

Conteúdo Programático: Eletroquímica – Pilhas, Corrosão e Metal de Sacrifício

Competências e Habilidades: Sistematizar informações relevantes para a compreensão da situação problema. / Comparar e interpretar fenômenos

Exercícios | Pilhas / Corrosão / Metal de Sacrifício

Esta tarefa vale menção de atitude <não envie>

1] [UDESC SC] 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 $-1,66\text{V}$ e o potencial de redução do cobre é $+0,34\text{V}$, 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 $-1,32\text{V}$.
- d] o sulfato de cobre é o agente redutor.
- e] o estado de oxidação do enxofre no sulfato de cobre, CuSO_4 é -2 .

2] [IFGO] Um cientista americano resolveu conectar, em série, maçãs de uma árvore a um circuito elétrico, a fim de torná-las condutoras de eletricidade. Para tal, perfurou a lateral das frutas com um prego galvanizado revestido de zinco e um fio de cobre desencapado. Uma corrente elétrica partiu do zinco para o cobre, fazendo com que as maçãs mantivessem uma lâmpada de LED acesa por horas.

VIEIRA, V. **Galileu**, março, 2012. p. 30. [Adaptado] Dados: $E^\circ_{\text{red}} \text{Cu} = +0,34\text{V}$; $E^\circ_{\text{red}} \text{Zn} = -0,76\text{V}$.

Considerando o que foi apresentado acima, analise as afirmativas:

- I. O zinco emite elétrons e o cobre os recebe.
- II. Trata-se de uma reação de oxirredução espontânea, com força eletromotriz de $1,1\text{ volts}$.
- III. O zinco é o ânodo e o cobre é o cátodo.
- IV. A cela seria representada por $\text{Zn}^{+2}(\text{aq}), \text{Zn}(\text{s}) \parallel \text{Cu}(\text{s}), \text{Cu}^{+2}(\text{aq})$

Estão **corretas** as afirmativas

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

3) [Fac. Direito de São Bernardo do Campo SP]

Quatro metais designados por D, G, X e Z foram analisados quanto à sua reatividade. Foi observado que apenas os metais G e Z reagem com solução aquosa de ácido clorídrico de concentração $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ formando gás hidrogênio. O metal G não reage com solução contendo cátions Z^{n+} . O metal X não reage com nenhuma das soluções dos cátions dos outros metais.

A afirmativa que apresenta corretamente os metais em ordem crescente de caráter redutor é

- a) X, D, G e Z.
- b) X, D, Z e G.
- c) G, Z, D e X.
- d) G, X, Z e D.

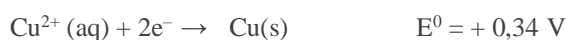
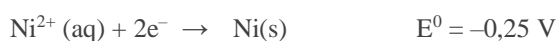


Li > K > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Cr > Fe > Ni > Sn > Pb > H > Cu > Hg > Ag > Pt > Au

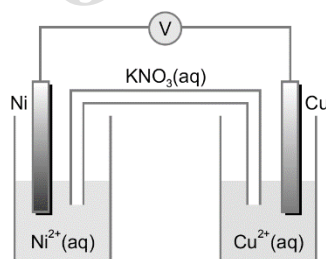
Metais Nobres

4) [FMABC SP]

Dados:



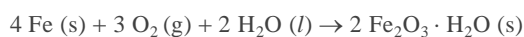
Uma pilha foi montada utilizando-se duas celas eletroquímicas e uma ponte salina. Uma das celas eletroquímicas era composta por um eletrodo de níquel metálico e uma solução aquosa de sulfato de níquel (II) de concentração $1,0 \text{ mol/L}$, enquanto a outra era formada por um eletrodo de cobre metálico e solução aquosa de sulfato de cobre (II) $1,0 \text{ mol/L}$. A ponte salina continha uma solução aquosa de nitrato de potássio. O esquema da pilha está representado abaixo.



