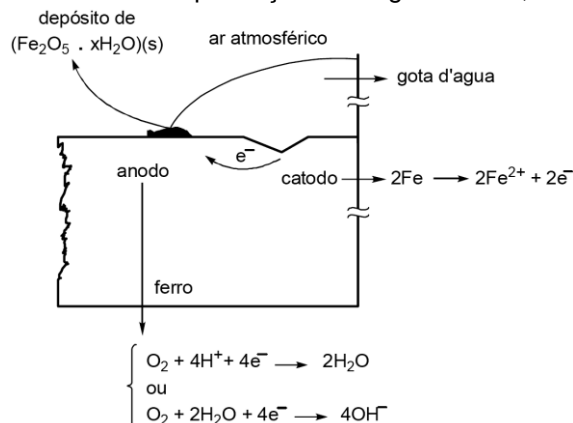


01 - (Unifor CE/2008/Janeiro)

O esquema seguinte refere-se à corrosão do ferro pela ação do oxigênio do ar, em presença de água.



O examinador de um vestibular deu à digitadora o esquema correto da corrosão do ferro. Entretanto, a digitadora cometeu vários erros e liberou o esquema acima, em que

- I. trocou as palavras anodo e catodo;
- II. escreveu errada uma das reações de oxirredução;
- III. escreveu errado a fórmula do composto de ferro depositado na superfície.

Está correto o que se afirma em

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

Gab: E

02 - (Ufc CE/2008/1ªFase)

Considere a reação química $a\text{NO}_{(g)} + b\text{HNO}_{3(aq)} \rightarrow c\text{NO}_{2(g)} + d\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ e a seguinte afirmativa: “Nesta célula _____, o NO atua como agente _____, o HNO₃ atua como agente _____, o número de elétrons transferidos é igual a _____ e o somatório dos coeficientes estequiométricos a+b+c+d é igual a _____”.

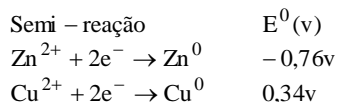
Dados os potenciais de redução: $E^{\circ}_{(\text{NO}_3^-/\text{NO}_2)} = +0,78\text{V}$ e $E^{\circ}_{(\text{NO}_2/\text{NO})} = +1,05\text{V}$, assinale a alternativa que apresenta a seqüência correta dos termos que preenchem as lacunas.

- a) galvânica, redutor, oxidante, dois, sete
- b) eletrolítica, redutor, oxidante, dois, sete
- c) galvânica, oxidante, redutor, dois, sete
- d) eletrolítica, redutor, oxidante, sete, dois
- e) galvânica, oxidante, redutor, sete, dois

Gab: B

03 - (Uff RJ/2008/1ªFase)

A primeira pilha elétrica produzida pelo italiano Alessandro Volta em 1800 consistia em discos de Zn e Ag metálicos, separados por discos de papelão molhados com solução aquosa de cloreto de sódio. Desde então, vários outros modelos e combinações de elementos foram sendo propostos. Uma das pilhas mais simples é a de Daniell, a qual é obtida da montagem adequada das semicélulas $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ e $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$.



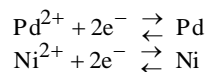
Considerando as informações, assinale a alternativa correta.

- a) O potencial padrão da pilha é de -1,10 v.
- b) O potencial padrão da pilha é de 0,76 v.
- c) O anodo de cobre tem polaridade negativa.
- d) O potencial $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+})$ é 0,34 v.
- e) O anodo é formado pela semicélula do zinco.

Gab: E

04 - (Fuvest SP/2008/2ªFase)

Foi montada uma pilha em que o pólo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio e o pólo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semi-reações que representam os eletrodos são:



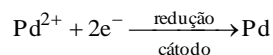
- a) Escreva a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).
- b) O que acontece com as concentrações de Pd^{2+} e Ni^{2+} durante o funcionamento da pilha? Explique.
- c) Os dados da tabela abaixo sugerem que o princípio de Le Châtelier se aplica à reação química que acontece nessa pilha. Explique por quê.

Experimento	$[\text{Pd}^{2+}]/\text{molL}^{-1}$	$[\text{Ni}^{2+}]/\text{molL}^{-1}$	E/V
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

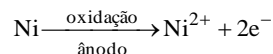
E □□ diferença de potencial elétrico

Gab:

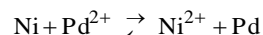
- a) As semi-reações e a equação global da pilha níquel-paládio são:
pólo positivo:



pólo negativo:



equação global:

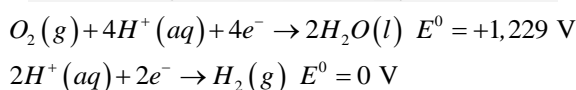
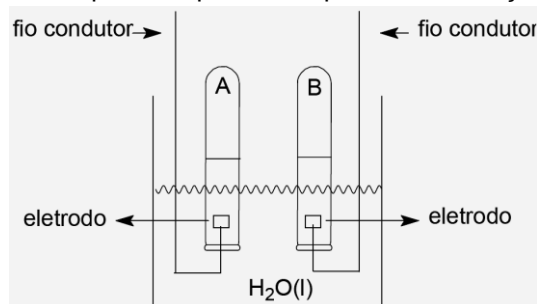


- b) Durante o funcionamento da pilha, a concentração de Pd^{2+} diminui (reagente) e a concentração de Ni^{2+} aumenta (produto).
- c) Analisando-se os dados tabelados, nota-se que a diminuição da concentração molar de Ni^{2+} (produto) faz com que a diferença de potencial aumente em relação ao valor padrão (1,24 V). Em contrapartida, a diminuição da concentração molar de Pd^{2+} (reagente) diminui a diferença de potencial da pilha. Isto está de acordo com o Princípio de Le Chatelier, uma vez que a diminuição da concentração de um produto desloca o equilíbrio no sentido direto

(aumento do potencial) e a diminuição da concentração de um reagente desloca o equilíbrio no sentido inverso (diminuição do potencial).

05 - (Ufg GO/2008/2ª Fase)

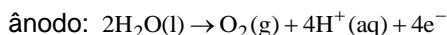
Considere o sistema, a seguir, que é constituído de água contendo uma pequena quantidade de um eletrólito, juntamente com as semi-equações e os respectivos potenciais padrão de redução:



Ao se conectar uma bateria que forneça tensão suficiente, observa-se a formação de bolhas na superfície de cada um dos eletrodos. Considerando a situação.

- a) escreva a(s) equação (ões) que representa(m) o(s) produto(s) formado(s) em cada eletrodo;
- b) explique por que o pH resultante em um dos tubos é ácido e no outro, neutro;
- c) explique como identificar, visualmente, qual o produto formado em cada tubo.

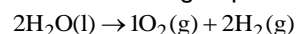
Gab:



b) No cátodo, o meio será neutro, uma vez que o $H^+(aq)$ é reduzido.

No ânodo, o meio será ácido devido à produção de $H^+(aq)$.

c) Quando água é eletrolisada para produzir hidrogênio e oxigênio gasosos, a estequiometria da reação é de dois mols de água produzindo um mol de oxigênio e dois mols de hidrogênio, como representado a seguir:



Logo, no tubo onde o oxigênio é produzido, o nível da água, em seu interior, estará mais elevado.

06 - (Unesp SP/2008/Exatas)

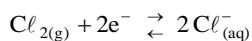
Uma das vantagens da utilização de reagentes oxidantes na purificação da água, comparando com outros tipos de tratamento, é que os produtos da oxidação química de compostos orgânicos são apenas o dióxido de carbono e a água. Na tabela a seguir são listados alguns agentes oxidantes com seus potenciais-padrão de redução.

Agente oxidante	Potencial-padrão de redução (em meio ácido)– E^0 (V)
Cl_2	1,36
H_2O_2	1,78
OCl^-	1,63
MnO_4^-	1,51
O_3	2,07

Considerando apenas os parâmetros termodinâmicos apresentados, forneça o nome do agente que é menos eficiente para a oxidação de material orgânico e escreva a equação que representa a semi-reação de redução desse agente.

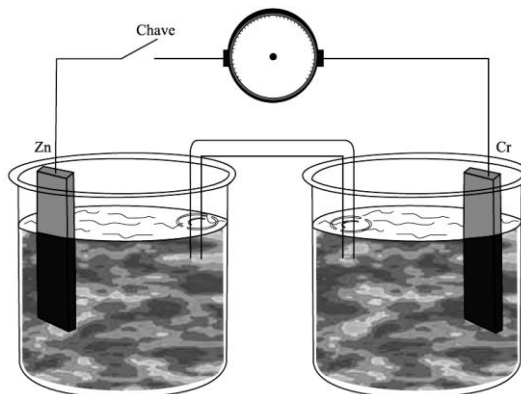
Gab:

cloro (Cl_2)

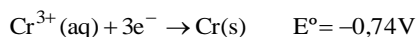
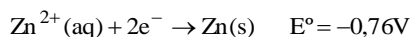


07 - (Uftm MG/2008)

Uma célula eletroquímica construída com eletrodos de zinco e de cromo em soluções de seus respectivos íons é apresentada na figura.



Dados os potenciais padrão de redução:



Sobre essa célula eletroquímica, foram feitas as seguintes afirmações:

- I. A leitura no voltímetro indica o valor de 0,80 V.
- II. O eletrodo de zinco é o pólo positivo da bateria.
- III. Os elétrons fluem do eletrodo de zinco para o eletrodo de cromo.
- IV. O compartimento catódico da pilha contém o eletrodo de zinco.
- V. O processo realizado é espontâneo.

São corretas somente as afirmações

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

Gab: E

08 - (Fatec SP/2008)

Considere os seguintes dados sobre potenciais padrão de eletrodo:

Semi - reação	Potencial padrão de redução(V)
$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	+ 0,36
$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(aq)$	+ 0,77
$1/2 Cl_2(g) + e^- \rightarrow Cl^-(aq)$	+ 1,36
$H^+(aq) + e^- \rightarrow 1/2 H_2(g)$	0,00
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	- 0,44

Se uma lâmina de cobre puro for mergulhada em uma solução ácida de cloreto de ferro (III), a 1 mol/L nas condições-padrão, haverá, num primeiro momento,

- a) dissolução do cobre da lâmina.
- b) formação de cloro gasoso.

- c) liberação de hidrogênio gasoso.
- d) depósito de ferro metálico.
- e) formação de mais íons cloreto.

Gab: A

09 - (Ufrn RN/2008)

Considerando-se o esquema contido na questão anterior, a opção de resposta que descreve o sentido do fluxo de elétrons no instante em que o circuito é fechado e a diferença de potencial ΔE° , em condições-padrão, é:

- a) de **A** para **B**, e $\Delta E^\circ = +1,23 \text{ V}$
- b) de **B** para **A**, e $\Delta E^\circ = +1,23 \text{ V}$
- c) de **A** para **B**, e $\Delta E^\circ = -1,23 \text{ V}$
- d) de **B** para **A**, e $\Delta E^\circ = -1,23 \text{ V}$

Gab: A

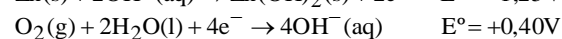
10 - (Uel PR/2008)

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.

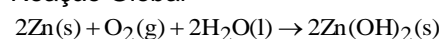
Recentemente foram desenvolvidas as pilhas baseadas em zinco e oxigênio do ar, usadas nos pequenos aparelhos de surdez e que são uma tentativa de produzir uma pilha que minimize as agressões ambientais. Para confeccionar estas pilhas, partículas de zinco metálico são misturadas a um eletrólito (solução de KOH) e reagem com o O_2 ; 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.

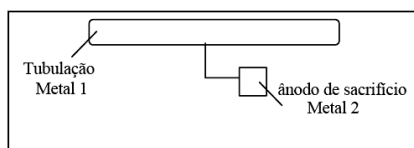
- a) Durante o funcionamento da pilha, haverá diminuição da quantidade de Zn(OH)_2 .
- b) O agente oxidante nessa reação é o zinco.
- c) Os elétrons são gerados no eletrodo de oxigênio.
- d) No catodo, ocorre a redução do Zn.
- e) A diferença de potencial da equação global é +1,65V.

Gab: E

11 - (Ufpr PR/2008)

Para a proteção contra corrosão de tubos metálicos, é comum o uso de eletrodos de sacrifício (blocos metálicos conectados à tubulação). Esses blocos metálicos formam com a tubulação uma célula eletroquímica que atua como ânodo de sacrifício, fornecendo elétrons aos tubos metálicos para impedir sua corrosão, conforme representado na figura abaixo.

Semi - reação de redução	E°(V)
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$	-0,76
$Fe^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Fe(s)$	-0,44
$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$	+0,34
$Ag^{+}(aq) + e^{-} \rightarrow Ag(s)$	+0,80



Usando a tabela de potenciais-padrão de redução, considere as seguintes afirmativas:

1. A reação química que ocorre no ânodo de sacrifício é a reação de oxidação.
2. Se a tubulação (metal 1) for de ferro, o ânodo de sacrifício (metal 2) pode ser feito de zinco.
3. Se a tubulação (metal 1) for de cobre, o ânodo de sacrifício (metal 2) pode ser feito de prata.
4. O metal usado no eletrodo de sacrifício será o agente redutor na reação eletroquímica.

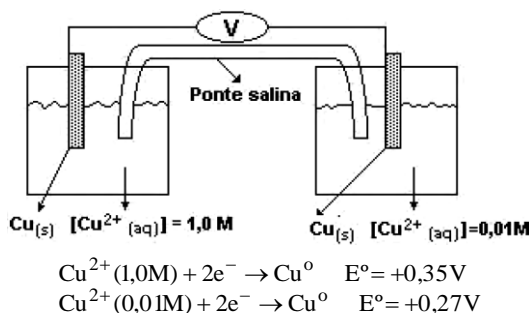
Assinale a alternativa correta.

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

Gab: E

12 - (Fepcs DF/2008)

Na maioria das pilhas, são utilizados eletrodos de metais diferentes, mas é possível construir pilhas com eletrodos do mesmo metal desde que suas soluções eletrolíticas apresentem concentrações diferentes. Um exemplo desse tipo de pilha está representado a seguir.



Com base nos potenciais padrão de redução, a ddp dessa pilha corresponde a:

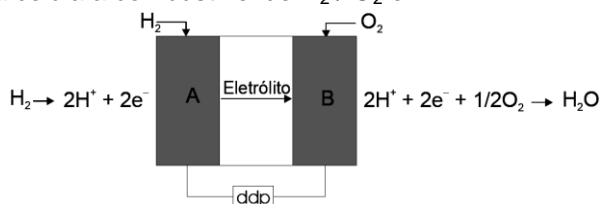
- a) + 0,62 V;
- b) + 0,08V;
- c) - 0,08V;
- d) + 0,35V;
- e) + 0,27V.

Gab: B

13 - (Ufrn RN/2008)

A expressão “célula a combustível” designa um novo conceito de geração de energia. Em princípio, é uma bateria de funcionamento contínuo que produz corrente contínua, por meio da combustão eletroquímica, a frio, de um combustível gasoso.

Um esquema simplificado de uma célula a combustível de H₂ / O₂ é:



Quando os eletrodos **A** e **B** estão em equilíbrio, $E^{\circ}_{\text{red}} = 0,00 \text{ V}$, para **A**, e $E^{\circ}_{\text{red}} = 1,23 \text{ V}$, para **B**, sendo E°_{red} o potencial padrão de redução. Sabendo-se que a reação global de tal célula possui $\Delta G^{\circ} = -237 \text{ KJ/mol}$ e $\Delta H^{\circ} = -286 \text{ KJ/mol}$, a 25°C, é correto afirmar que, na célula a combustível, ocorre um processo

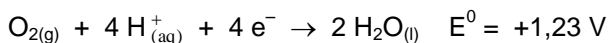
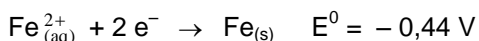
- a) não-espontâneo que absorve calor.
- b) espontâneo que absorve calor.
- c) não-espontâneo que libera calor.
- d) espontâneo que libera calor.

Gab: D

14 - (Ufsc SC/2008)

A ferrugem é um processo de corrosão conhecido que pode causar impacto econômico significativo, pois boa parte do ferro produzido anualmente é utilizada para repor objetos de ferro descartados. Alguns fatores externos, como a presença de oxigênio, água e sais no meio, podem acelerar a formação da ferrugem (Fe₂O₃.H₂O), uma substância insolúvel em água.

A corrosão do ferro é por natureza um processo eletroquímico, representado pelas semi-reações a seguir:



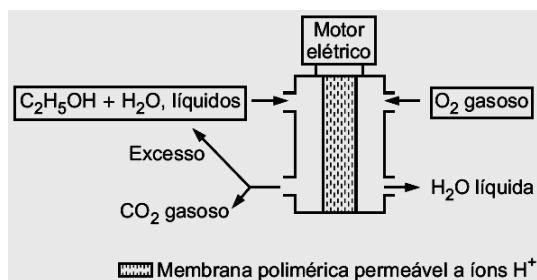
De acordo com as informações acima, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01. O ferro metálico atua como cátodo neste processo de óxido-redução.
- 02. A diferença de potencial elétrico padrão do processo de corrosão é +1,67 V.
- 04. O ferro metálico é facilmente oxidado porque seu potencial padrão de redução é menos positivo que aquele para a redução do oxigênio.
- 08. A diferença de potencial elétrico padrão do processo em questão é +0,79 V.
- 16. No processo de oxidação do ferro metálico, o oxigênio atua como redutor.
- 32. Na formação da ferrugem, íons Fe_(aq)²⁺ são oxidados a Fe_(aq)³⁺.

Gab: 38

15 - (Ufscar SP/2008)

Uma tecnologia promissora para a redução do uso de combustíveis fósseis como fonte de energia são as células de combustível, nas quais os reagentes são convertidos em produtos através de processos eletroquímicos, com produção de energia elétrica, que pode ser armazenada ou utilizada diretamente. A figura apresenta o esquema de uma célula de combustível formada por duas câmaras dotadas de catalisadores adequados, onde ocorrem as semi-reações envolvidas no processo.



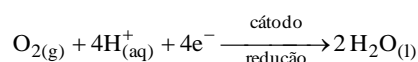
O contato elétrico entre as duas câmaras se dá através de uma membrana permeável a íons H^+ e do circuito elétrico externo, por onde os elétrons fluem e acionam, no exemplo da figura, um motor elétrico. Comparando-se um motor a explosão com outro movido a eletricidade gerada por uma célula de combustível, ambos utilizando etanol, os produtos finais serão os mesmos – CO_2 e H_2O –, mas a eficiência da célula de combustível é maior, além de operar em temperaturas mais baixas.

a) Sabendo que no processo estão envolvidos, além de reagentes e produtos finais, a água, íons H^+ e elétrons, escreva as equações químicas balanceadas para as semi-reações que ocorrem em cada câmara da célula de combustível apresentada na figura.

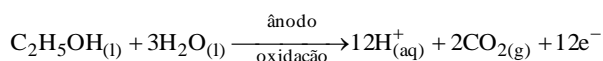
b) Determine o sentido do fluxo de elétrons pelo circuito elétrico externo (motor elétrico). Justifique sua resposta.

Gab:

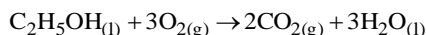
a) As semi-reações de eletrodo e a equação global são:
pólo positivo:



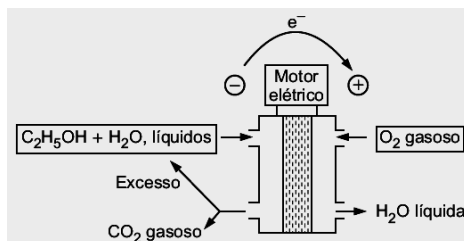
pólo negativo:



equação global:

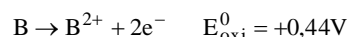
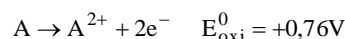


b) Numa pilha o sentido de fluxo de elétrons, pelo circuito externo, é do pólo negativo (perda de elétrons) para o pólo positivo (ganho de elétrons).



16 - (Ueg GO/2007/Janeiro)

Considerando os potenciais de oxidação dos metais A e B no esquema abaixo, julgue a validade das afirmativas seguintes.



- I. O metal A pode ser utilizado como eletrodo de sacrifício para o metal B.
- II. Em uma pilha formada por eletrodos dos metais A e B, o eletrodo A é o cátodo da pilha.
- III. A reação $B + A^{2+} \rightarrow B^{2+} + A$ é uma reação espontânea.

Marque a alternativa CORRETA:

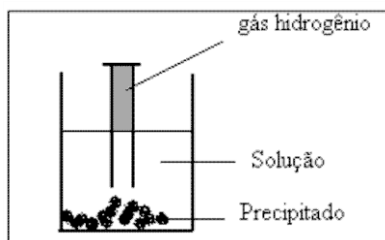
a) Apenas a afirmativa I é verdadeira.

- b) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.
- c) Apenas as afirmativas II e III são verdadeiras.
- d) Todas as afirmativas são verdadeiras.

Gab: A

17 - (Ueg GO/2007/Janeiro)

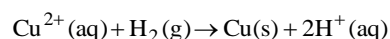
Cerca de 1/3 do hidrogênio produzido no mundo é empregado na extração hidrometalúrgica de cobre e outros metais a partir de seus minérios. Uma proveta foi preenchida com H₂ a 25 °C e 1 atm e em seguida mergulhada invertidamente em 100 mL de uma solução contendo uma certa quantidade de CuSO₄ dissolvida. A solução inicialmente azul tornou-se incolor e houve aparecimento de um precipitado marrom. A proveta, que inicialmente tinha o líquido no nível 80 mL, passou para o nível de 30 mL. Admitindo que todo o Cu²⁺ tenha sido consumido no processo, a massa em gramas, de CuSO₄ em 100 mL da solução original seria:



Dados:

MM (CuSO₄) = 159 g.mol⁻¹

R = 0,082 atm.L.K⁻¹.mol⁻¹



- a) Superior a 10
- b) Igual a 8,3
- c) Inferior a 1
- d) Compreendida entre 5 e 8

Gab: C

18 - (Uepg PR/2007/Janeiro)

Considerando as seguintes semi-reações:

Semi – reação	E° (V)
Cl ₂ (s) + 2e ⁻ → 2Cl ⁻ (aq)	+1,36
I ₂ (g) + 2e ⁻ → 2I ⁻ (aq)	+0,535
Pb ²⁺ (g) + 2e ⁻ → Pb(s)	-0,126
V ²⁺ (g) + 2e ⁻ → V(s)	-1,180

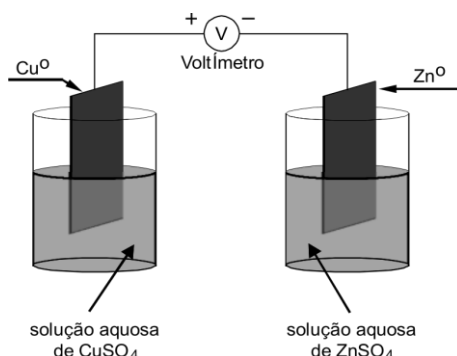
Assinale o que for correto.

- 01. O oxidante mais fraco da tabela acima é o V²⁺(aq).
- 02. O agente oxidante mais forte é o Cl₂ (g).
- 04. O Pb(s) reduz o V²⁺(aq) a V(s).
- 08. O agente redutor mais forte é o V (s).
- 16. O I⁻ (aq) reduz o Cl₂ a Cl⁻.

Gab: 27

19 - (Unifor CE/2007/Julho)

Observe o esquema abaixo.



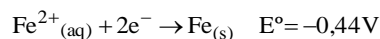
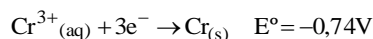
Para que esse conjunto funcione, ou seja, gere corrente elétrica, é necessário

- fechar o circuito elétrico através de uma solução saturada de KNO_3 .
- inverter a posição das placas metálicas de cobre e zinco.
- inverter a posição das soluções aquosas de CuSO_4 e ZnSO_4 .
- inverter os pólos do voltímetro (medidor de tensão elétrica).
- ligar os dois recipientes por meio de tubulação contendo água.

Gab: A

20 - (Uepg PR/2007/Julho)

A respeito do processo de cromagem de superfícies de aço e ferro com uma camada de Cr metálico, para aumentar a sua durabilidade, assinale o que for correto, considerando as seguintes semi-reações:



- O potencial global da reação de oxirredução entre o Cr e os íons Fe^{2+} é $E^\circ = -1,18\text{V}$
- A reação de oxirredução entre o Cr e os íons Fe^{2+} é: $2\text{Cr}_{(\text{s})} + 3\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{Fe}_{(\text{s})}$
- O Cr oxida mais facilmente que o Fe, o que significa que a presença do Cr retarda o enferrujamento do Fe.
- O Cr é um agente redutor mais forte que o Fe.

Gab: 14

21 - (Fuvest SP/2007/1ªFase)

O cientista e escritor Oliver Sacks, em seu livro *Tio Tungstênio*, nos conta a seguinte passagem de sua infância: “Ler sobre [Humphry] Davy e seus experimentos estimulou-me a fazer diversos outros experimentos eletroquímicos... Devolvi o brilho às colheres de prata de minha mãe colocando-as em um prato de alumínio com uma solução morna de bicarbonato de sódio $[\text{NaHCO}_3]$ ”.

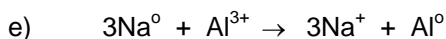
Pode-se compreender o experimento descrito, sabendo-se que

Objetos de prata, quando expostos ao ar, enegrecem devido à formação de Ag_2O e Ag_2S (compostos iônicos).

As espécies químicas Na^+ , Al^{3+} e Ag^+ têm, nessa ordem, tendência crescente para receber elétrons.

Assim sendo, a reação de oxirredução, responsável pela devolução do brilho às colheres, pode ser representada por:

- $3\text{Ag}^+ + \text{Al}^0 \rightarrow 3\text{Ag}^0 + \text{Al}^{3+}$
- $\text{Al}^{3+} + 3\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Al}^0 + 3\text{Ag}^+$
- $\text{Ag}^0 + \text{Na}^+ \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{Na}^0$
- $\text{Al}^0 + 3\text{Na}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{Na}^0$



Gab:A

22 - (Uftm MG/2007/1ªFase)

A tabela apresenta os potenciais padrão de redução (E°) de alguns íons metálicos.

	E° (V)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,04
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,37
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,44
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	+0,34

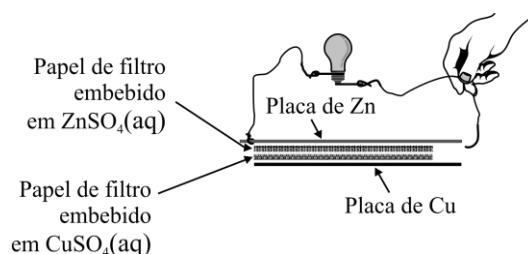
Em um experimento de corrosão, um aluno verificou que uma solução corrosiva reagia com o ferro, mas não reagia com o estanho. Portanto, os outros metais da tabela, que também não reagirão com essa mesma solução corrosiva, são o

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

Gab:B

23 - (Ufmg MG/2007/1ªFase)

Nesta figura, está representado um circuito elétrico formado por uma bateria conectada a uma lâmpada:



A bateria é construída com placas de zinco e de cobre, entre as quais, são dispostas soluções aquosas de sulfato de zinco e de sulfato de cobre, embebidas em papel de filtro.

Considerando-se o funcionamento dessa bateria, é INCORRETO afirmar que,

- a) durante o funcionamento da bateria, energia química é convertida em energia elétrica.
- b) durante o funcionamento da bateria, íons são transformados em átomos neutros.
- c) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de zinco, a lâmpada não se acenderá.
- c) se o circuito elétrico externo for fechado sobre a placa de cobre, haverá passagem de íons Cu^{2+} pelo fio.

Gab:D

24 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

Os potenciais padrões de redução do cobre (Cu) e do alumínio (Al) são, respectivamente, +0,34 V e -1,66 V. De acordo com esses valores de potenciais, pode-se prever o comportamento desses materiais em diversas situações. Sendo assim, é **CORRETO** afirmar que

- a) um fio de cobre sofre corrosão quando mergulhado em solução aquosa de $Al_2(SO_4)_3$.
- b) o íon Cu^{+2} se reduz quando soluções aquosas de $Al_2(SO_4)_3$ e $CuSO_4$ são misturadas.
- c) o alumínio sofre oxidação quando mergulhado em solução aquosa de sulfato de cobre.
- d) uma placa de alumínio se oxida ao estabelecer contato com uma placa de cobre.

Gab: C

25 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

Lâminas metálicas foram introduzidas, sucessivamente, em soluções contendo cátions de outros metais, observando-se, em alguns casos, depósito do metal (+) ou não (-), como mostram os resultados apresentados a seguir:

	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Mg^{2+}
Cu	-	-	-	-
Pb	+	-	-	-
Fe	+	+	-	-
Mg	+	+	+	-

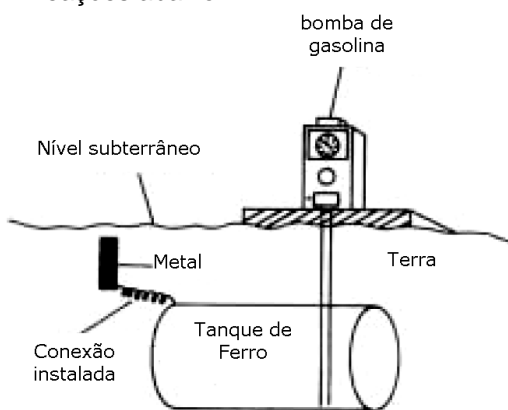
A facilidade com que lâminas metálicas cedem elétrons quando imersas em certas soluções ou também a facilidade com que íons positivos recebem elétrons são expressas através do potencial de eletrodo (ϵ°). Assim, o metal com maior potencial de oxidação é

- a) Fe.
- b) Pb.
- c) Mg.
- d) Cu.

Gab: C

26 - (Unimontes MG/2007/1ªFase)

Os objetos metálicos de ferro, como, por exemplo, tanque de gasolina localizado abaixo da terra, podem ser protegidos da corrosão, ligando-se o objeto metálico a um bloco de outro metal que oxida mais facilmente que o ferro, como ilustra a figura a seguir e as semi-reações abaixo:



$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	$\epsilon^\circ = -0,44V$
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	$\epsilon^\circ = -2,37V$
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	$\epsilon^\circ = -1,66V$
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	$\epsilon^\circ = -0,14V$
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	$\epsilon^\circ = -0,13V$

O metal que melhor protege o ferro é

- a) Mg.

- b) Al.
c) Sn.
d) Pb.

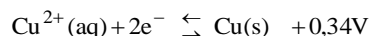
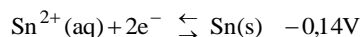
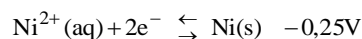
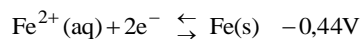
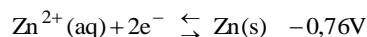
Gab: A

27 - (Ufscar SP/2007/1ªFase)

Deseja-se armazenar uma solução de NiCl_2 , cuja concentração é de 1 mol/L a 25 °C, e para isso dispõe-se de recipientes de:

- I. cobre.
II. lata comum (revestimento de estanho).
III. ferro galvanizado (revestimento de zinco).
IV. ferro.

Dados os potenciais-padrão de redução:



a solução de NiCl_2 poderá ser armazenada, sem que haja a redução dos íons Ni^{2+} da solução, nos recipientes

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

Gab: A

28 - (Ufjf MG/2007/1ªFase)

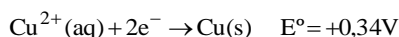
Os potenciais padrão de redução dos íons $\text{Zn}^{+2}(\text{aq})$ e $\text{Cu}^{+2}(\text{aq})$ para seus estados metálicos são respectivamente $-0,76$ V e $+0,34$ V. Sobre este sistema de óxido-redução, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

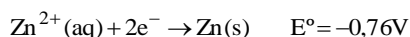
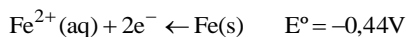
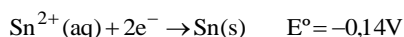
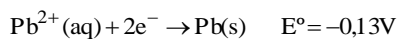
- a) A reação $\text{Zn}^{+2}(\text{aq}) + \text{Cu}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{aq})$ tem diferença de potencial igual a $-1,10$ V.
b) A reação $\text{Zn}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{+2}(\text{aq}) + \text{Cu}^0(\text{s})$ corresponde à reação de uma pilha.
c) A reação $\text{Zn}^{+2}(\text{aq}) + \text{Cu}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{aq})$ é espontânea.
d) Na reação $\text{Zn}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{+2}(\text{aq}) + \text{Cu}^0(\text{s})$, o $\text{Cu}^{+2}(\text{aq})$ é um agente oxidante.
e) É preciso fornecer energia para que a reação $\text{Zn}^{+2}(\text{aq}) + \text{Cu}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^0(\text{s}) + \text{Cu}^{+2}(\text{aq})$ aconteça.

Gab: C

29 - (Uftm MG/2007/1ªFase)

São apresentados os potenciais de redução de alguns metais.





Na combinação de dois metais, podem-se formar diferentes pilhas, sobre as quais afirma-se que:

- I. a pilha com maior ddp é aquela constituída por Al e Cu, que apresenta ddp 4,34V;
- II. na pilha constituída por Sn e Cu, o ânodo é o eletrodo de cobre;
- III. para a pilha constituída por Zn e Fe, o fluxo de elétrons se dá do eletrodo de zinco para o eletrodo de ferro;
- IV. o eletrodo de chumbo é pólo positivo na pilha constituída por Zn e Pb.

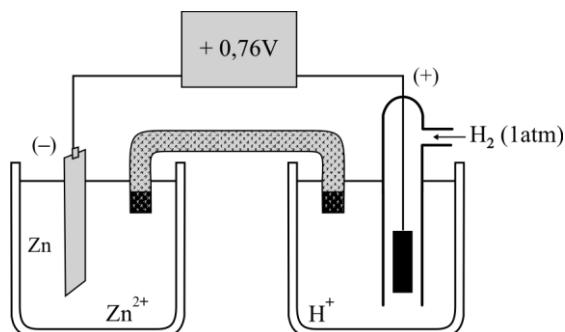
Está correto o que se afirma somente em

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

Gab: C

30 - (Unifesp SP/2007/2ªFase)

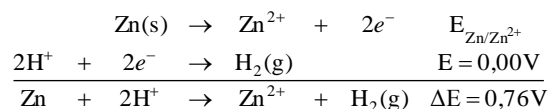
A figura apresenta uma célula voltaica utilizada para medida de potencial de redução a 25°C. O eletrodo padrão de hidrogênio tem potencial de redução igual a zero. A concentração das soluções de íons H^{+} e Zn^{2+} é de 1,00 mol/L.



Utilizando, separadamente, placas de níquel e de cobre e suas soluções Ni^{2+} e Cu^{2+} , verificou-se que Ni e Cu apresentam potenciais padrão de redução respectivamente iguais a $-0,25\text{ V}$ e $+0,34\text{ V}$.

- a) Escreva as equações de redução, oxidação e global e determine o valor do potencial padrão de redução do Zn.
- b) Para a pilha de Ni e Cu, calcule a ddp (diferença de potencial) e indique o eletrodo positivo.

Gab:



Cálculo do $E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^{\circ}$

$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^{\circ} + E_{\text{H}^{+}/\text{H}_2(\text{g})}^{\circ} = +0,76\text{V}$$

$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}}^{\circ} + 0,00 = +0,76\text{V}$$

$$E_{Zn/Zn^{2+}}^{\circ} = +0,76V$$

Logo o potencial de redução do zinco $E_{Zn^{2+}/Zn}^{\circ} = - 0,76V$

b)

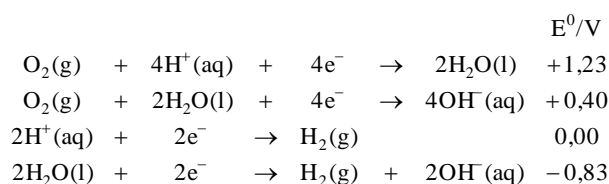
$$\Delta E = E_{Ni^{2+}/Ni}^{\circ} + E_{Cu^{2+}/Cu}^{\circ}$$

$$\Delta E = +0,25 + 0,34$$

$$\Delta E = +0,59V$$

31 - (Ufg GO/2007/2ªFase)

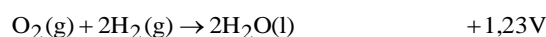
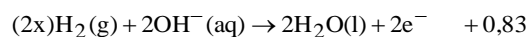
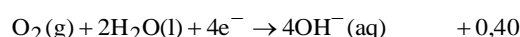
Células a combustível geram eletricidade usando reagentes que são fornecidos continuamente. Veículos movidos com essas células são soluções promissoras para a emissão-zero, ou seja, não são produzidos gases poluentes, uma vez que o único produto é a água. Considere duas células a combustível, sendo uma alcalina, empregando KOH(aq) como eletrólito, e uma de ácido fosfórico, empregando H₃PO₄(aq) como eletrólito. Com base nas semi-reações abaixo, calcule o potencial-padrão de cada célula.



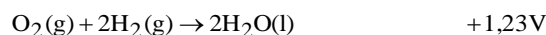
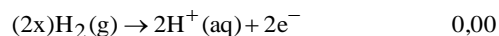
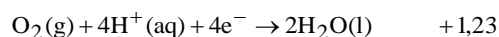
Gab:

Célula alcalina

E⁰/V

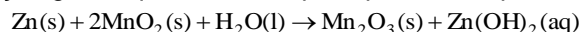


Célula de ácido fosfórico



32 - (Unimontes MG/2007/2ªFase)

As pilhas alcalinas são constituídas de eletrodos de zinco e de manganês, sendo o eletrólito o hidróxido de potássio, daí a denominação alcalina. A reação global que ocorre na pilha pode ser representada pela equação:



De acordo com essa equação, responda:

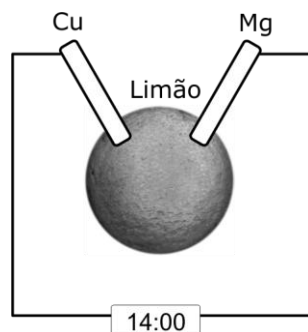
- Qual é o anodo? Justifique sua resposta usando o estado de oxidação dos respectivos constituintes.
- Indicando a substância constituinte de cada eletrodo, qual é o sentido do fluxo de elétrons na pilha em funcionamento?
- Qual é a função do eletrólito?

