é o ácido sulfúrico. Sua composição possui o átomo de enxofre, cujos estados de oxidação mais comuns são -2, 0, +2, +4 e +6; este último presente no ácido sulfúrico. Em relação ao átomo de enxofre nos estados de oxidação 0 e -2, 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 15

(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:

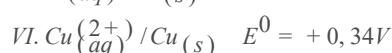
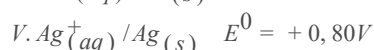
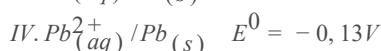
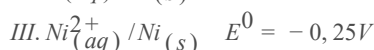
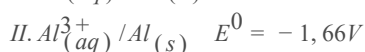
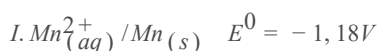


Assinale a alternativa correta.

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

Exercício 16

(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:

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

Exercício 17

(Ufpr 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:



1. Na reação entre as semicelulas de prata e cádmio em que a prata sofre oxidação, o processo é espontâneo.

2. Na reação espontânea entre as semicelulas de cobre e cádmio, o eletrodo de cádmio será o ânodo.

3. Na reação espontânea entre as semicelulas de zinco e cobre, o eletrodo de cobre será o positivo.

4. A semirreação de zinco é a que tem maior potencial-padrão de redução.

Assinale a alternativa correta.

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

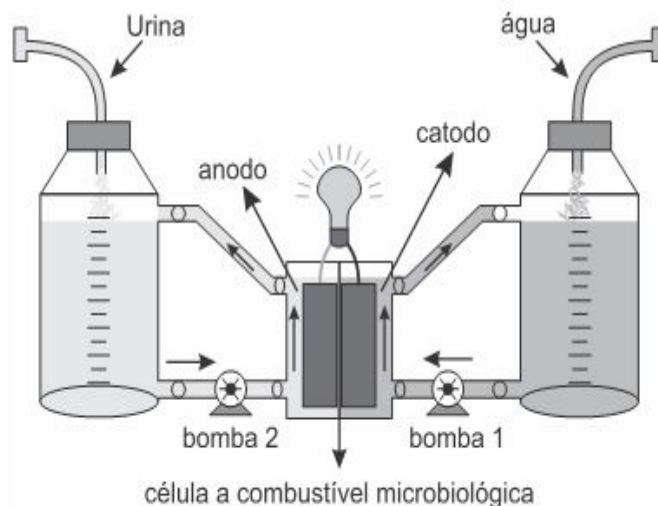
Exercício 18

(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

- a) +2 para -3, sendo reduzido.
- b) +2 para +1, sendo reduzido.
- c) 0 para +3, sendo oxidado.
- d) 0 para +1, sendo oxidado.
- e) 0 para -3, sendo reduzido.

Exercício 19

(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.



(<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:

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

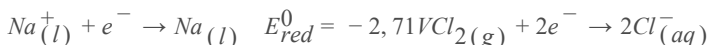
Exercício 20

(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

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

Exercício 21

(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.



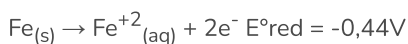
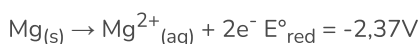
Considerando os processos de eletrólise e as substâncias químicas relacionadas no quadro acima, analise as afirmativas e assinale a **correta**.

- a) Para o preparo de 1L de uma solução de ($\text{NaClO}_{(aq)}$) com concentração em quantidade de matéria de 0,6 mol/L, devem ser dissolvidos 4,466g do soluto.
- b) No processo de eletrólise do $\text{NaCl}_{(l)}$, ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo este ligado ao polo negativo.
- c) Eletrólise é um processo de oxirredução espontâneo no qual ocorre conversão de energia química em energia elétrica.
- d) A substância química $\text{NaCl}_{(s)}$ conduz a corrente elétrica, mesmo no estado sólido, pois apresenta íons em sua estrutura cristalina.
- e) 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 22

(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**?

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

protegê-la.

b) O magnésio ganha elétrons para o ferro, que se mantém protegido, mesmo que exposto ao ar, pois a reação de oxirredução continua.

c) O revestimento de magnésio funciona como um anodo em um circuito de eletrólise, evitando que o ferro se envolva em processos de oxirredução.

d) 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.

e) 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 23

(Fuvest 2021)

1	H	2											13	14	15	16	17	18
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

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 H_2SO_4 em ebulição (em quantidade por tempo)	
	H_2SO_4 1%	H_2SO_4 10%
Paládio (Pd)	<2	26
Ródio (Rh)	<2	145
Platina (Pt)	<2	166
Rutênio (Ru)	<2	187
Írídio (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:

- a) 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.
- b) 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.
- c) A escala de potencial anticorrosivo, segundo esse experimento, é dada por $\text{Au} > \text{Cu} > \text{Re} > \text{Os} > \text{Ir} > \text{Ru} > \text{Pt} > \text{Po} > \text{Rh}$.
- d) Pd, Rh, Pt e Ru apresentaram os melhores resultados como anticorrosivos, enquanto Cu e Au apresentaram os piores.
- e) O titânio puro é muito resistente ao ácido, e a adição de outros metais não faz nenhuma diferença para a taxa de corrosão.

Exercício 24

(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 25

(FUVEST 2019) Considerando que baterias de $\text{Li} - \text{FeS}_2$ 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 $2\text{Li} + \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{FeS}_2$,

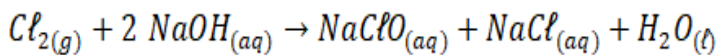
é correto afirmar:

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

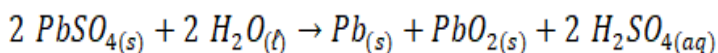
Exercício 26

(Unesp 2021) Analise as reações.

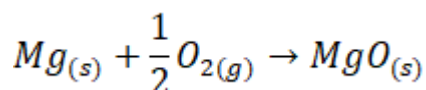
Reação 1 – Obtenção de água sanitária



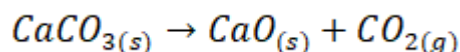
Reação 2 – Reação de carga de uma bateria chumbo/ácido



Reação 3 – Combustão de magnésio metálico



Reação 4 – Obtenção de cal



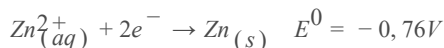
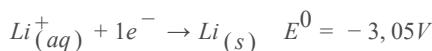
São exemplos de oxirredução, que apresentam um reagente atuando simultaneamente como oxidante e redutor, as reações

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

Exercício 27

(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 28

(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.

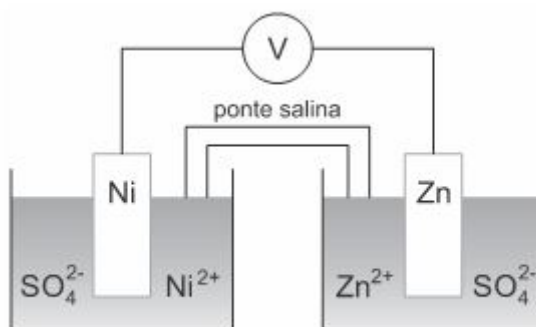
(Revista Pesquisa Fapesp, n.o 199, pág. 72. Adaptado)

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 29

(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.



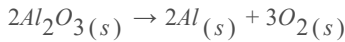
Fonte: Site educacao.globo.com – adaptado.

Considerando que os Potenciais de redução do Níquel e do Zinco são, respectivamente, $-0,25\text{V}$ e $-0,76\text{V}$, 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 $-1,01\text{V}$, nesta pilha.

Exercício 30

(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:



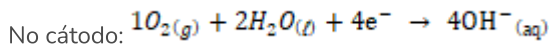
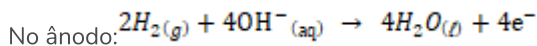
Sobre esta reação, é correto afirmar que o:

- a) O_2 é formado no cátodo.
- b) alumínio é oxidado.
- c) estado de oxidação do alumínio no Al_2O_3 é +2.
- d) alumínio é reduzido.
- e) estado de oxidação do oxigênio no Al_2O_3 é -3.