Assim que o dispositivo foi montado verificou-se a passagem de corrente elétrica pelo voltímetro. Nesse momento pode-se afirmar sobre a movimentação dos íons na ponte salina que

- a) cátions K^{+} movimentam-se, preferencialmente, em direção ao eletrodo de níquel, enquanto que ânions NO_3^{-} vão em direção ao eletrodo de cobre.
- b) cátions K^{+} movimentam-se, preferencialmente, em direção ao eletrodo de cobre, enquanto que ânions NO_3^{-} vão em direção ao eletrodo de níquel.
- c) cátions K^{+} movimentam-se, preferencialmente, em direção ao eletrodo de níquel, enquanto que ânions OH^{-} vão em direção ao eletrodo de cobre.
- d) cátions H^{+} movimentam-se, preferencialmente, em direção ao eletrodo de níquel, enquanto que ânions OH^{-} vão em direção ao eletrodo de cobre.
- e) cátions H^{+} movimentam-se, preferencialmente, em direção ao eletrodo de cobre, enquanto que ânions OH^{-} vão em direção ao eletrodo de níquel.

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



$\underbrace{\hspace{10em}}$
 Ferrugem

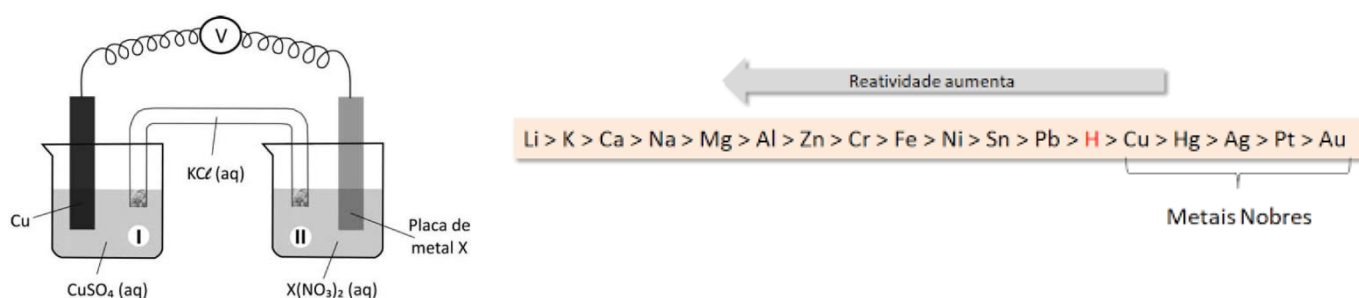
Uma forma de impedir o processo corrosivo nesses utensílios é

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

6) [FUVEST SP] 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:

	Metal X		
	Pb	Zn	Fe
a)	0,44	1,07	0,75
b)	0,44	0,75	1,07
c)	0,75	0,44	1,07
d)	0,75	1,07	0,44
e)	1,07	0,44	0,75

7) [UEM PR] Considere as informações abaixo e assinale o que for correto.



01. Quando se mergulha uma lâmina de níquel metálico em uma solução contendo íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, ocorre deposição de cobre metálico sobre o níquel.
02. Quando se mergulha um fio de cobre metálico em uma solução contendo íons $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$, ocorre deposição de prata metálica sobre o fio de cobre.
04. Quando se mergulha um fio de cobre metálico em uma solução contendo íons $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$, ocorre deposição de níquel metálico sobre o fio de cobre.
08. Se for montada uma pilha com os pares $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$ e $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ nas condições padrão, o eletrodo de níquel metálico será o polo positivo da pilha.
16. É possível armazenar uma solução aquosa de Cu^{2+} em um recipiente de níquel sem que haja deposição de cobre metálico.