Gab:

- O ânodo é o Zn(s), pois sofre oxidação.
- O fluxo de elétrons ocorre do eletrodo de zinco em sentido ao eletrodo de MnO₂.
- O eletrólito tem a função de permitir o fluxo de elétron no interior da pilha.

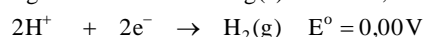
33 - (Unesp SP/2007/Conh. Gerais)

Pode-se montar um circuito elétrico com um limão, uma fita de magnésio, um pedaço de fio de cobre e um relógio digital, como mostrado na figura



O suco ácido do limão faz o contato entre a fita de magnésio e o fio de cobre, e a corrente elétrica produzida é capaz de acionar o relógio

Dados:



Com respeito a esse circuito, pode-se afirmar que:

- a) se o fio de cobre for substituído por um eletrodo condutor de grafite, o relógio não funcionará.
- b) no eletrodo de magnésio ocorre a semi-reação $\text{Mg(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$.
- c) no eletrodo de cobre ocorre a semi-reação $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$.
- d) o fluxo de elétrons pelo circuito é proveniente do eletrodo de cobre.
- e) a reação global que ocorre na pilha é $\text{Cu}^{2+} + \text{Mg(s)} \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Mg}^{2+}$.

Gab:D

34 - (Unesp SP/2007/Conh. Gerais)

Atualmente, a indústria produz uma grande variedade de pilhas e baterias, muitas delas impossíveis de serem produzidas sem as pesquisas realizadas pelos eletroquímicos nas últimas décadas. Para todas as reações que ocorrem nestas pilhas e baterias, utiliza-se o valor de E^0 do eletrodo-padrão de hidrogênio, que convencionalmente foi adotado como sendo 0 V. Com base nesse referencial, foram determinados os valores de E^0 a 25 °C para as semicelas a seguir.

Semi - reação	E^0 (V)
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	0,00*
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^0(\text{s})$	+ 0,34**
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^0(\text{s})$	- 0,76**
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}^0(\text{s})$	+ 0,80**

*eletrodo- padrão

**em relação ao eletrodo- padrão

Caso o valor de E^0 da semi-reação de redução da prata tivesse sido adotado como padrão, seria correto afirmar que

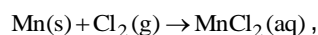
- a) a produção de pilhas e baterias pela indústria seria inviabilizada.
- b) a pilha de Daniell ($\text{Zn(s)} | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu(s)}$) seria de 1,9 V.
- c) todas as pilhas poderiam ter 0,80 V a mais do que têm hoje.
- d) apenas algumas pilhas poderiam não funcionar como funcionam hoje.

e) nenhuma mudança na ddp de pilhas e baterias seria notada.

Gab: E

35 - (Ufms MS/2007/Biológicas)

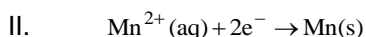
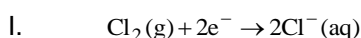
O potencial-padrão (E^0_{cel}) de uma célula eletroquímica cuja reação de célula é dada por:



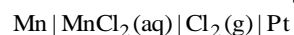
vale 2,54V, a 298K. O potencial-padrão do par Cl_2/Cl^- é $E^0 = +1,36V$, a 298K.

A partir desses dados, analise as afirmativas a seguir, e assinale a(s) correta(s).

01. As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são dados por:



02. A células correspondente a esse sistema é representada por:



04. Assumindo que a semi-reação para o par Cl_2/Cl^- ocorre no eletrodo da direita, e a semi-reação para o par Mn^{2+}/Mn ocorre no eletrodo da esquerda, pode-se afirmar que a reação de célula não é termodinamicamente espontânea, pois, $E^0_{cel} > 0$.

08. O potencial-padrão do par Mn^{2+}/Mn , que ocorre no eletrodo da esquerda, vale $E^0 = -1,18V$.

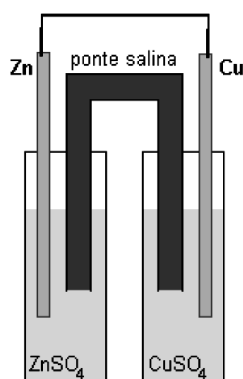
16. De acordo com a reação de célula o sólido Mn é o agente oxidante, pois é o doador de elétrons na reação.

32. No pólo positivo, ocorre a reação: $Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(aq)$.

Gab: 42

36 - (Ufms MS/2007/Exatas)

Dado o esquema de uma pilha, conforme figura a seguir, analise cada uma das proposições e assinale a(s) correta(s).



$$E^0(Zn^{2+} / Zn) = -0,76V$$

$$E^0(Cu^{2+} / Cu) = +0,34V$$

01. A reação global da pilha é: $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$.

02. O eletrodo à direita da notação vista acima é o anodo e, portanto, a reação que se processa nesse eletrodo é a de redução: $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$.

04. Trata-se de uma célula eletrolítica que produz eletricidade espontaneamente sob condições padrão, como resultado da reação que nela se passa.

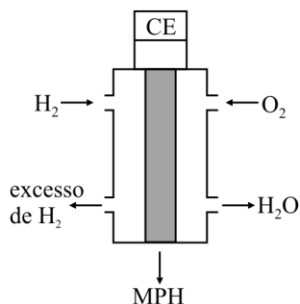
08. A notação da pilha acima é representada por $Zn(s) | ZnSO_4(aq) || CuSO_4(aq) | Cu(s)$, e o seu potencial padrão vale +1,10V.

16. De acordo com as semi-reações que se processam nos eletrodos, pode-se afirmar que a concentração dos íons $Zn^{2+}(aq)$, no compartimento eletródico, irá aumentar por causa da oxidação.

Gab: 025

37 - (Unesp SP/2007/Exatas)

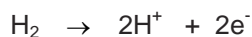
O hidrogênio molecular obtido na reforma a vapor do etanol pode ser usado como fonte de energia limpa em uma célula de combustível, esquematizada a seguir.



MPH: membrana permeável a H^+
CE: circuito elétrico externo

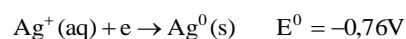
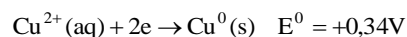
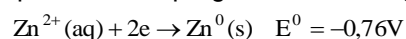
Neste tipo de dispositivo, ocorre a reação de hidrogênio com oxigênio do ar, formando água como único produto. Escreva a semi-reação que acontece no compartimento onde ocorre a oxidação (anodo) da célula de combustível. Qual o sentido da corrente de elétrons pelo circuito elétrico externo?

Gab:



38 - (Unesp SP/2007/Exatas)

Dispondo de duas placas de prata, duas de níquel e duas de cobre, um pesquisador construiu três diferentes pilhas, que foram empregadas na montagem de uma bateria. Utilizando os potenciais de redução apresentados,



determine a ddp da bateria construída com essas pilhas conectadas em série.

Gab: 3,12 V

39 - (ITA SP/2007)

Considere duas placas X e Y de mesma área e espessura. A placa X é constituída de ferro com uma das faces recoberta de zinco. A placa Y é constituída de ferro com uma das faces recoberta de cobre. As duas placas são mergulhadas em béqueres, ambos contendo água destilada aerada. Depois de um certo período, observa-se que as placas passaram por um processo de corrosão, mas não se verifica a corrosão total de nenhuma das faces dos metais.

Considere sejam feitas as seguintes afirmações a respeito dos íons formados em cada um dos béqueres:

I. Serão formados íons Zn^{2+} no béquer contendo a placa X.

- II. Serão formados íons Fe^{2+} no béquer contendo a placa X.
- III. Serão formados íons Fe^{2+} no béquer contendo a placa Y.
- IV. Serão formados íons Fe^{3+} no béquer contendo a placa Y.
- V. Serão formados íons Cu^{2+} no béquer contendo a placa Y.

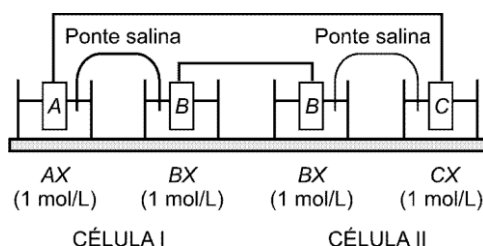
Então, das afirmações acima, estão **CORRETAS**

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

Gab: B

40 - (ITA SP/2007)

Dois células (I e II) são montadas como mostrado na figura. A célula I consiste de uma placa A(c) mergulhada em uma solução aquosa 1 mol L^{-1} em AX, que está interconectada por uma ponte salina a uma solução 1 mol L^{-1} em BX, na qual foi mergulhada a placa B(c). A célula II consiste de uma placa B(c) mergulhada em uma solução aquosa 1 mol L^{-1} em BX, que está interconectada por uma ponte salina à solução 1 mol L^{-1} em CX, na qual foi mergulhada a placa C(c). Considere que durante certo período as duas células são interconectadas por fios metálicos, de resistência elétrica desprezível.



Assinale a opção que apresenta a afirmação **ERRADA** a respeito de fenômenos que ocorrerão no sistema descrito. Dados eventualmente necessários:

$$E^0_{A^+(aq)/A(c)} = 0,40V$$

$$E^0_{B^+(aq)/B(c)} = -0,70V$$

$$E^0_{C^+(aq)/C(c)} = 0,80V$$

- a) A massa da placa C aumentará.
- b) A polaridade da semicélula B/B⁺(aq) da célula II será negativa.
- c) A massa da placa A diminuirá.
- d) A concentração de B⁺(aq) na célula I diminuirá.
- e) A semicélula A/A⁺(aq) será o cátodo.

Gab: E

41 - (ITA SP/2007)

Considere a reação química representada pela equação abaixo e sua respectiva força eletromotriz nas condições-padrão:



Agora, considere que um recipiente contenha todas as espécies químicas dessa equação, de forma que todas as concentrações sejam iguais às das condições-padrão, exceto a de H^+ . Assinale a opção que indica a faixa de pH na qual a reação química ocorrerá espontaneamente.

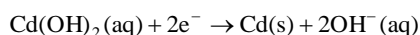
- $2,8 < \text{pH} < 3,4$
- $3,8 < \text{pH} < 4,4$
- $4,8 < \text{pH} < 5,4$
- $5,8 < \text{pH} < 6,4$
- $6,8 < \text{pH} < 7,4$

Gab: A

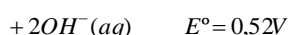
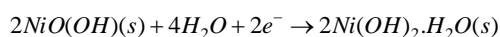
42 - (Fepcs DF/2007)

As baterias recarregáveis representam hoje cerca de 8% do mercado europeu de pilhas e baterias. Uma das mais usadas é a de níquel-cádmio (Ni-Cd); atualmente, cerca de 70% das baterias recarregáveis são de Ni-Cd. Esse tipo de bateria é amplamente utilizado em produtos que não podem falhar, como equipamentos médicos de emergência e de controle em aviação.

Os valores dos potenciais de redução são:



$$E^\circ = -0,82\text{V}$$



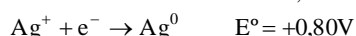
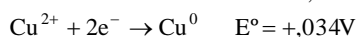
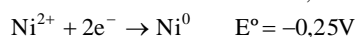
Com base nos potenciais, a reação global e a diferença de potencial que ocorre nesse tipo de pilha são:

- $2\text{NiO}(\text{OH})(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{aq}); \text{ddp} = 1,34\text{V}$
- $2\text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NiO}(\text{OH})(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cd}(\text{s}); \text{ddp} = 1,34\text{V}$
- $2\text{NiO}(\text{OH})(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{aq}); \text{ddp} = 0,3\text{V}$
- $2\text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NiO}(\text{OH})(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cd}(\text{s}); \text{ddp} = 0,3\text{V}$
- $2\text{Ni}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{s}) + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NiO}(\text{OH})(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O} + 2e^-; \text{ddp} = -0,52\text{V}$

Gab: A

43 - (FFFCMPA RS/2007)

Os potenciais de redução padrão dos elementos químicos níquel, prata, manganês e cobre são dados a seguir:



Assinale a alternativa correta no que diz respeito aos sistemas eletroquímicos construídos com estas substâncias.

- Uma pilha padrão formada pelo par metálico prata e cobre produzirá uma DDP de 1,14 Volts.
- Ao se mergulhar uma barra de prata metálica (Ag^0) em solução aquosa de manganês (Mn^{2+}) ocorrerá, espontaneamente, a redução da prata.

- c) Uma pilha padrão formada pelo par metálico manganês e cobre produzirá uma DDP de $-0,38$ Volts.
- d) Ao se mergulhar uma barra de níquel metálico (Ni^0) em solução aquosa de prata (Ag^+) ocorrerá, espontaneamente, a redução da prata.
- e) Não haverá reação de oxidação-redução numa pilha que possua o par metálico níquel e manganês.

Gab: D

44 - (Furg RS/2007)

Com base nos potenciais de oxidação apresentados na tabela abaixo, escolha a opção correta:

Eletródo	E° oxidação(Volt)
$\text{Zn} \xrightarrow{\leftarrow} \text{Zn}^{2+} + 2 \text{elétrons}$	0,76
$\text{Co} \xrightarrow{\leftarrow} \text{Co}^{2+} + 2 \text{elétrons}$	0,28
$\text{H}_2 \xrightarrow{\leftarrow} 2\text{H}^+ + 2 \text{elétrons}$	0,00
$\text{Cu} \xrightarrow{\leftarrow} \text{Cu}^{2+} + 2 \text{elétrons}$	$-0,34$
$\text{Hg} \xrightarrow{\leftarrow} \text{Hg}^{2+} + 2 \text{elétrons}$	$-0,85$

- a) numa pilha formada por um eletródo de cobalto e outro de mercúrio, o cobalto recebe elétrons do mercúrio.
- b) numa pilha formada por um eletródo de zinco e outro de cobalto, o cobalto transfere elétrons para o zinco, pois seu potencial de oxidação é menor.
- c) o valor zero para o potencial de oxidação do hidrogênio não é uma convenção, é um valor real.
- d) na pilha de Daniell, o cobre fornecerá elétrons ao zinco.
- e) eletrodos com potenciais de oxidação positivos indicam maior tendência de perda de elétrons que a apresentada pelo eletródo de hidrogênio.

Gab: E

45 - (Unioeste PR/2007)

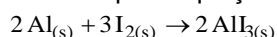
A pilha alcalina é uma melhoria da pilha comum, pois essa melhoria impede que ocorram reações químicas enquanto as pilhas estão sem uso. A reação que ocorre nas pilhas alcalinas pode ser descrita como sendo: $\text{Zn}(s) + 2\text{MnO}_2(s) \rightarrow \text{ZnO}(s) + \text{Mn}_2\text{O}_3(s)$. Com relação a esse assunto, é correto afirmar que

- a) nesta reação estão envolvidos três elétrons.
- b) a reação do Zn formando ZnO é uma reação anódica.
- c) a reação do MnO_2 é uma reação de oxidação.
- d) as pilhas são um conjunto de baterias.
- e) o Zn é o agente oxidante na reação descrita acima.

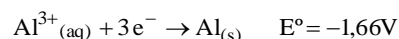
Gab: B

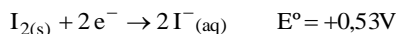
46 - (Ufv MG/2007)

Recentemente foi publicado em uma revista científica de grande circulação mundial que pesquisadores chineses desenvolveram uma cela galvânica, baseada na reação entre alumínio metálico (Al) e iodo molecular (I_2), formando o iodeto de alumínio (AlI_3), conforme reação representada pela equação abaixo:



A seguir são dados os potenciais de redução do iodo (I_2) e do alumínio (Al), em volts, e são feitas cinco afirmativas sobre a cela galvânica:





- I. O I₂ é mais oxidante que o Al.
- II. O Al tem maior capacidade de perder elétrons que o I₂.
- III. Na reação, os elétrons são transferidos do alumínio para o iodo.
- IV. O eletrodo de Al é o catodo.
- V. A diferença de potencial padrão desta pilha é de +1,13 volts.

Assinale a alternativa que contém somente afirmativas VERDADEIRAS:

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

Gab: D

47 - (Puc MG/2007)

Considere os quatro dispositivos eletroquímicos que têm as seguintes associações da meia pilha:

Cu²⁺ / Cu com as meias pilhas Fe²⁺ / Fe, Sn²⁺ / Sn, Ni²⁺ / Ni e Cd²⁺ / Cd.

Sendo dado os seguintes potenciais de redução, a 25 °C:

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$$

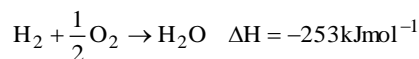
Assinale o dispositivo que fornecerá o menor potencial.

- a) ferro.
- b) estanho.
- c) níquel.
- d) cádmio.

Gab: B

48 - (Puc MG/2007)

Como as baterias, as pilhas a combustível são sistemas de conversão de energia química em energia elétrica. Entretanto, enquanto as baterias convencionais se descarregam, as pilhas a combustível, devido ao fornecimento permanente de combustível e de comburente, permanecem uma fonte contínua de energia elétrica. A reação global que ocorre numa pilha a combustível é:



Durante o funcionamento de uma pilha a combustível, é **CORRETO** afirmar:

- a) O comburente é o hidrogênio.
- b) O hidrogênio reage no catodo.
- c) O oxigênio é oxidado no anodo.
- d) A reação é exotérmica.

Gab: D

49 - (Mackenzie SP/2007)

Observe a tabela de reatividade abaixo.

Soluções (1 mol/L)	eletrodo de Mg	eletrodo de Cu	eletrodo de Cr
Mg(NO ₃) ₂	---	não reage	não reage
CuSO ₄	reage	---	reage
Cr ₂ (SO ₄) ₃	reage	não reage	---

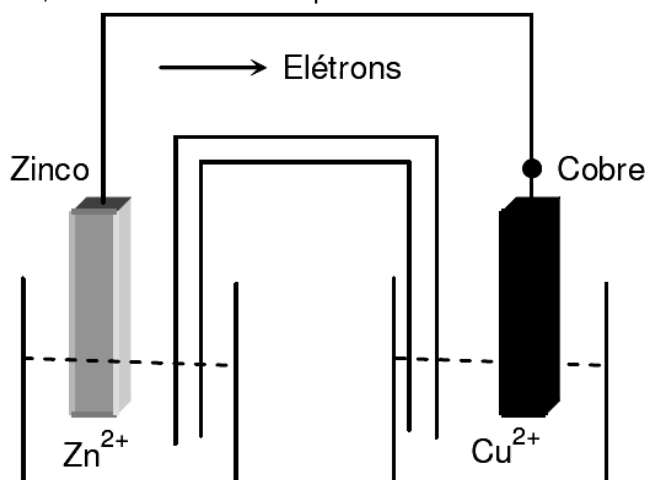
Se forem montadas pilhas nas quais o magnésio seja sempre um dos eletrodos, é correto afirmar que

- o eletrodo de magnésio terá sua massa aumentada.
- os elétrons irão fluir do cobre ou do cromo para o magnésio.
- numa das pilhas a solução de sulfato de cromo III irá se concentrar.
- o eletrodo de magnésio atuará como ânodo.
- a solução de nitrato de magnésio irá diluir-se em qualquer uma das pilhas.

Gab: D

50 - (Ufpe PE/2007)

A história das pilhas é antiga. Em 1600, Otto von Guericke inventou a primeira máquina para produzir eletricidade. Os outros pesquisadores como Galvani, Volta e Daniell também se dedicaram ao desenvolvimento de células eletroquímicas. A célula de Daniell (ou pilha de Daniell) é um exemplo antigo de célula galvânica. Ela foi inventada pelo químico britânico John Daniell, em 1836. Esta célula pode ser descrita resumidamente pela figura a seguir:



Nesta célula o eletrodo de zinco é denominado ânodo ($Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$), e o eletrodo de cobre é o cátodo ($2e^{-} + Cu^{2+} \rightarrow Cu(s)$). Neste sistema, o $Zn(s)$ e o Cu^{2+} sofrem, respectivamente, um processo de:

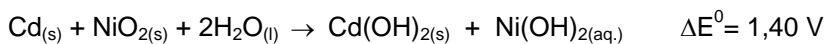
- oxidação e redução.
- redução e oxidação.
- redução e redução.
- oxidação e oxidação.
- redução e neutralização.

Gab: A

51 - (Ufsc SC/2007)

No Brasil, uma das resoluções do Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA – determina a devolução das pilhas e baterias contendo cádmio, chumbo e mercúrio aos estabelecimentos comerciais e às indústrias para reciclagem, ou descarte em aterros sanitários licenciados.

Dentre os utensílios que utilizam esses dispositivos destacam-se os aparelhos de telefones celulares, cada vez mais comuns entre as pessoas. Esses aparelhos operam com pilhas ou baterias de níquel-cádmio, que podem ser recarregadas e funcionam de acordo com a equação global:



O cádmio e uma pasta úmida de óxido de níquel contendo hidróxido de potássio compõem os eletrodos da bateria de níquel-cádmio.

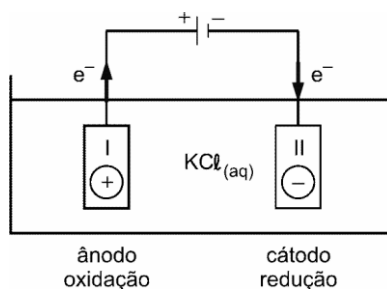
De acordo com as informações do enunciado, assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

- 01. A voltagem necessária para a recarga da pilha de níquel-cádmio deverá ser inferior a 1,40 V.
- 02. Na pilha de níquel-cádmio o eletrodo de cádmio representa o cátodo.
- 04. A equação global da pilha de níquel-cádmio representa um processo de óxido-redução.
- 08. No processo de recarga da pilha o eletrodo de cádmio representa o ânodo.
- 16. A reação acima indicada é um processo espontâneo.
- 32. O óxido de níquel atua como redutor na pilha.
- 64. Na reação global da pilha há uma transferência de 2 elétrons, do agente redutor para o agente oxidante.

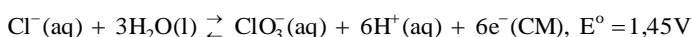
Gab:84

52 - (ITA SP/2007)

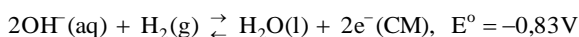
Um dos métodos de síntese do clorato de potássio (KClO_3) é submeter uma solução de cloreto de potássio (KCl) a um processo eletrolítico, utilizando eletrodos de platina. São mostradas abaixo as semi-equações que representam as semi-reações em cada um dos eletrodos e os respectivos potenciais elétricos na escala do eletrodo de hidrogênio nas condições-padrão (E^0):



Eletrodo- I



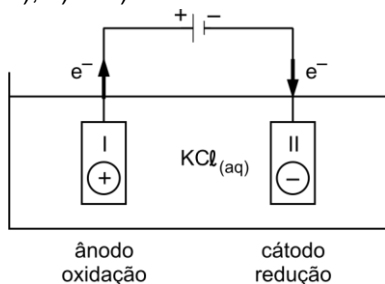
Eletrodo- II



- a) Faça um esquema da célula eletrolítica.
- b) Indique o cátodo.
- c) Indique a polaridade dos eletrodos.
- d) Escreva a equação que representa a reação química global balanceada.

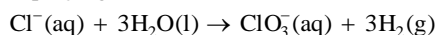
Gab:

a), b) e c)



d)

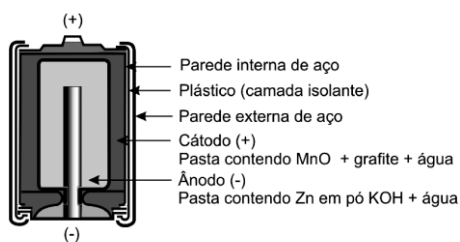
Equação global



53 - (UFRural RJ/2007)

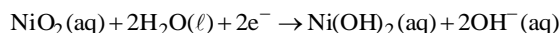
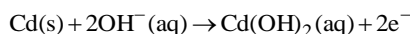
Em 1866, Geoge Lenclanché inventou a pilha seca (pilha comum) que é atualmente utilizada em brinquedos, relógios, lanternas etc.

As pilhas alcalinas são mais utilizadas, hoje em dia, devido ao seu rendimento ser de cinco a oito vezes maior que a pilha comum.



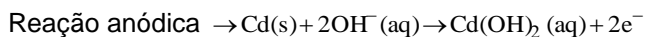
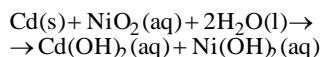
(Modificado de Usberco e Salvador. Volume 2, p. 264)

Na pilha alcalina de níquel-cádmio, ocorrem as seguintes reações:



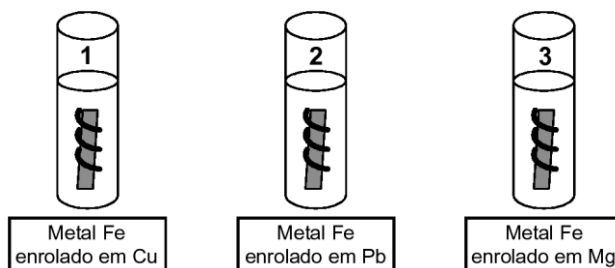
A partir das equações da pilha de níquel-cádmio, escreva a equação global e identifique a reação anódica.

Gab:



54 - (Puc RS/2006/Janeiro)

Um método para proteger ou retardar a corrosão do ferro em cascos de navios consiste em ligar, a essa estrutura, blocos de outros metais. Para investigar os metais que funcionam como ânodo de sacrifício para o ferro, placas limpas e polidas desse metal foram enroladas com fitas de cobre, chumbo e magnésio e mergulhadas em três tubos de ensaio (como o ilustrado abaixo) contendo solução aquosa composta por cloreto de sódio (simulando a água do mar) e por ferricianeto de potássio, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (como indicador de corrosão do ferro), o qual forma um composto de coloração azul com os íons de ferro.



- $E^0 \text{Fe}^{2+} / \text{Fe} = - 0,44\text{V}$
- $E^0 \text{Mg}^{2+} / \text{Mg} = - 2,37\text{V}$
- $E^0 \text{Pb}^{2+} / \text{Pb} = - 0,13\text{V}$
- $E^0 \text{Cu}^{2+} / \text{Cu} = + 0,34\text{V}$

Considerando as informações acima, conclui-se que, após um período de tempo, o surgimento da coloração azul será observada apenas no(s) tubo(s):

a) 1

- b) 2
- c) 3
- d) 1 e 2
- e) 1 e 3

Gab: D

55 - (Uem PR/2006/Janeiro)

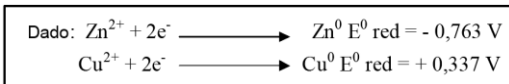
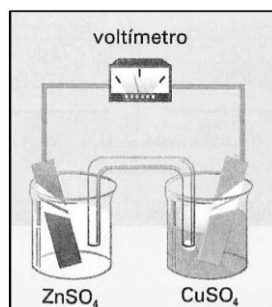
Considerando a pilha representada por $Ni^0/Ni^{2+}/Cu^{2+}/Cu^0$, dado que o potencial de oxidação do níquel é 0,25 V e do cobre é -0,34 V, é **correto** afirmar que

- a) o cobre sofre oxidação.
- b) a reação global da pilha é $Ni^0 + Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni^{2+} + Cu^0$
- c) o ânodo corresponde à semicélula de níquel.
- d) a força eletromotriz dessa pilha é -0,59 V.
- e) o eletrodo de cobre sofrerá uma diminuição de massa.

Gab: C

56 - (Ueg GO/2006/Janeiro)

Grande parte do conforto do cotidiano, bem como a velocidade de modernização das atividades industriais advém da utilização da energia elétrica em larga escala. A geração de eletricidade pode ser obtida por vários meios, como, por exemplo, a partir de usinas termoelétricas, usinas nucleares etc. A conversão da energia química em energia elétrica também é possível a partir da construção de pilhas. Sobre esse assunto e considerando a figura abaixo, julgue as afirmativas posteriores.



- I. O zinco poderia ser utilizado como eletrodo de sacrifício para proteção de materiais feitos de cobre.
- II. O eletrodo de cobre é o pólo positivo da pilha.
- III. A voltagem da pilha é igual a +0,426 V.

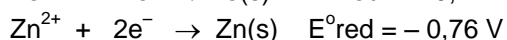
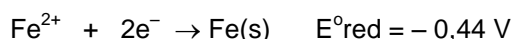
Assinale a alternativa CORRETA:

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

Gab: A

57 - (Uepg PR/2006/Janeiro)

A galvanização é um processo de proteção do ferro ou do aço através de um revestimento com zinco metálico, que atua como uma fina película para evitar corrosão ou ferrugem. Considerando as equações e os potenciais abaixo, assinale o que for correto.

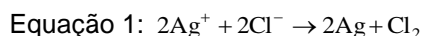


- 01. O ferro tem potencial de redução (E°) menor que o zinco, e assim, maior tendência em receber elétrons.
- 02. O zinco depositado reveste a superfície do ferro, impedindo seu contato com o ar úmido ou com a água, que contem oxigênio.
- 04. Na superfície galvanizada o zinco doa elétrons como se fosse um ânodo em uma pilha.
- 08. Se a superfície galvanizada é riscada ou removida, o ferro exposto ao ar é oxidado a Fe^{2+} .
- 16. O zinco é empregado na galvanização por ser um redutor mais forte que o ferro.

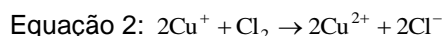
Gab: 30

58 - (Ucs RS/2006/Julho)

O vidro fotocromático, utilizado na confecção de óculos com lentes fotossensíveis, contém cristais de cloreto de prata, além de uma pequena quantidade de íons cobre (I). Quando a luz incide sobre esse tipo de lente, forma-se prata metálica, o que torna a lente escura, conforme a Equação 1.



Os íons cobre (I) regeneram os íons cloreto consumidos na Equação 1, embora a lente ainda permaneça escura, de acordo com a Equação 2.



A lente volta a ficar clara, pois os íons cobre (II), formados na Equação 2, reagem com a prata metálica formada na Equação 1.

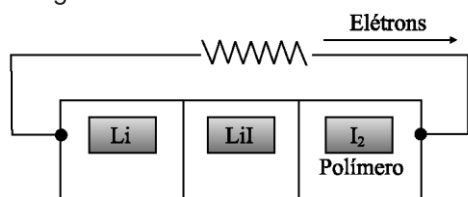
Assinale a alternativa cuja equação química representa o *clareamento* das lentes fotossensíveis.

- a) $\text{Cu}^{2+} + \text{Ag} \rightarrow \text{Cu}^{+} + \text{Ag}^{+}$
- b) $2\text{Cu}^{+} + 2\text{Cl}^{-} \rightarrow 2\text{Cu}^{+} + \text{Cl}_2$
- c) $\text{Ag} + \text{Cu}^{+} \rightarrow \text{Ag}^{+} + \text{Cu}^{2+}$
- d) $2\text{Ag}^{+} + 2\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^{-} \rightarrow 2\text{Ag}^{+} + 2\text{Cu}^{+} + \text{Cl}_2$
- e) $\text{Cu}^{2+} + \text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Ag} + \text{Cu}^{+}$

Gab: A

59 - (Unifesp SP/2006/1ªFase)

A bateria primária de lítio-iodo surgiu em 1967, nos Estados Unidos, revolucionando a história do marca-passo cardíaco. Ela pesa menos que 20 g e apresenta longa duração, cerca de cinco a oito anos, evitando que o paciente tenha que se submeter a freqüentes cirurgias para trocar o marca-passo. O esquema dessa bateria é representado na figura.



Para esta pilha, são dadas as semi-reações de redução:



São feitas as seguintes afirmações sobre esta pilha:

- I. No ânodo ocorre a redução do íon Li^+ .
- II. A ddp da pilha é + 2,51 V.
- III. O cátodo é o polímero/iodo.
- IV. O agente oxidante é o I_2 .

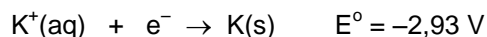
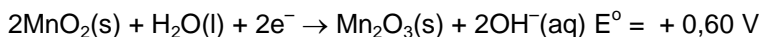
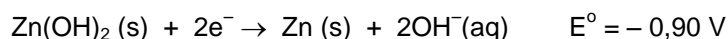
São corretas as afirmações contidas apenas em

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

Gab: E

60 - (Ufc CE/2006/1ªFase)

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 $-0,30\text{V}$.
- c) O hidróxido de potássio funciona como catodo.
- d) A grafite funciona como eletrodo de sacrifício.
- e) O hidróxido de zinco funciona como catodo.

Gab: A

61 - (Uff RJ/2006/1ªFase)

Nas regiões úmidas do litoral brasileiro, a corrosão é muito mais intensa do que em atmosfera de baixa umidade, como a do sertão nordestino. A corrosão é sempre uma deterioração dos metais, provocada por processos eletroquímicos (processos redox), causando sérios prejuízos financeiros. O ferro enferruja porque se estabelece uma pilha entre um ponto e outro do objeto de ferro.

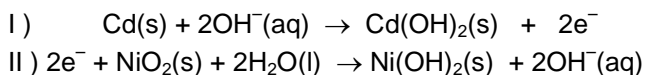
Havendo oxidação, necessariamente, ocorre também uma reação de redução que deve ser:

- a) $\text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightarrow 2\text{OH}^-$
- c) $2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$
- b) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$
- d) $4\text{H}^+ + 4\text{e}^- + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

Gab: D

62 - (Ufmt MT/2006/1ªFase)

Muitos telefones celulares e os chamados sem fio utilizam baterias recarregáveis de níquel/cádmio seguintes semi-reações:



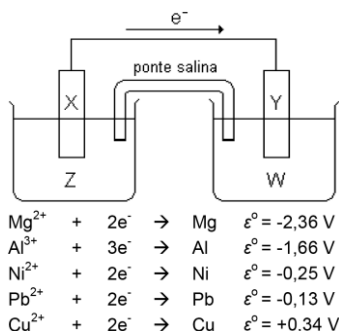
Sobre essas baterias e as semi-reações I e II, assinale a afirmativa correta.

- a) As quantidades de substâncias $Cd(OH)_2(s)$ e $Ni(OH)_2(s)$ diminuem com a descarga da bateria.
- b) O elemento que se oxida é o Níquel e o que se reduz é o Cádmio.
- c) O processo de carga ou recarga é espontâneo e o de descarga é não espontâneo.
- d) A semi-reação I é anódica e a semi-reação II é catódica.
- e) A equação da reação global (descarga) é $2Ni(OH)_2 + 2H_2O + Cd \rightarrow 2Ni(OH)_2 + Cd(OH)_2$

Gab: D

63 - (Efoa MG/2006/1ªFase)

Considere o esquema de pilha e os potenciais de redução:



A tabela abaixo mostra quatro conjuntos de metais e soluções:

Conjunto	X	Z	Y	W
I	Mg	Mg^{2+}	Al	Al^{3+}
II	Ni	Ni^{2+}	Cu	Cu^{2+}
III	Pb	Pb^{2+}	Ni	Ni^{2+}
IV	Cu	Cu^{2+}	Pb	Pb^{2+}

Apresentarão o fluxo de elétrons com o sentido mostrado no esquema acima APENAS os seguintes conjuntos da tabela:

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

Gab: A

64 - (Ufla MG/2006/1ªFase)

Considere uma pilha formada por dois eletrodos, um de prata e um de zinco, mergulhados em soluções de nitrato de prata (AgNO_3) e sulfato de zinco (ZnSO_4), respectivamente, e separados por uma placa porosa. Sabendo-se que o potencial de redução da prata é (+0,80 V) e do zinco é (-0,78 V), assinale a alternativa que representa a reação de oxirredução da pilha e seu potencial padrão, respectivamente.

- a) $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})} + \text{NO}_{2(\text{aq})}^- \quad e \quad -0,78\text{V}$
- b) $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Ag}_{(\text{s})} \quad e \quad +1,58\text{V}$
- c) $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Ag}^+_{(\text{aq})} \quad e \quad +0,04\text{V}$
- d) $\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Ag}^+_{(\text{aq})} \quad e \quad -1,58\text{V}$

Gab: B

65 - (Fuvest SP/2006/2ª Fase)

Constrói-se uma pilha formada por:

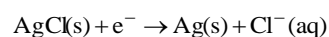
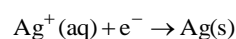
- um eletrodo, constituído de uma placa de prata metálica, mergulhada em uma solução aquosa de nitrato de prata de concentração 0,1 mol / L.
- outro eletrodo, constituído de uma placa de prata metálica, recoberta de cloreto de prata sólido, imersa em uma solução aquosa de cloreto de sódio de concentração 0,1 mol / L.
- uma ponte salina de nitrato de potássio aquoso, conectando esses dois eletrodos.

Constrói-se outra pilha, semelhante à primeira, apenas substituindo-se $\text{AgCl}(\text{s})$ por $\text{AgBr}(\text{s})$ e $\text{NaCl}(\text{aq}, 0,1 \text{ mol/L})$ por $\text{NaBr}(\text{aq}, 0,1 \text{ mol / L})$.

Em ambas as pilhas, quando o circuito elétrico é fechado, ocorre produção de energia.

- a) Dê a equação global da reação da primeira pilha. Justifique o sentido em que a transformação se dá.
- b) Dê a equação da semi-reação que ocorre no pólo positivo da primeira pilha.
- c) Qual das pilhas tem maior força eletromotriz? Justifique sua resposta com base nas concentrações iônicas iniciais presentes na montagem dessas pilhas e na tendência de a reação da pilha atingir o equilíbrio.