Exercício 31

(Acafe 2012) Pilhas a combustível do tipo AFC (Alkaline 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:



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

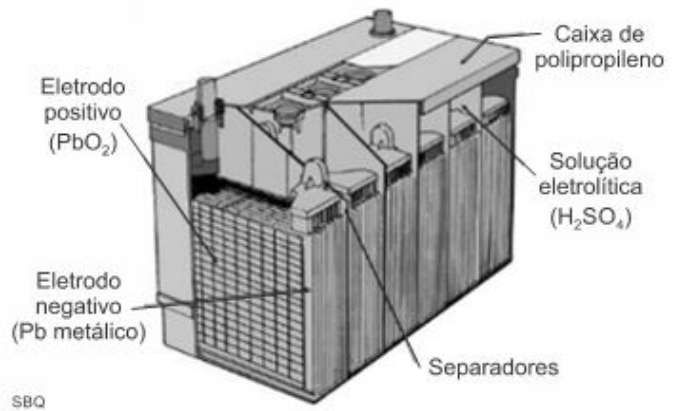
- () Nessas pilhas o hidrogênio é o agente cooxidante.
- () A reação global da pilha é representada por: $2H_2(g) + 1O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$.
- () Nessas pilhas, os elétrons fluem do cátodo para o ânodo.
- () A utilização de pilhas a combustível não gera emissões poluentes.
- () Mudanças nos coeficientes 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 32

(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.

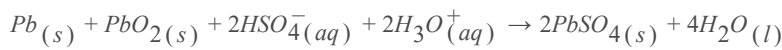


(Disponível em: <http://qnint.s bq.org.br>. Acesso em 02 maio 2016)

Considere as seguintes afirmativas:

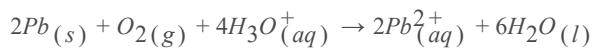
I. A bateria de ácido-chumbo é um dispositivo que, a partir de uma reação química, durante a descarga da bateria, produz energia elétrica, gerando uma quantidade de corrente elétrica por um certo período de tempo.

II. Na representação da equação global da bateria:



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:



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 33

(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:

Massa Molar (g/mol)	Cl	Na
	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 34

(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 $H^+(aq) | H_2(g) | Pt$ e $Pt | H_2(g) | H^+(aq)$ 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 PbO_2 .

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 35

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.

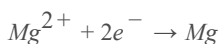
(<http://umumble.com>. Adaptado.)

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

- a) eletrocoagulação.
- b) eletrólise ígnea.
- c) eletrodeformação.
- d) galvanoplastia.
- e) anodização.

Exercício 36

(Uft 2011) A obtenção do Magnésio metálico por eletrólise do $MgCl_2$ 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: $F = 96.500C/mol$; $Mg = 24$.

- a) 22,0g
- b) $6,2 \times 10^{-3}$
- c) 44,0g
- d) 11,0g
- e) $9,6 \times 10^{-3}$

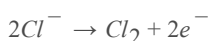
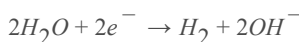
Exercício 37

(Uern 2012) Submetendo o cloreto de cálcio $CaCl_2$ 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

- a) 1,1 L.
- b) 2,1 L.
- c) 22,4 L.
- d) 44,8 L.

Exercício 38

(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 Cl_2 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.

- I. No ânodo, ocorre liberação de Cl_2 ;
- II. O meio fica básico na região próxima ao cátodo.
- III. A água se oxida no cátodo.

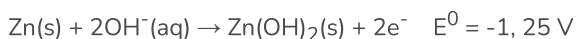
Está(ão) correta(s)

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

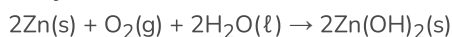
Exercício 39

(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

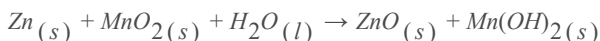


Assinale a alternativa correta.

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

Exercício 40

(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.

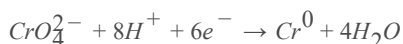
e) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu oxidação no ânodo, perdendo dois elétrons.

Exercício 41

(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 (CrO₃). O CrO₃ em água forma o ácido crômico HCrO₄, 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 x 10⁴C; Massa molar do cromo = 52 g/mol.

Com base no texto, julgue as afirmativas abaixo.

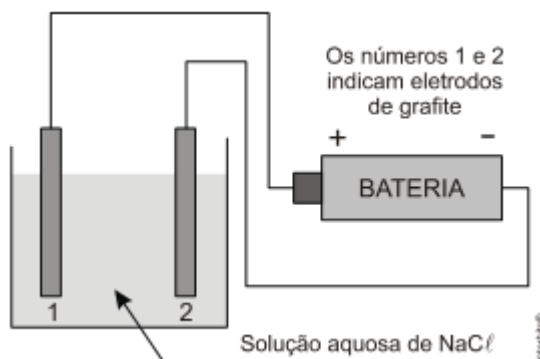
- I. O banho de cromo é um exemplo de eletrólise empregado em indústrias de galvanoplastia.
- II. A massa de cromo usada na recuperação do para-choque foi de 19,39 g.
- III. Na equação de redução o cromo VI perde 6 elétrons.
- IV. A redução do cromo ocorre no anodo.

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 42

(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 43

(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 44

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

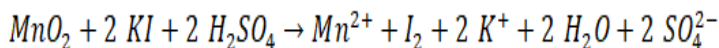
- a) 61.760 C.
b) 154.400 C.
c) 231.600 C.
d) 308.800 C.
e) 386.000 C.

Exercício 45

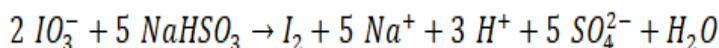
(Famerp 2021) O iodo é um elemento relativamente raro, cuja forma elementar (I_2) é produzida a partir de suas espécies iônicas

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 46

(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.

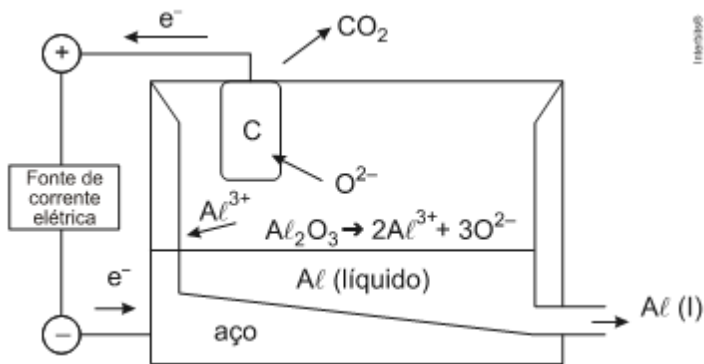
Considerando as informações do texto acima, assinale a alternativa correta.

- a) A filtração é um processo físico que serve para separar misturas homogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás.
b) A massa de Mg^{2+} presente em 500mL de água do mar é de 2,025g.
c) A eletrólise ígnea do sal anidro produz, além do magnésio metálico, um gás extremamente tóxico e de odor irritante.
d) O hidróxido de magnésio é uma monobase fraca, muito solúvel em água.
e) 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 47

(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.



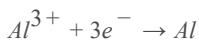
O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.