8)[ENEM 2009] Para que apresente condutividade elétrica adequada a muitas aplicações, o cobre bruto obtido por métodos térmicos é purificado eletroliticamente. Nesse processo, o cobre bruto impuro constitui o ânodo da célula, que está imerso em uma solução de CuSO_4 . À medida que o cobre impuro é oxidado no ânodo, íons Cu^{2+} da solução são depositados na forma pura no cátodo. Quanto às impurezas metálicas, algumas são oxidadas, passando à solução, enquanto outras simplesmente se desprendem do ânodo e se sedimentam abaixo dele. As impurezas sedimentadas são posteriormente processadas, e sua comercialização gera receita que ajuda a cobrir os custos do processo. A série eletroquímica a seguir lista o cobre e alguns metais presentes como impurezas no cobre bruto de acordo com suas forças redutoras relativas.



Entre as impurezas metálicas que constam na série apresentada, as que se sedimentam abaixo do ânodo de cobre são

- a) Au, Pt, Ag, Zn, Ni e Pb.
- b) Au, Pt e Ag.
- c) Zn, Ni e Pb.
- d) Au e Zn.
- e) Ag e Pb.

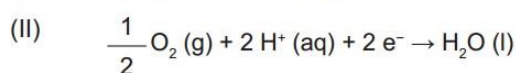
9] [ENEM 2012] O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma “lenda urbana”, pois ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga do qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

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

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

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

10] (ENEM 2014 Sist. Prisional) Os bafômetros (etilômetros) indicam a quantidade de álcool, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (etanol), presente no organismo de uma pessoa através do ar expirado por ela. Esses dispositivos utilizam células a combustível que funcionam de acordo com as reações químicas representadas:



Na reação global de funcionamento do bafômetro, os reagentes e os produtos desse tipo de célula são:

- a) o álcool expirado como reagente; água, elétrons e H^+ como produtos.
- b) o oxigênio do ar e H^+ como reagentes; água e elétrons como produtos.
- c) apenas o oxigênio do ar como reagente; apenas os elétrons como produto.
- d) apenas o álcool expirado como reagente; água, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ e H^+ como produtos.
- e) o oxigênio do ar e o álcool expirado como reagentes; água e $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ como produtos.

11] [Fuvest] A estátua da Liberdade está no porto de Nova Iorque e, portanto, em ambiente marinho. Ela consiste em uma estrutura de ferro sobre a qual estão rebitadas placas de cobre que dão forma à figura.

a) Qual o efeito do ambiente marinho sobre as placas de cobre? Explique utilizando equações químicas.