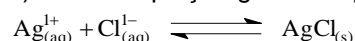
Para a primeira pilha, as equações das semi-reações de redução, em meio aquoso, são:



Produtos de solubilidade: $\text{AgCl} \dots 1,8 \times 10^{-10}$; $\text{AgBr} \dots 5,4 \times 10^{-13}$

Gab:

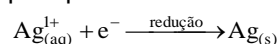
- a) A equação global da primeira pilha é:



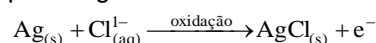
A reação ocorre no sentido direto, pois $\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$ é maior do que zero. Isso porque $E_{\text{cátodo}} > E_{\text{ânodo}}$.

- b) As semi-reações que ocorrem na primeira pilha são:

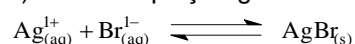
pólo positivo – cátodo:



pólo negativo – ânodo:



- c) A equação global da segunda pilha será:



Invertendo-se ambas as equações globais e substituindo-se os ânions Cl^{1-} e Br^{1-} , genericamente por X^{1-} , teremos:



Nesse caso, pode-se estabelecer uma relação entre o K_{ps} e o ΔE^0 usando-se a expressão:

$$\ln K_{\text{ps}} = \frac{n F \Delta E^0}{RT}$$

Como as equações foram invertidas, o cálculo do ΔE^0 das pilhas é feito pela expressão:

$$\Delta E^0 = -\frac{RT}{nF} \ln K_{ps}$$

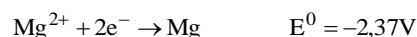
Pode-se então perceber que, quanto menor o K_{ps} , maior será o ΔE^0 e, conseqüentemente, maior será o ΔE na condição do experimento. Assim sendo, a segunda pilha (com Br^-) terá uma força eletromotriz maior.

66 - (Uff RJ/2006/2ªFase)

Determine:

- a) o valor do potencial padrão da cela para uma pilha galvânica na qual um eletrodo é de cobre imerso numa solução de Cu^{2+} 1,0 M e o outro é magnésio imerso numa solução de Mg^{2+} 1,0 M;
- b) o eletrodo que é o catodo;
- c) a equação (líquida) total para o processo espontâneo da pilha;

Considere os seguintes valores de potencial:



Gab:

- a) 2,71 V
- b) É o eletrodo de cobre
- c) $Mg + Cu^{2+} \rightarrow Mg^{2+} + Cu$

67 - (Ufg GO/2006/2ªFase)

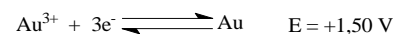
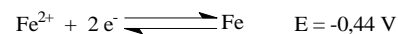
Observando a tira abaixo, responda:



BROWNE, Dick. Hagar, o Horrível. *O Popular*, 30 jun. 2005, p. 6. Magazine.

- a) Após inúmeras chuvas, os cavaleiros ingleses terão dificuldade para abrir seus elmos de ferro. Utilizando equações químicas, explique por quê.
- b) Suponha a seguinte situação: o elmo de um dos cavaleiros, o suserano, é adornado com rebites de ouro, enquanto o do outro, seu vassalo, com rebites de zinco. Curiosamente, após inúmeras chuvas, um dos elmos emperra mais que o outro. Explique o porquê.

Potencial Padrão de Eletrodo

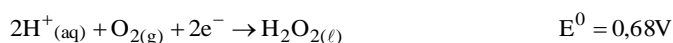


Gab:

- a) Porque o ferro oxida, reagindo com o oxigênio do ar, em ambiente úmido.
 $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$
- b) O elmo que emperra mais é o do suserano, já que o potencial padrão do ouro é de +1,50 V; assim, o ferro oxida preferencialmente. Como o Potencial padrão de eletrodo do zinco é de -0,76 V, ele oxidará, preferencialmente, em relação ao ferro.

68 - (Ufjf MG/2006/2ªFase)

O método de determinação da concentração de água oxigenada numa solução é baseado na reação entre a água oxigenada e o permanganato de potássio em meio ácido. Este método é utilizado no controle de qualidade do produto “água oxigenada” comumente vendido em farmácias. As semi-reações do processo, com seus respectivos potenciais padrão de redução, são as seguintes:



- Escreva a reação global balanceada do processo.
- Indique os agentes oxidante e redutor do processo.
- Calcule o ΔE^0 do processo. Este processo é espontâneo? Justifique.
- Escreva a expressão matemática da lei cinética ou de velocidade da reação global do processo.
- Sabendo que tal reação somente ocorre em meio ácido, e supondo que a concentração de íons H^+ no meio reacional é de $1,0 \times 10^{-2}$

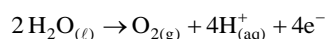
mol/L, calcule o pH inicial da solução. Demonstre seu cálculo.

Gab:

- $2\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2 \quad \Delta E^0 = +0,83\text{V}$
- Oxidante: MnO_4^-
Redutor: H_2O_2
- $\Delta E = +0,83\text{V}$; o processo é espontâneo.
- $v = k \cdot [\text{MnO}_4^-]^2 \cdot [\text{H}^+]^8 \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^5$
- $\text{pH} = -\log^{[\text{H}^+]}$ $\rightarrow \text{pH} = -\log^{10^{-2}} \rightarrow \text{pH} = 2$

69 - (Ufms MS/2006/Conh. Gerais)

Numa cela eletrolítica, acontece a seguinte semi-reação:



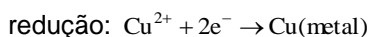
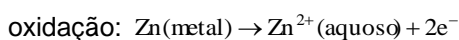
É correto afirmar que essa semi-reação acontece no

- cátodo.
- ânodo.
- cátodo e no ânodo.
- condutor externo.
- cátodo ou no ânodo.

Gab: B

70 - (Unesp SP/2006/Conh. Gerais)

Em 1836, o químico John Frederic Daniell desenvolveu uma pilha, utilizando os metais cobre e zinco, para a produção de corrente elétrica. As semi-reações envolvidas são dadas por:



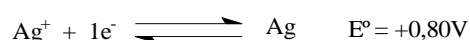
A pilha de Daniell pode ser representada por:

- a) $\text{Cu(s)} | \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) || \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) | \text{Zn(s)}$
- b) $\text{Cu(s)} | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Zn(s)}$
- c) $\text{Zn(s)} | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu(s)}$
- d) $\text{Zn(s)} | \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) || \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) | \text{Cu(s)}$
- e) $\text{Zn(s)} | \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) || \text{Cu}(\text{aq}) | \text{Cu}^{2+}(\text{s})$

Gab: C

71 - (Ufms MS/2006/Biológicas)

Analise os seguintes potenciais de oxi-redução, em condições-padrão, para os metais abaixo relacionados:



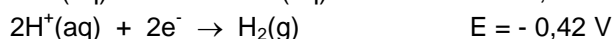
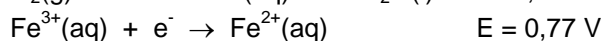
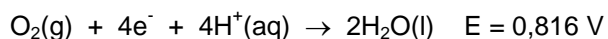
Assinale a(s) afirmativa(s) **INCORRETA(S)**.

- 01. Numa pilha em que se processa a reação: $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$, o valor da força eletromotriz é de 0,46 V.
- 02. Uma pilha formada por um eletrodo de ferro, em contato com uma solução contendo íons Fe^{2+} , e um eletrodo de prata, em contato com uma solução contendo íons Ag^+ , ligados por uma ponte salina, irão provocar a oxidação da prata com formação de Ag^+ .
- 04. O potencial padrão da pilha, da afirmativa anterior, será de +1,24V.
- 08. Uma placa de alumínio, mergulhada em uma solução 1molL^{-1} de CuSO_4 , apresentará a formação de um depósito de cobre metálico sobre ela.
- 16. A reação $2\text{Ag} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Fe}$ é espontânea.

Gab: 009

72 - (Ufpe PE/2006)

O ácido ascórbico, mais conhecido por vitamina C, é uma substância que apresenta atividade redox. Sendo o potencial de redução do ácido ascórbico, em pH 7, igual a 0,06 V, podemos compará-lo com outras substâncias conhecidas, cujos potenciais de redução a pH 7 são também apresentados:



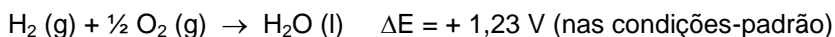
Com base nessas informações, podemos afirmar que o ácido ascórbico deve ser capaz de:

- a) reduzir o íon Fe^{3+} .
- b) oxidar o íon Fe^{2+} .
- c) oxidar o O_2 .
- d) reduzir a água.
- e) oxidar o íon H^+ .

Gab: A

73 - (Ufpr PR/2006)

A célula a combustível foi utilizada, inicialmente, como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser eficiente e produzir água para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H₂ gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e, no outro, propicia-se um fluxo de O₂ gasoso, ocorrendo a seguinte reação:



Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH.

Dados:

$$\text{H}_2\text{O} = 1 \text{ g mL}^{-1};$$

Massas atômicas: H = 1 e O = 16.

Com base nas informações sobre a célula a combustível, considere as afirmativas a seguir:

- I) No catodo dessa célula ocorre o processo de oxidação do O₂ gasoso.
- II) Durante a reação de óxido-redução da célula, ocorre a transferência de 2 elétrons.
- III) Considerando que em uma missão espacial são consumidos cerca de 90 kg de hidrogênio gasoso por dia, em 7 dias a quantidade de água produzida é igual a 5670 L.
- IV) A célula a combustível é denominada célula eletrolítica, pois nela uma reação química espontânea gera energia.

Assinale a alternativa correta.

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

Gab: A

74 - (Unimes SP/2006)

A tabela a seguir, referente a potenciais de redução padrão (E^ored) em solução aquosa 1M, 25°C e 1 atm, mostra:

Semi-reação eletroquímica	E ^o red (V)
$\text{X}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{X}$	-0,48
$\text{Y}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Y}$	+0,21

Desejando-se construir uma pilha baseando-se na tabela acima, pode-se dizer que o fluxo de elétrons irá ocorrer:

- a) de X para Y através de um fio metálico
- b) de Y para X através de um fio metálico
- c) de Y para X e vice-versa ao mesmo tempo
- d) somente no interior da solução contendo X²⁺
- e) somente no interior da solução contendo Y²⁺

Gab: A

75 - (ITA SP/2006)

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados, ligados por uma ponte salina e conectados a um multímetro de alta impedância.

Eletrodo a: Placa de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol L⁻¹ de nitrato de chumbo.

Eletrodo b: Placa de níquel metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol L⁻¹ de sulfato de níquel.

Após estabelecido o equilíbrio químico nas condições-padrão, determina-se a polaridade dos eletrodos. A seguir, são adicionadas pequenas porções de KI sólido ao **Eletrodo a**, até que ocorra a inversão de polaridade do elemento galvânico.

Dados eventualmente necessários:

Produto de solubilidade de PbI_2 : $K_{PS}(PbI) = 8,5 \cdot 10^{-9}$

Potenciais de eletrodo em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio nas condições-padrão:

$$E_{Pb/Pb^{2+}}^{\circ} = -0,13V$$

$$E_{Ni/Ni^{2+}}^{\circ} = -0,25V$$

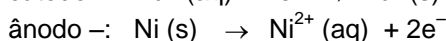
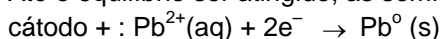
$$E_{I/I_2}^{\circ} = -0,53V$$

Assinale a opção que indica a concentração CORRETA de KI, em $mol\ L^{-1}$, a partir da qual se observa a inversão de polaridade dos eletrodos nas condições-padrão.

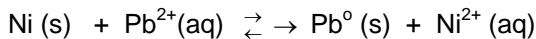
- a) $1,0 \cdot 10^{-2}$
- b) $1,0 \cdot 10^{-3}$
- c) $1,0 \cdot 10^{-4}$
- d) $1,0 \cdot 10^{-5}$
- e) $1,0 \cdot 10^{-6}$

Gab: A

Até o equilíbrio ser atingido, as semi-reações da pilha chumbo-níquel serão:

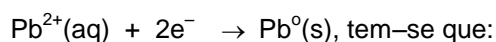


A equação de equilíbrio dessa pilha será:



Adicionando-se KI(s) até que ocorra a inversão de polaridade, ou seja, o eletrodo de níquel passe a atuar como cátodo e o de chumbo como ânodo, o Pb^{2+} restante será precipitado na forma de $PbI_2(s)$ até que o E chumbo seja menor que $E_{níquel}^{\circ}$.

Aplicando-se a Equação de Nernst para esta nova célula, cuja semi-reação é



$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log Q$$

Como $E_{Pb/Pb^{2+}}^{\circ} < -0,25V$ e $Q = \frac{1}{[Pb^{2+}]}$, obtem-se:

$$-0,13 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{[Pb^{2+}]} < -0,25$$

$$-0,0296 \log \frac{1}{[Pb^{2+}]} < -0,12$$

$$\log \frac{1}{[Pb^{2+}]} > 4$$

$$\frac{1}{[Pb^{2+}]} > 10^4$$

$$0 < [Pb^{2+}] < 10^{-4} mol/L$$

Substituindo-se na expressão do K_{ps} do $PbI_2(s)$, chega-se ao valor da concentração molar mínima dos íons iodeto:

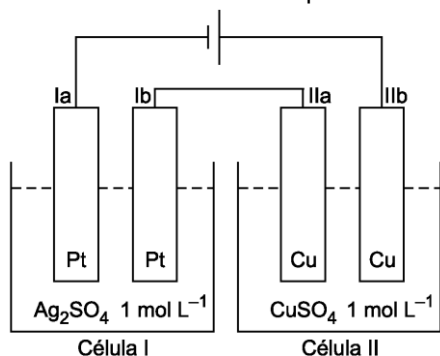
$$K_{ps} = [Pb^{2+}] \cdot [I^{-1}]_{mínima}^2 \rightarrow [I^{-1}]_{mínima} \cong 0,01 mol/L$$

Cálculo da concentração molar mínima de KI:

$$[KI]_{mínima} = \frac{0,01}{1} \Rightarrow 10^{-2} mol/L$$

76 - (ITA SP/2006)

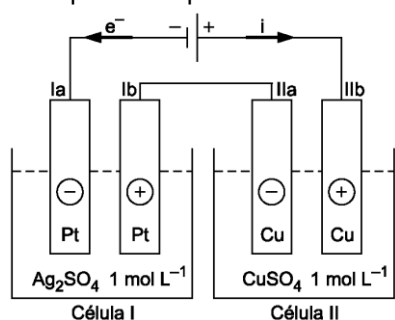
Dois células (I e II) são montadas como mostrado na figura. A célula I contém uma solução aquosa $1 mol L^{-1}$ em sulfato de prata e duas placas de platina. A célula II contém uma solução aquosa $1 mol L^{-1}$ em sulfato de cobre e duas placas de cobre. Uma bateria fornece uma diferença de potencial elétrico de 12 V entre os eletrodos Ia e IIb, por um certo intervalo de tempo. Assinale a opção que contém a afirmativa ERRADA em relação ao sistema descrito.



- a) Há formação de $O_2(g)$ no eletrodo Ib.
- b) Há um aumento da massa do eletrodo Ia.
- c) A concentração de íons Ag^+ permanece constante na célula I.
- d) Há um aumento de massa do eletrodo IIa.
- e) A concentração de íons Cu^{2+} permanece constante na célula II.

Gab:C

O esquema de polaridade dos eletrodos nesta eletrólise é:



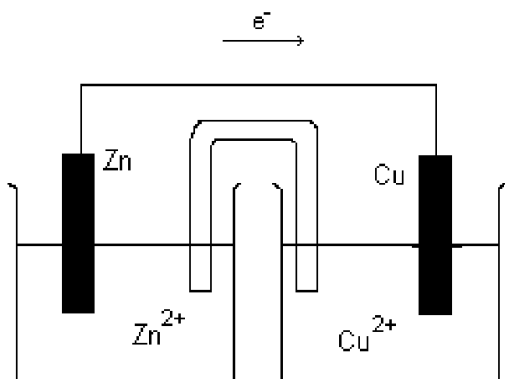
As semi-reações do processo são:

- Ia – cátodo \ominus : $Ag_{(aq)}^{1+} + e^- \xrightarrow{\text{redução}} Ag_{(s)}$;
- Ib – ânodo \oplus : $2 H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{oxidação}} O_{2(g)} + 4 H_{(aq)}^{1+} + 4 e^-$;
- IIa – cátodo \ominus : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu_{(s)}$;
- IIb – ânodo \oplus : $Cu_{(s)} \xrightarrow{\text{oxidação}} Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^-$.

Desse modo, há diminuição da concentração molar dos íons prata na célula I.

77 - (Ufr RR/2006)

A célula de Daniell (ou pilha de Daniell) foi inventada pelo químico britânico John Daniell, em 1836, pela necessidade urgente de uma fonte elétrica confiável e estável devido ao crescimento do uso da telegrafia. Trata-se de um exemplo de célula galvânica a que está representada no esquema abaixo:



A alternativa que contém a equação da reação total desta pilha é:

- a) $Zn^0 + Cu^0 \rightarrow Zn^{2+} + Cu^{2+}$
- b) $Zn^+ + Cu^+ \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0$
- c) $Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0$
- d) $Zn^{2+} + Cu^{2+} \rightarrow Zn^0 + Cu^0$
- e) $Zn^+ + Cu^+ \rightarrow Zn^0 + Cu^{2+}$

Gab: C

78 - (Mackenzie SP/2006)

Para retardar a corrosão de um encanamento de ferro, pode-se ligá-lo a um outro metal, chamado de metal de sacrifício, que tem a finalidade de se oxidar antes do ferro. Conhecendo o potencial padrão de redução, pode-se dizer que o melhor metal para atuar como metal de sacrifício é

	E°_{red}
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag^0$	+ 0,80V
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu^0$	+ 0,34V
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe^0$	- 0,44V
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg^0$	+ 0,85V
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au^0$	+ 1,50V
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg^0$	- 2,37V

- a) Cu
- b) Hg
- c) Au
- d) Ag
- e) Mg

Gab: E

79 - (Fepcs DF/2006)

“Um carro enferruja se for deixado sempre ao relento. O casco de ferro dos navios se desfaz se não for raspado e protegido. Estátuas de cobre e de bronze tornam-se esverdeadas com o passar do tempo. Esses são exemplos de corrosão. Ela é uma modificação química dos metais quando expostos à ação do ar e da água.”

www.editorasaraiva.com.br

Um tipo de corrosão muito mais severa do que a corrosão por oxidação pelo oxigênio do ar é comum quando dois metais são postos em contato e a umidade está presente. É o que acontece, por exemplo, com as placas do casco

de um navio quando elas são unidas por arrebites de cobre e tudo isso está imerso na água do mar. São fornecidas abaixo as semi-reações de redução, com os respectivos potenciais-padrão:

$\text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$	$E^\circ = -0,44 \text{ V}$
$\text{Co}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}^0$	$E^\circ = -0,28 \text{ V}$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$	$E^\circ = -0,76 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$	$E^\circ = -0,23 \text{ V}$
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$	$E^\circ = +0,34 \text{ V}$

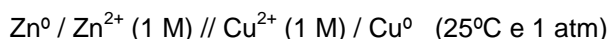
Assinale a opção que representa a reação eletroquímica que ocorre ente as placas e o arrebite no casco do navio e seu ΔE^0 :

- a) $\text{Fe}^{+2} + \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Fe}^0 + \text{Cu}^{+2}$ $\Delta E^0 = 0,78\text{V}$;
- b) $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2} + \text{Cu}^{+2}$ $\Delta E^0 = 0,44\text{V}$;
- c) $\text{Fe}^{+2} + \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^0 + \text{Cu}^0$ $\Delta E^0 = 0,34\text{V}$;
- d) $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + \text{Cu}^0$ $\Delta E^0 = 0,78\text{V}$;
- e) $\text{Fe}^0 + \text{Co}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+2} + \text{Co}^0$ $\Delta E^0 = 0,16\text{V}$

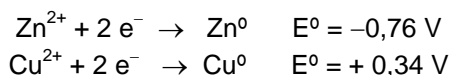
Gab: D

80 - (Udesc SC/2006)

Considerando a pilha:



tem-se os seguintes potenciais padrões das semi-reações de redução:



Calcule a força eletromotriz dessa pilha, e assinale a alternativa CORRETA.

- a) + 1,100 V
- b) - 0,426 V
- c) - 1,100 V
- d) + 0,760 V
- e) + 0,340 V

Gab: A

81 - (Udesc SC/2006)

A eletroquímica é a parte da Química que estuda a relação entre a corrente elétrica e as reações químicas. Os principais fenômenos estudados pela eletroquímica são responsáveis pelo funcionamento das pilhas e pelo processo de eletrólise.

Analisar as proposições abaixo, em relação ao funcionamento das pilhas.

- I. As pilhas comuns são dispositivos que aproveitam a transferência de elétrons em uma reação de oxirredução, produzindo uma corrente elétrica através de um condutor.
- II. Em uma pilha, a energia elétrica é convertida em energia química.
- III. Em uma pilha, o potencial de oxidação (E_{oxid}) indica uma maior tendência em deslocar o equilíbrio da reação no sentido da oxidação.
- IV. As reações que ocorrem em uma pilha comum são espontâneas, pois o valor da diferença de potencial (ddp) ou de força eletromotriz (fem), representadas por ΔE^0 , é sempre negativa.

Assinale a alternativa CORRETA.

- a) Somente a proposição I é verdadeira.
- b) Somente as proposições I e II são verdadeiras.
- c) Somente as proposições III e IV são verdadeiras.
- d) Somente as proposições I e III são verdadeiras.
- e) Todas as proposições são verdadeiras.

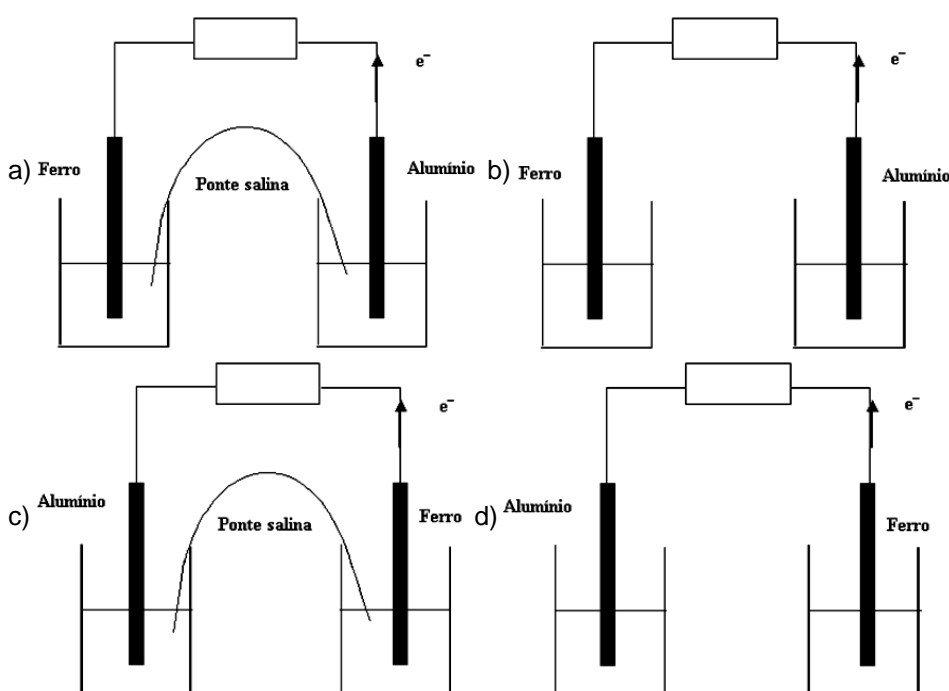
Gab: D

82 - (Puc MG/2006)

Uma pilha foi elaborada a partir das associações das meias pilhas: Fe^{2+}/Fe e Al^{3+}/Al .

$$E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,44V ; E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1,66V.$$

Qual das montagens a seguir representa **CORRETAMENTE** a pilha funcionando?



Gab: A

83 - (Uepb PB/2006)

Matéria publicada no Jornal do Comércio, de 06 de março de 2005, informa que as pilhas contrabandeadas (piratas) vendidas no Brasil têm menor quantidade de potássio do que as de fabricação nacional. Essa é uma das razões para a baixa durabilidade. Além disso, o material contrabandeado tem de 3% a 5% de massa de ferro, contra 0,07% do fabricado no Brasil, e 22,5% de manganês - elemento que gera mais corrente elétrica do que o ferro - contra 45% do produto legalizado no Brasil. A matéria destaca ainda que o vazamento de material do interior das pilhas contrabandeadas é outra característica que difere dos artigos legalizados. A tabela 2 traz mais informações, como o tempo médio que cada pilha resiste mantendo um rádio ligado, a quantidade vendida por ano e o custo médio no mercado.

Tabela 2: Dados comparativos da composição e uso de pilhas nacionais e piratas no Brasil.

	Importadas	Nacionais	Limites legais*
Chumbo (%)	2	0,18	0,2
Mercurio (mg/ud)	80	8	10
Cádmio (mg/ud)	Não informado	Não informado	0,015
Vendas anuais (ud)	400.000.000	800.000.000	-
Tempo médio no rádio	40 minutos	6 horas	-
Custo médio (RS)	0,25	0,45	-

* Os limites legais são dados pela Resolução 257/99 do Conselho Nacional de Meio Ambiente (Conama)

Julgue as afirmações a seguir usando (C) para certo e (E) para errado com base nas informações dadas:

- () A quantidade de mercúrio lançada no meio ambiente proveniente de pilhas nacionais é maior que a proveniente de pilhas piratas. Isso só acontece ainda porque a quantidade de pilhas nacionais vendidas é bem maior.
- () O uso de pilhas piratas é compensatório, pois, embora durem menos, o usuário é recompensado pelo fato de elas serem bem mais baratas.
- () O rendimento tão superior das pilhas nacionais pode ser explicado pelos teores de potássio e manganês, que são bem maiores nelas que nas pilhas piratas.
- () A presença de metais pesados tais como manganês, zinco e carbono nas pilhas piratas, em teores acima dos padrões permitidos pela resolução Conama, é um dos maiores perigos que tais pilhas representam ao meio ambiente.
- () Metais como chumbo, mercúrio e cádmio, que são encontrados não só nas pilhas piratas como também nas nacionais, representam um sério risco à saúde humana.
- () As pilhas nacionais têm a menor razão custo/benefício e são bem menos poluentes que as contrabandeadas. Além das desvantagens econômicas, as pilhas piratas têm prejudicado o país em arrecadação de impostos e criação de postos de empregos legalizados.

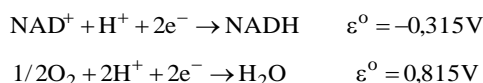
Assinale a alternativa que representa a seqüência correta.

- a) C E C E C E
- b) C E C E C C
- c) E C C E C E
- d) E E C E C C
- e) E E E C E C

Gab: D

84 - (Unimontes MG/2006)

Muitas moléculas estão envolvidas no processo de transporte de elétrons da cadeia respiratória, tais como O₂ (oxigênio), NAD⁺ (nicotinamida adenina dinucleotídeo), forma oxidada, e sua respectiva forma reduzida, NADH. Para essas duas moléculas, têm-se os valores dos potenciais de redução padrões:



Considerando esses valores de potenciais de redução, durante o funcionamento da cadeia respiratória, pode-se afirmar que

- a) o oxigênio, O₂, é o receptor de elétrons na cadeia respiratória.
- b) a molécula de nicotinamida adenina dinucleotídeo é reduzida.
- c) a molécula de água é consumida no funcionamento da cadeia.
- d) a f.e.m. estabelecida entre as duas moléculas é igual a 0,500 V.

Gab: A

85 - (Unimontes MG/2006)

Pilhas de combustão geram energia elétrica por meio da reação (global) entre o hidrogênio e o oxigênio:
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Energia}$.

Sendo a semi-reação que ocorre no anodo descrita pela equação $2\text{H}_2 + 4\text{OH}^- \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$, a semi-reação que ocorre no cátodo se encontra **CORRETAMENTE** representada em

- a) $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+ + 3\text{O}^{2-}$
- b) $\text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{O}^-$
- c) $1/2 \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$
- d) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

Gab: D

86 - (Udesc SC/2006)

A célula eletroquímica representada pela equação $2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Fe}_{(\text{s})} \rightarrow 2\text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ indica um processo espontâneo.

Em relação à célula, analise as proposições abaixo.

- I. A diferença de potencial dessa reação é de 2,04 V.
- II. Os elétrons fluem do ferro para a prata.
- III. Ocorre deposição de metal na placa de prata.
- IV. O ferro sofre reação de redução.

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Somente as proposições I e II são verdadeiras.
- b) Somente as proposições II, III e IV são verdadeiras.
- c) Somente as proposições III e IV são verdadeiras.
- d) Somente as proposições II e III são verdadeiras.
- e) Todas as proposições são verdadeiras.

Gab: D

87 - (Ufac AC/2006)

Cientistas criam bateria com urina! (folha on line 16/08/2005). A bateria é feita de uma camada de papel empapado em cloreto de cobre, que depois é colocado entre tiras de magnésio e cobre. O aparelho mede 6 x 3 centímetros e tem apenas 1 milímetro de espessura. O equipamento é mergulhado em urina e, assim, passa a conduzir eletricidade. Com base nestas informações, analise as afirmativas a seguir, e, após, marque a alternativa correta.

- I. As tiras de magnésio funcionam como anodo.
 - II. O cobre sofre redução.
 - III. A urina tem papel de ponte salina, permitindo o fluxo de íons pelo sistema.
- a) Só I e II são verdadeiras.
 - b) Só I e III são verdadeiras.
 - c) Só II e III são verdadeiras.
 - d) Todas são verdadeiras.
 - e) Nenhuma é verdadeira.

Gab: D

88 - (Ufpi PI/2006)

Algumas câmaras digitais utilizam baterias "nickel metal hydride". Sobre essas baterias, podemos afirmar:

- a) baseiam-se na reação de zinco com sais de cobre;
- b) a energia química é transformada em energia mecânica;

- c) são conhecidas como pilhas de Daniel;
- d) a energia elétrica é transformada em energia química;
- e) baseiam-se em reações de oxirredução.

Gab: E

89 - (Ufpi PI/2006)

Assinale a precaução com aparelhos celulares que está relacionada às reações químicas que podem ser desencadeadas:

- a) desligue o telefone antes de entrar em qualquer área com uma atmosfera potencialmente explosiva;
- b) não coloque um telefone portátil sobre um air bag ou na área de liberação do air bag;
- c) os fabricantes de marca-passos recomendam que seja mantida uma distância mínima de 15 cm entre um telefone sem fio e um marca-passo;
- d) desligue o celular em qualquer local onde haja uso de equipamentos que sejam sensíveis à energia de radiofrequência externa;
- e) não use o celular enquanto estiver dirigindo.

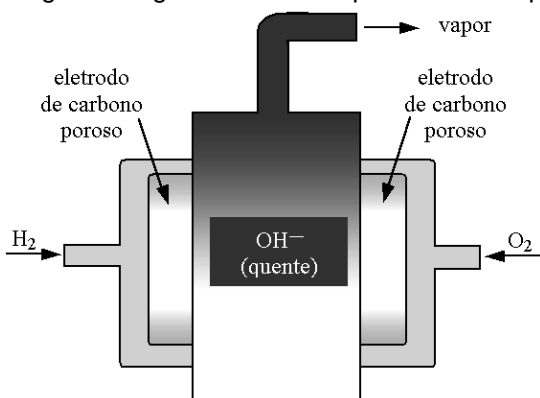
Gab: A

90 - (Ufsc SC/2006)

Uma pilha a combustível é um dispositivo eletroquímico no qual a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica. Esse tipo de pilha tem por base as semi-reações apresentadas na tabela abaixo:

Semi-reação	Potencial padrão de redução, E ⁰ (V)
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	- 0,83
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+ 0,40

A figura a seguir mostra o esquema de uma pilha a combustível.



Adaptado de: MARTIMER, E. F; MACHADO, A. H. Química para o ensino médio. Vol. único. São Paulo: Scipione, 2002, p. 307.

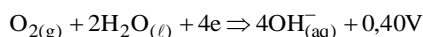
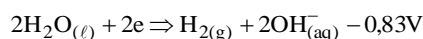
De acordo com as informações do enunciado e da figura acima, assinale a(s) proposição(ões) CORRETA(S).

- 01. O gás hidrogênio atua na pilha como agente oxidante.
- 02. A diferença de potencial elétrico padrão da pilha é + 1,23 V.
- 04. O oxigênio sofre redução.
- 08. A obtenção de energia elétrica neste dispositivo é um processo espontâneo.
- 16. A equação global da pilha no estado padrão é $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- 32. A diferença de potencial elétrico padrão da pilha é + 0,43 V.

Gab: 30

91 - (Fatec SP/2006)

A indústria automobilística está desenvolvendo, para a movimentação de veículos, novas tecnologias que são mais limpas e econômicas do que as usadas atualmente com os atuais combustíveis fósseis. Uma das possibilidades é uma pilha composta por dois terminais, onde são injetados oxigênio e hidrogênio. Esses gases passam por um material poroso (níquel) para um meio rico em íons OH^- que catalisam o processo a 200°C . Abaixo, são mostradas as meia reações-padrão de redução que ocorrem na pilha e os respectivos potenciais-padrão



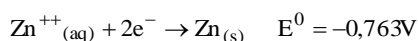
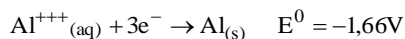
00. A reação global da pilha é: $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \Rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
01. O valor da ddp é de $+0,43\text{V}$
02. O valor da ddp é de $+1,23\text{V}$.
03. Considerando que, durante 1 hora de operação dessa pilha, foram gerados 54g de água como subproduto, a quantidade de mols de $\text{O}_{2(\text{g})}$ injetado na pilha, durante esse período, foi de 0,15.
04. Considerando que durante 1 hora de operação dessa pilha foram gerados 54g de água como subproduto, a quantidade de mols de $\text{O}_{2(\text{g})}$ injetado na pilha durante esse período foi de 1,5.

Gab: VFV FV

92 - (UFRural RJ/2006)

Usando as semi-reações $\text{Zn}_{(\text{s})} / \text{Zn}^{++}_{(\text{aq})}$ e $\text{Al}_{(\text{s})} / \text{Al}^{+++}_{(\text{aq})}$ é possível construir uma célula galvânica. Responda e/ou calcule:

Dados:



- a) Quais são os agentes redutor e oxidante?
- b) Escreva as reações que ocorrem, respectivamente, no anodo e no catodo?
- c) A reação é espontânea? Justifique a sua resposta com base no valor de E^0 .

Gab:

a) agente redutor: Al^0
agente oxidante: Zn^{++}

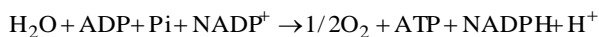
b) anodo \rightarrow oxidação: $2\text{Al}^0 \rightarrow 2\text{Al}^{+++} + 6e^-$
catodo \rightarrow redução: $3\text{Zn}^{++} + 6e^- \rightarrow 3\text{Zn}^0$

c) $E^0_{\text{total}} = (1,66) + (-0,763) = 0,90\text{V}$

A reação é espontânea (valor de E^0 positivo).

93 - (Uni-Rio RJ/2006)

A fotossíntese se realiza em cloroplastos, estruturas subcelulares presentes nas plantas verdes. É neles que se encontra a clorofila, pigmento encarregado de capturar a luz solar e convertê-la em energia química. Esta captura será produtiva, quando houver no sistema moléculas capazes de reduzir o CO_2 (como o NADPH) e outras que possam armazenar energia (como o ATP), conforme o processo genérico abaixo, onde P_i é um fosfato.



A formação do NADPH, a partir da água e em pH = 7, não é um processo espontâneo, mas a absorção de luz pela clorofila possibilita esta reação, onde elétrons do NADPH passam para o O₂. Calcule o potencial necessário para formar NADPH.

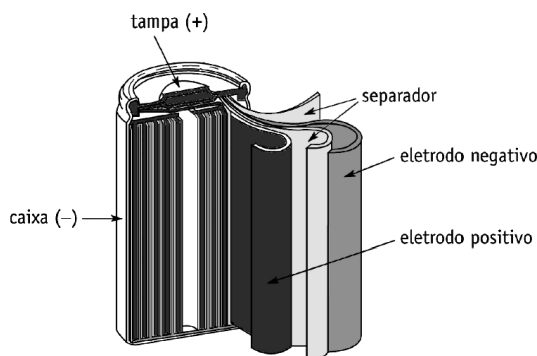
	E° (V)
$1/2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	+0,82
$\text{NADP}^+ + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NADPH}$	-0,32

Gab: ΔE = -1,14V

94 - (Uerj RJ/2006)

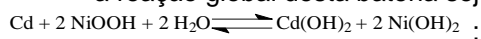
Aparelhos eletrônicos sem fio, tais como máquinas fotográficas digitais e telefones celulares, utilizam, como fonte de energia, baterias recarregáveis. Um tipo comum de bateria recarregável é a bateria de níquel-cádmio, que fornece uma d.d.p. padrão de 1,25 V e cujos componentes apresentam baixa solubilidade em água.

A ilustração abaixo representa uma dessas baterias.

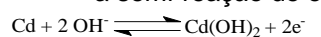


Admita que:

- a reação global desta bateria seja representada pela equação

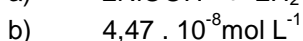


- a semi-reação de oxidação apresente um potencial igual a 0,76 V e que seja representada pela equação



- a) Escreva a equação que representa a semi-reação de redução e seu respectivo potencial padrão.
- b) Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cádmio vale $3,2 \times 10^{-14} \text{ mol}^3 \times \text{L}^{-3}$ a 25°C, determine sua solubilidade, em $\text{mol} \times \text{L}^{-1}$, nessa temperatura.