As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são

Polo +



Polo -

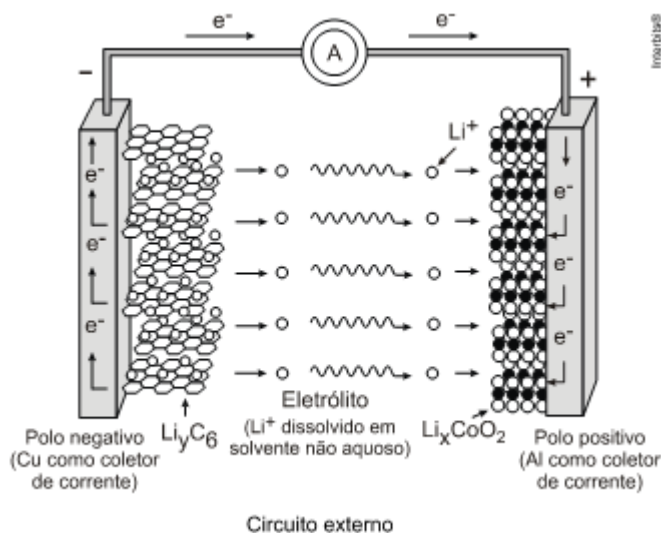


A quantidade em mols de CO₂ que se forma para cada um mol de Al e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente

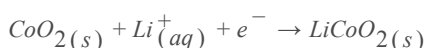
- 4/3 e ânodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e ânodo, onde ocorre a oxidação.
- 4/3 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a oxidação.

Exercício 48

(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.

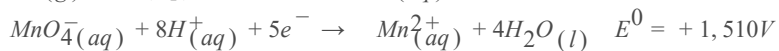
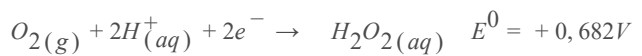


Com base no enunciado, assinale a alternativa correta.

- 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 49

(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:

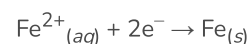


Em relação a este processo, é correto afirmar que:

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

Exercício 50

(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:

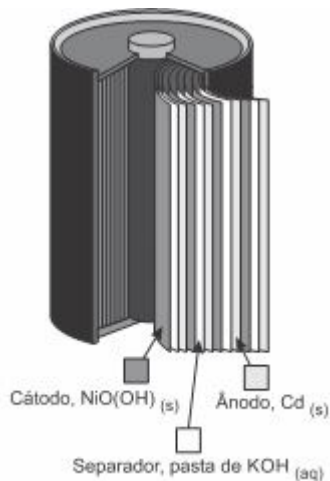


Considerando a Constante de Faraday = 96 500 C/mol, 1 hora = 3 600 s e massa molar do ferro (Fe) = 56 g/mol, a massa aproximada de ferro metálico que pode ser depositada no cátodo, nessas condições, é

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

Exercício 51

(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) $Cd(s) + 2NiO(OH)(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2Ni(OH)_2(s)$ representa a equação química total balanceada durante o carregamento da bateria.
- b) $2NiO(OH)(s) + 2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow 2Ni(OH)_2(s) + 2OH^-(aq)$ representa a semirreação de oxidação do níquel que ocorre no ânodo, durante o descarregamento da bateria.
- c) $Cd(s) + 2OH^-(aq) \rightarrow Cd(OH)_2(s)$ 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 52

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

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

- 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 53

(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:

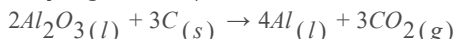
Constante de Faraday = 96500 C

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.

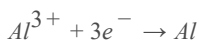
Exercício 54

(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 (Na_3AlF_6) e eletrolisada a cerca de 1000 °C. Há liberação do gás dióxido de carbono (CO_2) 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:

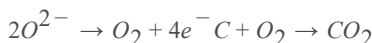


Na etapa de obtenção do alumínio líquido, as reações que ocorrem no cátodo e ânodo são:

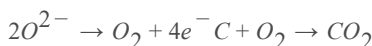
a) Cátodo:



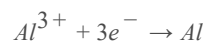
Ânodo:



b) Cátodo:



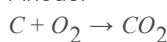
Ânodo:



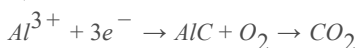
c) Cátodo:



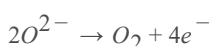
Ânodo:



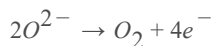
d) Cátodo:



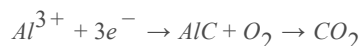
Ânodo:



e) Cátodo:

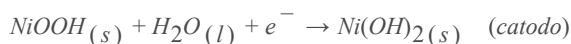


Ânodo:



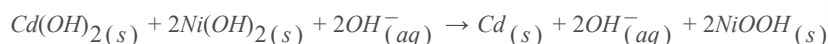
Exercício 55

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



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

a) sua reação global pode ser representada por:



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.

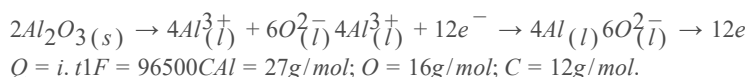
e) no ânodo ocorre a redução do Cd.

Exercício 56

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-Héroult) o alumínio pode ser produzido através da eletrólise ígnea da bauxita (que contém óxido de alumínio) com eletrodos de grafite.

Reações:



$Q = i \cdot t \cdot F = 96500 \text{ C} = 27 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$; $C = 12 \text{ g/mol}$.
(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 57

(Uerj 2017) Utilize as informações abaixo para responder à(s) questão(ões) a seguir.

A aplicação de campo elétrico entre dois eletrodos é um recurso eficaz para separação de compostos iônicos. Sob o efeito do

campo elétrico, os íons são atraídos para os eletrodos de carga oposta.

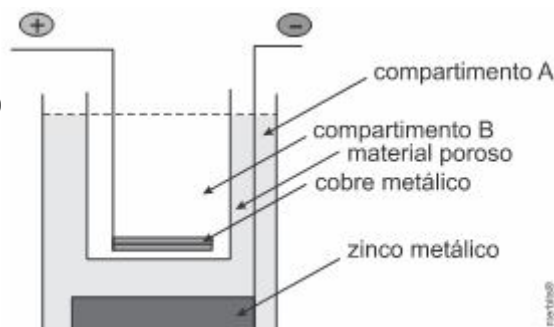
Considere o processo de dissolução de sulfato ferroso em água, no qual ocorre a dissociação desse sal.

Após esse processo, ao se aplicar um campo elétrico, o seguinte íon salino irá migrar no sentido do polo positivo:

- a) Fe^{3+}
- b) Fe^{2+}
- c) SO_4^{2-}
- d) SO_3^{2-}

Exercício 58

(G1 - ifsul 2017):



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) $CuSO_4$
- b) Na_2SO_4
- c) H_2S
- d) $ZnCl_2$

Exercício 59

(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 (I₂). Assinale a alternativa que mostra as semirreações que ocorrem corretamente para formar o produto LiI.

- a) **cátodo: $2Li^0 \rightarrow 2Li^+ + 2e^-$;**
ânodo: $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$.

- b) cátodo : $2\text{Li}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Li}^+$;
 ânodo : $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 2e^-$.
- c) ânodo : $2\text{Li}^0 \rightarrow 2\text{Li}^+ + 2e^-$;
 cátodo : $\text{I}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-$.
- d) ânodo : $2\text{Li}^0 + 2e^- \rightarrow 2\text{Li}^+$;
 cátodo : $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 2e^-$.

Exercício 60

(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 $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a 25°C . As quatro possíveis reações de oxirredução, que ocorreriam espontaneamente, nos béqueres I, II, III e IV foram escritas abaixo:

- I. $\text{Pb}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + \text{Sn}_{(s)}$
 II. $\text{Ni}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + \text{Sn}_{(s)}$
 III. $\text{Fe}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{Sn}_{(s)}$
 IV. $\text{Cu}_{(s)} + \text{Sn}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Sn}_{(s)}$

Dados:

$$E^\circ(\text{Pb}^{2+}_{(aq)}/\text{Pb}_{(s)}) = -0,13 \text{ V} \quad E^\circ(\text{Fe}^{2+}_{(aq)}/\text{Fe}_{(s)}) = -0,44 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Sn}^{2+}_{(aq)}/\text{Sn}_{(s)}) = -0,14 \text{ V} \quad E^\circ(\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}) = +0,34 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Ni}^{2+}_{(aq)}/\text{Ni}_{(s)}) = -0,23 \text{ V}$$

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.