b) Por que não foi uma boa idéia ter cobre em contato com ferro? Justifique

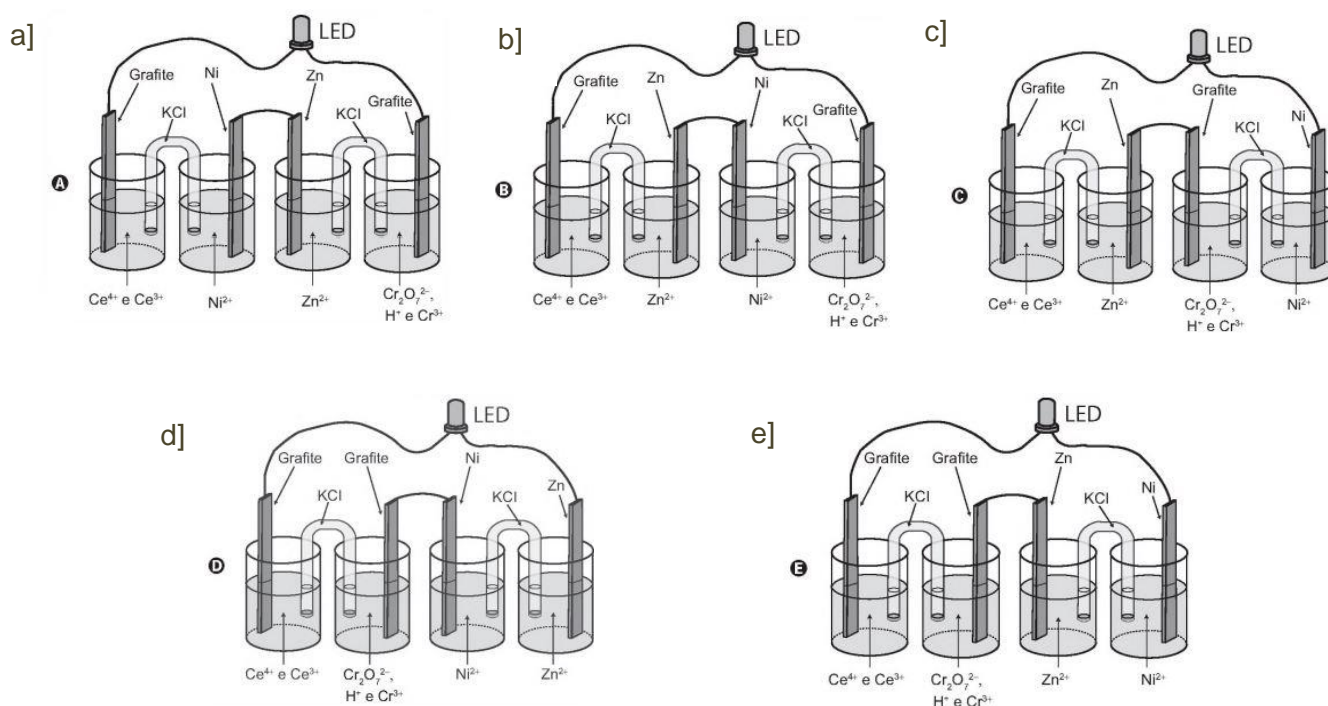
Semi-Reação:



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

Semirreação de redução	E° (V)
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	+1,61
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,33
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,25
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76

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





Você sabia que nem sempre a Estátua da Liberdade teve essa coloração esverdeada?

Situada em uma pequena ilha em Nova York, a Estátua da Liberdade foi um presente dos franceses aos estadunidenses em comemoração ao centenário de sua Independência da Inglaterra. A Estátua da Liberdade foi inaugurada pelo presidente norte-americano Grover Cleveland, em 1886.

A mudança de cor da estátua foi resultado de reações de oxidação entre o cobre e o ar, mas foi mais do que uma reação - a mudança de cor é devido a cerca de 30 anos de reações diferentes, levando a uma mistura de minerais esverdeados. Reações de oxidação acontecem quando um átomo perde um elétron para outro átomo. No caso da estátua da liberdade, sua mudança de cor estava fadada a acontecer devido ao oxigênio presente na atmosfera, que provoca a oxidação do cobre. Além disso, substâncias presentes no ar poluído da cidade de Nova York também potencializaram a mudança de cor. A primeira reação química da mudança de cor envolveu a oxidação do cobre do revestimento da estátua pelo oxigênio do ar. Isso levou a um mineral chamado cuprita (Cu_2O), que é vermelho rosado. Então, a oxidação da cuprita pelo oxigênio forma um novo mineral, chamado tenorita (CuO), que possui cor escura. A cor preta do tenorita explica porque a estátua escureceu ao longo do tempo, formando uma cor marrom escura. Então, outras reações químicas ocorreram quando o enxofre na atmosfera reagiu com a água. O enxofre é proveniente de diversas fontes, como as emissões oriundas de veículos e fábricas. Quando o dióxido de enxofre na atmosfera reage com a água, produz ácido sulfúrico. O ácido sulfúrico forma minerais verdes ao reagir com óxidos de cobre, motivo pelo qual a estátua ficou esverdeada no final desta cadeia de processos químicos. Somado a isso, o spray de cloreto oriundo do mar ao redor da Ilha Ellis, onde a estátua está localizada, tornou a estátua ainda mais verde.