Gab:

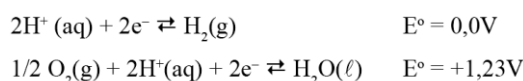
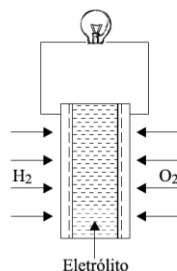


TEXTO: 1 - Comum à questão: 95

Ao longo da história, as fontes não renováveis têm sido responsáveis pela maior parte do abastecimento mundial de energia. Como solução para a demanda energética, o hidrogênio representa a primeira fonte de energia universal, pois apesar de não existir na natureza na forma elementar, ele é o elemento mais abundante do universo e pode ser obtido de diversas matérias-primas, que são convertidas usando energia de fontes que vão desde a luz solar, força dos ventos, queda d'água ou mesmo energia nuclear.

O gás metano, CH₄, oriundo do gás natural ou de biogás, pode ser transformado em hidrogênio por um processo chamado reforma com vapor d'água, que consiste na reação do gás metano com vapor de água, na presença de um catalisador, produzindo os gases H₂ e CO₂.

O hidrogênio pode ser armazenado ou transportado para ser convertido em energia, a partir da reação com o oxigênio do ar, em dispositivos chamados células a combustível que geram, além de energia elétrica, água e calor. A figura representa um tipo de célula a combustível. As células a combustível já existem e são empregadas para fins móveis em automóveis e ônibus, para fins estacionários, como geradores elétricos para residências e também para fins portáteis, como baterias para telefones celulares.



95 - (Fgv SP/2006)

Sobre o funcionamento da célula a combustível, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Forma-se água no ânodo.
- II. O gás oxigênio é o agente redutor.
- III. Os elétrons transitam do ânodo para o cátodo.
- IV. O hidrogênio é introduzido no pólo negativo.

É correto o que se afirma apenas em

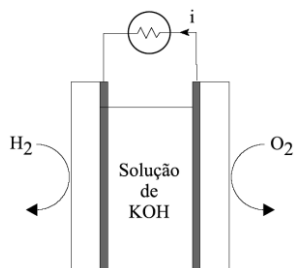
- a) I e IV.
- b) II e III.
- c) III e IV.
- d) I, II e IV.
- e) I, III e IV.

Gab: C

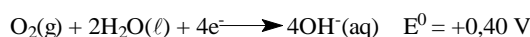
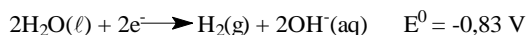
TEXTO: 2 - Comum à questão: 96

A célula a combustível é um dispositivo cujo funcionamento se baseia na reação do oxigênio com o hidrogênio, formando água e liberando energia. O gás hidrogênio, combustível da célula, pode ser obtido, dentre outros métodos, a partir do álcool (metanol ou etanol) em um processo chamado reforma. A reforma do etanol, CH₃CH₂OH, consiste em seu aquecimento em um reator adequado, com a presença de vapor d'água e de um catalisador, formando-se como produtos o CO₂ e o H₂.

A figura representa um esquema simplificado de uma célula a combustível, alcalina, usada para geração de energia elétrica.



Para a célula alcalina são dadas as equações das semi-reações de redução:

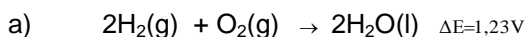


Com a crise do petróleo, fontes alternativas de energia vêm sendo estudadas por diversos países. No Brasil, a tecnologia de células a combustível vem sendo desenvolvida com o apoio do Ministério da Ciência e Tecnologia por meio do Programa Brasileiro de Sistemas de Células a Combustível. Num futuro não distante, elas poderão ser utilizadas em escala comercial para gerar energia para domicílios, hospitais e bancos, no funcionamento de telefones celulares e até mesmo em substituição aos combustíveis fósseis nas frotas de ônibus, automóveis, etc.

96 - (Uftm MG/2006/2ª Fase)

- a) Escreva a equação da reação global da célula a combustível alcalina e apresente os cálculos da diferença de potencial dessa pilha.
- b) Compare os produtos gerados na utilização de combustíveis derivados do petróleo e na célula a combustível. Com base nessa comparação, qual é a vantagem ambiental da utilização da célula a combustível na produção de energia?

Gab:



- b) Os principais produtos gerados na combustão do petróleo são CO_2 , CO , C e SO_2 . Já na célula combustível é gerada a água, que confere maior vantagem sobre a combustão do petróleo.

TEXTO: 3 - Comum à questão: 97

A contaminação por arsênio é um problema ambiental grave. Esse elemento encontra-se, na natureza, principalmente na forma de compostos trivalentes e pentavalentes.

Esta tabela mostra as constantes de equilíbrio, K_a , de dissociação do ácido arsênico, H_3AsO_4 , a 25 °C:

Equilíbrio de dissociação do ácido arsênico	K_a
$\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{AsO}_4^- + \text{H}^+$	$K_1 = 10^{-2}$
$\text{H}_2\text{AsO}_4^- \rightleftharpoons \text{HAsO}_4^{2-} + \text{H}^+$	$K_2 = 10^{-7}$
$\text{HAsO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{AsO}_4^{3-} + \text{H}^+$	$K_3 = 10^{-12}$

Em águas naturais, o pH do meio pode ser considerado igual a 7. Nesse pH, as espécies predominantes em equilíbrio são H_2AsO_4^- e HAsO_4^{2-} .

97 - (Ufmg MG/2006/2ª Fase)

1. Este quadro apresenta os potenciais-padrão de redução do H_3AsO_4 e do O_2 , em meio ácido, a 25 °C:

Equação da semi-reação	$\Delta E^\circ/\text{V}$
$\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$	0,56
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$	1,23

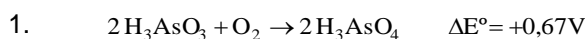
ESCREVA a equação balanceada de oxidação do H_3AsO_3 pelo oxigênio e **CALCULE** o potencial padrão da reação.

2. O H_3AsO_3 é mais tóxico que o H_3AsO_4 .

Considere que a concentração de oxigênio é maior em águas superficiais que nas subterrâneas e que ambas estão contaminadas com a mesma quantidade de arsênio.

INDIQUE se o H_3AsO_3 está presente em **maior** quantidade em águas **superficiais** ou **subterrâneas**. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

Gab:



2. Nas águas subterrâneas, pois a elevada concentração de O_2 nas águas superficiais oxida o H_3AsO_3 a H_3AsO_4 .

TEXTO: 4 - Comum à questão: 98

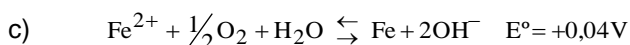
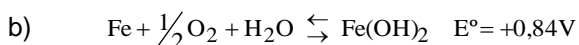
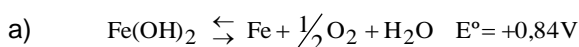
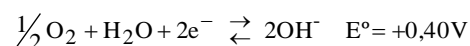
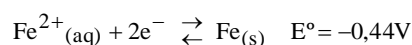
O cimento é conhecido desde a antiguidade. Foi utilizado por egípcios, babilônios, gregos, romanos e pelos povos americanos primitivos. Em 1824, Joseph Aspdin patenteou um cimento artificial feito pela calcinação de calcário argiloso, denominado de portland. O cimento é uma mistura de diversos óxidos, entre eles óxido de cálcio (cal), dióxido de silício, óxido de alumínio, óxido férrico, óxido de magnésio, trióxido de enxofre e óxidos de sódio e potássio.

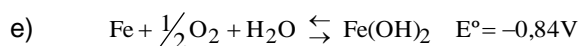
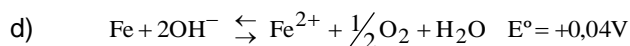
Com o cimento pode-se produzir o concreto, que é uma mistura de cimento, pedra britada e areia. Quando o concreto é colocado em armações de ferro ou aço denomina-se concreto armado. Até bem pouco tempo atrás, achava-se que o concreto impedia a oxidação do ferro no concreto armado. Porém descobriu-se que o concreto é um material poroso, e que, portanto, permite a passagem de líquidos e de gases, que podem provocar a oxidação do ferro. Essa porosidade do concreto produz a carbonatação dos óxidos do cimento.

98 - (Uepb PB/2007)

Com base nas informações do Texto, qual a equação global e o potencial padrão para uma pilha gerada quando o ferro entra em contato com ar úmido.

Dado:

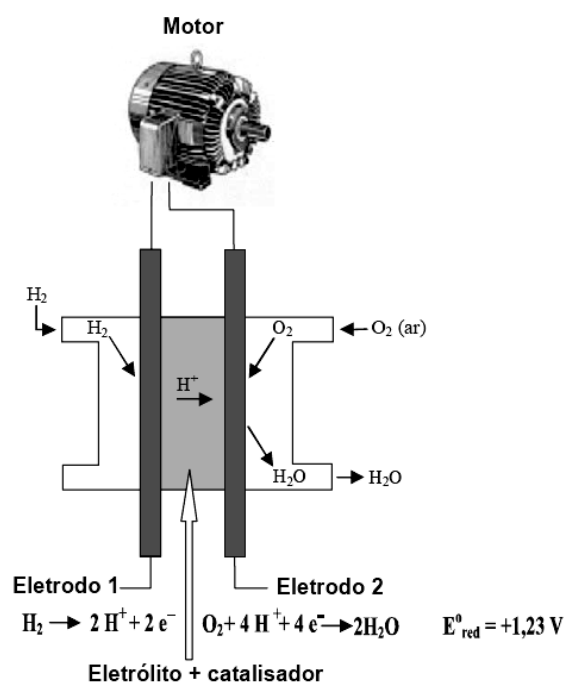




Gab: B

TEXTO: 5 - Comum à questão: 99

Na busca por combustíveis mais “limpos”, o hidrogênio tem-se mostrado uma alternativa muito promissora, pois sua utilização não gera emissões poluentes. O esquema a seguir mostra a utilização do hidrogênio em uma pilha eletroquímica, fornecendo energia elétrica a um motor.



99 - (Ufrj RJ/2007)

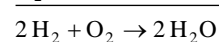
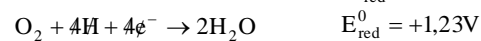
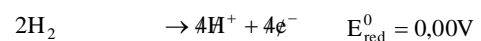
Com base no esquema:

- a) Identifique o eletrodo positivo da pilha. Justifique sua resposta.
- b) Usando as semi-reações, apresente a equação da pilha e calcule sua força eletromotriz.

Gab:

a) O eletrodo 2 é o positivo, pois recebe os elétrons.

b)



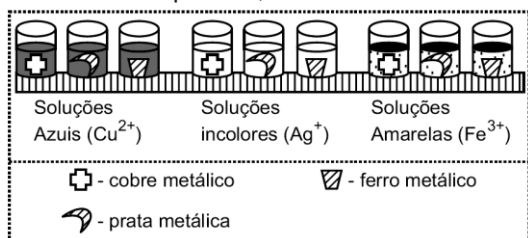
Cálculo da FEM: $\Delta E^\circ = 1,23 - 0 = +1,23\text{V}$

TEXTO: 6 - Comum à questão: 100

Eles estão de volta! Omar Mitta, vulgo Rango, e sua esposa Dina Mitta, vulgo Estrondosa, a dupla explosiva que já resolveu muitos mistérios utilizando o conhecimento químico (vestibular UNICAMP 2002). Hoje estão se preparando para celebrar uma data muito especial. Faça uma boa prova e tenha uma boa festa depois dela. Embora esta prova se apresente como uma narrativa ficcional, os itens a e b em cada questão de 1 a 12 devem, necessariamente, ser respondidos.

100 - (Unicamp SP/2008)

A festa já estava para terminar, mas nenhum dos convidados sabia o motivo dela... Sobre o balcão, Dina pôs nove copos, com diferentes soluções e nelas colocou pequenos pedaços dos metais cobre, prata e ferro, todos recentemente polidos, como mostra o desenho na situação inicial:



“Para que a festa seja completa e vocês tenham mais uma pista do motivo da comemoração, respondam às perguntas”, bradava

Dina, eufórica, aos interessados:

a) “Em todos os casos onde há reação, um metal se deposita sobre o outro enquanto parte desse último vai para a solução. Numa das combinações, a cor do depósito não ficou muito diferente da cor do metal antes de ocorrer a deposição. Qual é o símbolo químico do metal que se depositou nesse caso? Justifique usando seus conhecimentos de química e os dados da tabela fornecida.”

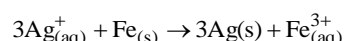
b) “A solução que mais vezes reagiu tornou-se azulada, numa das combinações. Que solução foi essa? Qual a equação química da reação que aí ocorreu?”

Dados:

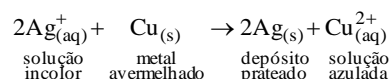
Par	Potencial padrão de redução/ volts
Cu ²⁺ / Cu	0,34
Fe ³⁺ / Fe	-0,04
Ag ⁺ / Ag	0,80

Gab:

a) Prata e ferro são metais acinzentados, ou seja, prateados. Já o cobre metálico é avermelhado. Desse modo, a reação espontânea ($\Delta E^\circ > 0$) que ocorrerá com pouca variação de cor entre o metal base e o depósito é:



b) A solução que mais vezes reagiu é aquela que possui o cátion com maior potencial padrão de redução (E°), ou seja, a solução que contém Ag^+ . A equação química que representa a reação que torna essa solução azulada é:



101 - (Cesgranrio RJ)

A Partir das semi-reações apresentadas a seguir, componha uma reação total que ocorra espontaneamente.

Semi-Reação	Potencial Padrão
$\text{Br}_{2(\text{l})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-_{(\text{aq})}$	$E^\circ = + 1,065$ volt
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	$E^\circ = + 0,776$ volt

Analise as afirmações abaixo, a respeito da reação total, espontânea:

- I. Fe^{2+} é o agente redutor.
- II. Br^- é o agente oxidante.

Gab: I. Certo; II. Errado

102 - (Fuvest SP)

Ferro zincado é ferro que contém pequena quantidade de zinco metálico.

A partir dos potenciais-padrão de redução, listados abaixo, explique os seguintes fatos observados no cotidiano:

	E° (VOLT)
$Fe^{2+} + 2 e^- = Fe$	- 0,440
$Zn^{2+} + 2 e^- = Zn$	- 0,763
$Al^{3+} + 3 e^- = Al$	- 1,663

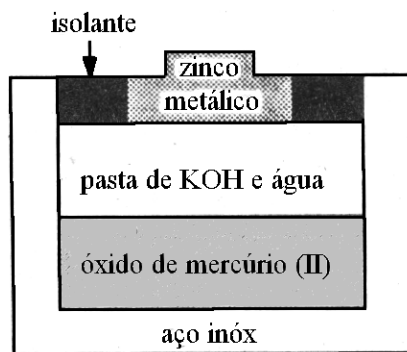
- a) Rebites de ferro em esquadrias de alumínio causam a corrosão do alumínio.
- b) Pregos de ferro zincado são resistentes à ferrugem.

Gab:

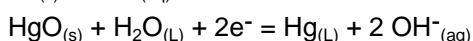
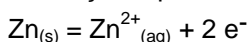
- a) $3 Fe^{2+} + 2 Al^0 \rightarrow 2 Al^{3+} + 3 Fe^0$
- b) $Fe^{2+} + Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + Fe^0$

103 - (Unicamp SP)

A figura abaixo representa uma pilha de mercúrio usada em relógios e cronômetros.



As reações que ocorrem nesta pilha são:



- a) De qual eletrodo partem os elétrons quando a pilha está fornecendo energia? Justifique.
- b) Cite duas substâncias cujas quantidades diminuem com o funcionamento da pilha. Justifique.

Gab: a) Zinco b) Zn, HgO, H₂O

104 - (Unicap PE)

Sobre reatividade dos elementos:

- 00. O zinco é mais reativo do que o cobre.
- 01. O magnésio é mais reativo do que o ferro.
- 02. O ferro é mais reativo do que o bário.
- 03. O níquel é mais reativo do que o cálcio.
- 04. A platina é mais reativa do que o ouro.

Gab: corretos: 0; 1; 4

105 - (UnB DF)

Através de um teste simples, constatou-se que uma amostra de um certo material estava contaminada com sal de mercúrio II (Hg^{2+}). O teste foi realizado da seguinte maneira: misturou-se uma pequena quantidade da amostra com água e introduziu-se na mistura um fio de cobre polido, que ficou revestido por uma camada muito fina de mercúrio metálico (Hg^0).

Julgue os itens.

00. O teste não envolve fundamentos de eletroquímica.
01. A reação química que ocorreu pode ser representada pela equação: $\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Hg}^0_{(\text{l})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.
02. O cátion Hg^{2+} sofreu redução e é, portanto, o agente oxidante.
03. O mercúrio metálico é um líquido prateado, denso e venenoso.

Gab: 1; 2; 3

106 - (Umg MG)

A semi-equação: $\text{H}_{2(\text{g}, 1 \text{ atm})} \rightarrow 2 \text{H}^+_{(\text{aq}, 1 \text{ M})} + 2 \text{e}^-$ $E^0 = 0,00$ volt, representa:

- a) o eletrodo normal do hidrogênio, tomado como padrão.
- b) um método comum de transformação de hidrogênio gasoso em ácido.
- c) a redução do hidrogênio no eletrodo de platina.
- d) a tendência do hidrogênio gasoso para receber elétrons.

Gab: A

107 - (Cesgranrio RJ)

A equação da reação entre o melhor oxidante e o melhor redutor é:

- a) $\text{Cl}^- + \text{Zn}^{+2} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Zn}$
- b) $\text{Zn}^0 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Zn}^+ + \text{Cl}^-$
- c) $\text{Cl}_2 + 2 \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0 + 2 \text{Cl}$
- d) $\text{Cl}_2 + \text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{++} + 2 \text{Cl}^-$
- e) $\text{Cl}_2 + \text{Zn} \rightarrow 2 \text{Cl}^+ + \text{Zn}^{++}$

Gab: D

108 - (Fae GO)

Dispomos de cinco recipientes constituídos cada um deles por um metal diferente e queremos guardar uma solução de HCl, sem que sofra contaminação por parte do metal. Se o potencial-padrão de redução $2\text{H}^+/\text{H}_2$, é 0,00 V e do $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$ é + 1,36 V, o recipiente a ser usado não deve conter elemento, cujo potencial-padrão de redução seja:

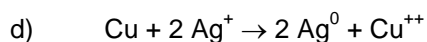
- a) - 1,66 V
- b) + 0,34 V
- c) + 0,80 V
- d) + 1,51 V
- e) + 0,85 V

Gab: A

109 - (FCChagas BA)

Qual das reações é não espontânea?

- a) $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow 2 \text{Ag}^0 + \text{Zn}^{++}$
- b) $\text{Mg} + \text{Pb}^{++} \rightarrow \text{Pb}^0 + \text{Mg}^{++}$
- c) $\text{Zn} + \text{Mg}^{++} \rightarrow \text{Mg}^0 + \text{Zn}^{++}$



Gab: C

110 - (Unesp SP/Conh. Gerais)

Mergulha-se uma lâmina limpa de níquel em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a lâmina fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna verde. Explique o que ocorreu:

- Na lâmina de níquel;
- Na solução.

Gab:

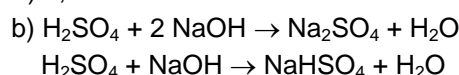
- formou cobre metálico
- formou íon Ni^{+2} .

111 - (Unesp SP/Conh. Gerais)

O eletrólito empregado em baterias de automóvel é uma solução aquosa de ácido sulfúrico. Uma amostra de 7,50 mililitros da solução de uma bateria requer 40,0 mililitros de hidróxido de sódio 0,75 M para sua neutralização completa.

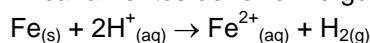
- Calcule a concentração molar ácido na solução da bateria.
- Escreva as equações balanceadas das reações de neutralização total e parcial do ácido, fornecendo os nomes dos produtos formados em cada uma delas.

Gab: a) 2,0 mol/L

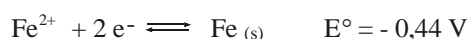


112 - (Unesp SP/Conh. Gerais)

Encanamentos de ferro mergulhados em água sofrem corrosão, devido principalmente à reação:



Para proteger encanamentos nessas condições, costuma-se ligá-los a barras de outros metais, que são corroídos ao invés dos canos de ferro. Conhecendo os potenciais padrão de redução

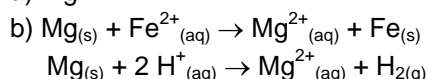


e dispendo-se de barras de magnésio e cobre, propõe-se:

- Qual metal deve ser utilizado para proteger o encanamento? Justifique.
- Escreva as reações que ocorrem na associação do cano de ferro com a barra metálica escolhida, indicando o agente oxidante e o agente redutor.

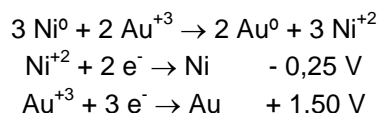
Gab:

a) Mg



113 - (FCChagas BA/1987)

Considere as semi-reações e os respectivos potenciais normais de redução (E°), para a reação:



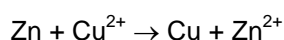
O potencial da pilha formada pela junção dessas duas semi-reações será:

- a) + 1,25 V
- b) - 1,25 V
- c) + 1,75 V
- d) - 1,75 V
- e) + 3,75 V

Gab: C

114 - (Unicamp SP/1988)

Na pilha cobre/zinco, sendo o cobre o elemento mais nobre, ocorre a reação representada por:



- a) Indique o oxidante e o redutor dessa reação.
- b) Escreva a equação da reação que ocorre na pilha prata/cobre, sabendo-se que a prata é o elemento mais nobre.

Gab:

- a) oxidante: Cu^{2+} ; redutor: Zn
- b) $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

115 - (ITA SP/1988)

Assinale a opção que contém a afirmação CERTA em relação ao que irá ocorrer se uma lâmina de alumínio for posta em contato com uma solução 1 molar de hidróxido de sódio, na temperatura ambiente:

- a) Não irá ocorrer nenhuma reação.
- b) A lâmina perderá massa, haverá desprendimento de hidrogênio e a solução continuará transparente.
- c) A lâmina ganhará massa por deposição de um produto sólido, sendo que isto ocorrerá sem desprendimento de gás.
- d) A lâmina perderá massa, haverá desprendimento de oxigênio e na solução aparecerá uma turbidez.
- e) A lâmina perderá massa, ficará colorida e não haverá desprendimento gasoso.

Gab: B

116 - (ITA SP/1988)

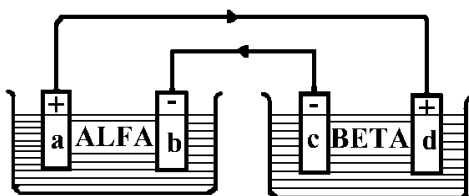
Num frasco de Erlenmeyer contendo uma solução aquosa 1,0 molar de nitrato férrico, introduz-se uma lâmina de ferro, lixada e limpa. Em seguida fecha-se o frasco com uma válvula que impede o acesso de ar mas permite a saída de gases. Assinale a opção que contém a afirmação CERTA em relação ao que ocorrerá no frasco:

- a) A lâmina de ferro ganhará massa.
- b) A cor da solução mudará de verde para castanha.
- c) A presença do ferro não irá alterar a solução.
- d) Haverá desprendimento de $\text{O}_2(\text{g})$.
- e) A lâmina de ferro perderá massa.

Gab: E

117 - (ITA SP/1988)

Dois elementos galvânicos reversíveis, distintos, designados por alfa e beta, são ligados entre si por fios metálicos, conforme a figura abaixo. As setas nos fios indicam o sentido da corrente convencional. Os sinais (+) e (-) significam que na célula alfa o eletrodo **a** é positivo em relação ao eletrodo **b**, enquanto que na célula beta o eletrodo **d** é positivo em relação ao eletrodo **c**.



Assinale a opção que contém a afirmação CORRETA em relação à situação acima.

- a) Os eletrodos **b** e **c** são cátodos.
- b) Nos eletrodos **b** e **d** ocorrem reduções.
- c) No eletrólito da célula alfa, cátions migram do eletrodo **a** para o eletrodo **b**.
- d) Tanto a célula alfa como a beta são baterias em descarga.
- e) A célula alfa está fornecendo energia elétrica para célula beta.

Gab: E

118 - (Fuvest SP/1989)

Um método de recuperação de Cu^{+2} , contido em soluções aquosas, consiste em sua transformação a cobre metálico. Isto se consegue adicionando raspagem de ferro às soluções, sob agitação.

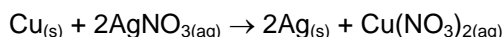
- a) Escreva as semi-reações de oxidação e de redução que ocorrem neste processo.
- b) Qual dos pares, Cu^{2+}/Cu ou Fe^{2+}/Fe , deve ter maior potencial de redução? Justifique com base na informação dada.

Gab:

- a) $\text{Fe} \rightarrow 2 \text{e}^- + \text{Fe}^{2+}$; $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
- b) Cu^{2+}/Cu

119 - (Umg MG/1989)

Uma lâmina de cobre é introduzida em uma solução de nitrato prata, 0,1 mol/L. Ocorre a reação:

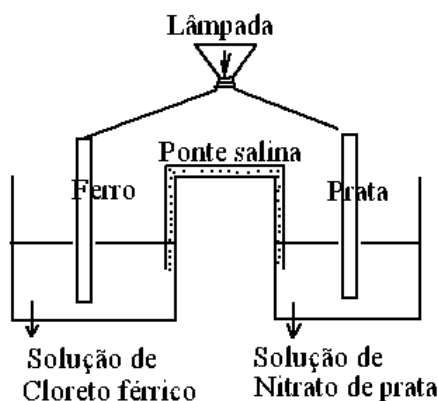


A respeito dessa reação, todas as afirmativas estão corretas, EXCETO:

- a) Dois moles de elétrons do cobre são transferidos para os íons prata.
- b) Uma quantidade de 63,5 g de cobre reduz 215,8 g de íons prata.
- c) A quantidade, em moles, dos reagentes consumida é igual à quantidade, em moles, dos produtos formada.
- d) A prata obtida na reação pode ser separada do outro produto por uma filtração.
- e) Os íons nitrato atuam como espécie oxidante na reação.

Gab: E

120 - (Umg MG/1989)



Quando o circuito do desenho é ligado, a lâmina de ferro é corroída e a de prata aumenta de massa. Sobre esse dispositivo, a afirmativa CORRETA é:

- a) A densidade da solução de cloreto de férrico diminui.
- b) Íons positivos e elétrons passa pela lâmpada em direções opostas.
- c) Elétrons migram ao longo do fio fora da pilha e pela ponte salina.
- d) A pilha, ao funcionar, provoca a eletrólise das soluções que contém.
- e) A concentração de nitrato de prata em solução diminui.

Gab: E

121 - (FCChagas BA/1989)

Colocando-se pedaços de chumbo, respectivamente, nas soluções de AgNO_3 , CuSO_4 e FeSO_4 , em qual delas se poderia observar a deposição de um metal sobre os pedaços de chumbo?

- a) em todas
- b) em nenhuma
- c) só na de CuSO_4
- d) só na de Fe
- e) tanto na de CuSO_4 como na de AgNO_3

Gab: E

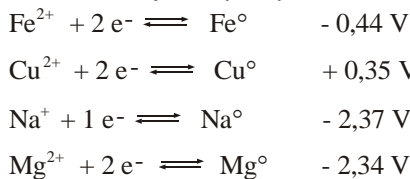
122 - (Mauá SP/1990)

Introduz-se um bastão de zinco numa solução aquosa de nitrato de prata. Sendo a prata metal mais nobre que o zinco, escrever a reação de óxido-redução que ocorre no sistema considerado.

Gab: $\text{Zn} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$

123 - (Mauá SP/1990)

Os cascos dos navios geralmente são de aço e para reduzir-lhes a corrosão, além da proteção das pinturas, incrusta-se-lhes blocos de um certo metal. Dos metais abaixo, justifique qual é o mais usado?



Gab: Mg (maior potencial de oxidação). O Na não é apropriado, porque reage violentamente com a água.

124 - (Uel PR/1990)

Dada a tabela de potenciais-padrão de redução:

Semi-reação	E^0 (volts)
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2,33
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	0,34
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0,80

Da tabela fornecida, o cátion mais oxidante é:

- a) Mg^{2+}
- b) H^+
- c) Ag^+
- d) Fe^{2+}
- e) Cu^{2+}

Gab: C

125 - (Ufpi PI/1990)

Assinale a proposição correta:

- a) nas células eletrolíticas a energia elétrica é convertida em energia química.
- b) no sistema: $Zn(s) / Zn^{2+}(aq) // Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$ o zinco é reduzido e o íon cúprico é oxidado.
- c) em uma pilha, o ânodo é um eletrodo no qual ocorre redução.
- d) a reação eletroquímica: $2Fe^{2+} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2Fe^{3+} + 2Cl^-$ $E^0 = + 0,59V$ não é espontânea.
- e) em um sistema eletroquímico, quando uma espécie química ganha elétrons, oxida-se.

Gab: A

126 - (Umg MG/1990)

São dados os potenciais padrão de oxidação:

semi-reação	E^0 (volts)
$Zn_{(s)} \rightarrow 2e^- + Zn^{+2}_{(aq)}$	+ 0,76
$Ni_{(s)} \rightarrow 2e^- + Ni^{+2}_{(aq)}$	+ 0,25
$Ag_{(s)} \rightarrow e^- + Ag^+_{(aq)}$	- 0,80

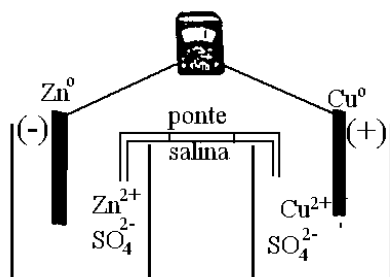
As voltagens nas células (A - B) e (C - D), quando elas estão operando isoladamente, são, respectivamente:

- a) 0,51 e 1,56 volt
- b) 0,51 e 0,04 volt
- c) 1,01 e 1,56 volt
- d) 1,01 e 0,04 volt

Gab: A

127 - (Puc RJ/1991)

Na pilha de Daniell esquematizada abaixo, a ponte salina contém solução de cloreto de potássio (KCl).



Junto à semipilha de zinco, a ponte salina propicia a reação:

- $\text{SO}_2^{-4} + 2\text{K}^+ \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{SO}_2^{-4} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + \text{O}_2$
- $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_2^{-4} \rightarrow \text{ZnSO}_4$
- $\text{ZnO} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$
- $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{ZnCl}_2$

Gab: E

128 - (Puc camp SP/1992)

Lâminas de zinco são mergulhadas, separadamente, em soluções de: MgSO_4 ; AgNO_3 e CuSO_4 .

Sendo a ordem crescente de reatividade dos metais envolvidos: Ag - Cu - Zn - Mg, determine:

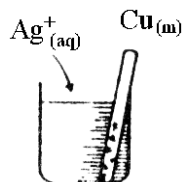
- As equações químicas das reações que poderão ocorrer.
- As variações dos números de oxidação, nessas reações.

Gab:

- $\text{Zn} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}^0$
 $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}^0$
- $\text{Zn} \rightarrow 0 \text{ a } +2$; $\text{Ag} \rightarrow +1 \text{ a } 0$
 $\text{Zn} \rightarrow 0 \text{ a } +2$; $\text{Cu} \rightarrow +2 \text{ a } 0$

129 - (Ufrj RJ/1992)

Uma barra de cobre é mergulhada em uma solução que contém íons Ag^+ . Observe, então, o aparecimento de uma leve cor azul na solução e de um depósito escuro na barra de cobre.



- Escreva a reação de oxirredução ocorrida.
- Determine a variação do número de oxidação de cada participante.

Gab:

- $\text{Cu}_{(m)} + 2\text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Ag}_{(m)}$
- Nox do cobre \rightarrow aumenta 2 unidades; Nox da prata \rightarrow diminui 1 unidade

130 - (Mackenzie SP/1992)

A reação que ocorre em uma pilha é representada pela seguinte equação: $\text{Mn} + \text{Cu}^{++} \rightarrow \text{Mn}^{++} + \text{Cu}$

Sabendo-se que o potencial de oxidação do manganês é igual a + 1,05 volt e o do cobre é igual a - 0,35 volt, e admitindo-se que a concentração dos íons é unitária, a voltagem da pilha será:

- a) + 0,70 volt;
- b) - 1,40 volt;
- c) + 1,40 volt;
- d) - 0,70 volt;
- e) + 2,10 volt.

Gab: C

131 - (Uni-Rio RJ/1992)

Observe as seguintes semi-reações:



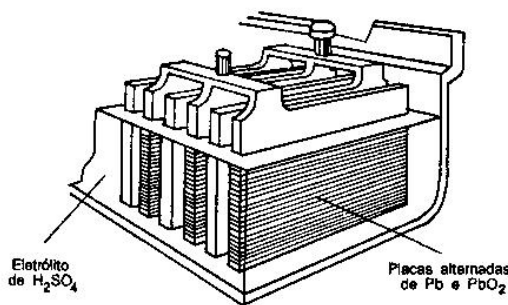
Assinale a opção que contém a afirmativa correta:

- a) O eletrodo de zinco é o agente redutor.
- b) O eletrodo de ferro sofrerá corrosão.
- c) Os elétrons migrarão do eletrodo de ferro.
- d) O eletrodo de zinco terá a sua massa aumentada.
- e) A solução da semicélula de ferro terá excesso de íons ferro.

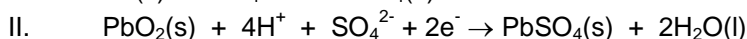
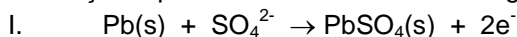
Gab: A

132 - (Ufrj RJ/1993)

Nas baterias de chumbo, usadas nos automóveis, os eletrodos são placas de chumbo e de óxido de chumbo (**PbO₂**) imersas em solução de ácido sulfúrico concentrado, com densidade da ordem de **1,280**.



As reações que ocorrem durante a descarga da bateria são as seguintes:



- a) Qual das duas reações ocorre no polo negativo (anodo) do bateria? Justifique sua resposta.
- b) Explique o que acontece com a densidade da solução da bateria durante sua descarga.

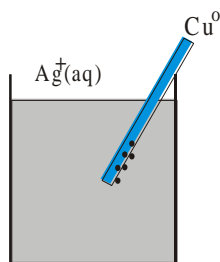
Gab:

- a) a reação I, por ser de oxidação.
- b) a densidade diminui, pois ocorre consumo do ácido sulfúrico durante as reações.

133 - (Ufrj RJ/1993)

Uma barra de cobre é mergulhada em uma solução que contém íons Ag⁺. Observa-se, então, o aparecimento de

uma leve cor azul na solução e de um depósito escuro na barra de cobre.



- a) Escreva a reação de oxidação-redução ocorrida.
- b) Determine a variação do número de oxidação de cada participante da reação.

Gab:

- a) $2Ag^+ + Cu^0 \rightarrow 2Ag^0 + Cu^{2+}$
- b) a prata varia de +1 para zero; o cobre varia de zero para 2+

134 - (Mackenzie SP/1993)

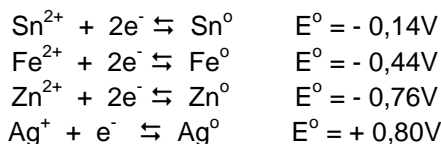
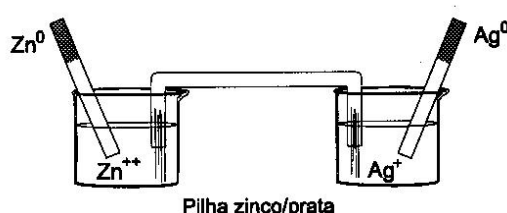
Em uma pilha com eletrodos de zinco e de cobre, com o circuito fechado

- a) o potencial do eletrodo de zinco diminui e o do cobre aumenta;
- b) o potencial dos dois eletrodos diminui;
- c) o potencial do eletrodo de zinco aumenta e o do cobre diminui;
- d) o potencial dos dois eletrodos aumenta;
- e) o potencial dos dois eletrodos não se altera.

Gab: A

135 - (Ufrj RJ/1994)

Utilizando a tabela de potenciais padrão apresentada a seguir, pode-se prever se uma reação ocorre espontaneamente e também determinar a diferença de potencial entre os eletrodos de uma pilha.



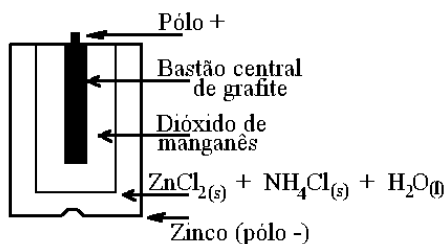
- a) Justifique por que nas condições padrões, a reação $Sn^{2+} + Fe^0 \rightarrow Sn^0 + Fe^{2+}$ ocorre espontaneamente.
- b) Determine a força eletromotriz padrão (d.d.p. padrão) da pilha zinco/prata.

Gab:

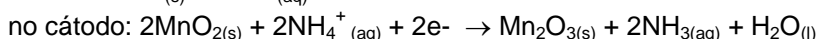
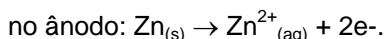
- a) Porque o ΔE da reação é maior que zero.
- b) $\Delta E = 1,56V$

136 - (UnB DF/1994)

As pilhas comumente vendidas no comércio para uso em lanternas, rádios e outros aparelhos elétricos constituem-se fundamentalmente de uma cápsula de zinco, uma solução aquosa de eletrólitos ($\text{ZnCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$), dióxido de manganês e um bastão de grafita. A figura representa um corte longitudinal de uma pilha de manganês.



Durante o funcionamento desta pilha, ocorrem as seguintes reações:



Julgue os itens que se seguem.

- 00. Mn_{4+} e o agente redutor.
- 01. Durante o funcionamento desta pilha, o fluxo de elétrons ocorre no sentido grafita \rightarrow zinco.
- 02. A reação total da pilha é:
 $\text{Zn}_{(s)} + \text{Mn}_2\text{O}_{3(s)} + 2\text{NH}_{3(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{MnO}_{2(s)} + 2\text{NH}_4^+ + 4e^-$
- 03. A quantidade de Zn^{2+} diminui, durante o funcionamento da pilha.
- 04. A pilha cessará seu funcionamento, quando o MnO_2 for totalmente consumido.