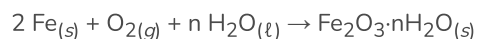
Exercício 61

(Uepg 2015) Considerando uma pilha constituída pelas seguintes semicélulas: Mg/MgSO_4 e Cu/CuSO_4 e uma ponte salina de KCl . Sabendo-se que o potencial de redução do magnésio é $E^\circ = -2,37\text{V}$ e do cobre $E^\circ = 0,34\text{V}$, assinale o que for correto sobre essa pilha.

- 01) O polo positivo da pilha é o magnésio.
 02) A pilha pode ser representada por: $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$.
 04) O sentido do movimento dos íons positivos na ponte salina ocorre da semicélula Cu/CuSO_4 para a Mg/MgSO_4 .
 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 62

(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)
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- \longrightarrow \text{Fe}$	-0,04
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \longrightarrow 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Mg}$	-2,36

Com base nas informações fornecidas, pode-se afirmar que

- (A) o número de oxidação do ferro se mantém na formação do $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
 (B) cada átomo do gás oxigênio perde dois elétrons na reação de formação do $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
 (C) o gás oxigênio sofre oxidação, atuando como oxidante na reação de formação do $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
 (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 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Exercício 63

(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 Cl_2 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 Cl_2 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: $F = 96\,500 \text{ C}$

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

Exercício 64

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

Prata	$\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}^0_{(s)}$	$E^\circ_{red} = +0,80\text{V}$
-------	--	---------------------------------

Cobre	$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Cu^0_{(s)}$	$E^0_{red} = +0,34V$
Chumbo	$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Pb^0_{(s)}$	$E^0_{red} = -0,13V$
Níquel	$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Ni^0_{(s)}$	$E^0_{red} = -0,24V$
Zinco	$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Zn^0_{(s)}$	$E^0_{red} = -0,76V$
Magnésio	$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Mg^0_{(s)}$	$E^0_{red} = -2,37V$

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

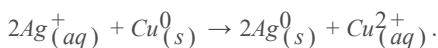
I. O melhor agente redutor apresentado na tabela é a prata;

II. A reação $Zn^{2+}_{(aq)} + Cu^0_{(s)} \rightarrow Zn^0_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ 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:

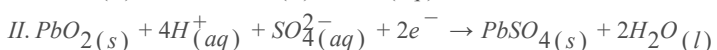
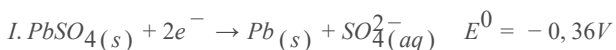


Das afirmações acima, estão corretas apenas:

- I e II
- I, II e IV
- III e V
- II, IV e V
- I, III e V

Exercício 65

2. (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.

- direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +1,33 V
- direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +2,05V
- direção inversa no cátodo; direção direta no ânodo; + 2,05 V
- direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +2,05 V
- direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +1,33V

Exercício 66

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

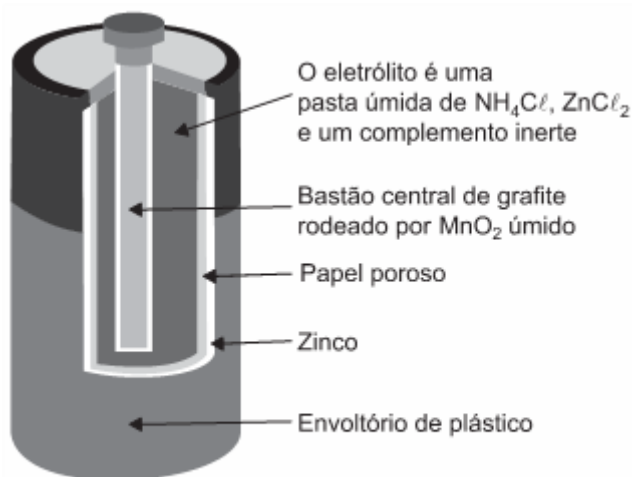
- Os elétrons fluem, no circuito externo, do ânodo para o cátodo.
- Os cátions fluem, numa ponte salina, do cátodo para o ânodo.
- A reação de oxidação ocorre no cátodo.

Quais estão corretas?

- Apenas I.
- Apenas II.
- Apenas III.
- Apenas I e II.
- I, II e III.

Exercício 67

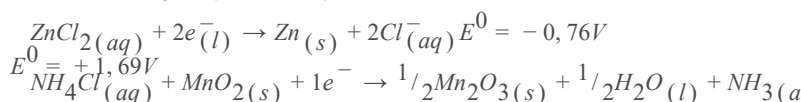
(Ufsm 2015) Observe a figura:



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.

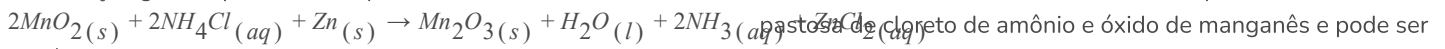
As semirreações para essa pilha são:



Então, é possível afirmar:

- O Zn se reduz e o Mn se oxida.
- A diferença de potencial da pilha é de 1,5 V.

III. A reação global que ocorre na pilha é:



IV. À medida que a pilha vai sendo consumida (gasta), há aumento nas massas de dióxido de manganês e água.

Estão corretas

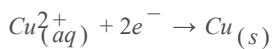
- a) apenas I e II.
- b) apenas I e III.
- c) apenas II e III.
- d) apenas II e IV.
- e) apenas III e IV.

Exercício 68

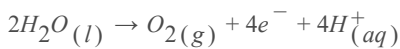
(Acafe 2016) Sob condições apropriadas em uma cuba eletrolítica ocorreu a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II. Nesse processo ocorreu a formação de 6,35 g de cobre e o desprendimento de um gás.

Dados: O = 16 g/mol; Cu = 63,5 g/mol

semi reação catódica:



semi reação anódica:



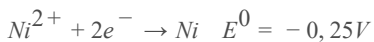
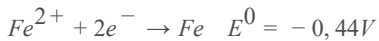
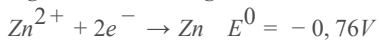
O volume do gás produzido quando medido na CNTP é:

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

Exercício 69

(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:



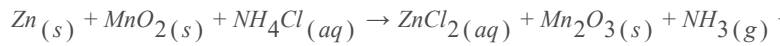
O par de compostos que poderia ser utilizado na metalurgia extrativa, bem como o nome do processo aplicado na área de saneamento, está **CORRETAMENTE** descrito na opção:

- 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 70

(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 MnO_2 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 71

(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:

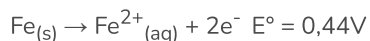
- 1. - 0,25V () Cu/Cu²⁺
- 2. - 0,13V () Zn/Zn²⁺
- 3. - 0,76V () Pb/Pb²⁺
- 4. + 0,34V () Ni/Ni²⁺

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 72

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

Exercício 73

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Dados que podem ser usados na prova de Química

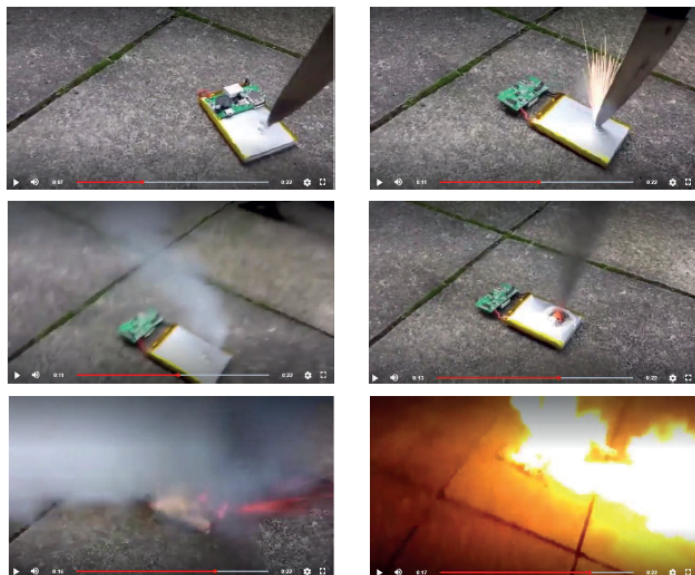
Elemento	Número atômico	Massa atômica
H	1	1,0
C	6	12,0
N	7	14,0
O	8	16,0
Al	13	27,0
P	15	31,0
S	16	32,0
Co	27	58,9
Ni	28	58,7
Ag	47	108,0
Po	84	209,0