Gab: 04-V

137 - (GF RJ/1994)

Uma pilha de mercúrio, usada em aparelhos para surdez, é constituída de um pólo negativo de zinco e de um pólo positivo de óxido de mercúrio, num eletrólito de hidróxido de potássio. Sendo a reação global da pilha $\text{Zn} + \text{HgO} \rightarrow \text{ZnO} + \text{Hg}$, a semi-reação de oxidação é:

- a) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg}^{+2} + 2e^-$
- b) $\text{Hg}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Hg}^0$
- c) $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2e^-$
- d) $\text{Zn}^0 + 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{+2}$
- e) $2\text{O}^{-2} \rightarrow \text{O}_2 + 4e^-$

Gab: C

138 - (Fepa PA/1994)

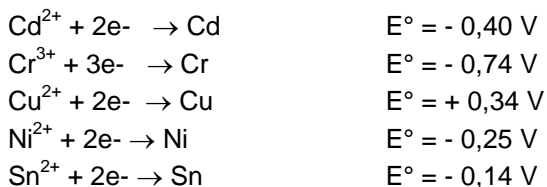
As reações de deslocamento, impossíveis de ocorrerem na prática, são:

- I. $\text{Cu} + \text{MgCl} \rightarrow$
 - II. $\text{I}_2 + \text{NaF} \rightarrow$
 - III. $\text{Au} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - IV. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - V. $\text{Zn} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- a) I, II e III
 - b) I, II e IV
 - c) I, III e V
 - d) II, III e IV
 - e) II, III e V

Gab: A

139 - (Unimep SP/1994)

São dados os seguintes potenciais-padrão de redução:



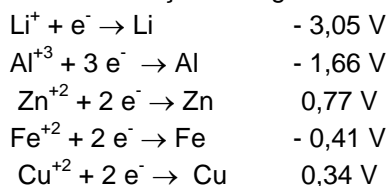
Dentre as espécies dadas, a que apresenta maior força redutora é:

- a) Ni
- b) Cr
- c) Cu^{2+}
- d) Sn^{2+}
- e) Cd.

Gab: B

140 - (Ufpe PE/1994)

A tabela abaixo apresenta os potenciais-padrão de redução de alguns elementos.



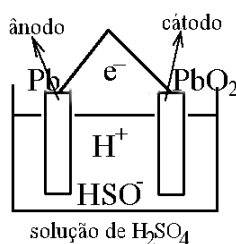
Qual destes elementos é mais facilmente oxidado?

- a) Li
- b) Al
- c) Zn
- d) Fe
- e) Cu

Gab: A

141 - (F Oswaldo Cruz SP/1994)

O esquema abaixo mostra uma bateria de chumbo, em funcionamento, utilizada em veículos automotores.



Assinale a afirmativa incorreta:

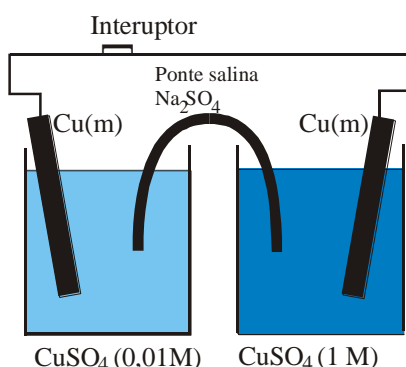
- a) a densidade do ácido sulfúrico decresce com o uso da bateria.

- b) os elétrons migram do ânodo para o cátodo.
- c) a concentração iônica da solução é alterada.
- d) os elétrons são gerados na placa de dióxido de chumbo.
- e) os íons H^+ e HSO_4^- são consumidos.

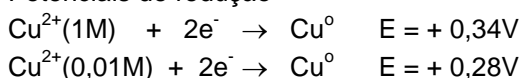
Gab: D

142 - (Ufrj RJ/1995)

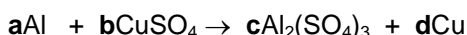
Nas pilhas eletroquímicas, normalmente se utilizam soluções eletrolíticas e eletrodos diferentes no anodo e no catodo. No entanto, pode-se construir uma pilha eletroquímica com eletrodos do mesmo metal e soluções eletrolíticas de mesmo soluto, desde que essas soluções apresentem concentrações diferentes. Um exemplo desse tipo de pilha é apresentado a seguir:



Potenciais de redução



- a) A solução mais concentrada (1 M) irá espontaneamente diluir-se pelo consumo dos íons Cu^{++} presentes na solução, enquanto a mais diluída (0,01M) tenderá a ficar mais concentrada devido à produção de íons Cu^{++} . Com base nos potenciais de redução fornecidos, explique essa afirmativa.
- b) O $CuSO_4$ em solução (coloração azulada) presente na pilha sofre reação de deslocamento na presença de Alumínio metálico, tornando a solução gradativamente incolor. Determine os coeficientes mínimos e inteiros (a, b, c, d) que ajustam a equação da reação de deslocamento representada a seguir:

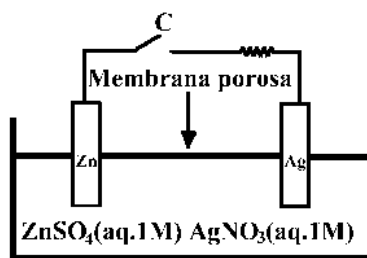


Gab:

- a) o $Cu^{2+}(1M)$ por ter maior potencial de redução irá se reduzir produzindo Cu^0 (diluindo a solução), logo na outra semi-célula ocorrerá a oxidação do Cu^0 aumentando a concentração dos íons Cu^{2+} .
- b) **a = 2; b = 3; c = 1; d = 3**

143 - (ITA SP/1995)

Este teste se refere ao elemento galvânico esquematizado ao lado. Assinale a afirmação **FALSA** em relação ao que vai ocorrer quando a chave C é ligada.



- a) A corrente elétrica convencional vai circular no sentido anti-horário.
- b) Elétrons irão circular pelo fio da esquerda para a direita.
- c) Ânions nitrato vão migrar, através da membrana porosa, da direita para a esquerda.
- d) A concentração de $ZnSO_4$ do lado esquerdo vai aumentar.
- e) Cátions de zinco vão migrar, através da membrana porosa, da esquerda para a direita.

PERGUNTA

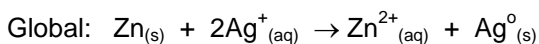
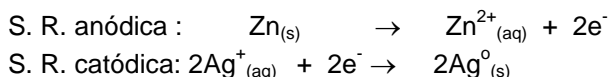
Escreva as equações químicas das meia-reações que irão ocorrer em cada um dos eletrodos do elemento galvânico esquematizado no TESTE . Além disso, justifique por que a opção **d** desse teste está CERTA ou está ERRADA.

Gab: D

RESOLUÇÃO

- a) Verdadeiro;
- b) Verdadeiro;
- c) Verdadeiro;
- d) Falso;
- e) Verdadeiro;

PERGUNTA

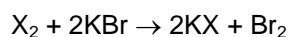
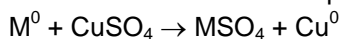


A opção "D" está errada pois a concentração do sulfato de zinco permanece constante, uma vez que a membrana porosa entra em funcionamento.

Obs.: Inicialmente a concentração do íon zinco é alterada.

144 - (USCecília SP/1995)

As equações abaixo representam reações de deslocamento em meio aquoso.



Para ocorrerem as duas reações devemos substituir M^0 e X_2 por:

- a) Zn^0 e Cl_2
- b) Ag^0 e F_2
- c) Fe^0 e I_2
- d) Au^0 e Cl_2
- e) Na^0 e I_2

Gab: A

145 - (Uni-Rio RJ/1995)

Dispondo de soluções aquosas de CuSO_4 , MgCl_2 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e também de placas dos metais cobre, magnésio e chumbo, um estudante fez algumas experiências colocando as placas metálicas em recipientes contendo essas soluções. Com os resultados, ele montou a seguinte tabela:

PLACAS METÁLICAS

	Cu	Mg	Pb
$\text{CuSO}_{4(aq)}$	-----	reage	não reage
$\text{MgCl}_{2(aq)}$	não reage	-----	não reage
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	não reage	reage	-----

Com base nas suas observações, o estudante chegou à conclusão de que a ordem decrescente de reatividade entre esses metais é:

- $\text{Mg} > \text{Pb} > \text{Cu}$
- $\text{Mg} > \text{Cu} > \text{Pb}$
- $\text{Cu} > \text{Pb} > \text{Mg}$
- $\text{Cu} > \text{Mg} > \text{Pb}$
- $\text{Pb} > \text{Cu} > \text{Mg}$

Gab: A

146 - (Ufg GO/1995/1ªFase)

Muitos dos termos que os químicos utilizam, tais como ânion, cátion, eletrodo e eletrólito, foram introduzidos por M. Faraday, um pesquisador bastante influente na história da Química. Sobre estes termos, é correto afirmar:

- ânions são íons negativos e cátions são íons positivos;
- cátions e ânions ligam-se por ligações covalentes;
- eletrólitos são substâncias que em solução aquosa conduzem corrente elétrica;
- soluções eletrolíticas são obtidas pela dissolução de compostos moleculares;
- ânodo é o eletrodo, de uma célula eletroquímica, onde ocorre a oxidação;
- potencial padrão de eletrodo é o potencial, em volts, correspondente à semi-reação de redução.

Gab: VFVFFV

147 - (Fgv SP/1996)

Sobre as pilhas eletrolíticas são feitas as afirmações:

- Transforma energia química em energia elétrica;
- Cada meia célula é formada por um metal mergulhado em uma solução de um de seus sais;
- O contato entre duas meias células é feito por uma membrana porosa (semi-permeável); ou por uma ponte salina;
- No ânodo (pólo positivo) ocorre redução e no cátodo (pólo negativo) ocorre oxidação.

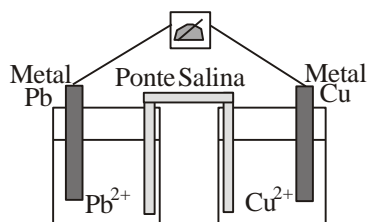
Sobre as afirmativas, estão erradas:

- todas
- nenhuma
- apenas I e II
- apenas IV
- apenas II, III e IV

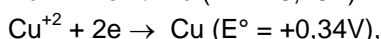
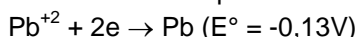
Gab: 04

148 - (Unificado RJ/1996)

Observe a célula eletroquímica:



Considerando os potenciais:



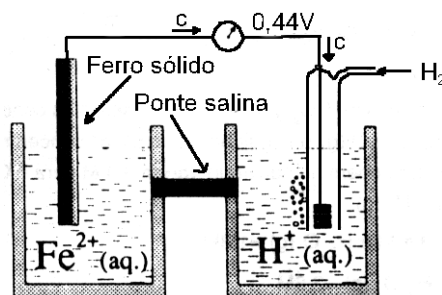
podemos afirmar corretamente sobre esta célula que:

- a) o eletrodo de chumbo é o catodo, e a ddp da pilha é -0,47V.
- b) o eletrodo de chumbo é o anodo, e a ddp da pilha é +0,74V.
- c) a transferência de elétrons se dá do cobre para o chumbo porque $E^\circ\text{Cu} > E^\circ\text{Pb}$.
- d) a ddp da pilha é +0,21V, e a oxidação ocorre no eletrodo Cu/Cu²⁺.
- e) a reação global espontânea da pilha é $\text{Pb}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Pb}$ ($\Delta E^\circ = -0,47\text{V}$).

Gab: B

149 - (Integrado RJ/1996)

O esquema abaixo representa a pilha ferro-hidrogênio (eletrodo padrão)



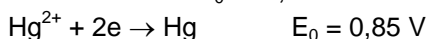
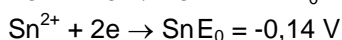
O voltímetro indica a força eletromotriz em condições-padrão. O ânodo desta pilha e o potencial padrão de redução do ferro são, respectivamente:

- a) eletrodo de ferro e - 0,44V
- b) eletrodo de ferro e + 0,22V
- c) eletrodo de ferro e + 0,44V
- d) eletrodo de hidrogênio e - 0,44v
- e) eletrodo de hidrogênio e + 0,44v

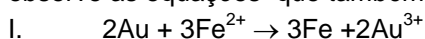
Gab: A

150 - (Puc RJ/1996)

Dados os potenciais normais de redução abaixo



observe as equações que também referem-se às condições normais:



- II. $\text{Sn} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{Hg}$
- III. $2\text{Au}^{3+} + 3\text{Hg} \rightarrow 3\text{Hg}^{2+} + 2\text{Au}$
- IV. $\text{Sn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe} + \text{Sn}^{2+}$

pode-se afirmar que aquelas que estão representando reações no sentido espontâneo são

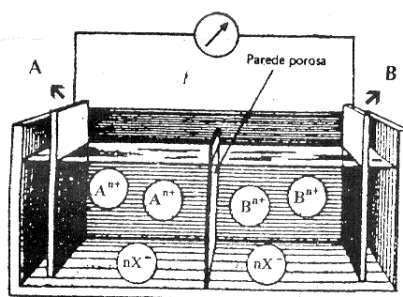
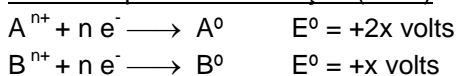
- a) I e IV
- b) II e III
- c) I e II
- d) III e IV
- e) II e IV

Gab: B

151 - (Ufjf MG/1996/1ªFase)

Considere a pilha galvânica formada pelos metais A e B de acordo com o esquema:

Potencial padrão de redução (25°C)



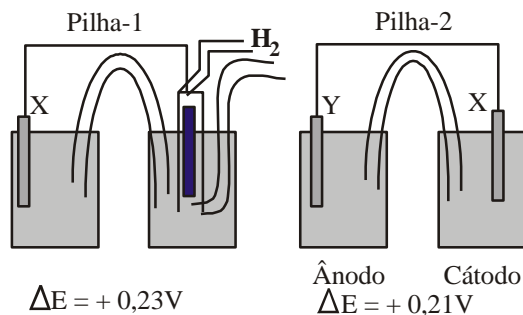
Podemos afirmar que:

- a) o fluxo de elétrons se desloca através do fio do metal A para o metal B;
- b) B corresponde ao polo positivo da pilha;
- c) A corresponde ao ânodo;
- d) B sofre uma oxidação;
- e) os íons A^{+n} atravessam a parede porosa para estabelecer o equilíbrio eletrostático.

Gab: D

152 - (Ufrj RJ/1997)

Duas pilhas são apresentadas esquematicamente a seguir; os metais X e Y são desconhecidos.



a tabela a seguir apresenta alguns potenciais-padrão de redução:

Potenciais-Padrão de Redução Volts

$Zn^{++} + 2e \rightarrow Zn^{\circ}$	-0,76
$Fe^{++} + 2e \rightarrow Fe^{\circ}$	-0,44
$Ni^{++} + 2e \rightarrow Ni^{\circ}$	-0,23
$Pb^{++} + 2e \rightarrow Pb^{\circ}$	-0,13
$Cu^{++} + 2e \rightarrow Cu^{\circ}$	+0,34
$Ag^{+} + 1e \rightarrow Ag^{\circ}$	+0,80

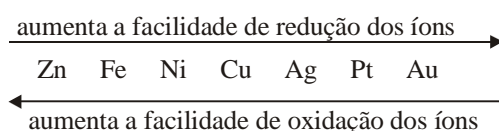
- a) Utilizando as informações da tabela, identifique o metal Y da pilha 2. Justifique sua resposta.
 b) De acordo com os potenciais de redução apresentados verifica-se que a reação $Zn + CuCl_2 \rightarrow ZnCl_2 + Cu$ é espontânea. Indique o agente oxidante dessa reação. Justifique sua resposta.

Gab:

- a) $X = -0,23$; $Y = -0,44$ logo o metal Y é o ferro
 b) $CuCl_2$ porque o cobre sofre redução

153 - (Umg MG/1997)

Os metais possuem diferentes tendências de sofrer corrosão, um processo natural de oxidação. A corrosão pode ser relacionada com a facilidade de obter os metais a partir de seus minérios. Essas informações estão representadas no diagrama, para alguns metais.



Com relação ao exposto, assinale a afirmativa FALSA:

- a) A maior facilidade de um metal sofrer corrosão corresponde a uma maior dificuldade para obtê-lo a partir de seu minério.
 b) A prata, a platina e o ouro são considerados metais nobres pela sua dificuldade de oxidar-se.
 c) Os metais com maior facilidade de oxidação são encontrados na natureza na forma de substâncias simples.
 d) O zinco metálico é o mais reativo entre os metais listados.

Gab: C

154 - (Puc RJ/1997)

Um alquimista maluco descobriu que o chumbo metálico pode ceder elétrons espontaneamente em soluções de $AuCl_3$, e construiu a seguinte pilha:



Para esta pilha, é correto afirmar:

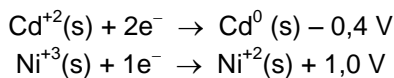
- a) O Au° se reduz e o Au^{3+} se oxida.
 b) O alquimista transformou chumbo em ouro.
 c) O cátodo é o Au° e o ânodo é o Pb° .
 d) A solução de Pb^{2+} ficará mais diluído.
 e) A solução de Au^{3+} ficará mais concentrada.

Gab: C

155 - (Unificado RJ/1997)

As pilhas alcalinas entraram em moda recentemente e são usadas em quase tudo que exige um trabalho contínuo e duradouro, desde relógios de pulso até calculadoras eletrônicas. Uma destas pilhas mais usadas é a de

níquel/cádmio, que chega a ter uma duração maior do que a da bateria de automóvel e ainda pode ser recarregada várias vezes. Ela é constituída pelo metal cádmio, hidróxido de níquel III e uma pasta de hidróxido de potássio. Considere que os potenciais-padrão de redução são:



Entre as opções abaixo, indique a que apresenta o sentido do fluxo de elétrons e a força eletromotriz da pilha níquel-cádmio.

- Do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel III --- + 1,4 V.
- Do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel III --- + 1,6 V
- Do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel III --- + 2,4 V
- Do eletrodo de hidróxido de níquel III para o eletrodo de cádmio --- + 1,4 V
- Do eletrodo de hidróxido de níquel III para o eletrodo de cádmio --- + 2,4 V

Gab: A

156 - (Ufmg MT/1997/1ªFase)

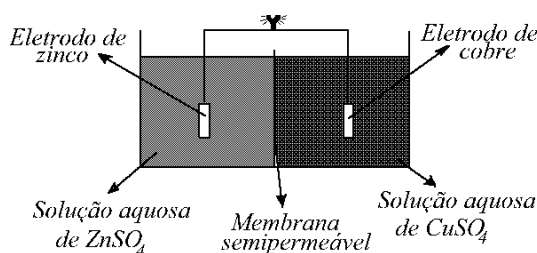
Julgue os itens abaixo.

- Reações químicas que ocorrem nas pilhas e nas eletrólises têm em comum o fato de serem reações de óxido-redução.
- Quando íons ferro II são transformados em íons ferro III, cada íon ferro III perde um elétron, sofrendo assim uma redução.
- Na reação $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{L})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})} + 1/2 \text{O}_{2(\text{g})}$, o oxigênio sofre oxidação e redução ao mesmo tempo.
- Os aparelhos onde se efetuam as eletrólises (espontâneas) são denominados de voltímetros.
- A reação $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ não ocorre, porque o potencial de eletrodo da prata é menor do que o do cobre.
- Numa célula contendo Zn/ZnSO_4 e Cu/CuSO_4 em circuito fechado, através da membrana porosa passam cátions Zn^{++} e ânions SO_4^{-} em sentidos opostos.

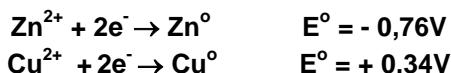
Gab: 00; 02; 04; 05

157 - (Ufg GO/1997/1ªFase)

Observe o esquema a seguir:

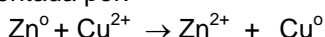


Dados os potenciais padrões de redução:



De acordo com o esquema e os dados acima, é correto afirmar-se que:

- os elétrons percorrem o circuito em direção ao eletrodo de zinco;
- o eletrodo de cobre é o cátodo;
- a reação que ocorre pode ser representada por:



08. a massa do eletrodo de cobre aumenta;
 16. a diferença de potencial é de - 0,42V.

Gab: FVVVF

158 - (Ufc CE/1997/1ªFase)

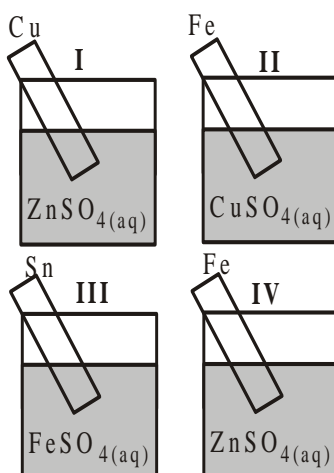
O níquel é um metal resistente à corrosão, componente de superligas e de ligas como o aço inoxidável e o metal nobre (usado em resistências elétricas), sendo também usado na galvanização do aço e do cobre. Considerando o exposto, marque a opção correta.

- a) o anodo é o eletrodo que sofre redução;
 b) o catodo é o eletrodo que sofre oxidação;
 c) a niquelagem ocorre no catodo;
 d) a niquelagem ocorre no anodo;
 e) na eletrólise a reação química gera corrente elétrica.

Gab: C

159 - (Ufrj RJ/1998)

Os quatro frascos apresentados a seguir contêm soluções salinas de mesma concentração molar, a 25°C. Em cada frasco, encontra-se uma placa metálica mergulhada na solução.



- a) Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e escreva a respectiva equação.
 b) Sabendo que o frasco III contém 304 gramas de FeSO₄ em 2 litros de solução, determine a concentração, em g/L, da solução de ZnSO₄ no frasco I.

Gab:

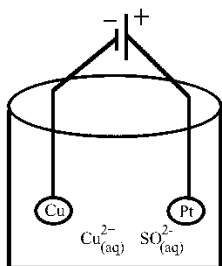
- a) no frasco II; $Cu^{2+} + Fe^{\circ} \rightarrow Cu^{\circ} + Fe^{2+}$
 b) 161g/L

160 - (ITA SP/1998)

Faça um desenho esquemático de uma célula eletrolítica contendo uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), provida de um cátodo de cobre e de um ânodo de platina, por onde passa corrente elétrica. Nesse esquema ou abaixo dele, conforme o caso, marque as indicações e respostas solicitadas nos itens de "a" até "f", descritas a seguir:

- a) o sinal do polo da fonte que deve estar ligado ao cátodo,
 b) o sentido do fluxo de elétrons na fiação metálica,
 c) o sentido do fluxo dos cátions no eletrólito,

- d) escreva a equação química para a "meia-reação" catódica,
- e) escreva a equação química para a "meia-reação" anódica
- f) total de íons de cobre na solução aumenta, diminui ou permanece constante durante a eletrólise? Por quê?

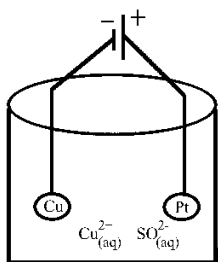


- a) negativo
- b) anti-horário (do eletrodo de platina para o de cobre)
- c) da solução para o cátodo
- d) $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0_{(\text{s})}$
- e) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 + \text{e}^-$
- f) diminui, porque os íons cobre sofrem redução com o decorrer do processo.

161 - (ITA SP/1998)

Faça um desenho esquemático de uma célula eletrolítica contendo uma solução aquosa de sulfato de cobre (II), provida de um cátodo de cobre e de um ânodo de platina, por onde passa corrente elétrica. Nesse esquema ou abaixo dele, conforme o caso, marque as indicações e respostas solicitadas nos itens de "a" até "f", descritas a seguir:

- a) o sinal do polo da fonte que deve estar ligado ao cátodo,
- b) o sentido do fluxo de elétrons na fiação metálica,
- c) o sentido do fluxo dos cátions no eletrólito,
- d) escreva a equação química para a "meia-reação" catódica,
- e) escreva a equação química para a "meia-reação" anódica
- f) total de íons de cobre na solução aumenta, diminui ou permanece constante durante a eletrólise? Por quê?



- a) negativo
- b) anti-horário (do eletrodo de platina para o de cobre)
- c) da solução para o cátodo
- d) $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0_{(\text{s})}$
- e) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 + \text{e}^-$
- f) diminui, porque os íons cobre sofrem redução com o decorrer do processo.

162 - (Integrado RJ/1998)

A "ferrugem" apresentada pelos automóveis, na nossa cidade, é um processo denominado corrosão. Na presença de ar seco (ausência de umidade), o automóvel praticamente não enferruja. Numa cidade praiana, como o Rio de Janeiro, torna-se necessária a adoção de medidas que minimizem a corrosão. Uma delas é a galvanização, que

significa revestir o forro presente no automóvel com um metal redutor mais forte do que ele. Assinale a opção que apresenta o metal redutor que permite a galvanização do ferro.

(Dado: $Fe^{2+}/Fe = -0,44V$)

- | | | $E^{\circ}(V)$ |
|----|--------------------------------------|----------------|
| a) | $Cd_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} = Cd_{(s)}$ | - 0,40 |
| b) | $Co_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} = Co_{(s)}$ | - 0,28 |
| c) | $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} = Cu_{(s)}$ | - 0,34 |
| d) | $Ni_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} = Ni_{(s)}$ | - 0,24 |
| e) | $Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} = Zn_{(s)}$ | - 0,76 |

Gab: E

163 - (Puc PR/1998)

Uma célula galvânica é constituída de 2 eletrodos:

1 eletrodo: 1 lâmina de ferro metálico submersa numa solução de $FeSO_4$ 1M

2 eletrodo: 1 lâmina de prata metálica submersa numa solução de $AgNO_3$ 1M

Sabendo-se que os potenciais normais de redução desses dois elementos são:



o potencial dessa célula, quando os dois eletrodos são ligados entre si internamente por uma ponte salina e externamente por um fio de platina, será:

- a) + 1,24 V
- b) + 0,36 V
- c) - 0,36 V
- d) - 1,24 V
- e) - 1,36 V

Gab: A

164 - . (Puc RS/1998)

Na pilha representada por $Cu^{\circ}|Cu^{2+}||Ag^{1+}|Ag^{\circ}$, ocorre:

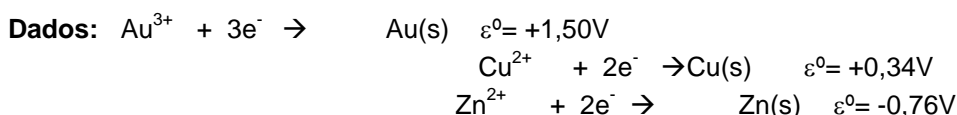
- a) o ganho de elétrons no ânodo, constituído pela lâmina de cobre.
- b) a diminuição da lâmina de cobre e o aumento da massa da lâmina de prata.
- c) a diminuição da concentração de íons cobre na solução.
- d) a corrosão da prata.
- e) o deslocamento de elétrons da lâmina de prata para a lâmina de cobre.

Gab: B

165 - (Ufg GO/1998/2ªFase)

O uso de braceletes de cobre foi popularizado como benéfico à saúde, proporcionando alívio das tensões. Isso ocorre porque o cobre metálico, oxidado na presença de aminoácidos do suor e oxigênio do ar, produz substâncias que, absorvidas através da pele, propiciam relaxamento muscular.

Baseando-se nessas informações e nos dados, analise se as afirmativas a seguir são verdadeiras ou falsas.



- a) Braceletes de cobre, com incrustações de zinco, não aliviam as tensões.
 Verdadeiro Falso
- b) Uma pulseira de ouro, em contato com o bracelete, pode proporcionar maior alívio das tensões.
 Verdadeiro Falso

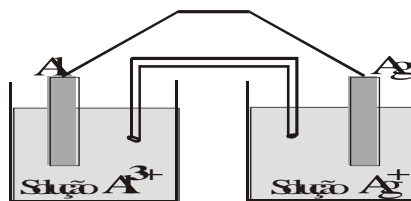
Gab:

- a) V
 b) V

166 - (Ufrj RJ/1999)

As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata (Ag_2S) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.

- a) Escreva a equação da reação de “limpeza da prata” referida no texto.
 b) Com base no processo de “limpeza da prata” descrito, podemos construir uma pilha de alumínio e prata, de acordo com o esquema a seguir:



Escreva a semi-reação que ocorre no catodo.

Gab:

- a) $2Al + 3Ag_2S \rightarrow Al_2S_3 + 6Ag$
 b) $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag^0$

167 - (Ufrpr PR/1999)

As baterias chumbo-ácido são amplamente utilizadas como armazenadores de energia. Nestes dispositivos, eletrodos de Pb e PbO_2 são imersos em solução aquosa de ácido sulfúrico; durante a descarga da bateria, as semi-reações que ocorrem estão mostradas nas equações abaixo:

- I. $Pb(s) + SO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons PbSO_4(s) + xe^- \quad E^0 = +0,36V$
 II. $PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + ye^- + 4H^+(aq) \rightleftharpoons PbSO_4(s) + 2H_2O \quad E^0 = ?V$

Dados: densidade / (g mL⁻¹): água = 1,00; ácido sulfúrico = 1,84

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

01. Na equação I, o $Pb(s)$ sofre oxidação.
 02. A soma dos coeficientes x e y é igual a 4.
 04. À medida que a reação de descarga prossegue, ocorre consumo de ácido sulfúrico e produção de água.
 08. Considerar a força eletromotriz da pilha como 2,00 V implica dizer que o potencial da reação II é +2,36 V.
 16. À medida que a bateria produz energia elétrica, ocorre o aumento da densidade da solução eletrolítica.

Gab: V-V-V-F-F

168 - . (Puc RS/1999)

Dados:

- I. $V^{3+} + Fe^{2+} \rightarrow V^{2+} + Fe^{3+}$ $\Delta E^{\circ} = -1,03 V$
 II. $Zn^{\circ} + Cl_2 \rightarrow Zn^{2+} + 2Cl^{-}$ $\Delta E^{\circ} = 2,12 V$
 III. $I_2 + Pb^{\circ} \rightarrow 2I^{-} + Pb^{2+}$ $\Delta E^{\circ} = 0,66 V$
 IV. $Fe^{2+} + Cu^{\circ} \rightarrow Fe^{\circ} + Cu^{2+}$ $\Delta E^{\circ} = -0,75 V$

As reações globais que podem ocorrer em células galvânicas são as da alternativa:

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

Gab: C

169 - (Ufrj RJ/2000)

Estávamos na sede da Aços Villares e eu apresentei meu plano para onze pessoas que pensam, respirem e vivem aço no seu trabalho. **Aço, inimigo filosófico e eletrolítico do alumínio.**

Amyr Klink. Paratil-Entre Dois Pólos, pág. 89.

A tabela a seguir indica os potenciais-padrão de redução de alguns metais. Use-a para resolver os itens **a** e **b**.

Potenciais padrão de redução	volts
$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Mg^{\circ}$	-2,37
$Al^{3+} + 3e^{-} \rightarrow Al^{\circ}$	-1,66
$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Zn^{\circ}$	-0,76
$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Fe^{\circ}$	-0,44
$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni^{\circ}$	-0,23
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu^{\circ}$	+ 0,34

- a) O alumínio e o aço são muito utilizados na construção de barcos. E comum, entretanto, observarmos a existência de pontos de corrosão nos lugares onde o aço entra em contato direto como alumínio. Sabendo que o ferro é o principal constituinte do aço, escreva a reação de oxi-redução que ocorre nestes pontos.
 b) Uma forma de proteger um metal contra oxidação é fixar lâminas de outro metal que se oxide mais facilmente do que ele. Escolha, dentre os metais indicados na tabela, o mais adequado para a proteção de uma embarcação de alumínio. Justifique a sua escolha.
 c) Uma outra forma de proteger um metal é a deposição de uma camada de óxido do próprio metal sobre sua superfície. Coloque os óxidos de elementos do 3º período da tabela periódica - Al_2O_3 , MgO , SO_2 , Cl_2O_5 e Na_2O em ordem crescente de caráter ácido.

Gab:

- a) $2Al^{\circ} + 3Fe^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Fe^{\circ}$
 b) O magnésio, devido ao seu menor potencial de redução, logo, oxida melhor que o alumínio.
 c) $Na_2O < MgO < Al_2O_3 < SO_2 < Cl_2O_5$

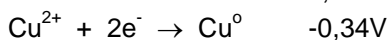
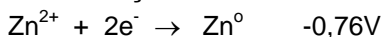
170 - (Ufrj RJ/2000)

Podemos prever se uma reação de simples troca ocorre ou não com base na série de reatividade decrescente dos metais. Mergulhando-se uma lâmina de zinco em uma solução de ácido clorídrico, o zinco deslocará o hidrogênio por ser mais reativo do que ele. Se o cobre é usado em lugar do zinco, não ocorre reação.

Outra forma de se prever a espontaneidade de uma reação é utilizar escalas de potenciais de reação como por exemplo a da tabela a seguir que deve ser usada para resolver os itens **a** e **b**.

POTENCIAIS-PADRÃO VOLTS

DE REDUÇÃO



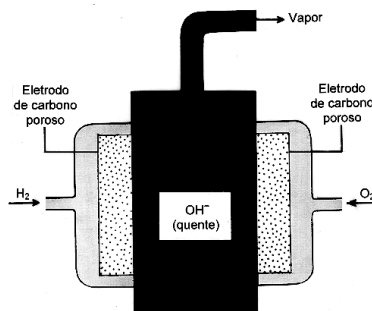
- a) Indique se a equação $\text{Cu}^0 + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Ni}^0$ corresponde a uma reação espontânea. Justifique sua resposta.
- b) Escreva a equação da reação que ocorre no anodo e calcule a força eletromotriz (ddp padrão) de uma pilha níquel / zinco.

Gab:

- a) a reação não é espontânea pois o potencial de redução do níquel é menor que o do cobre;
- b) $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \quad +0,53\text{V}$

171 - (Ufba BA/2000)

A figura abaixo representa uma pilha de combustível hidrogênio-oxigênio, muito utilizada em veículos espaciais. Esse tipo de pilha tem por base as semi-reações apresentadas na tabela a seguir.



Semi-reação	Potencial Padrão de Redução, E° (V)
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	- 0,83
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^{-} \rightleftharpoons 4\text{OH}^{-}(\text{aq})$	0,40

(Fonte: PERUZZO & CANTO, p. 135.)

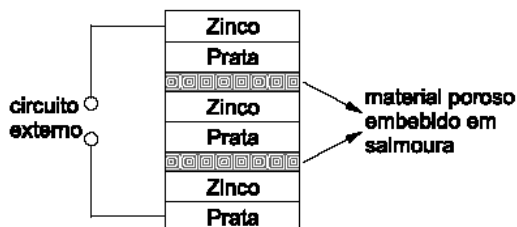
Considerando-se essas informações, pode-se afirmar:

01. A diferença de potencial da pilha é + 1,23V.
02. No cátodo da pilha, forma-se água e, no ânodo, $\text{OH}^{-}(\text{aq})$.
04. Na pilha, a água é o agente redutor.
08. A reação global da pilha é $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
16. Durante o funcionamento da pilha, acumula-se $\text{OH}^{-}(\text{aq})$.
32. Na pilha, a corrente de elétrons flui do ânodo para o cátodo.
64. Uma bateria formada por associação em série de 6 pilhas de combustível hidrogênio – oxigênio fornece 6,0 V de tensão.

Gab: 01-V + 08-V + 32-V

172 - (Vunesp SP/2000)

Em maio de 1800, Alessandro Volta anunciou a invenção da pilha elétrica, a primeira fonte contínua de eletricidade. O seu uso influenciou fortemente o desenvolvimento da Química nas décadas seguintes. A pilha de Volta era composta de discos de zinco e de prata sobrepostos e intercalados com material poroso embebido em solução salina, como mostrado a seguir.



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos de zinco sofrem corrosão. A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Nos discos de zinco ocorre a semi-reação: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$
- II. Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.
- III. O aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia na tensão fornecida pela pilha.

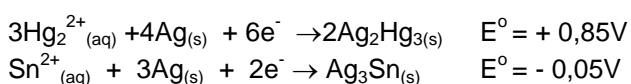
Das três afirmações apresentadas,

- a) apenas I é verdadeira.
- b) apenas II é verdadeira.
- c) apenas I e II são verdadeiras.
- d) apenas I e III são verdadeiras.
- e) apenas II e III são verdadeiras.

Gab: D

173 - (Ufg GO/2000/2ªFase)

Os amálgamas utilizados em obturações de dentes são soluções sólidas de prata, estanho e mercúrio. Esses componentes podem reagir de acordo com as seguintes semi-equações:

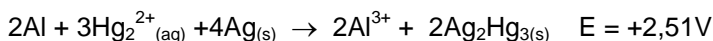
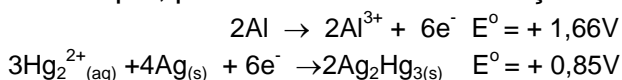


Utilizando esses dados, responda à seguinte pergunta, feita por um leitor à *Revista Superinteressante*: "Por que, quando temos uma obturação no dente, sentimos um choque ao morder um papel-alumínio?"

Dado: $E^{\circ}Al^{3+}/Al = - 1,66 V$

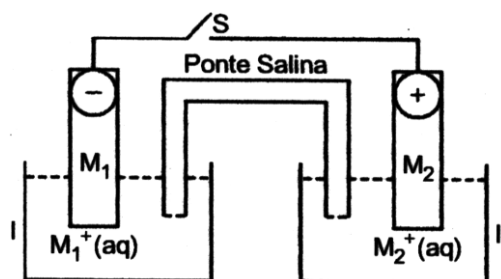
Gab:

Ao se morder o papel alumínio ocorrerá oxidação do mesmo e redução do amálgama de mercúrio, havendo uma condução de corrente elétrica, o que de certa forma provoca a sensação de choque, pois trata-se de uma reação espontânea de oxi-redução (pilha)



174 - (ITA SP/2000)

Corrente elétrica flui através do circuito, representado na figura abaixo, quando a chave **S** é “fechada”.



Assinale a opção que contém a afirmação **ERRADA** a respeito do que ocorre no sistema após a chave **S** ser “fechada”:

- a) o fluxo de corrente elétrica ocorre no sentido do semicélula-II → semicélula-I
- b) a diferença de potencial entre os eletrodos $M_2/M_2^+(aq)$ e $M_1/M_1^+(aq)$ diminui.
- c) o eletrodo $M_1/M_1^+(aq)$ apresentará um potencial menor do que o eletrodo $M_2/M_2^+(aq)$
- d) ao substituir a ponte salina por um fio de cobre a diferença de potencial entre os eletrodos será nula.
- e) a concentração dos íons $M_2^+(aq)$ na semi-célula II diminui.

Gab: C

RESOLUÇÃO

Como trata-se de uma pilha, podemos afirmar:

Ânodo → pólo negativo → ocorre oxidação

Cátodo → pólo positivo → ocorre redução

Assim temos que:

$$E_{M_1/M_1^+}^0 \text{ é maior que } E_{M_2/M_2^+}^0$$

Obs.: é de comum acordo que a convenção feita pela IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada) para uso em eletroquímica é o uso de potenciais de eletrodos de redução e a notação é M^+/M . No entanto nesta questão temos o uso inverso fazendo uma referência ao potencial de eletrodo de oxidação.

- No item **a** há uma referência a fluxo de corrente elétrica que deverá ser interpretada como sendo inverso ao sentido real do movimento dos elétrons pelo fio condutor.

- No item **b** podemos dizer que a diminuição da ddp citada é verdadeira, pois esse tipo de dispositivo eletroquímico (pilhas) é influenciado pelos fatores tais como saturação da ponte salina, polarização na solução, etc.

- Item **d** ao substituir a ponte salina por um fio de cobre, haverá impedimento dos íons através das duas semicélula, o que provocará ddp nula.

175 - (Ufop MG/2000/1ªFase)

Em três recipientes, cada um deles contendo, separadamente, soluções aquosas de sulfato de magnésio ($MgSO_4$), nitrato de prata ($AgNO_3$) e sulfato de cobre ($CuSO_4$), foram mergulhadas lâminas de zinco (Zn^0). Considere os seguintes potenciais padrão de redução:

Semi-reação (em solução aquosa)	Potencial / Volts
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag^0$	+ 0,80

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^0$	+ 0,34
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}^0$	- 2,40
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}^0$	- 0,76

Haverá deposição de metal sobre a lâmina de zinco:

- em todas as soluções.
- somente na solução de MgSO_4 .
- somente na solução de AgNO_3 .
- nas soluções de CuSO_4 e MgSO_4 .
- nas soluções de AgNO_3 e CuSO_4 .

Gab: E

176 - (ITA SP/2001)

Considere as semi-reações representadas pelas semi-equações abaixo e seus respectivos potenciais padrão de eletrodo:



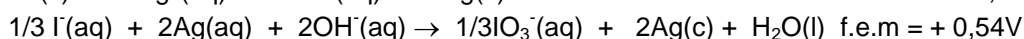
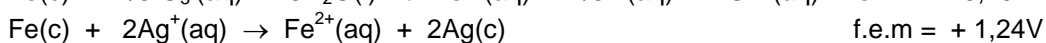
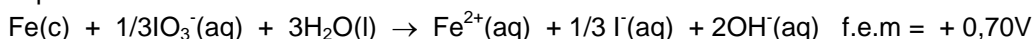
Com base nas informações acima, qual das opções abaixo é a relativa à equação química de uma reação que deverá ocorrer quando os reagentes, nas condições padrão, forem misturados entre si?

- $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \frac{1}{3}\text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe(c)} + \frac{1}{3}\text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$
- $2\text{Ag(c)} + \frac{1}{3}\text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \frac{1}{3}\text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
- $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \frac{1}{3}\text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Ag(c)} + \frac{1}{3}\text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$
- $\text{Fe(c)} + \frac{1}{3}\text{I}^-(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$
- $2\text{Ag(c)} + \frac{1}{3}\text{I}^-(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2(\text{g})$

GAB:C

RESOLUÇÃO

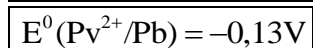
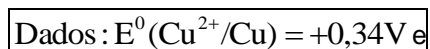
Obs: A IUPAC recomenda que os potenciais padrão de eletrodos utilizados para esse tipo de reações sejam os de redução, no entanto foram fornecidos os potenciais de oxidação. Assim, podemos afirmar que as possíveis reações espontâneas são:



Comentário: caso sejam usados erroneamente os potenciais dados como sendo de oxidação, chega-se à conclusão que as alternativas corretas são A e B. Acreditamos que a banca examinadora propositalmente exigiu que os vestibulandos entendessem os potenciais de eletrodos dados como sendo os de redução conforme norma IUPAC.

177 - (Puc MG/2001)

Uma pilha cobre-chumbo foi constituída em condições padrão. É CORRETO afirmar que, durante o funcionamento da pilha:



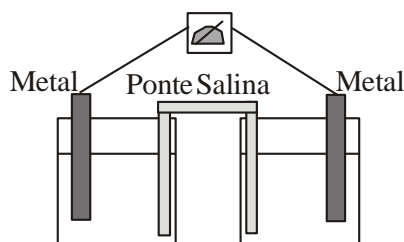
- acontece uma redução no eletrodo de chumbo.

- b) o ΔE o da pilha é igual a +0,47 V .
- c) o eletrodo de chumbo é o pólo positivo da pilha.
- d) os elétrons circulam do eletrodo de cobre em direção ao eletrodo de chumbo.

Gab: B

178 - (Fatec SP/2001)

Dois metais diferentes são colocados, cada qual numa solução aquosa de um de seus sais, e conectados a um voltímetro, conforme ilustrado a seguir.



O voltímetro registra a diferença de potencial no sistema. Considere os seguintes metais e os respectivos potenciais de redução:

Metal	Semi-reação	E° (V) (redução)
Prata	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+ 0,80V
Cobre	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+ 0,30V
Chumbo	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	- 0,10V
Zinco	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	- 0,80V

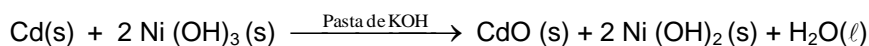
A maior diferença de potencial no sistema será registrada quando os metais utilizados forem

- a) prata e cobre.
- b) prata e zinco.
- c) cobre e zinco.
- d) cobre e chumbo.
- e) chumbo e zinco.

Gab: B

179 - (Unama AM/2001)

Um dos grandes problemas ambientais, atualmente enfrentados nas grandes cidades, é o lançamento de substâncias poluentes, no meio ambiente, que alteram a qualidade das águas, do solo e do ar, a exemplo das substâncias contidas em baterias de aparelhos celulares. Numa bateria que contenha níquel-cádmio ocorre a reação:



Nessa pilha, a força eletromotriz produzida é:

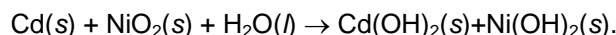
Dado: $Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd(s)$ $E^\circ = -0,403V$
 $Ni^{3+} + e^- \rightarrow Ni^{2+}$ $E^\circ = -0,250V$

- a) + 0,153 V
- b) - 0,653 V
- c) - 0,153 V
- d) + 0,653 V

Gab: A

180 - (Ufpe PE/2001)

As pilhas de níquel-cádmio, que viabilizaram o uso de telefones celulares e computadores portáteis, são baseadas na seguinte reação:



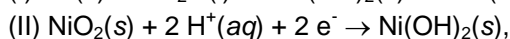
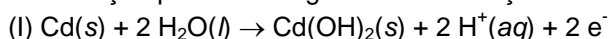
Considerando este processo, quantos mols de elétrons são produzidos por mol de cádmio consumido?

- a) 0,5
- b) 1
- c) 2
- d) 3
- e) 4

Gab: C

Justificativa:

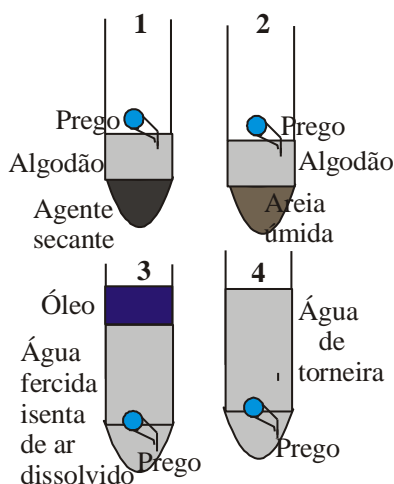
Esta reação possui as seguintes semi-reações balanceadas:



pois a variação do número de oxidação do cádmio é de 0 para +2 (perda de 2 elétrons), e a do níquel é de +4 para +2 (ganho de 2 elétrons). Logo, de acordo com a semi-reação (I), são produzidos 2 mols de elétrons por mol de cádmio consumido.

181 - (Fatec SP/2001)

Para investigar os agentes de corrosão do ferro e surgimento de ferrugem, pregos limpos e polidos foram sujeitos a diferentes condições, como ilustrado a seguir.



Após um período de mais ou menos 8 dias, observou-se surgimento de ferrugem apenas

- a) nos tubos 1 e 3.
- b) nos tubos 2 e 3.
- c) nos tubos 2 e 4.
- d) no tubo 1.
- e) no tubo 3.

Gab: C

O surgimento de ferrugem, após um período de mais ou menos 8 dias, deve-se à presença de H₂O e O₂.

182 - (Ufg GO/2001/2ªFase)

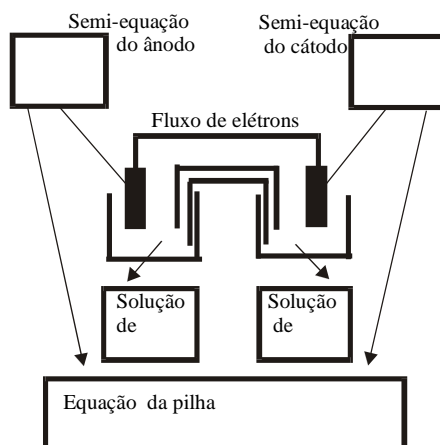
A ordem crescente dos potenciais-padrão de redução de alguns elementos é dada abaixo:



a) Marque, com um X, as combinações entre metais e soluções, em que há reação química espontânea:

Solução 1 mol/L	Metal		
	Zn	Ni	Ag
ZnSO ₄			
NiCl ₂			
AgNO ₃			

b) Utilizando-se de dois metais e de duas soluções do item anterior, complete o esquema, a seguir, que representa uma pilha. Indique, com uma seta, o fluxo de elétrons.

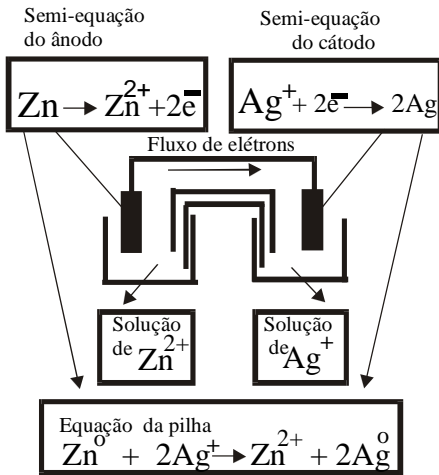


Gab:

a)

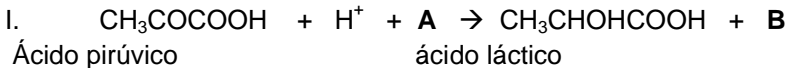
Solução 1 mol/L	Metal		
	Zn	Ni	Ag
ZnSO ₄			
NiCl ₂	X		
AgNO ₃	X	X	

b)

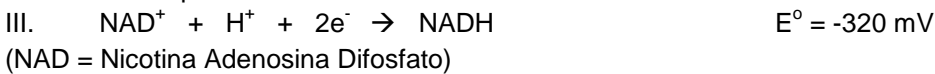
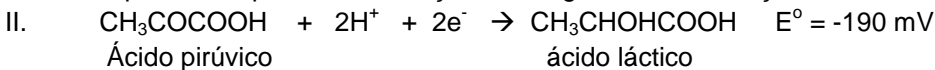


183 - (Ufc CE/2001/1ªFase)

O ácido láctico é produzido no organismo humano, através de um processo de transferência de elétrons, termodinamicamente espontâneo, envolvendo o ácido pirúvico ($CH_3COCOOH$). A equação, simplificada, representativa deste processo é:



Dados os potenciais padrão de redução das seguintes semi-reações:

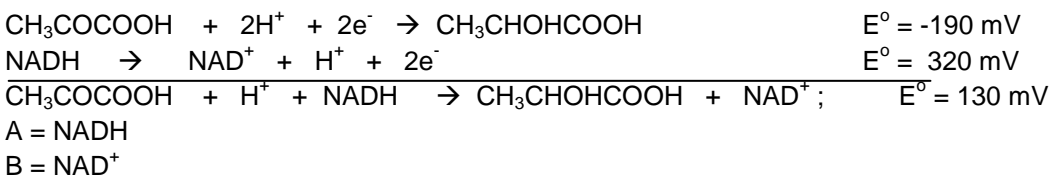


Com base nestas informações, pede-se:

- a) identificar as espécies A e B, na equação da reação I. Justifique.
- b) calcular o potencial padrão da reação I.
- c) identificar os agentes oxidante e redutor, na reação I.

GAB:

a) De acordo com as equações dadas, para que o processo seja termodinamicamente espontâneo, a única possibilidade que satisfaz esta condição é descrita como:



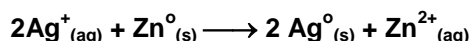
b) calcular o potencial padrão da reação I.

Calculado acima: $E^{\circ} = 130 \text{ mV}$

c) Agente oxidante: $CH_3COCOOH$ Agente redutor: NADH

184 - (Unibe MG/2001/Julho)

Para se recuperar a prata de soluções aquosas, contendo íons Ag^{+} , costuma-se adicionar zinco metálico a estas soluções, pois a transformação



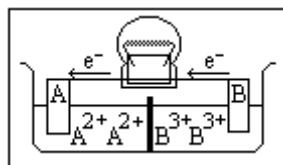
é espontânea. Desse modo, pode-se concluir que

- a) o zinco sofre redução e os íons Ag^+ , oxidação.
- b) ocorre a transferência de elétrons dos íons Ag^+ para o Zn^0
- c) o potencial de oxidação de $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}$ é maior do que o da Ag^0/Ag^+ .
- d) o potencial de redução de Ag^0/Ag^+ é menor que o do $\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}$.

Gab: C

185 - (Uepg PR/2001/Janeiro)

Sobre a pilha esquematizada abaixo, assinale o que for correto.



- 01. Seu funcionamento diminui a concentração de íons B^{3+} .
- 02. O eletrodo B sofre oxidação.
- 04. O eletrodo A é denominado cátodo.
- 08. A equação global é dada por $2\text{B}_{(\text{s})} + 3\text{A}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{B}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{A}_{(\text{s})}$.
- 16. O eletrodo B sofre corrosão.

Gab: 30

186 - (ITA SP/2002)

Considere o elemento galvânico da representado a seguir, mas substitua a solução aquosa de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ do ELETRODO I por uma solução aquosa $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, e a solução aquosa de H_2SO_4 do ELETRODO II por uma solução aquosa $1,00 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ de H_2SO_4 . Considere também que a temperatura permanece constante e igual a 25°C .

Elemento Galvânico

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados e separados por uma ponte salina.

ELETRODO I: placa de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol/L de nitrato de chumbo.

ELETRODO II: sulfato de chumbo sólido prensado contra uma “peneira” de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol/L de ácido sulfúrico. Nas condições-padrão, o potencial de cada um destes eletrodos, em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, é

$$E^0_{\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}} = -0,1264\text{V} \text{ Eletrodo I}$$

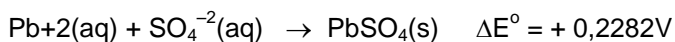
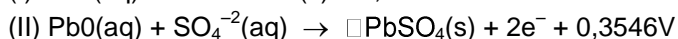
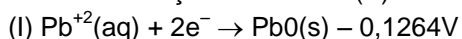
$$E^0_{\text{Pb}/\text{PbSO}_4, \text{SO}_4^{2-}} = -0,3546\text{V} \text{ Eletrodo II}$$

Agora, considerando que circula corrente elétrica no novo elemento galvânico, responda:

- a) Determine a força eletromotriz deste novo elemento galvânico. Mostre os cálculos realizados.
- b) Qual dos eletrodos, ELETRODO I ou ELETRODO II, será o anodo?
- c) Qual dos eletrodos será o pólo positivo do novo elemento galvânico?
- d) Qual o sentido do fluxo de elétrons que circula no circuito externo?
- e) Escreva a equação química balanceada da reação que ocorre neste novo elemento galvânico.

Gab:

Cálculo da força eletromotriz (E). Inicialmente calculamos a força eletromotriz em condições padrões:



Calculamos agora a força eletromotriz com concentração $1,00 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Aplicando a equação de Nernst

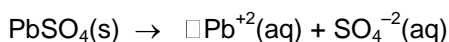
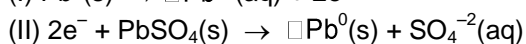
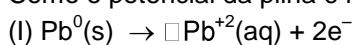
$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \log Q$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \log \frac{1}{[Pb^{2+}].[SO_4^{2-}]}$$

$$E = + 0,2282 - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{1}{10^{-10}}$$

$$E = + 0,2282 - (0,295) = - 0,0668V$$

Como o potencial da pilha é negativo, ocorre a reação oposta da questão 12.



Respostas:

a) $E = - 0,0668V$

b) Ânodo: eletrodo I

c) Pólo positivo: eletrodo II

d) Do eletrodo I para o eletrodo II



187 - (UnB DF/2002)

No ser humano, o processo de obtenção de energia pela respiração celular depende da disponibilidade de oxigênio para a cadeia de transporte de elétrons. Esse transporte inicia-se em moléculas como NADH e FADH₂, que fornecem os elétrons que são passados seqüencialmente por diversos transportadores até que sejam recebidos pelo oxigênio, produzindo, nesse processo, energia e água. A tabela abaixo mostra diversas etapas de uma cadeia de transporte de elétrons e os potenciais de redução (E_{redução}) dos transportadores envolvidos.

etapa	reação	E _{redução} (Volts)
1	Ubiquinona + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ubiquinol	0,045
2	Citocromo-a (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-a (Fe ²⁺)	0,290
3	Citocromo-a ₃ (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-a ₃ (Fe ²⁺)	0,550
4	Citocromo-b (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-b (Fe ²⁺)	0,077
5	Citocromo-c (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-c (Fe ²⁺)	0,254
6	Citocromo-c ₁ (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-c ₁ (Fe ²⁺)	0,220
7	1/2 O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂ O	0,816

Algumas bactérias, como, por exemplo, a *Shewanella*, na faixa de oxigênio, utilizam o ferro como oxidante. Nesse mecanismo alternativo, essas bactérias enviam uma enzima para a superfície de sua membrana, iniciando o processo de redução do ferro, presente em minerais no meio externo.

Ciência Hoje, v. 29, nº 172, p. 17 (com adaptações)

A partir das informações do texto, julgue os itens se seguem.

01. A respiração celular é a única forma de obtenção de energia em seres humanos.

02. A transferência de elétrons na cadeia de transporte de elétrons é um fenômeno físico.

03. sabendo que todas as reações apresentadas na tabela ocorrem necessariamente no transporte de elétrons, então a ordem de transferência espontânea de elétrons na cadeia relativa a essa tabela é 1 → 2 → 3 → 4 → 5 → 6 → 7.
04. Na etapa 7 da seqüência de reações apresentadas na tabela, ocorre oxidação do oxigênio.

Gab: E-E-E-E

188 - (UnB DF/2002)

No ser humano, o processo de obtenção de energia pela respiração celular depende da disponibilidade de oxigênio para a cadeia de transporte de elétrons. Esse transporte inicia-se em moléculas como NADH e FADH₂, que fornecem os elétrons que são passados seqüencialmente por diversos transportadores até que sejam recebidos pelo oxigênio, produzindo, nesse processo, energia e água. A tabela abaixo mostra diversas etapas de uma cadeia de transporte de elétrons e os potenciais de redução (E_{redução}) dos transportadores envolvidos.

etapa	reação	E _{redução} (Volts)
1	Ubiquinona + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ Ubiquinol	0,045
2	Citocromo-a (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-a (Fe ²⁺)	0,290
3	Citocromo-a ₃ (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-a ₃ (Fe ²⁺)	0,550
4	Citocromo-b (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-b (Fe ²⁺)	0,077
5	Citocromo-c (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-c (Fe ²⁺)	0,254
6	Citocromo-c ₁ (Fe ³⁺) + e ⁻ ⇌ Citocromo-c ₁ (Fe ²⁺)	0,220
7	1/2 O ₂ + 2H ⁺ + 2e ⁻ ⇌ H ₂ O	0,816

Algumas bactérias, como, por exemplo, a *Shewanella*, na faixa de oxigênio, utilizam o ferro como oxidante. Nesse mecanismo alternativo, essas bactérias enviam uma enzima para a superfície de sua membrana, iniciando o processo de redução do ferro, presente em minerais no meio externo.

Ciência Hoje, v. 29, nº 172, p. 17 (com adaptações)

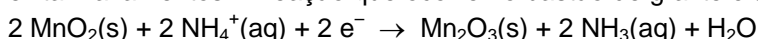
Com relação ao texto, julgue os itens a seguir.

01. As bactérias do gênero *Shewanella*, na ausência de oxigênio na matriz mitocondrial, utilizam ferro para a síntese de moléculas do citocromo a.
02. Considerando uma reação espontânea que envolva apenas as etapas 2 e 3 da tabela, o agente oxidante é o citocromo a (Fe²⁺).
03. O ferro metálico presente em um chapa desse metal é um ambiente ideal para que as bactérias do gênero *Shewanella* realizem o processo descrito no texto.
04. Sob as mesmas condições, se o Fe³⁺ do citocromo a for substituído por Zn²⁺, haverá mudança no potencial de redução do citocromo a.

Gab: E-E-E-C

189 - (Efe SP/2002)

As pilhas comerciais amplamente empregadas em vários aparelhos eletrônicos não devem ser descartadas com o lixo doméstico comum. O principal motivo é a presença de alguns metais pesados. A parede metálica de zinco, que atua como anodo, contém pequenas quantidades de chumbo e cádmio. Entre esta parede externa de zinco e um bastão central de grafite, existe uma mistura de sais contendo MnO₂, ZnCl₂ e NH₄Cl, que são os eletrólitos dissolvidos em amido e água. Além destes sais, também são adicionados sais de mercúrio, cromato e dicromato para evitar vazamentos. A reação que ocorre no bastão de grafite é a seguinte:



Das afirmações abaixo, qual a única incorreta?

- a) O bastão de grafite é o catodo.
- b) A reação redox global envolve a transferência de 2 elétrons.
- c) O MnO₂ é o agente oxidante.

- d) O nitrogênio não tem seu número de oxidação alterado.
 e) O zinco sofre redução.

Gab: E

190 - (ITA SP/2002)

Um elemento galvânico é constituído pelos eletrodos abaixo especificados e separados por uma ponte salina.

ELETRODO I: placa de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol/L de nitrato de chumbo.

ELETRODO II: sulfato de chumbo sólido prensado contra uma “peneira” de chumbo metálico mergulhada em uma solução aquosa 1 mol/L de ácido sulfúrico. Nas condições-padrão, o potencial de cada um destes eletrodos, em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, é

$$E^0_{\text{Pb/Pb}^{2+}} = -1264\text{V} \text{ Eletrodo I}$$

$$E^0_{\text{Pb/PbSO}_4, \text{SO}_4^{2-}} = -3546\text{V} \text{ Eletrodo II}$$

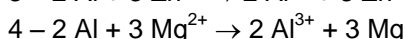
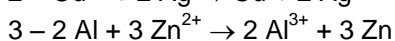
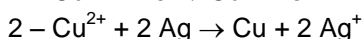
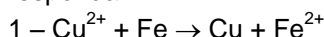
Assinale a opção que contém a afirmação **CORRETA** sobre as alterações ocorridas neste elemento galvânico quando os dois eletrodos são conectados por um fio de baixa resistência elétrica e circular corrente elétrica no elemento.

- a) A massa de sulfato de chumbo sólido na superfície do ELETRODO II aumenta.
 b) A concentração de íons sulfato na solução aquosa do ELETRODO II aumenta.
 c) O ELETRODO I é o pólo negativo.
 d) O ELETRODO I é o anodo.
 e) A concentração de íons chumbo na solução aquosa do ELETRODO I aumenta.

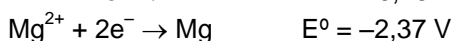
Gab: A

191 - (Uepb PB/2002)

As reações de oxi-redução que ocorrem na descarga de uma pilha são sempre espontâneas porque os elétrons saem da semi-reação com menor E^0_{Red} e entram na semi-reação com maior E^0_{Red} . Analise as reações abaixo e responda:



Dados:



- a) As reações 2 e 4 são espontâneas.
 b) As reações 1 e 2 são espontâneas.
 c) As reações 2 e 3 são espontâneas.
 d) As reações 1 e 3 são espontâneas.
 e) Todas as reações são espontâneas.

Gab: D
192 - (Uel PR/2002)

Considere a tabela de potencial padrão de redução a seguir.

Semi-reação	$E^0_{(red)} / V$
$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	- 1,66
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	- 0,76
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	- 0,44
$Sn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Sn$	- 0,14
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	+ 0,34
$Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$	+ 0,80

Os cascos de navios, normalmente feitos de ferro, são protegidos da corrosão mediante a colocação de “metais de sacrifício”, ou seja, metais que sofrem preferencialmente a corrosão.

Com base no exposto acima, é correto afirmar:

- A corrosão ocorre porque o oxigênio é oxidado e o ferro se transforma em $Fe(OH)_3$.
- O “metal de sacrifício” deve ter um potencial padrão de redução menor que o do metal que se deseja proteger.
- O “metal de sacrifício” deve ser um redutor mais fraco que o ferro.
- O “metal de sacrifício” atua doando elétrons como se fosse o cátodo de uma pilha.
- Da tabela, pode-se concluir que o melhor “metal de sacrifício” é a prata.

Gab: B
193 - (Uel PR/2002)

Considere a tabela de potencial padrão de redução a seguir.

Semi-reação	$E^0_{(red)} / V$
$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	- 1,66
$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	- 0,76
$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	- 0,44
$Sn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Sn$	- 0,14
$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	+ 0,34
$Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$	+ 0,80

Um agricultor, para tratar suas parreiras de uva que estavam com fungos, preparou uma solução aquosa de $CuSO_4$ 1 mol/L e quer guardá-la a 25°C. Ele dispõe de recipientes de:

- ferro;
- ferro galvanizado (ferro revestido com zinco);
- lata comum (ferro revestido com estanho); e
- cobre.

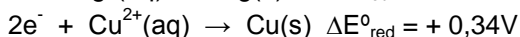
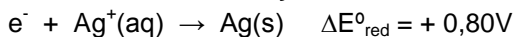
Essa solução de $CuSO_4$ pode ser guardada, sem reagir com o material do recipiente, apenas em:

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

Gab: E

194 - (Ufms MS/2002/Conh. Gerais)

Considere as semi-reações, abaixo indicadas, com seus respectivos potenciais padrão de redução, em volt (V).



A força eletromotriz da cela, cujos eletrodos padrão são Cu(s) / Cu²⁺(aq) // Ag⁺(aq) / Ag(s), é:

- a) - 4,6 V.
- b) - 0,46 V.
- c) + 0,46 V.
- d) + 1,14 V.
- e) - 1,14 V.

Gab: C

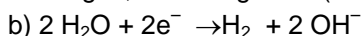
195 - (Unifesp SP/2002/2ªFase)

Quando uma pessoa que tem dente recoberto por ouro (coroa dentária) morde uma folha (ou outro objeto qualquer) de alumínio, pode sentir uma dor aguda, pois os metais alumínio e ouro, em contato com a saliva (que funciona como uma solução eletrolítica), podem formar uma pilha. Nesta pilha, ocorre passagem de corrente elétrica através dos metais, o que pode estimular um nervo, causando dor.

- a) Explique, nesta pilha, qual dos metais atua como ânodo. Supondo que na saliva existam íons Na⁺ e Cl⁻, explique em que direção (do Au ou do Al) deve migrar cada um desses íons.
- b) Supondo que a espécie reduzida seja a água, escreva a equação que representa a semi-reação de redução.

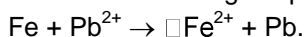
Gab:

a) Como o alumínio é mais reativo (possui maior potencial de oxidação) que o ouro, é ele (alumínio) que atua como ânodo (eletrodo onde ocorre a oxidação). Ocorre a semi-reação: Al⁰ → Al⁺³ + 3e⁻. Portanto, por atração e repulsão de cargas, o íon negativo (Cl⁻) migra em direção ao Al; por sua vez, o íon positivo (Na⁺) migra em direção ao Au.

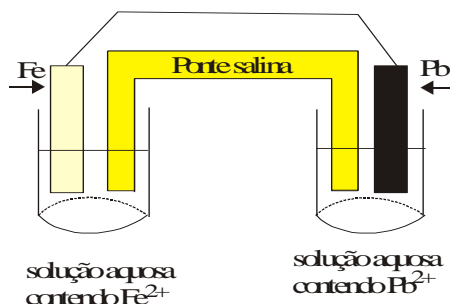


196 - (Unifesp SP/2002/2ªFase)

Ferro metálico reage espontaneamente com íons Pb²⁺, em solução aquosa. Esta reação pode ser representada por:



Na pilha, representada pela figura



em que ocorre aquela reação global,

- a) os cátions devem migrar para o eletrodo de ferro.
- b) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de ferro.
- c) ocorre diminuição da massa do eletrodo de ferro.
- d) os elétrons migram através da ponte salina do ferro para o chumbo.
- e) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

Gab: C

197 - (Ufg GO/2002/1ªFase)

O texto, a seguir, foi adaptado da “Folha de São Paulo”:

“Corrosão ataca base da ponte Rio-Niterói – A corrosão ataca parte dos blocos de concreto que sustentam os pilares da ponte Rio-Niterói, por onde trafegam, em média, 120 mil veículos por dia.”

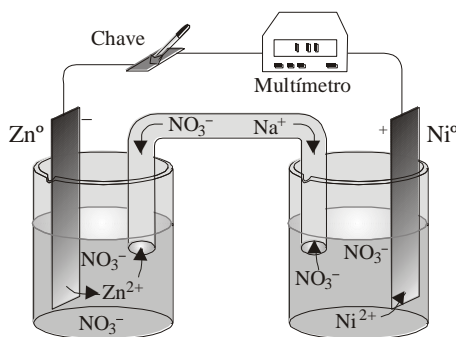
Sobre a corrosão dos blocos de concreto e sobre corrosão eletroquímica, julgue os itens:

- 1-() o “ataque dos blocos de concreto” é um exemplo de corrosão eletroquímica.
- 2-() a utilização de um metal de sacrifício impedirá a “corrosão dos blocos de concreto”.
- 3-() um exemplo de corrosão eletroquímica é a transformação dos íons Fe^{3+} em íons Fe^{2+} .
- 4-() ocorrem em presença de ar e água.

Gab: EEEEC

198 - (Uftm MG/2002/1ªFase)

Observe a pilha galvânica.



Dados: potenciais – padrão de redução dos eletrodos a 25 °C

Semi-reação	E°(volts)
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	- 0,76
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	- 0,25

Levando-se em conta os potenciais-padrão de redução dos eletrodos a 25 °C, são feitas as seguintes afirmações:

- I. ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de níquel para o de zinco;
- II. o eletrodo de níquel será o cátodo nesta pilha;
- III. ao se fechar o circuito, o voltímetro deve acusar um valor aproximado de 0,5 volt;
- IV. os cátions da ponte salina migram para o recipiente contendo a solução de $Zn(NO_3)_2$.

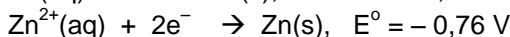
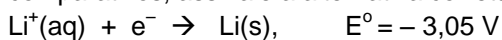
Das afirmações acima, está correto o contido em

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

Gab: D

199 - (Ufc CE/2002/1ªFase)

Freqüentemente, os avanços tecnológicos são originados de descobertas científicas básicas. Por exemplo, a descoberta da bateria de lítio viabilizou o uso dos marca-passos cardíacos, possibilitando, assim, o prolongamento da vida humana sem, entretanto, ter sido concebida para tal. Dentre as vantagens das baterias de lítio, incluem-se sua pequena dimensão, baixo peso e elevado conteúdo energético. Considerando as semi-reações abaixo, para fins comparativos, assinale a alternativa correta.



- a) O zinco metálico é oxidado espontaneamente na presença do íon lítio.
- b) O lítio metálico é um agente redutor mais forte do que o zinco metálico.
- c) O íon lítio e o zinco metálico, em solução eletrolítica, formam uma célula galvânica.
- d) O potencial padrão da redução de dois mols de íons Li^+ , é $-6,10 \text{ V}$.
- e) Dentre os metais alcalinos, o lítio possui a mais elevada energia de ionização.

Gab: B

200 - (Fuvest SP/2002/1ªFase)

Considere três metais A, B e C, dos quais apenas A reage com ácido clorídrico diluído, liberando hidrogênio. Varetas de A, B e C foram espetadas em uma laranja, cujo suco é uma solução aquosa de $\text{pH}=4$. A e B foram ligados externamente por um resistor (formação da pilha 1). Após alguns instantes, removeu-se o resistor, que foi então utilizado para ligar A e C (formação da pilha 2). Nesse experimento, o pólo positivo e o metal corroído na pilha 1 e o pólo positivo e o metal corroído na pilha 2 são, respectivamente,

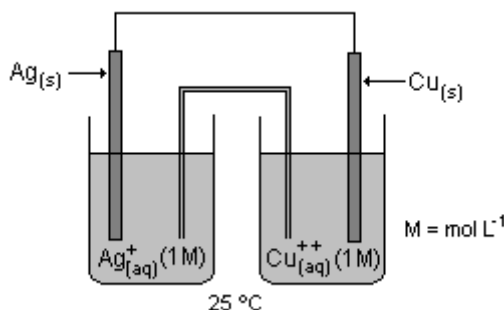
	pilha 1		pilha 1	
	pólo positivo	metal corroído	pólo positivo	metal corroído
a.	B	A	A	C
b.	B	A	C	A
c.	B	B	C	C
d.	A	A	C	A
e.	A	B	A	C

- a) B A A C
- b) B A C A
- c) B B C C
- d) A A C A
- e) A B A C

Gab: B

201 - (Uepg PR/2002/Julho)

Considere a célula eletrolítica representada a seguir.



Com base nas informações contidas na figura, estão corretas as proposições:

- 01. A oxidação ocorre no eletrodo de cobre.
- 02. No circuito externo, os elétrons deslocam-se do eletrodo de prata para o eletrodo de cobre.

04. O eletrodo de prata é o cátodo.
 08. O potencial da célula nas condições descritas acima é igual a 0,46 V
 16. A célula acima pode ser representada por $\text{Ag}_{(s)}|\text{Ag}^+_{(aq)} (1 \text{ mol L}^{-1}) || \text{Cu}^{2+}_{(aq)} (1 \text{ mol L}^{-1})|\text{Cu}_{(s)}$ a 25 °C

Gab: 13

202 - (Acafe SC/2002/Janeiro)

Considere a pilha de Daniel, em que os eletrodos são de cobre e zinco. O zinco é mais eletropositivo que o cobre, logo, é o zinco que doa elétrons para o cobre.

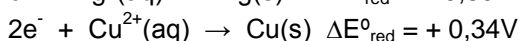
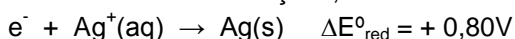
Em relação às considerações acima, é **correto** afirmar que, após certo tempo:

- a solução de sulfato de zinco fica mais diluída.
- a massa de cobre diminui.
- a massa de zinco aumenta.
- a solução de sulfato de cobre fica mais concentrada.
- a massa do cobre aumenta.

Gab: E

203 - (Ufms MS/2002/Conh. Gerais)

Considere as semi-reações, abaixo indicadas, com seus respectivos potenciais padrão de redução, em volt (V).



A força eletromotriz da cela, cujos eletrodos padrão são $\text{Cu}_{(s)} / \text{Cu}^{2+}_{(aq)} // \text{Ag}^+_{(aq)} / \text{Ag}_{(s)}$, é:

- 4,6 V.
- 0,46 V.
- + 0,46 V.
- + 1,14 V.
- 1,14 V.

Gab: C

204 - (Unifesp SP/2002/2ªFase)

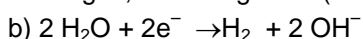
Quando uma pessoa que tem dente recoberto por ouro (coroa dentária) morde uma folha (ou outro objeto qualquer) de alumínio, pode sentir uma dor aguda, pois os metais alumínio e ouro, em contato com a saliva (que funciona como uma solução eletrolítica), podem formar uma pilha. Nesta pilha, ocorre passagem de corrente elétrica através dos metais, o que pode estimular um nervo, causando dor.

a) Explique, nesta pilha, qual dos metais atua como ânodo. Supondo que na saliva existam íons Na^+ e Cl^- , explique em que direção (do Au ou do Al) deve migrar cada um desses íons.

b) Supondo que a espécie reduzida seja a água, escreva a equação que representa a semi-reação de redução.

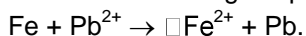
Gab:

a) Como o alumínio é mais reativo (possui maior potencial de oxidação) que o ouro, é ele (alumínio) que atua como ânodo (eletrodo onde ocorre a oxidação). Ocorre a semi-reação: $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3e^-$. Portanto, por atração e repulsão de cargas, o íon negativo (Cl^-) migra em direção ao Al; por sua vez, o íon positivo (Na^+) migra em direção ao Au.