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

Exercício 74

(UPE-SSA 2019) Um vídeo que viralizou no WhatsApp mostrava cenas bastante perigosas e desaconselháveis. A tentativa e 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

- a) o contato dos componentes da célula de lítio-íon com o oxigênio do ar, que deu início a reações químicas exotérmicas.
 b) a perfuração do eletrodo de chumbo pela faca que levou à redução dos íons chumbo e à ocorrência de reações químicas exotérmicas.
 c) a oxidação do chumbo, presente no eletrólito, após o rompimento da bateria com a faca que proporcionou reações químicas exotérmicas da grafite em cadeia.
 d) 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.
 e) a fagulha produzida pelo atrito da faca com o eletrodo de cádmio,

Exercício 75

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

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

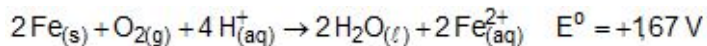
A partir desses dados, é correto afirmar que:

- a) uma solução aquosa de HClO poderá oxidar os íons Mn^{2+} .
 b) uma solução aquosa de H_2O_2 é um forte agente redutor.
 c) o ozônio tem uma forte tendência a ceder elétrons em solução aquosa.

- d) a adição de H_2O_2 a uma solução aquosa, contendo oxigênio dissolvido, promove a formação de ozônio gasoso.
 e) o permanganato, entre as substâncias relacionadas no quadro, é o mais poderoso agente oxidante.

Exercício 76

(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:

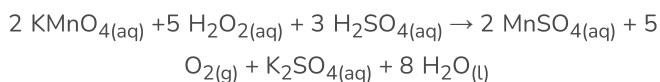


Sabendo-se que o potencial padrão de redução do oxigênio, em meio ácido, é + 1,23 V e com base nas informações e na reação química, assinale a alternativa correta.

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

Exercício 77

(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 78

(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.

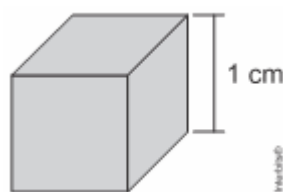
Metal	Formato em que o metal está disponível	Massa	E°_{red}
A	Cubo com aresta de comprimento 5 cm.	500 g	-1,63 V
B	Esfera com diâmetro de comprimento 5 cm.	500 g	-0,44 V

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 79

(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 $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$. Admita que a eletrólise se realize sob corrente elétrica de 200 mA, que a constante de Faraday seja igual a $1 \times 10^5 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$ 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 80

(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 $[\text{Au}(\text{NO}_3)_3]$.

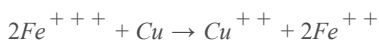
Ao final do processo da eletrólise, as substâncias formadas no cátodo e no ânodo são, respectivamente,

- a) H_2 e NO_3^-
 b) N_2 e Au

- c) Au e O₂
 d) Au e NO₂
 e) O₂ e H₂

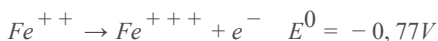
Exercício 81

(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:



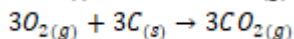
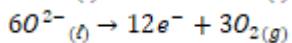
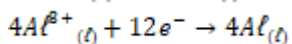
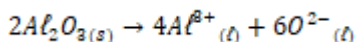
- a) +1,20V.
 b) -0,43V.
 c) +1,88V.
 d) -1,20V.
 e) +0,43V.

Exercício 82

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-Héroult) 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?

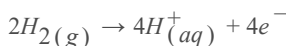
- a) 11,2 L
 b) 33,6 L
 c) 67,2 L
 d) 22,4 L

Exercício 83

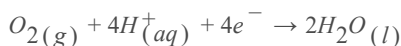
(Uece 2015) A primeira bateria a gás do mundo, conhecida hoje como célula a combustível, foi inventada por sir Wiliam Robert Grove (1811-1896) que àquela época já se preocupava com as emissões de gases poluentes causadas pelo uso de combustíveis fósseis. O combustível básico da maioria das células a 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 84

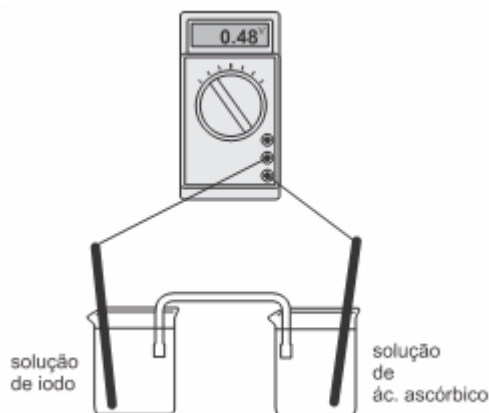
(Ufjf-pism 3 2015) Uma barra de Cu metálico foi imersa em uma solução 1,0 mol.L⁻¹ de cloreto férrico durante algumas horas, lavada com água destilada e, em seguida, imersa em uma solução 1,0 mol.L⁻¹ de nitrato de chumbo por mais algumas horas, e novamente lavada e seca. A partir dos valores de potenciais padrão de redução apresentados abaixo, qual será a composição final da barra após lavagem e secagem?



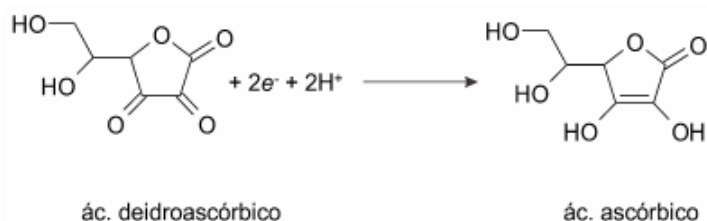
- a) Fe⁰ e Cu⁰.
 b) Cu⁰.
 c) Pb⁰ e Cu⁰.
 d) Pb⁰.
 e) Pb⁰ e Fe⁰.

Exercício 85

(Ufpr 2017) O ácido ascórbico é uma das formas da vitamina C que apresenta propriedade antioxidante. Na indústria de alimentos, ele é largamente utilizado como aditivo para prevenir a oxidação. Uma maneira de analisar a quantidade de ácido ascórbico em bebidas é através de uma reação de oxirredução utilizando iodo. Com base nisso, foi montada uma pilha, conforme ilustração abaixo, contendo eletrodos inertes de platina ligados a um voltímetro. Foram mantidas condições padrão (298 K, 1 atm e 1 mol.L⁻¹) para o experimento, e no instante em que se fechou o circuito, conectando-se os fios ao voltímetro, o valor de potencial medido foi de 0,48 V.



Sabendo que o potencial padrão de redução de iodo a iodeto é de $E^\circ = 0,54 \text{ V}$, o potencial padrão da reação abaixo é:



- a) 0,03 V.
- b) 0,06 V.
- c) 0,24 V.
- d) 0,48 V.
- e) 1,02 V.