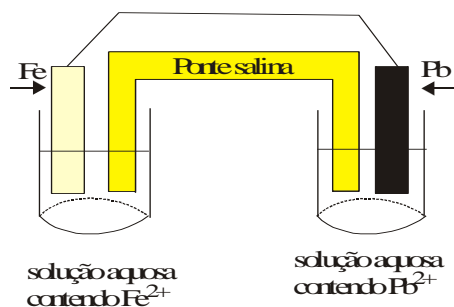


205 - (Unifesp SP/2002/2ªFase)

Ferro metálico reage espontaneamente com íons Pb^{2+} , em solução aquosa. Esta reação pode ser representada por:



Na pilha, representada pela figura



em que ocorre aquela reação global,

- a) os cátions devem migrar para o eletrodo de ferro.
- b) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de ferro.
- c) ocorre diminuição da massa do eletrodo de ferro.
- d) os elétrons migram através da ponte salina do ferro para o chumbo.
- e) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

Gab: C

206 - (Ufg GO/2002/1ªFase)

O texto, a seguir, foi adaptado da “Folha de São Paulo”:

“Corrosão ataca base da ponte Rio-Niterói – A corrosão ataca parte dos blocos de concreto que sustentam os pilares da ponte Rio-Niterói, por onde trafegam, em média, 120 mil veículos por dia.”

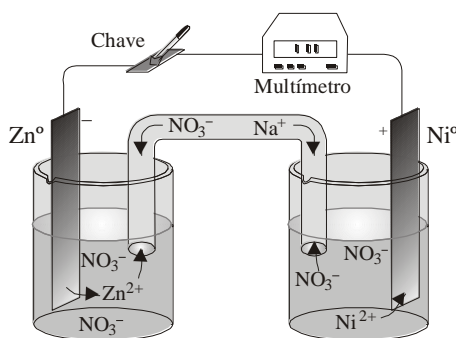
Sobre a corrosão dos blocos de concreto e sobre corrosão eletroquímica, julgue os itens:

- 1-() o “ataque dos blocos de concreto” é um exemplo de corrosão eletroquímica.
- 2-() a utilização de um metal de sacrifício impedirá a “corrosão dos blocos de concreto”.
- 3-() um exemplo de corrosão eletroquímica é a transformação dos íons Fe^{3+} em íons Fe^{2+} .
- 4-() ocorrem em presença de ar e água.

Gab: EEEEC

207 - (Uftm MG/2002/1ªFase)

Observe a pilha galvânica.



Dados: potenciais – padrão de redução dos eletrodos a 25 °C

Semi-reação	E°(volts)
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	- 0,76
$Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	- 0,25

Levando-se em conta os potenciais-padrão de redução dos eletrodos a 25 °C, são feitas as seguintes afirmações:

- I. ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de níquel para o de zinco;
- II. o eletrodo de níquel será o cátodo nesta pilha;
- III. ao se fechar o circuito, o voltímetro deve acusar um valor aproximado de 0,5 volt;
- IV. os cátions da ponte salina migram para o recipiente contendo a solução de $Zn(NO_3)_2$.

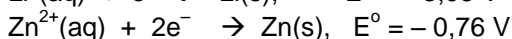
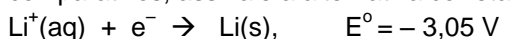
Das afirmações acima, está correto o contido em

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

Gab: D

208 - (Ufc CE/2002/1ªFase)

Freqüentemente, os avanços tecnológicos são originados de descobertas científicas básicas. Por exemplo, a descoberta da bateria de lítio viabilizou o uso dos marca-passos cardíacos, possibilitando, assim, o prolongamento da vida humana sem, entretanto, ter sido concebida para tal. Dentre as vantagens das baterias de lítio, incluem-se sua pequena dimensão, baixo peso e elevado conteúdo energético. Considerando as semi-reações abaixo, para fins comparativos, assinale a alternativa correta.



- a) O zinco metálico é oxidado espontaneamente na presença do íon lítio.
- b) O lítio metálico é um agente redutor mais forte do que o zinco metálico.
- c) O íon lítio e o zinco metálico, em solução eletrolítica, formam uma célula galvânica.
- d) O potencial padrão da redução de dois mols de íons Li^+ , é $-6,10 \text{ V}$.
- e) Dentre os metais alcalinos, o lítio possui a mais elevada energia de ionização.

Gab: B

209 - (Fuvest SP/2002/1ªFase)

Considere três metais A, B e C, dos quais apenas A reage com ácido clorídrico diluído, liberando hidrogênio. Varetas de A, B e C foram espetadas em uma laranja, cujo suco é uma solução aquosa de $pH=4$. A e B foram ligados externamente por um resistor (formação da pilha 1). Após alguns instantes, removeu-se o resistor, que foi então utilizado para ligar A e C (formação da pilha 2). Nesse experimento, o pólo positivo e o metal corroído na pilha 1 e o pólo positivo e o metal corroído na pilha 2 são, respectivamente,

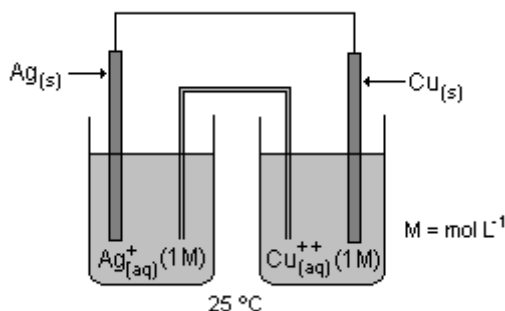
	pilha 1		pilha 2	
	pólo positivo	metal corroído	pólo positivo	metal corroído
a.	B	A	A	C
b.	B	A	C	A
c.	B	B	C	C
d.	A	A	C	A
e.	A	B	A	C

- a) B A A C
- b) B A C A
- c) B B C C
- d) A A C A
- e) A B A C

Gab: B

210 - (Uepg PR/2002/Julho)

Considere a célula eletrolítica representada a seguir.



Com base nas informações contidas na figura, estão corretas as proposições:

01. A oxidação ocorre no eletrodo de cobre.
02. No circuito externo, os elétrons deslocam-se do eletrodo de prata para o eletrodo de cobre.
04. O eletrodo de prata é o cátodo.
08. O potencial da célula nas condições descritas acima é igual a 0,46 V
16. A célula acima pode ser representada por $\text{Ag}_{(s)}|\text{Ag}^+_{(aq)} (1 \text{ mol L}^{-1}) || \text{Cu}^{2+}_{(aq)} (1 \text{ mol L}^{-1})|\text{Cu}_{(s)}$ a 25 °C

Gab: 13

211 - (Acafe SC/2002/Janeiro)

Considere a pilha de Daniel, em que os eletrodos são de cobre e zinco. O zinco é mais eletropositivo que o cobre, logo, é o zinco que doa elétrons para o cobre.

Em relação às considerações acima, é **correto** afirmar que, após certo tempo:

- a) a solução de sulfato de zinco fica mais diluída.
- b) a massa de cobre diminui.
- c) a massa de zinco aumenta.
- d) a solução de sulfato de cobre fica mais concentrada.
- e) a massa do cobre aumenta.

Gab: E

212 - (ITA SP/2003)

A corrosão da ferragem de estruturas de concreto ocorre devido à penetração de água através da estrutura, que dissolve cloretos e/ou sais provenientes da atmosfera ou da própria decomposição do concreto. Essa solução eletrolítica em contacto com a ferragem forma uma célula de corrosão. A Figura A, a seguir, ilustra esquematicamente a célula de corrosão, formada.

No caderno de soluções, faça uma cópia desta figura no espaço correspondente à Resolução a esta questão.

Nesta cópia

- I) identifique os componentes da célula de corrosão que funcionam como anodo e catodo durante o processo de corrosão e
- II) escreva as meias-reações balanceadas para as reações anódicas e catódicas.

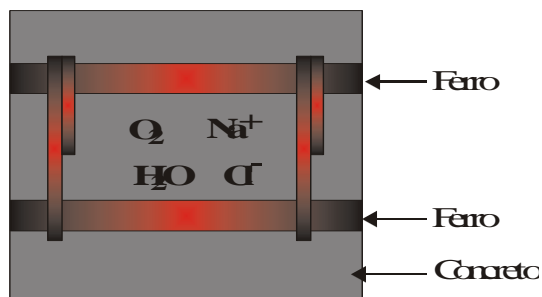


Figura A

A Figura B, a seguir, ilustra um dos métodos utilizados para a proteção da ferragem metálica contra corrosão. No caderno de soluções, faça uma cópia desta figura, no espaço correspondente à Resolução a esta questão.

Nesta cópia

- I) identifique os componentes da célula eletrolítica que funcionam como anodo e catodo durante o processo de proteção contra corrosão e
- II) escreva as meia-reações balanceadas para as reações anódicas e catódicas.

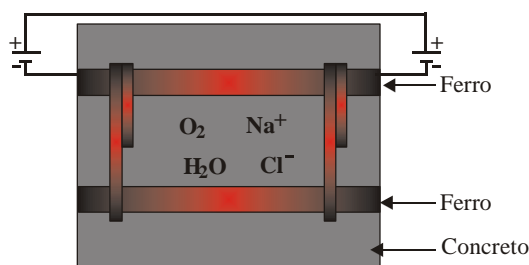


Figura B

Sugira um método alternativo para proteção da ferragem de estruturas de concreto contra corrosão.

Gab:

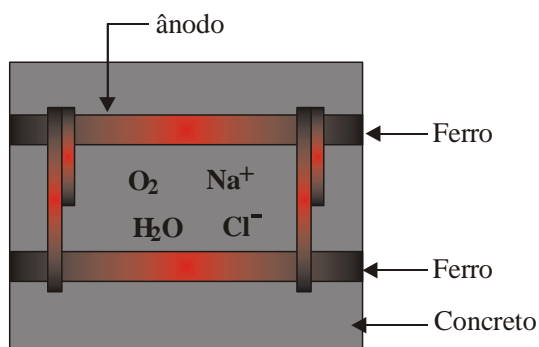
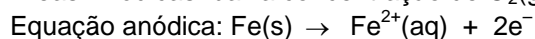


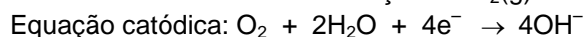
Figura A

Dependendo da concentração de oxigênio e impurezas, serão formadas áreas de oxidação e redução ao longo da estrutura de Fe.

Áreas Anódicas: baixa concentração de $O_2(g)$ e alta concentração de íons.



Áreas catódicas: alta concentração de $O_2(g)$ e baixa concentração de íons.



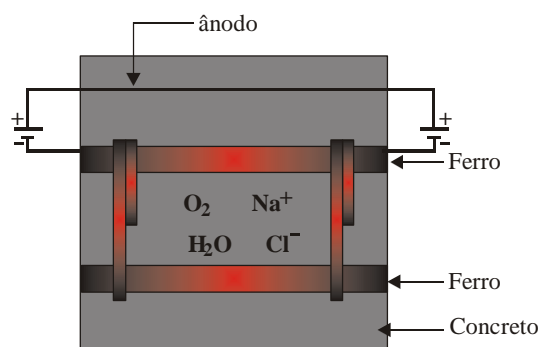
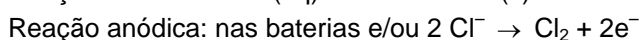
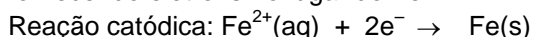
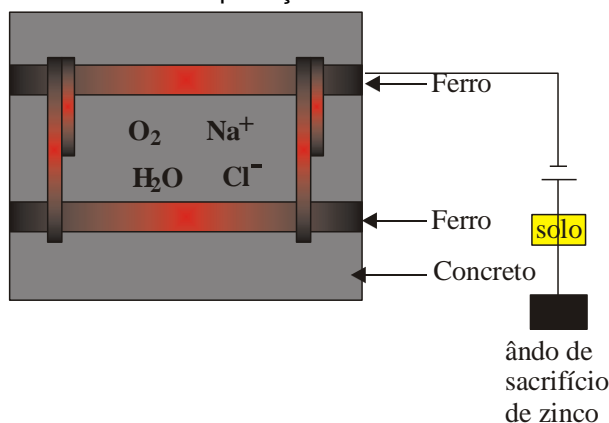


Figura B

Nessa figura, temos representada uma proteção catódica, isto é, uma fonte de tensão é instalada na estrutura e impõe sobre ela uma sobrevoltagem, fornecendo elétrons no lugar do Fe.



Outra maneira de proteção contra corrosão está esquematizada a seguir:

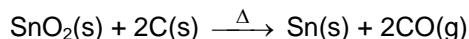


213 - (UnB DF/2003)

Texto III

A embalagem é um dos requisitos de maior importância para a preservação dos alimentos. A qualidade e a quantidade dos alimentos industrializados devem ser mantidas dentro de determinado prazo, que envolve o tempo de transporte e distribuição, além do tempo que eles ficam nas prateleiras dos supermercados e das residências. Nesse sentido, os recipientes metálicos, as latas de aço ou alumínio, foram uma conquista tecnológica. A lata rígida, tradicionalmente constituída de aço com baixo teor de carbono e revestida de estanho, é conhecida como folha-de-flandres, sendo amplamente usada para molho de tomate, sardinha, milho e ervilha, entre outros.

O estanho utilizado para cobrir aço é obtido a partir de um minério, a cassiterita. O processo de obtenção de estanho pode ser representado pela equação seguinte.



A aplicação do estanho sobre o aço ocorre por um processo de eletrodeposição, que é realizado em um tanque contendo um eletrólito, uma lâmina de aço que serve como cátodo e uma lâmina de estanho entra em solução e deposita-se sobre o aço. A densidade de corrente controla a espessura do revestimento. Sobre a camada de estanho depositada, aplica-se um verniz, para isolar o alimento do metal.

Ainda considerando as informações do texto III e sabendo que os potenciais de redução Sn^{2+}/Sn e Fe^{2+}/Fe são, respectivamente, iguais a $-0,14V$ e $-0,44V$, julgue os itens seguintes.

- 01. Na equação representativa do processo de produção do estanho mostrada no texto, ocorre transferência de apenas 2 elétrons para cada espécie $Sn(IV)$.
- 02. A eletrodeposição de estanho em aço é um processo de eletrólise, com oxidação do estanho no ânodo e redução do mesmo no cátodo.

03. Uma lata de folha-de-flandres amassada, contendo milho em água salgada, em que o verniz da lata se tenha rompido, expondo os metais ao solvente, pode formar uma pilha de corrosão devido ao contato do ferro e do estanho com um meio eletrolítico.
04. O verniz é um meio material em que cargas elétricas têm facilidade de movimento.

Gab: E–C–C–E

214 - (Ufsc SC/2003)

Dados os potenciais de redução E° (em volts, em solução aquosa 1M, a 25°C e 1atm.) das semi-reações:

Semi-reação	E°_{red}
$2e^{-} + Ca^{2+} \rightleftharpoons Ca^{\circ}$	- 2,87V
$2e^{-} + Ni^{2+} \rightleftharpoons Ni^{\circ}$	- 0,23V
$2e^{-} + Zn^{2+} \rightleftharpoons Zn^{\circ}$	- 0,76V

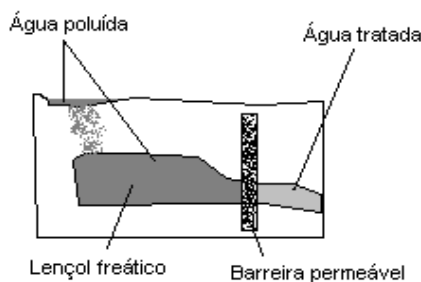
assinale a(s) proposição(ões) **CORRETA(S)**.

01. O Ca^{2+} recebe mais facilmente elétrons.
02. O Ni° perde mais facilmente elétrons.
04. O Zn^{2+} perde mais facilmente elétrons.
08. O Ni^{2+} recebe mais facilmente elétrons.
16. O Ca° perde mais facilmente elétrons.
32. O Zn^{2+} é o melhor agente redutor.
64. O Ni^{2+} é o melhor agente oxidante.

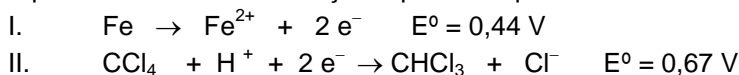
Gab: 88

215 - (Ufpr PR/2003)

Águas contaminadas podem infiltrar-se na terra e chegar até os lençóis freáticos, contaminando-os. O aproveitamento dessas águas subterrâneas exige a aplicação de processos de descontaminação. Um desses processos consiste em construir uma barreira permeável (figura ao abaixo) que contém ferro metálico granulado. Quando a água flui através da barreira, o ferro reage com alguns poluentes, sobretudo com compostos orgânicos halogenados.



Considere como exemplo a contaminação da água com o tetracloreto de carbono. As equações I e II, a seguir, representam as transformações químicas que ocorrem com o tetracloreto de carbono sob a ação do ferro metálico.



O clorofórmio produzido não é degradado pelo ferro metálico, mas é mais facilmente biodegradado em comparação com o tetracloreto de carbono. Os íons de ferro produzidos e presentes na água tratada são eliminados por processos posteriores.

Eletronegatividades: C = 2,5 ; H = 2,1 ; Cl = 3,0

Com base nas informações acima, é correto afirmar:

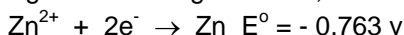
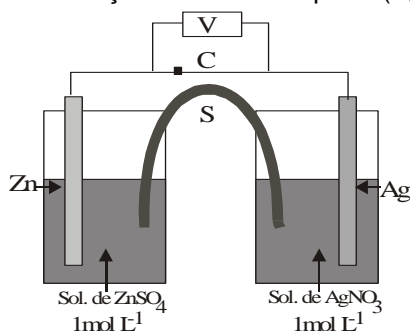
01. A equação II representa a reação de oxidação.

02. Com base nas equações I e II, a reação de oxidação-redução total é representada pela equação $\text{CCl}_4 + \text{H}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{CHCl}_3 + \text{Cl}^- + \text{Fe}^{2+}$ $E^0 = 1,11 \text{ V}$
04. O agente oxidante é o tetracloreto de carbono.
08. O estado de oxidação do carbono, no tetracloreto de carbono, é -4 .
16. Durante a reação o hidrogênio é reduzido.
32. O fato de as eletronegatividades do carbono e do cloro serem diferentes permite concluir que a molécula de CCl_4 é polar.

Gab: F-V-V-F-F-F

216 - (Ufv MG/2003)

A figura ao lado representa uma pilha, onde **V** é um voltímetro, **C** é uma chave e **S** é a ponte salina, que contém solução saturada de nitrato de potássio (KNO_3). O eletrodo de zinco está imerso na solução de sulfato de zinco (ZnSO_4), e o eletrodo de prata está imerso na solução de nitrato de prata (AgNO_3).



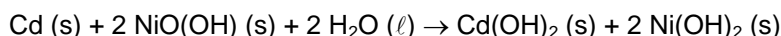
Considerando esta pilha e os potenciais-padrão de redução acima representados, assinale a afirmativa CORRETA:

- a) O eletrodo de prata perderá massa.
- b) Com o decorrer da reação, a solução de ZnSO_4 ficará mais concentrada e a de AgNO_3 , mais diluída.
- c) O potencial em V será $+0,799$ volts, com a chave C aberta.
- d) À medida que a reação se processa, os cátions K^+ da ponte salina se dirigem para a solução de ZnSO_4 .
- e) De acordo com os valores dos potenciais-padrão, o Zn^{2+} é mais oxidante que Ag^+ .

Gab: B

217 - (Ufac AC/2003)

Muito utilizadas em aparelhos eletrônicos sem fio, como telefones e câmeras de vídeo, as baterias de níquel-cádmio (“nicad”) são leves e recarregáveis. Elas baseiam-se na reação:



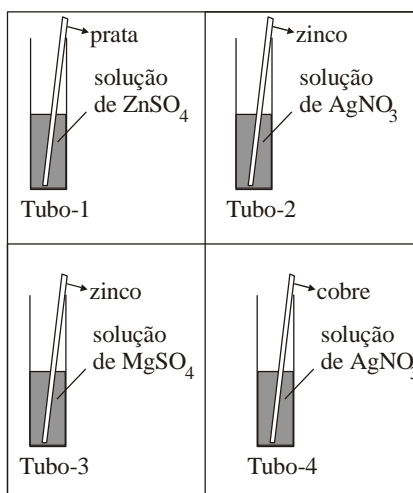
A substância que atua como agente redutor é:

- a) Cd (s)
- b) NiO(OH) (s)
- c) $\text{H}_2\text{O (l)}$
- d) $\text{Cd(OH)}_2 \text{ (s)}$
- e) $\text{Ni(OH)}_2 \text{ (s)}$

Gab: A

218 - (Fatec SP/2003)

A ilustração refere-se a um experimento em que lâminas metálicas são imersas em soluções de solutos iônicos.



Analisando-se os valores dos E° de redução:

$$E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Ag}^{+}/\text{Ag}} = +0,80\text{V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,37\text{V}$$

pode-se concluir que não serão observados sinais de transformação química

- a) no tubo 1.
- b) nos tubos 2 e 3.
- c) no tubo 2.
- d) nos tubos 1 e 3.
- e) no tubo 4.

Gab: D

219 - (Vunesp SP/2003)

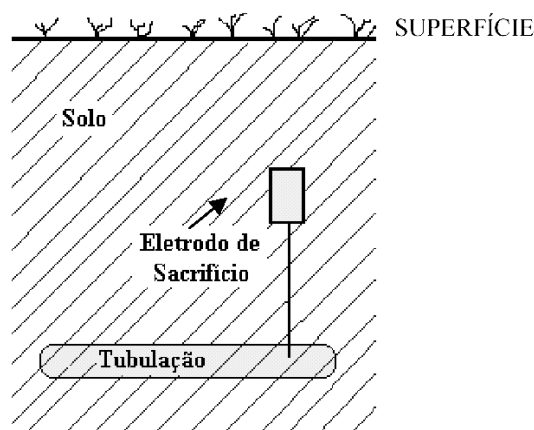
A equação seguinte indica as reações que ocorrem em uma pilha: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \square \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. Podemos afirmar que:

- a) o zinco metálico é o cátodo.
- b) o íon cobre sofre oxidação.
- c) o zinco metálico sofre aumento de massa.
- d) o cobre é o agente redutor.
- e) os elétrons passam dos átomos de zinco metálico aos íons de cobre.

Gab: E

220 - (Ufpi PI/2003)

Os solos, por mais secos que pareçam, sempre contêm água, o que os torna excelentes meios eletrolíticos. Para proteger uma tubulação metálica contra o processo de corrosão, faz-se uso, freqüentemente, de uma técnica denominada proteção catódica ou eletrodo de sacrifício, conforme ilustração da figura abaixo:



Análise as afirmativas abaixo.

- I. Quanto mais pura a água do solo, maior a passagem da corrente elétrica.
- II. O eletrodo de sacrifício tem $\Delta G^0 > 0$ em relação ao metal da tubulação.
- III. Ao formar a pilha com a tubulação, o eletrodo de sacrifício é o ânodo.

Marque a opção correta.

- a) Apenas I é verdadeira.
- b) Apenas II é verdadeira.
- c) Apenas III é verdadeira.
- d) Apenas I e II são verdadeiras.
- e) Apenas II e III são verdadeiras.

Gab: C

221 - (Ufpi PI/2003)

Pesquisas na área médica têm demonstrado que pessoas com elevados níveis de ferro (Fe) no sangue apresentam maior possibilidade de sofrer derrame cerebral do que aquelas com níveis mais baixos. Essa conclusão é atribuída à ligação do Fe aos átomos de nitrogênio (N) ou enxofre (S) presentes em algumas enzimas. Essas ligações danificam as células em um processo denominado estresse oxidativo, onde o metal atua como doador de elétrons. Analise as afirmativas abaixo e marque a opção correta.

- a) O Fe sofre redução nas reações oxidantes que transportam o oxigênio no sangue.
- b) As enzimas atuam como catalisadores nas reações oxidantes e na hemoglobina, que transporta oxigênio no sangue.
- c) A possibilidade do Fe misturar-se a outros elementos químicos é atribuída à sua alta eletronegatividade.
- d) O Fe danifica as células ao perder elétrons para os outros elementos no processo de estresse oxidativo.
- e) O fato do oxigênio ser um gás ideal, aumenta a eficiência da ação enzimática quanto ao seu transporte no sangue.

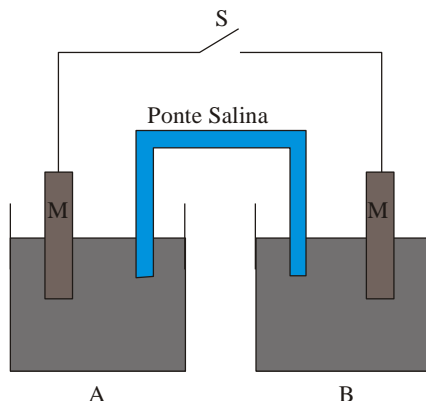
Gab: D

222 - (ITA SP/2003)

Considere o elemento galvânico mostrado na figura a seguir. O semi-elemento A contém uma solução aquosa, isenta de oxigênio, $0,3 \text{ mol L}^{-1}$ em Fe^{2+} e $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ em Fe^{3+} . O semi-elemento B contém uma solução aquosa, também isenta de oxigênio, $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ em Fe^{2+} e $0,3 \text{ mol L}^{-1}$ em Fe^{3+} . M é um condutor metálico (platina). A temperatura do elemento galvânico é mantida constante num valor igual a 25°C . A partir do instante em que a chave "S" é fechada, considere as seguintes afirmações:

- I. O sentido convencional de corrente elétrica ocorre do semi-elemento B para o semi-elemento A.
- II. Quando a corrente elétrica for igual a zero, a relação de concentrações $[\text{Fe}^{3+}(\text{aq})] / [\text{Fe}^{2+}(\text{aq})]$ tem o mesmo valor tanto no semi-elemento A como no semi-elemento B.

- III. Quando a corrente elétrica for igual a zero, a concentração de Fe^{2+} (aq) no semi-elemento A será menor do que $0,3 \text{ mol L}^{-1}$.
- IV. Enquanto o valor da corrente elétrica for diferente de zero, a diferença de potencial entre os dois semi-elementos será maior do que $0,118 \log(3/2)$.
- V. Enquanto corrente elétrica fluir pelo circuito, a relação entre as concentrações $[\text{Fe}^{3+}(\text{aq})] / [\text{Fe}^{2+}(\text{aq})]$ permanece constante nos dois semi-elementos.



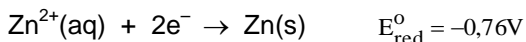
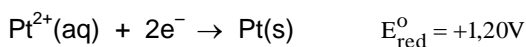
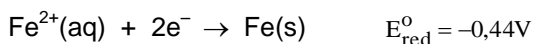
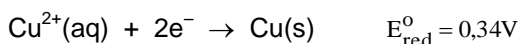
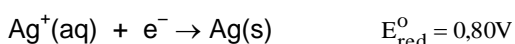
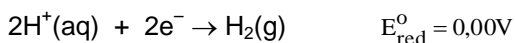
Das afirmações feitas, estão **CORRETAS**

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

Gab: A

223 - (Puc SP/2003)

Dados: semi-reações de redução e respectivos potenciais de redução.



Quatro metais, aqui designados por M_A , M_B , M_C e M_D , apresentam as seguintes propriedades:

- somente M_A e M_C são corroídos por solução aquosa de ácido clorídrico (HCl) 1 mol/L, liberando gás hidrogênio (H_2);
- se M_C é colocado em contato com as três soluções de cada cátion dos demais metais, são obtidos M_A , M_B e M_D na forma metálica;
- o metal M_D reduz M_B^{n+} formando M_B e M_D^{x+} .

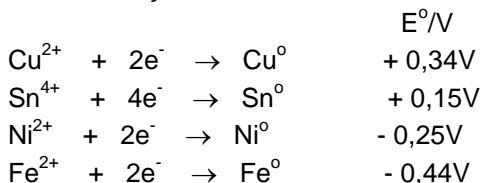
Considerando as informações acima, os metais M_A , M_B , M_C e M_D podem ser, respectivamente,

- Zn, Cu, Fe e Ag.
- Zn, Ag, Mg e Cu.
- Ag, Fe, Pt e Zn.
- Fe, Cu, Mg e Zn.
- Cu, Ag, Mg e Pt.

Gab: C

224 - (Ufma MA/2003/2ªFase)

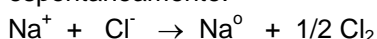
Quatro agentes redutores foram agrupados em ordem crescente de poder de redução: $B < D < A < C$. Considerando as semi-reações abaixo, relacione as espécies A, B, C e D com seus respectivos metais:



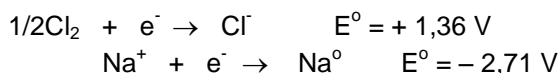
Gab: A = Ni; B = Cu; C = Fe; D = Sn.

225 - (Ufma MA/2003/2ªFase)

Explique, utilizando argumentos termodinâmicos e eletroquímicos, por que a reação abaixo não ocorre espontaneamente.



Dados:

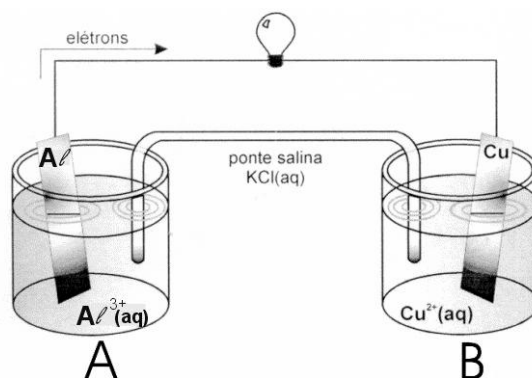


Gab: $\Delta E^{\circ} < 0$ e $\Delta G > 0$

226 - (Ufpel RS/2003/2ªFase)

Uma pilha voltaica aproveita a eletricidade de uma reação química espontânea para acender uma lâmpada, como mostrado na figura abaixo. As tiras de alumínio e cobre, dentro de soluções de sulfato de alumínio e sulfato de cobre, respectivamente, agem como eletrodos. A ponte salina (nesse caso, cloreto de potássio) permite aos elétrons fluir entre os copos de Becker sem que se misturem as soluções. Quando o circuito entre os dois sistemas se completa, a reação gera uma corrente elétrica. Observe que o metal da tira de alumínio é consumido e a tira desaparece. A tira de cobre cresce à medida que os elétrons adicionais reagem com a solução de sulfato de cobre para produzir metal adicional.

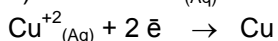
Enciclopédia Microsoft® Encarta®. © 1993-2001 Microsoft Corporation [adapt.].



Baseado(a) no texto e em seus conhecimentos sobre o assunto,

- a) escreva as semireações que estão ocorrendo nos recipientes A e B.
- b) aponte, justificando, o que se está oxidando e o que se está reduzindo.
- c) justifique por que o sentido da corrente elétrica é de A para B.

Gab:



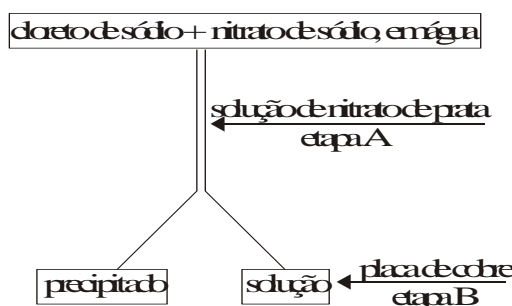
b) Oxidando – Al porque está perdendo e⁻

Reduzindo – Cu⁺²_(Aq) porque está ganhando e⁻

c) É de A para B, porque o Alumínio metálico está doando e⁻ para o íon Cu⁺²_(Aq) reduzir-se a Cu metálico. ou porque o potencial de oxidação ao alumínio é maior do que o do cobre. ou porque o potencial de r

227 - (Fuvest SP/2003/2ªFase)

Uma mistura de cloreto de sódio e nitrato de sódio, de massa 20,20 g, foi dissolvida em água suficiente. A essa solução adicionaram-se 250 mL de solução aquosa de nitrato de prata de concentração 0,880 mol/L. Separou-se o sólido formado, por filtração, e no filtrado mergulhou-se uma placa de cobre metálico de massa igual a 20,00 g. Após certo tempo, observou-se depósito prateado sobre a placa e coloração azul na solução. A placa seca pesou 21,52 g. O esquema desse procedimento é:



Dados: massas molares (g/mol)

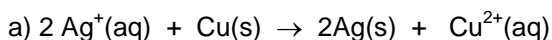
Ag.....108

Cu.....64

NaCl.....58

- Escreva a equação balanceada que representa a reação química que ocorre na etapa B.
- Qual a quantidade, em mols, do depósito prateado formado sobre a placa de cobre? Mostre os cálculos.
- Qual a quantidade, em mols, de nitrato de prata em 250 mL da solução precipitante? Mostre os cálculos.
- Qual a massa de nitrato de sódio na mistura original? Mostre os cálculos.

Gab:



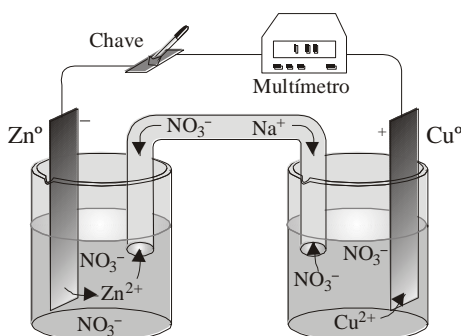
b) 0,020mols

c) 0,22 mol

d) 8,60 g

228 - (Uftm MG/2003/2ªFase)

A figura representa uma pilha elétrica.



A análise dessa pilha permite afirmar que:

- I. a reação é espontânea;
- II. o ânodo é o eletrodo de zinco;
- III. o fluxo de elétrons se dá do cátodo para o ânodo;
- IV. o potencial de redução do cobre é menos positivo que o do zinco;
- V. os íons migram através da ponte salina, para propiciar a neutralidade elétrica das soluções.

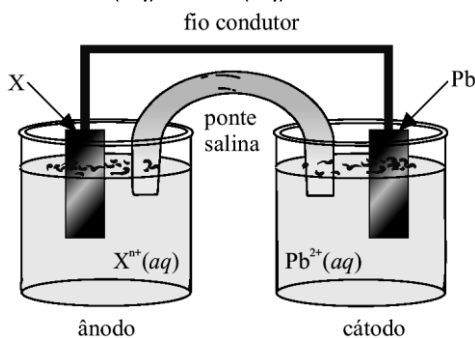
As afirmações corretas são:

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

Gab: C

229 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

Observe o esquema que representa uma pilha cujos eletrodos são placas dos metais X e chumbo (Pb) imersas em soluções aquosas de seus respectivos íons, $X^{n+}(aq)$ e $Pb^{2+}(aq)$.



Para que a pilha esquematizada apresente um maior valor para a ddp, o metal X pode ser identificado, como sendo:

Dados:

potências padrão de redução:

$E^{\circ}_{red.}$ a 25°C	Volts
$Ag^{1+}(aq) + 1e^{-} \rightarrow Ag^{\circ}$	+ 0,80
$Fe^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Fe^{\circ}$	- 0,44
$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu^{\circ}$	+ 0,34
$Pb^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Pb^{\circ}$	- 0,13
$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Zn^{\circ}$	- 0,76
$Al^{3+}(aq) + 3e^{-} \rightarrow Al^{\circ}$	- 1,66

- a) Ag.

- b) Fe.
- c) Cu.
- d) Zn.
- e) Al.

Gab: E

230 - (Uftm MG/2003/1ªFase)

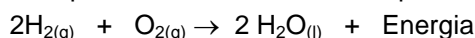
A pilha de mercúrio é também uma pilha alcalina e não-recarregável. O cátodo é uma pasta úmida contendo óxido de mercúrio (II), HgO, e hidróxido de potássio, KOH; o ânodo é de zinco metálico (Zn). Sua grande vantagem é manter a voltagem durante a descarga, por isso é usada em instrumentos sensíveis, como aparelhos de surdez. A semi-reação de redução que ocorre nesta pilha pode ser representada pela equação:

- a) $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$
- b) $Zn(s) + e^{-} \rightarrow Zn^{2+}(aq)$
- c) $HgO(s) + H_2O(\ell) + 2e^{-} \xrightarrow{KOH} Hg(\ell) + 2OH^{-}(aq)$
- d) $HgO(s) + H_2O(\ell) \xrightarrow{KOH} Hg(\ell) + 2OH^{-}(aq) + e^{-}$
- e) $Zn^{2+}(aq) + HgO(s) + H_2O(\ell) \rightarrow Hg(\ell) + Zn(s) + 2e^{-}$

Gab: C

231 - (Ufc CE/2003/1ªFase)

As células a combustível, capazes de converter energia das reações de oxidação-redução de reagentes químicos gasosos diretamente em eletricidade, são consideradas tecnologias prontas para substituir combustíveis derivados do petróleo. A célula a combustível hidrogênio-oxigênio baseia-se na conhecida reação de formação de água, onde os gases são oxidados e reduzidos, em compartimentos de eletrodos separados por solução eletrolítica



Assinale a alternativa correta.

- a) Hidrogênio é reduzido no anodo, segundo a semi-reação $H_{2(g)} + 4OH^{-}_{(aq)} \rightarrow 4H_2O_{(l)} + 4e^{-}$
- b) Oxigênio é reduzido no catodo, segundo a semi-reação $O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}_{(aq)}$
- c) Hidrogênio é oxidado no anodo, segundo a semi-reação $2H^{+}_{(aq)} + 4OH^{-}_{(aq)} \rightarrow 4H_2O_{(l)} + 4e^{-}$
- d) Oxigênio é oxidado no anodo, segundo a semi-reação $O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}_{(aq)}$
- e) Oxigênio é reduzido no catodo, segundo a semi-reação $2O^{-}_{(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^{-} \rightarrow 4OH^{-}_{(aq)}$

Gab: B

232 - (Unifesp SP/2003/1ªFase)

Usando-se uma tabela de potenciais padrão de redução, foram feitas, corretamente, as seguintes previsões:

- I. O Bromo pode ser obtido de uma solução que tenha íons brometo (por exemplo, água do mar), fazendo-se a sua oxidação com cloro.
- II. A reação $Cu^{2+} + 2Br^{-} \rightarrow Cu^0 + Br_2$ não é espontânea e, por isso, a obtenção de Br_2 a partir de uma solução aquosa de $CuBr_2$ só pode ser feita por eletrólise desta solução.