Exercício 86

(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. $\text{Al}^0_{(\text{s})}$ pode ser obtido a partir de bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) por meio de um método eletrolítico, o qual é baseado num processo não espontâneo onde Al^{3+} é reduzido a $\text{Al}^0_{(\text{s})}$.
- II. $\text{Cu}^0_{(\text{s})}$ pode ser obtido a partir da queima de sulfeto de cobre, conforme reação $\text{Cu}_2\text{S}_{(\text{s})} + \text{O}_2_{(\text{g})} \rightarrow 2 \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{SO}_2_{(\text{g})}$, onde o número de oxidação do cobre muda de (+1) para (0).
- III. $\text{Fe}^0_{(\text{s})}$ pode ser obtido a partir de reações de redução de óxidos de ferro conforme transformações químicas: $\text{Fe}_2\text{O}_3_{(\text{s})} \rightarrow \text{FeO}_{2(\text{s})} \rightarrow \text{Fe}^0_{(\text{s})}$.
- IV. $\text{Mn}^0_{(\text{s})}$ pode ser obtido a partir da reação $\text{MnO}_2_{(\text{s})} + \text{C}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Mn}_{(\text{s})} + \text{CO}_2_{(\text{g})}$ em que o átomo de oxigênio em $\text{MnO}_2_{(\text{s})}$ é o redutor e o carbono (C) é o oxidante.

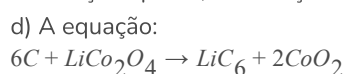
Assinale a alternativa correta:

- 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 87

(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 de lítio, Li_2CO_3 , é a matéria prima para fabricação de baterias cuja produção tem aumentado nos últimos anos.
- b) Geralmente os eletrólitos utilizados em baterias de lítio são os sais: hexafluorofosfato de lítio (LiPF_6), perclorato de lítio (LiClO_4), e hexafluoroarseniato de lítio (LiAsF_6).
- c) Em uma bateria de lítio, que usa o LiPF_6 como eletrólito, os cátions Li^+ se movimentam na solução do eletrólito migrando do cátodo para o ânodo, e os ânions PF_6^- da solução buscarão migrar na direção oposta, em direção ao cátodo.
- d) A equação:



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 88

(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 89

(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 90

(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 91

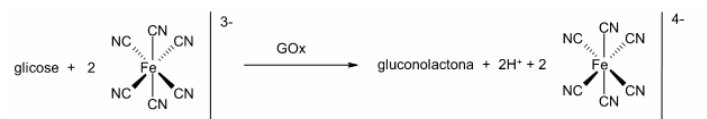
(Uece 2015) Segundo o INMETRO, a pilha alcalina produz voltagem de 1,5 V, não é recarregável, mantém a voltagem constante por mais tempo e, embora custe mais caro, dura cerca de cinco vezes mais. Seu nome decorre do fato de ela substituir a pasta de cloreto de amônio e cloreto de zinco por hidróxido 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 92

(Ufpr 2016) Os medidores de glicose digitais são dispositivos bastante difundidos e essenciais para pessoas que têm diabetes. Esses dispositivos são baseados em sensores de glicose, cujo teor é medido por meio de uma reação química. Uma proposta se baseia na seguinte reação:



Nesse sistema de medição, faz-se reagir uma amostra contendo glicose com o íon ferricianeto ($[Fe(CN)_6]^{3-}$) na presença da enzima GOx, obtendo-se como produtos gluconolactona, H^{+} e ferrocianeto ($[Fe(CN)_6]^{4-}$). Um eletrodo de platina promove a reação de regeneração do ferricianeto, sendo que a corrente que passa por esse eletrodo é proporcional à concentração de glicose na amostra

Com base no exposto, identifique como verdadeiras (V) ou falsas (F) as seguintes afirmativas:

- () A enzima GOx catalisa a oxidação da glicose.
- () No eletrodo de platina ocorre a redução do íon de ferro.
- () A transformação de glicose em gluconolactona envolve 2 elétrons.

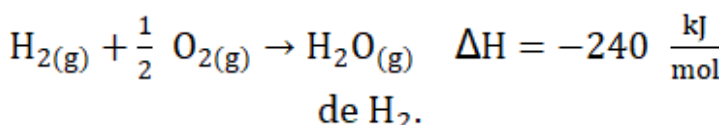
() O pH do meio tende a diminuir no processo de detecção de glicose.

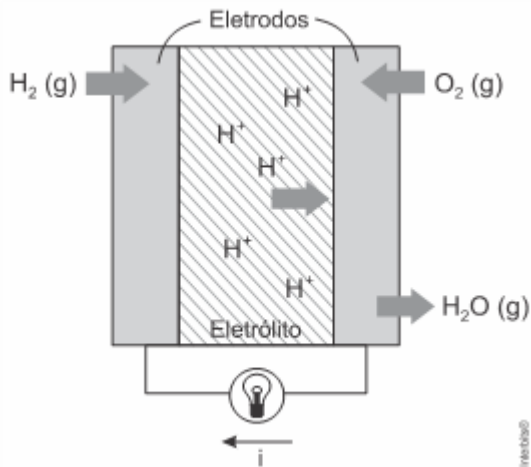
Assinale a alternativa que apresenta a sequência correta, de cima para baixo:

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

Exercício 93

(Fuvest 2017) Células a combustível são opções viáveis para gerar energia elétrica para motores e outros dispositivos. O esquema representa uma dessas células e as transformações que nela ocorrem.





A corrente elétrica (i), em ampère (coulomb por segundo), gerada por uma célula a combustível que opera por 10 minutos e libera 4,80 kJ de energia durante esse período de tempo, é

Note e adote:

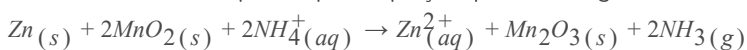
Carga de um mol de elétrons = 96.500 coulomb.

A intensidade da corrente elétrica corresponde à quantidade de carga dividida pelo intervalo de tempo: $i = Q/\Delta t$

- 3,32.
- 6,43.
- 12,9.
- 386.
- 772.

Exercício 94

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

Exercício 95

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

- Sob condição de consumo de carga elétrica, a voltagem efetiva de serviço desse dispositivo eletroquímico é menor que a força eletromotriz da célula.
- O combustível (hidrogênio gasoso) é injetado no compartimento do anodo e um fluxo de oxigênio gasoso alimenta o catodo dessa célula eletroquímica.
- Sendo o potencial padrão dessa célula galvânica igual a 1,229 V_{EPH} (volt na escala padrão do hidrogênio), a variação de energia

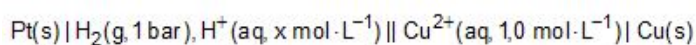
livre de Gibbs padrão (ΔG°) da reação global do sistema redox atuante é igual a $-237,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

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

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

Exercício 96

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

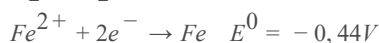
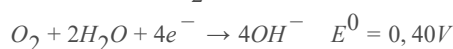
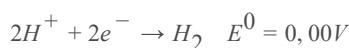


- 6,5
- 5,7
- 3,7
- 2,0
- 1,5

Exercício 97

(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):

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

Exercício 98

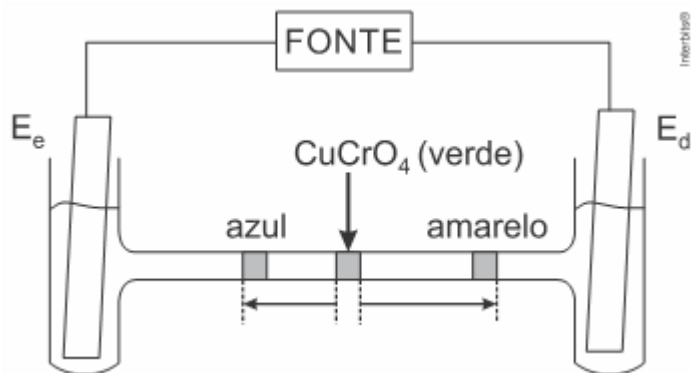
(Uern 2015) As latas de conserva de alimento são feitas de aço. Para não enferrujar em contato com o ar e não estragar os alimentos, o aço nelas contido é revestido por uma fina camada de estanho. Não se deve comprar latas amassadas, pois com o

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:

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

Exercício 99

(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.

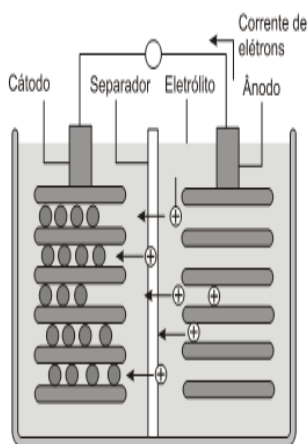


Com base nas informações do enunciado e da figura, assinale a opção ERRADA.

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

Exercício 100

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).

(Unep 2014) O cátodo da célula eletroquímica é formado por óxido de lítio e de cobalto, $\text{LiCoO}_2(\text{s})$, 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:

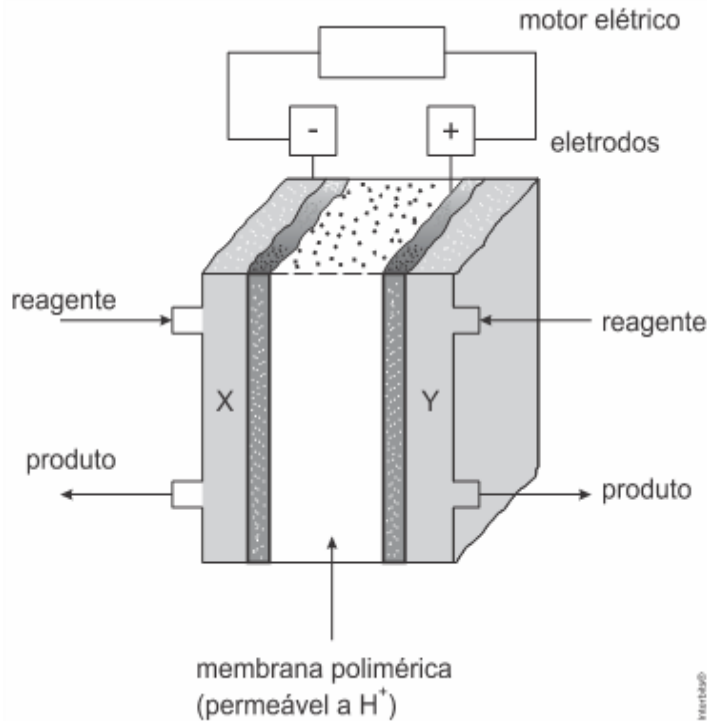
- O eletrólito é uma solução aquosa de sal de lítio.
- O óxido de LiCoO_2 é oxidado a CoO_2 , na recarga da pilha.
- A oxidação e a redução ocorrem, respectivamente, no cátodo e no ânodo, durante a descarga da pilha.
- A voltagem de bateria, formada a partir da ligação em paralelo de quatro células eletroquímicas de óxido de lítio-cobalto, é, aproximadamente, 15V.
- 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 101

(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.

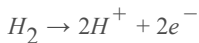
Uma dessas possibilidades são as células de combustíveis de hidrogênio que, além de maior rendimento, não poluem.

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 102

(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 103

(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 cátodo 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.

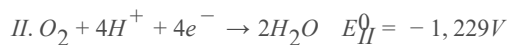
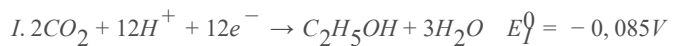
Constante de Faraday: $1F = 96500 \text{ C/mol}$

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 104

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

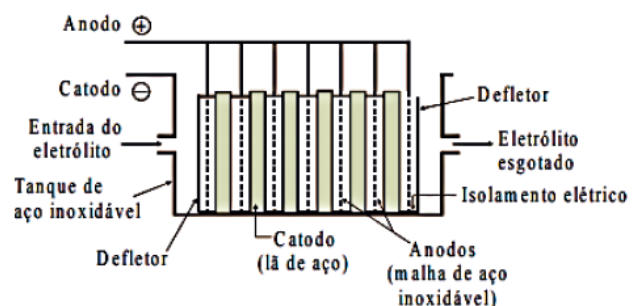


Assinale a opção que apresenta a afirmação ERRADA sobre uma célula eletroquímica em que a semirreação I ocorre no anodo e a semirreação II, no catodo.

- 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 105

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



Fonte:

<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 106

(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.

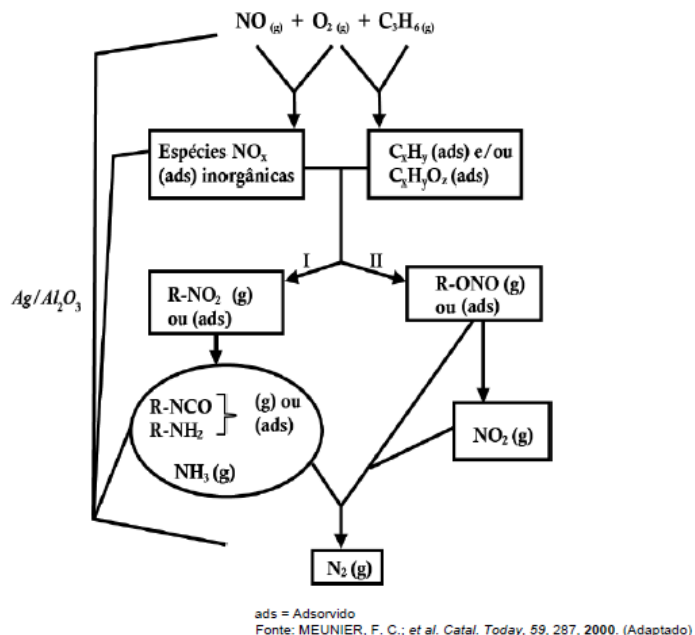
- I. O gás nitrogênio produzido nessa eletrólise é um combustível menos poluente que o hidrogênio.
- II. A ureia é decomposta em amônia que é vaporizada no sistema, antes de seguir para alimentar uma célula onde o gás é utilizado como combustível.
- III. A energia fornecida para a produção do combustível 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

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

Exercício 107

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



O processo esquematizado é uma alternativa para

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

Exercício 108

(Uece 2017) Para preservar o casco de ferro dos navios contra os 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.

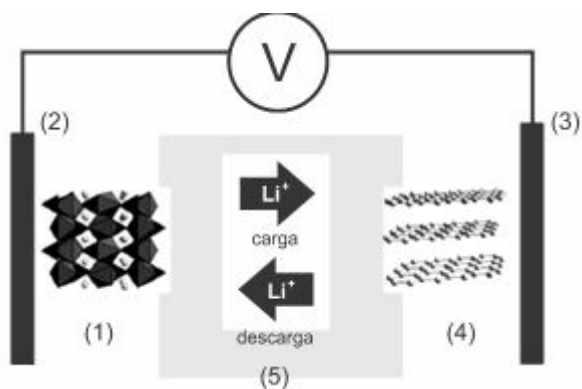
Metal	Potencial de redução em volts
Cobre	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ $E^0 = +0,34$
Ferro	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$ $E^0 = -0,44$
Magnésio	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0$ $E^0 = -2,37$
Potássio	$\text{K}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow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

- a) Potássio.
- b) Cádmio.
- c) Cobre.
- d) Magnésio.

Exercício 109

(Ufpr 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).

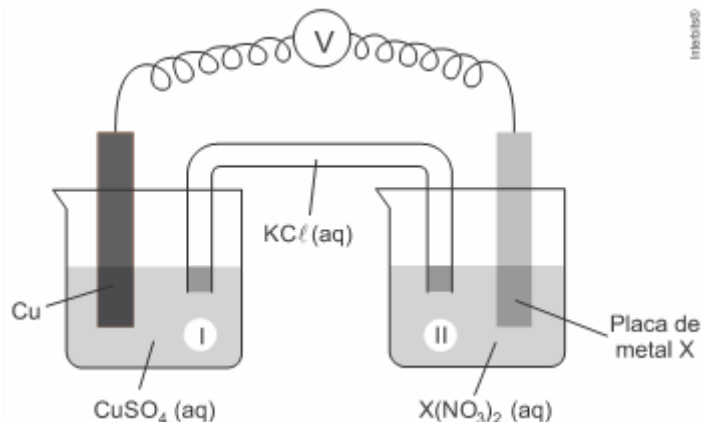
Exercício 110

Exercício 111

(Fuvest 2017) Um estudante realizou um experimento para avaliar a reatividade dos metais Pb, Zn, e Fe. Para isso, mergulhou, em separado, uma pequena placa de cada um desses metais em cada uma das soluções aquosas dos nitratos de chumbo, de zinco e de ferro. Com suas observações, elaborou a seguinte tabela, em que (sim) significa formação de sólido sobre a placa e (não) significa nenhuma evidência dessa formação:

Solução	Metal		
	Pb	Zn	Fe
Pb(NO ₃) ₂ (aq)	(não)	(sim)	(sim)
Zn(NO ₃) ₂ (aq)	(não)	(não)	(não)
Fe(NO ₃) ₂ (aq)	(não)	(sim)	(não)

A seguir, montou três diferentes pilhas galvânicas, conforme esquematizado.



Nessas três montagens, o conteúdo do béquer I era uma solução aquosa de CuSO₄ de mesma concentração, e essa solução era renovada na construção de cada pilha. O eletrodo onde ocorria a redução (ganho de elétrons) era o formado pela placa de cobre mergulhada em CuSO₄(aq). Em cada uma das três pilhas, o estudante utilizou, no béquer II, uma placa de um dos metais X (Pb, Zn, ou Fe), mergulhada na solução aquosa de seu respectivo nitrato.

O estudante mediu a força eletromotriz das pilhas, obtendo os valores: 0,44 V, 0,75 V, e 1,07 V.

A atribuição correta desses valores de força eletromotriz a cada uma das pilhas, de acordo com a reatividade dos metais testados, deve ser

a)

Metal X		
Pb	Zn	Fe
0,44	1,07	0,75

b)

Metal X		
Pb	Zn	Fe
0,44	0,75	1,07

c)

Metal X		
Pb	Zn	Fe
0,75	0,44	1,07

d)

Metal X		
Pb	Zn	Fe
0,75	1,07	0,44

e)

Metal X		
Pb	Zn	Fe
1,07	0,44	0,75

Exercício 1

a) 0,59 V.

Exercício 2

a) o magnésio.

Exercício 3

a) I, III e IV.

Exercício 4

d) VI → II → IV → III → V → I.

Exercício 5

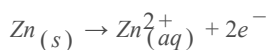
b) 2,00V e o alumínio.

Exercício 6

b) magnésio e níquel.

Exercício 7

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 8

b) Cd > Cu > Ag; + 0,74 V

Exercício 9

a) I e II.

Exercício 10

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

Exercício 11

b) a ddp da pilha é + 3,16 V.

Exercício 12

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

Exercício 13

b) ocorrerá redução do Cu(II).

Exercício 14

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

Exercício 15

a) O dióxido de manganês funciona como catodo.

Exercício 16

b) II e V

Exercício 17

d) Somente as afirmativas 2 e 3 são verdadeiras.

Exercício 18

e) 0 para -3, sendo reduzido.

Exercício 19

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

Exercício 20

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 Cu^{2+} da solução aquosa.

Exercício 21

b) No processo de eletrólise do $\text{NaCl}_{(l)}$, ocorre redução no compartimento do cátodo, sendo este ligado ao polo negativo.

Exercício 22

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

Exercício 23

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

Exercício 24

b) 0,18V.

Exercício 25

a) O lítio metálico é oxidado na primeira descarga.

Exercício 26

e) 1 e 2.

Exercício 27

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

Exercício 28

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

Exercício 29

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

Exercício 30

d) alumínio é reduzido.

Exercício 31

a) F - V - F - V - F

Exercício 32

a) I e III apenas.

Exercício 33

b) 1,1355 L e 2,3 g

Exercício 34

e) II, IV e V.

Exercício 35

d) galvanoplastia.

Exercício 36

a) 22,0g

Exercício 37

b) 2,1 L.

Exercício 38

d) apenas I e II.

Exercício 39

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

Exercício 40

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

Exercício 41

c) I e II

Exercício 42

c) I e II

Exercício 43

d) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.

Exercício 44

c) 231.600 C.

Exercício 45

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

Exercício 46

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

Exercício 47

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

Exercício 48

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

Exercício 49

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

Exercício 50

(B) 11 g.

Exercício 51

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 52

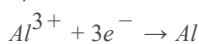
d) o eletrodo de ferro é consumido.

Exercício 53

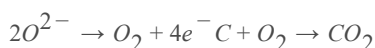
d) 19,30 A.

Exercício 54

a) Cátodo:



Ânodo:

**Exercício 55**

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

Exercício 56

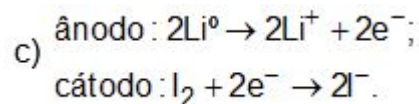
c) Apenas III e IV estão corretas.

Exercício 57

c) SO_4^{2-}

Exercício 58

a) $CuSO_4$

Exercício 59**Exercício 60**

b) II e III, apenas

Exercício 61

02) A pilha pode ser representada por: $Mg/Mg^{2+} // Cu^{2+}/Cu$.

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

Exercício 62

(E) o ferro sofre oxidação, atuando como redutor na formação do $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.]

Exercício 63

b) 1,12 L

Exercício 64

d) II, IV e V

Exercício 65

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

Exercício 66

a) Apenas I.

Exercício 67

c) apenas II e III.

Exercício 68

b) 1,12 L

Exercício 69

a) Mg como redutor para obter Zn eletrólise.

Exercício 70

b) o MnO_2 funciona como o redutor na reação.

Exercício 71

b) 4 – 3 – 2 – 1

Exercício 72

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

Exercício 73

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

Exercício 74

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

Exercício 75

a) uma solução aquosa de HClO poderá oxidar os íons Mn^{2+} .

Exercício 76

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

Exercício 77

d) III e IV.

Exercício 78

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

Exercício 79

c) 8.500 s.

Exercício 80

c) Au e O_2

Exercício 81

e) +0,43V.

Exercício 82

b) 33,6 L

Exercício 83

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

Exercício 84

b) Cu° .

Exercício 85

b) 0,06 V.

Exercício 86

a) Somente as afirmativas I e II são corretas.

Exercício 87

a) O carbonato de lítio, Li_2CO_3 , é a matéria prima para fabricação de baterias cuja produção tem aumentado nos últimos anos.

Exercício 88

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

Exercício 89

d) 1 e 3 apenas.

Exercício 90

c) há apenas uma informação incorreta.

Exercício 91

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

Exercício 92

b) $V - F - V - V$.

Exercício 93

b) 6,43.

Exercício 94

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

Exercício 95

b) I, II e III.

Exercício 96

c) 3,7

Exercício 97

b) sal formado equivale ao sulfato ferroso.

Exercício 98

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

Exercício 99

a) O eletrodo E_c corresponde ao anodo.

Exercício 100

b) O óxido de LiCoO_2 é oxidado a CoO_2 , na recarga da pilha.

Exercício 101

d) a proporção entre os gases reagentes é $2\text{H}_2:1\text{O}_2$

Exercício 102

d) +4

Exercício 103

b) 1,93 A

Exercício 104

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

Exercício 105

b) eletrorrecuperação do ouro.

Exercício 106

c) III.

Exercício 107

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

Exercício 108

d) Magnésio.

Exercício 109

d) (4).

Exercício 110**Exercício 111**