Se E_1^0 , E_2^0 e E_3^0 forem, respectivamente, os potenciais padrão dos pares Cl_2 / Cl^{-} , Br_2 / Br^{-} e Cu^{2+} / Cu , para que essas previsões sejam válidas deve existir a seguinte relação:

- a) $E_1^0 < E_2^0 < E_3^0$.
- b) $E_1^0 < E_2^0 > E_3^0$.
- c) $E_1^0 > E_2^0 > E_3^0$.
- d) $E_1^0 > E_2^0 < E_3^0$.

e) $E_1^0 > E_2^0 = E_3^0$.

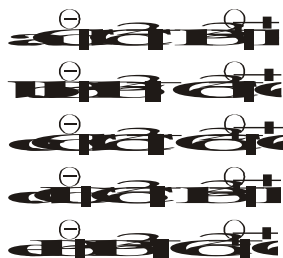
Gab: C

233 - (Fuvest SP/2003/1ª Fase)

Três metais foram acrescentados a soluções aquosas de nitratos metálicos, de mesma concentração, conforme indicado na tabela. O cruzamento de uma linha com uma coluna representa um experimento. Um retângulo escurecido indica que o experimento não foi realizado; o sinal (-) indica que não ocorreu reação e o sinal (+) indica que houve dissolução do metal acrescentado e precipitação do metal que estava na forma de nitrato.

	Cd	Co	Pb
Cd(NO ₃) ₂		-	-
Co(NO ₃) ₂	+		-
Pb(NO ₃) ₂	+	+	

Cada um dos metais citados, mergulhado na solução aquosa de concentração 0,1 mol/L de seu nitrato, é um eletrodo, representado por Me|Me²⁺, onde Me indica o metal e Me²⁺, o cátion de seu nitrato. A associação de dois desses eletrodos constitui uma pilha. A pilha com **maior** diferença de potencial elétrico e polaridade correta de seus eletrodos, determinada com um voltímetro, é a representada por



Os
 || significapoteslina
 ⊕ significapdopositivo
 ⊖ significapdonegativo

Gab: A

234 - (Uepg PR/2003/Julho)

Uma placa de certo metal M é imersa numa solução aquosa de CuSO₄. Após determinado tempo, observa-se a deposição de cobre metálico sobre ela, e ainda, que a solução, inicialmente azul, vai perdendo sua coloração. Sobre este experimento, assinale o que for correto.

- 01. O metal M perde elétrons e forma cátions, que permanecem em solução.
- 02. O metal M é mais nobre que o cobre.
- 04. O metal M sofre oxidação, cedendo elétrons para os cátions cobre (Cu²⁺) da solução.
- 08. O cobre metálico age como oxidante na reação.
- 16. Os cátions cobre (Cu²⁺) reduzem o metal M da placa.

Gab: 13

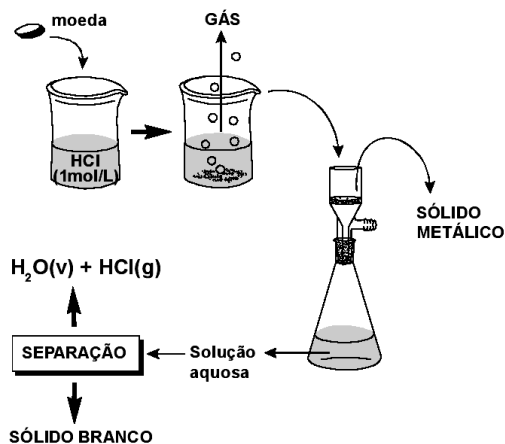
235 - (Ufrj RJ/2004)

Para verificar a autenticidade de um lote de moedas cunhadas em uma liga de Zn/Cu contendo 60% em massa de cobre, foi realizada, inicialmente, uma análise qualitativa que confirmou a presença apenas desses dois metais na liga. Em seguida, realizou-se a seqüência de procedimentos experimentais descrita a seguir:

- uma moeda de peso igual a 5g foi colocada em um recipiente contendo excesso de uma solução aquosa de HCl de concentração igual a 1 mol/L;

- a reação iniciou-se imediatamente, com a evolução de gás;
- ao término da reação, restou uma mistura de um líquido e um resíduo sólido metálico, que foi filtrada;
- a solução aquosa obtida foi recolhida em um recipiente e submetida a um método de separação;
- ao final da separação, restou um sólido branco cristalino no recipiente.

O diagrama a seguir ilustra o processo:



O potencial de redução do cobre é igual a +0,34V e o do zinco é igual a -0,76V.

Sabendo que foram obtidos 2g de sólido metálico após a reação, escreva a semi-reação de oxidação que ocorre e verifique se a moeda examinada é falsa. Justifique sua resposta.

Gab: O potencial padrão de redução do cobre é +0,34 V, logo, o potencial de oxidação é -0,34V e a reação não é espontânea.

Como o potencial padrão de redução do zinco é -0,76 V, logo, o potencial de oxidação é +0,76 V e a semi-reação de oxidação que ocorre é: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$. Portanto, o elemento que constitui o sólido metálico é o cobre. Como a moeda de 5 g contém 2 g desse metal, isso significa que a massa de cobre na moeda analisada corresponde a 40 % do seu peso. Logo, a moeda é falsa.

236 - (IME RJ/2004)

Uma pilha de combustível utiliza uma solução de KOH e dois eletrodos porosos de carbono, por onde são admitidos, respectivamente, hidrogênio e oxigênio. Este processo resulta numa reação global de combustão que gera eletricidade. Considerando que a pilha opera nas condições padrão:

- calcule a entropia padrão de formação da água líquida;
- justifique por que a reação da pilha é espontânea;
- avalie a variação da entropia nas vizinhanças do sistema.

Gab:

- 180,87J/K
- porque a energia livre de gibbs é menor que zero: $\Delta G = -232 \cdot 10^3 J$
- há um aumento da variação de entropia da vizinhança: $\Delta S = 180,87 J/K$

237 - (ITA SP/2004)

Descreva os procedimentos utilizados na determinação do potencial de um eletrodo de cobre $Cu(s) | Cu^{2+}(aq)$. De sua descrição devem constar:

- A listagem de todo o material (soluções, medidores etc.) necessário para realizar a medição do potencial do eletrodo em questão.
- O desenho esquemático do elemento galvânico montado para realizar a medição em questão. Deixe claro nesse desenho quais são os pólos positivo e negativo e qual dos eletrodos será o anodo e qual será o catodo,

quando corrente elétrica circular por esse elemento galvânico. **c. c.** Neste último caso, escreva as equações químicas que representam as reações anódicas e catódicas, respectivamente.

c) A explicação de como um aumento do valor das grandezas seguintes afeta o potencial do eletrodo de cobre (Aumenta? Diminui? Não altera?): área do eletrodo, concentração de cobre no condutor metálico, concentração de íons cobre no condutor eletrolítico e temperatura.

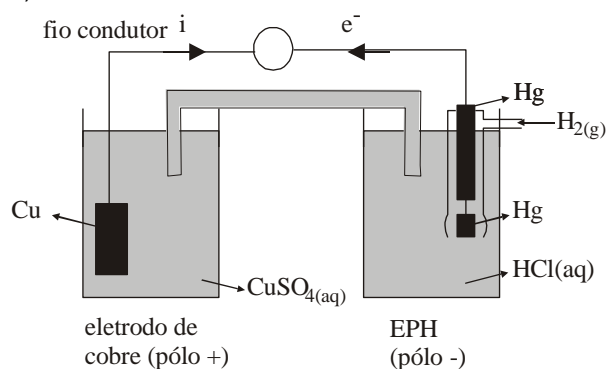
Gab:

a) Para se determinar o potencial de eletrodo em questão é necessário haver um outro eletrodo com potencial já determinado, ou, um outro com potencial convencionalizado, como por exemplo, o hidrogênio que é um eletrodo de referência primário com potencial-padrão igual a zero a 25°C, 1 atm. Desse modo, os dois eletrodos podem ser combinados formando uma célula voltáica cuja força eletromotriz (fem) poderá ser medida por um voltímetro.

Um eletrodo de hidrogênio, pode ser montado através de uma folha de platina recoberta eletroliticamente com negro de platina (platina platinizada) imerso em uma solução de HCl contendo íons H⁺ em concentração de 1 molar. Assim, o hidrogênio gasoso (1atm) é passado sobre a folha de platina através de um tubo lateral e escapa por pequenos furos do tubo de vidro. A ligação da platina com o circuito externo é feita com mercúrio.

Por outro lado, o eletrodo de cobre é constituído de uma lâmina de cobre imersa em uma solução de CuSO₄ de concentração 1M. Os dois voltímetros se interligam através de um fio de cobre cuja pureza deve ser conhecida. Uma ponte salina por exemplo, (agar-agar/KCl) é usada como forma de interligar ionicamente os eletrodos.

b)



c)

Área: não altera a determinação, apenas a durabilidade da pilha;

Concentração do cobre: altera a precisão na medida da fem, pois quanto maior for a pureza do cobre, maior será a velocidade de passagem e maior será a precisão.

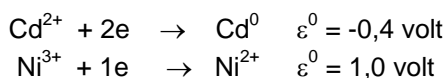
Concentração dos íons cobre: altera a voltagem: aumenta;

Temperatura: também altera a voltagem.

Estes dois últimos fatores podem ser previstos pela equação de Nernst: $E^{\circ}_{\text{eletrodo}} = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$ ou seja, com o aumento da temperatura ocorre diminuição do potencial.

238 - (Ufsc SC/2004)

Uma pilha “recarregável” alcalina de uso comercial é formada pelos elementos químicos níquel e cádmio. Participam também o hidróxido de níquel (III) e o hidróxido de potássio. Os potenciais padrão de redução das semi-reações envolvidas são os seguintes:



Considerando os dados acima, é **CORRETO** afirmar que:

01. A diferença de potencial da pilha Ni-Cd vale 0,6 volt.
02. O fluxo de elétrons, no circuito externo, vai do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel (III).

04. Na pilha Ni-Cd o metal cádmio é o agente redutor dos íons Ni^{2+} .
08. Durante a descarga da pilha os íons Ni^{3+} sofrem oxidação.
16. A pilha cessará seu funcionamento quando o potencial de redução do Cd^0 for igual ao potencial de redução do Ni^{+3} .
32. A reação global da pilha é: $\text{Cd}^0 + 2\text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{Ni}^{3+}$.

Gab: 18

239 - (Ufac AC/2004)

A célula movida a combustível hidrogênio/oxigênio é utilizada como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser leve e eficiente, além de produzir água potável para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H_2 gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e no outro, propicia-se um fluxo de O_2 gasoso. Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH.

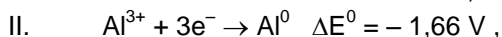
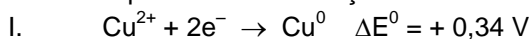
Durante a reação de oxidorredução da célula movida a combustível citada ocorre a transferência de:

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

Gab: D

240 - (Mackenzie SP/2004)

Dados os potenciais de redução das semi-reações, I e II,



o valor da ddp da pilha $\text{Al} / \text{Al}^{3+} // \text{Cu} / \text{Cu}^{2+}$ é:

- a) + 4,30 V.
- b) - 2,00 V.
- c) + 1,32 V.
- d) + 2,00 V.
- e) - 1,32 V.

Gab: D

241 - (Ufac AC/2004)

A célula movida a combustível hidrogênio/oxigênio é utilizada como fonte de energia em cápsulas espaciais por ser leve e eficiente, além de produzir água potável para os tripulantes. Durante o seu funcionamento, um fluxo de H_2 gasoso é disponibilizado em um dos eletrodos, e no outro, propicia-se um fluxo de O_2 gasoso. Como eletrólito, é utilizada solução aquosa concentrada de KOH.

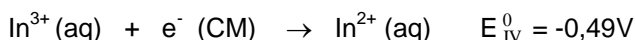
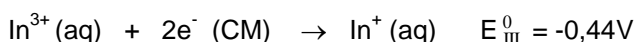
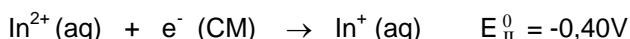
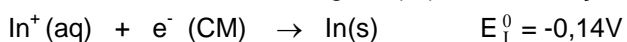
No catodo da célula movida a combustível citada, ocorre o processo de:

- a) redução do KOH aquoso.
- b) oxidação do H_2 gasoso.
- c) redução do H_2 gasoso.
- d) oxidação do O_2 gasoso.
- e) redução do O_2 gasoso.

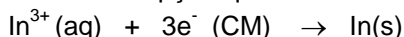
Gab: E

242 - (ITA SP/2004)

Considere os eletrodos representados pelas semi-equações químicas seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E°) e nas condições-padrão:



Assinale a opção que contém o valor **CORRETO** do potencial-padrão do eletrodo representado pela semi-equação

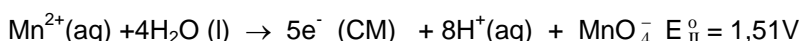
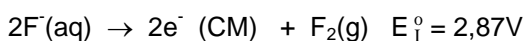


- a) $-0,30\text{V}$.
- b) $-0,34\text{V}$.
- c) $-0,58\text{V}$.
- d) $-1,03\text{V}$.
- e) $-1,47\text{V}$.

Gab: B

243 - (ITA SP/2004)

Considere os dois eletrodos (I e II) seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E°) e nas condições-padrão:



A força eletromotriz de um elemento galvânico construído com os dois eletrodos acima é de

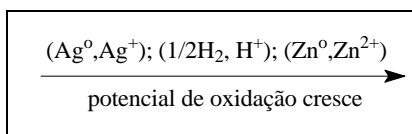
- a) $-1,81\text{V}$.
- b) $-1,13\text{V}$.
- c) $0,68\text{V}$.
- d) $1,36\text{V}$.
- e) $4,38\text{V}$.

Gab: D

244 - (Puc camp SP/2004)

No ano de 2000 foram comemorados os 200 anos de existência da pilha elétrica, invento de Alessandro Volta. Um dos dispositivos de Volta era formado por uma pilha de discos de prata e de zinco, sendo que cada par metálico era separado por um material poroso embebido com uma solução ácida. É daí que veio o nome "pilha", utilizado até hoje.

Considerando que:



Na pilha de Volta, a espécie redutora deve ser,

- a) Zn
- b) Zn^{2+}
- c) H^+
- d) Ag
- e) H_2

Gab: A

245 - (Puc camp SP/2004)

No ano de 2000 foram comemorados os 200 anos de existência da pilha elétrica, invento de Alessandro Volta. Um dos dispositivos de Volta era formado por uma pilha de discos de prata e de zinco, sendo que cada par metálico era separado por um material poroso embebido com uma solução ácida. É daí que veio o nome "pilha", utilizado até hoje.

Volta construiu pilhas com diversos tipos de pares metálicos e de soluções aquosas. Para conseguir tensão elétrica maior do que a fornecida pela pilha de Volta, foram propostas as seguintes alterações:

- I. aumentar o número de pares metálicos (Ag e Zn) e de separadores embebidos com soluções ácidas;
- II. substituir os discos de zinco por discos de outro metal que se oxide mais facilmente;
- III. substituir os separadores embebidos com solução ácida por discos de uma liga Ag/Zn.

Há aumento de tensão elétrica SOMENTE com o que é proposto em

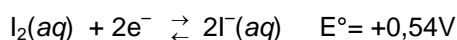
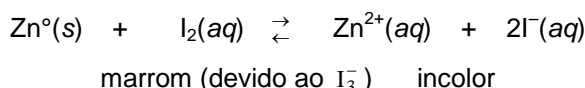
- a) I
- b) II
- c) III
- d) I e II
- e) II e III

Gab: D

246 - (Unesp SP/2004/Biológicas)

Uma solução aquosa de iodo apresenta coloração marrom devido à formação de I_3^- na solução $\{I_2(aq) + I^-(aq) \rightleftharpoons I_3^-(aq)\}$. Com a adição de excesso de zinco metálico, a coloração dessa solução desaparece devido a uma reação de óxido-redução que leva ao consumo da espécie I_2 , que não mais estará disponível para a formação da espécie colorida.

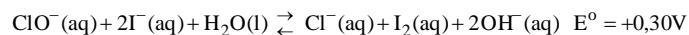
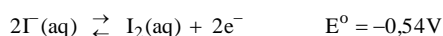
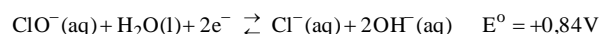
Considere o equilíbrio e as semi-reações de óxido-redução apresentados a seguir.



- a) Considerando que todo o iodo foi consumido e que o zinco restante foi separado da solução, o que acontecerá se a ela adicionarmos solução de hipoclorito (ClO^-)? Justifique apresentando seus cálculos.
- b) Com base nas informações fornecidas, o que acontecerá ao Zn^0 se ele fosse adicionado a uma solução aquosa de $NaClO$? Justifique sua resposta.

Gab:

- a) haverá formação de $I_3^-(aq)$ (marrom), devido à reação:



- b) haverá oxidação do zinco (dissolução do zinco) uma vez que o seu potencial de oxidação é o maior de todos.

247 - (Unesp SP/2004/Conh. Gerais)

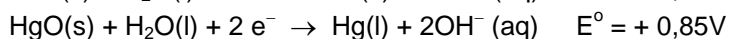
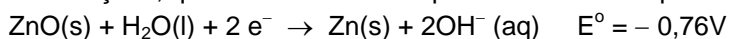
Nas obturações dentárias, os dentistas não podem colocar em seus pacientes obturações de ouro e de amálgama muito próximas, porque os metais que constituem a amálgama (uma liga de prata, zinco, estanho, cobre e mercúrio) são todos mais eletropositivos que o ouro e acabariam transferindo elétrons para esse metal através da saliva, podendo levar à necrose da polpa dentária. Das semi-reações dos metais que constituem a amálgama, a que apresenta o metal mais reativo é:

- a) $\text{Ag (s)} \rightarrow \text{Ag}^+ \text{(aq)} + 1\text{e}^- \quad E^0 = -0,80 \text{ V}$
- b) $\text{Sn (s)} \rightarrow \text{Sn}^{2+} \text{(aq)} + 2\text{e}^- \quad E^0 = +0,14 \text{ V}$
- c) $\text{Hg (s)} \rightarrow \text{Hg}^{2+} \text{(aq)} + 2\text{e}^- \quad E^0 = -0,85 \text{ V}$
- d) $\text{Zn (s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{(aq)} + 2\text{e}^- \quad E^0 = +0,76 \text{ V}$
- e) $\text{Cu (s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \text{(aq)} + 2\text{e}^- \quad E^0 = -0,34 \text{ V}$

Gab: D

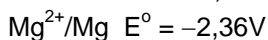
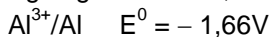
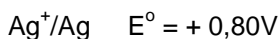
248 - (Ufg GO/2004/2ªFase)

As equações químicas das semi-reações, que ocorrem em uma pilha utilizada em aparelhos de audição, são:

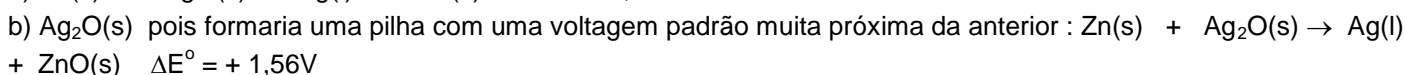
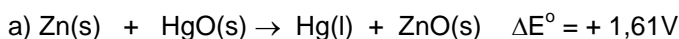


- a) Qual a equação global e o potencial-padrão da pilha?
- b) Qual dos seguintes óxidos, Ag_2O , Al_2O_3 , MgO , poderia substituir o HgO nessa pilha? Justifique.

DADOS:

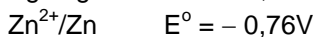


Gab:



249 - (Ufg GO/2004/2ªFase)

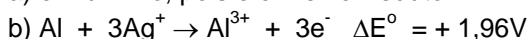
Objetos de prata, com o tempo, escurecem e perdem o brilho. A utilização de uma solução salina e de um metal podem restaurar o brilho original da prata. Dados os potenciais-padrão de redução, a seguir, responda:



- a) Qual metal seria mais eficiente na restauração do brilho da prata? Justifique.
- b) Escreva a equação que representa a reação com o metal escolhido em (a) e o valor do potencial-padrão da reação.

Gab:

a) o Alumínio, pois é o melhor redutor.



o potencial de redução da prata é 0,80V, e não 0,30V como citado no texto, caso se utilize o valor correto o $\Delta E^0 = +2,46\text{V}$

250 - (Fuvest SP/2004/2ª Fase)

Um experimentador tentou oxidar zinco (Zn) com peróxido de hidrogênio (H₂O₂), em meio ácido. Para isso, adicionou, ao zinco, solução aquosa de peróxido de hidrogênio, em excesso, e, inadvertidamente, utilizou ácido iodídrico [HI(aq)] para acidular o meio.

Para sua surpresa, obteve vários produtos.

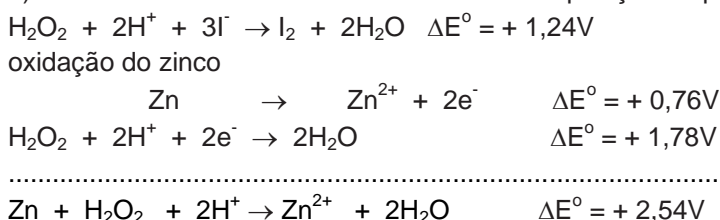
- a) Escreva as equações químicas balanceadas que representam as reações de oxirredução ocorridas no experimento, incluindo a que representa a decomposição do peróxido de hidrogênio, pela ação catalítica do metal.
- b) Poderá ocorrer reação entre o peróxido de hidrogênio e o ácido iodídrico? Justifique, utilizando semi-reações e os correspondentes potenciais padrão de redução.

Dados: Potenciais padrão de redução (V):

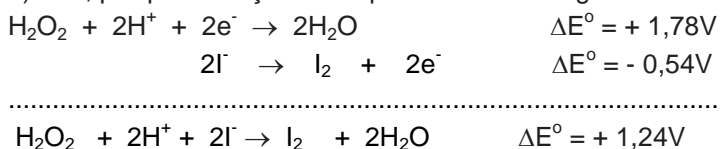
peróxido de hidrogênio, em meio ácido, dando água	1,78
oxigênio (O ₂), em meio ácido, dando peróxido de hidrogênio	0,70
iodo (I ₂) dando íons iodeto	0,54
íons H ⁺ dando hidrogênio gasoso (H ₂)	0,00
íons Zn ²⁺ dando zinco metálico	-0,76

Gab:

a) O zinco atuando como catalisador na decomposição do peróxido de hidrogênio:

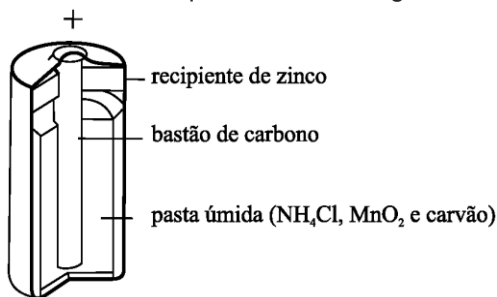


b) Sim, porque a reação entre peróxido de hidrogênio e ácido iodídrico é espontânea ($\Delta E^\circ > 0$)

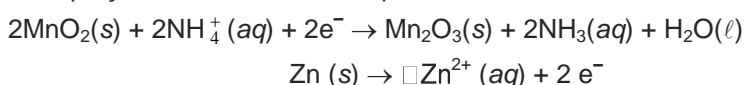


251 - (Uftm MG/2004/2ª Fase)

A pilha seca, de grande utilização doméstica, está esquematizada na figura:



As equações envolvidas nessa pilha são:



A partir das informações da pilha seca, é correto afirmar que:

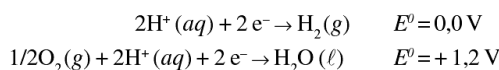
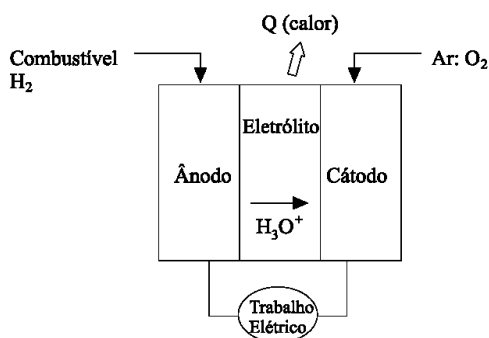
- a) a produção de energia é um processo não-espontâneo.
- b) os elétrons migram do ânodo para o cátodo através do eletrólito.
- c) o íon Zn²⁺ sofre oxidação.

- d) o recipiente de zinco é o cátodo.
- e) o MnO_2 sofre redução.

Gab: E

252 - (Uftm MG/2004/2ªFase)

Dentre as pesquisas desenvolvidas na área de energia, destaca-se a célula a combustível, sistema que gera calor e eletricidade pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio do ar. Essa forma de produção de energia é considerada uma das promissoras energias *limpas* do futuro, já que a reação química não produz substâncias poluentes, apenas água.



Considere as afirmações sobre as células a combustível:

- I. a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio é exotérmica;
- II. produz energia através de um processo espontâneo;
- III. a água é formada no compartimento catódico;
- IV. os elétrons migram do ânodo para o cátodo através do eletrólito.

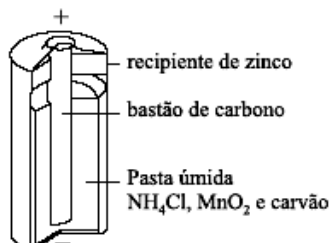
Está correto o contido apenas em

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

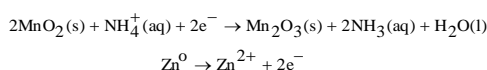
Gab: D

253 - (Ufscar SP/2004/1ªFase)

A pilha seca, representada na figura, é uma célula galvânica com os reagentes selados dentro de um invólucro. Essa pilha apresenta um recipiente cilíndrico de zinco, com um bastão de carbono no eixo central. O eletrólito é uma mistura pastosa e úmida de cloreto de amônio, óxido de manganês(IV) e carvão finamente pulverizado.



As equações das reações envolvidas na pilha são:



Considere as seguintes afirmações sobre a pilha seca:

- I. O recipiente de zinco é o ânodo.
- II. Produz energia através de um processo espontâneo.
- III. O NH_4^+ sofre redução.
- IV. Os elétrons migram do ânodo para o cátodo através do eletrólito.

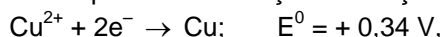
Está correto apenas o que se afirma em?

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

Gab: C

254 - (Ufc CE/2004/1ªFase)

As estátuas de metal, em geral confeccionadas em cobre metálico, apresentam coloração típica. Com o passar do tempo, todavia, observa-se o aparecimento de uma coloração verde que é atribuída ao produto da reação de oxidação do cobre pelo ar. Considerando que tintas protetoras contendo metal podem funcionar como ânodo de sacrifício e conhecendo-se o valor do potencial padrão de redução da reação:



analise a tabela abaixo.

Tinta	Metal Presente na Tinta	Semi-reação de Redução	Potencial Padrão de Redução, E^0 (V)
I	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$	+1,67
II	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
III	Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
IV	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
V	Ti	$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ti}$	-1,63

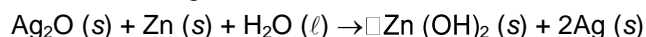
Considerando somente as informações contidas na questão, assinale a alternativa que apresenta a tinta mais eficaz na proteção de uma estátua de cobre.

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

Gab: E

255 - (Unifesp SP/2004/1ªFase)

Um substituto mais leve, porém mais caro, da bateria de chumbo é a bateria de prata-zinco. Nesta, a reação global que ocorre, em meio alcalino, durante a descarga, é



O eletrólito é uma solução de KOH a 40% e o eletrodo de prata/óxido de prata está separado do zinco/hidróxido de zinco por uma folha de plástico permeável ao íon hidróxido.

A melhor representação para a semi-reação que ocorre no anodo é:

- a) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \square 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$.
- b) $\text{Ag}_2\text{O} + 2\text{OH}^- + 2\text{e}^- \rightarrow \square 2\text{Ag} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- c) $2\text{Ag} + 2\text{OH}^- \rightarrow \square \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$.
- d) $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \square \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$.
- e) $\text{Zn} + 2\text{OH}^- \rightarrow \square \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^-$.

Gab: D

256 - (Unifesp SP/2004/1ªFase)

Quatro metais, M_1 , M_2 , M_3 e M_4 , apresentam as seguintes propriedades:

- I. Somente M_1 e M_3 reagem com ácido clorídrico 1,0 M, liberando $H_2(g)$.
- II. Quando M_3 é colocado nas soluções dos íons dos outros metais, há formação de M_1 , M_2 e M_4 metálicos.
- III. O metal M_4 reduz M_2^{n+} , para dar o metal M_2 e íons M_4^{n+} .

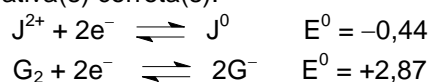
Com base nessas informações, pode-se afirmar que a ordem crescente dos metais, em relação à sua capacidade redutora, é:

- a) M_1 , M_2 , M_3 e M_4 .
- b) M_2 , M_4 , M_1 e M_3 .
- c) M_2 , M_1 , M_4 e M_3 .
- d) M_3 , M_1 , M_4 e M_2 .
- e) M_4 , M_2 , M_1 e M_3 .

Gab: B

257 - (Uem PR/2004/Julho)

Considere uma célula eletroquímica montada com os elementos a seguir, com seus respectivos potenciais-padrão de redução (em Volts) e assinale a(s) alternativa(s) correta(s).



01. O elemento G_2 é o agente oxidante.
02. O elemento J é o que sofrerá oxidação.
04. A diferença de potencial de uma pilha (ΔE_0) montada com os elementos acima é igual a +2,43 V.
08. O elemento J se oxida espontaneamente na presença do elemento G_2 .
16. O potencial-padrão de oxidação do elemento J é igual a +0,44 V.

Gab: 27

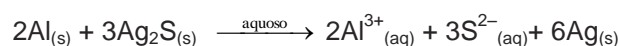
258 - (Puc RS/2004/Julho)

Considere as seguintes informações:

A prata, em presença de compostos sulfurados existentes na atmosfera, forma um composto de cor escura, o sulfeto de prata. Para remover essa cor, envolve-se o objeto de prata em uma folha de alumínio, e este sistema é colocado imerso em uma solução diluída de bicarbonato de sódio, sendo aquecido ligeiramente.

Com relação ao observado no processo de remoção da cor escura do objeto de prata, são feitas as seguintes afirmativas:

- I. O potencial de oxidação da prata é maior do que o do alumínio.
- II. O potencial de redução do alumínio é menor do que o da prata.
- III. A reação que ocorre pode ser corretamente representada por:



- IV. O alumínio está sofrendo uma oxidação e os íons Ag^{1+} e S^{2-} estão sofrendo uma redução.

Pela análise das informações, somente estão corretas as afirmativas:

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

- d) I, III e IV
e) II, III e IV

Gab: B

259 - (Uepg PR/2004/Janeiro)

A respeito de uma pilha com eletrodos de níquel e estanho, com base nas semi-equações desses dois metais e os respectivos potenciais de oxidação, conforme as formulações abaixo, assinale o que for correto.

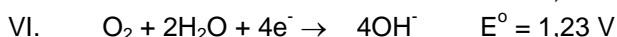
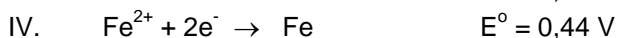
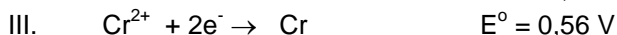
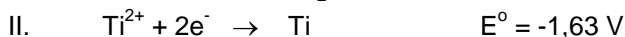


01. A reação de oxirredução nessa pilha não é um processo espontâneo.
02. No eletrodo de estanho dessa pilha ocorre oxidação.
04. O eletrodo de níquel nessa pilha é denominado ânodo.
08. A equação global dessa pilha é dada por $\text{Ni}^{\circ} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Sn}^{\circ}$.
16. A diferença de potencial, ΔE° , nessa pilha é igual a + 0,11 V.

Gab: 28

260 - (Uem PR/2004/Janeiro)

Considerando as reações abaixo com seus respectivos potenciais-padrão de redução, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).



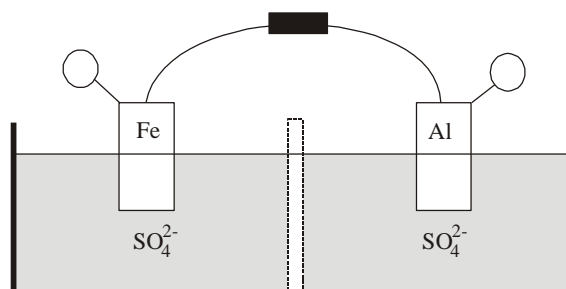
01. Uma célula eletroquímica montada com os eletrodos das reações III e IV possui uma reação global espontânea com $\Delta E^{\circ} = 1,0 \text{ V}$.
02. O valor do potencial-padrão de oxidação do eletrodo representado pela reação II é 1,63 V.
04. Uma pilha montada com os eletrodos das reações III e V, utilizando-se uma ponte salina, pode ser representada por $\text{Cr}/\text{Cr}^{2+} // \text{Au}^{+}/\text{Au}$.
08. A corrosão do ferro está baseada na sua oxidação. Sendo assim, dentre os metais acima, o ouro seria o mais indicado para proteger o ferro contra a corrosão.
16. Considerando que a reação global que representa a corrosão do ferro pode ser determinada através das reações IV e VI, para se produzir 2,0 g de ferrugem, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, são necessários, aproximadamente, 50 L de O_2 , nas CNTP, considerando o O_2 como um gás ideal.
(Dados: Fe = 56; O = 16; H = 1)

Gab: 06

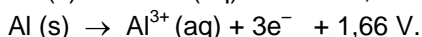
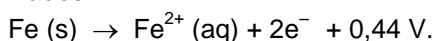
261 - (Ueg GO/2004/Janeiro)

Pilha é um gerador no qual uma reação química espontânea produz energia elétrica. Isso é conseguido através de uma reação de redox, separando o oxidante e o redutor em compartimentos diferentes e fazendo a transferência de elétrons através de um circuito externo.

Observe a pilha abaixo:



Dados:



A respeito da pilha acima, considere as afirmativas a seguir:

- I. A solução que banha a lâmina de Al é de sulfato de alumínio.
- II. Os elétrons vão da placa de alumínio para a placa de ferro.
- III. O pólo negativo é a placa de ferro.
- IV. Ocorre diminuição de massa da placa de alumínio.

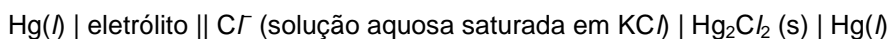
Marque a alternativa CORRETA:

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

Gab: B

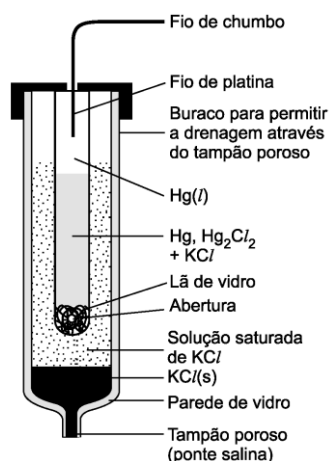
262 - (ITA SP/2005)

Considere o elemento galvânico representado por:



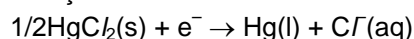
- a) Preveja se o potencial do eletrodo representado no lado direito do elemento galvânico será maior, menor ou igual ao potencial desse mesmo eletrodo nas condições-padrão. Justifique sua resposta.
- b) Se o eletrólito no eletrodo à esquerda do elemento galvânico for uma solução $0,002 \text{ mol L}^{-1}$ em $\text{Hg}^{2+} (\text{aq})$, preveja se o potencial desse eletrodo será maior, menor ou igual ao potencial desse mesmo eletrodo nas condições-padrão. Justifique sua resposta.
- c) Faça um esboço gráfico da forma como a força eletromotriz do elemento galvânico (ordenada) deve variar com a temperatura (abscissa), no caso em que o eletrodo do lado esquerdo do elemento galvânico seja igual ao eletrodo do lado direito nas condições- padrão.

Gab:



Eletrodo padrão de calomelano

a) O potencial do eletrodo de calomelano saturado (lado direito) será menor que o potencial desse mesmo eletrodo nas condições padrão. A solução saturada apresenta maior concentração em íons Cl^- , logo, o potencial de redução será menor.



De acordo com a equação de Nernst, temos:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{1} \cdot \log[Cl^-]$$

b) O potencial do eletrodo (lado esquerdo) será menor que o potencial do eletrodo nas condições padrão.

De acordo com a equação



$$E = E^0 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{1}{[Hg^{2+}]}$$

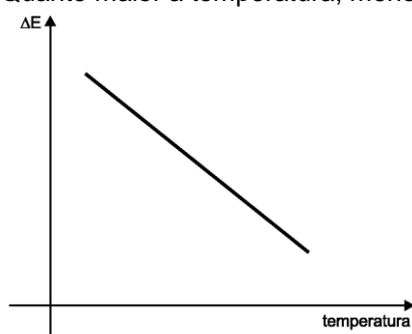
Quanto menor $[Hg^{2+}]$, menor potencial de redução.

c) De acordo com o exposto, os dois eletrodos são iguais. O eletrodo do lado esquerdo nas condições padrão e o eletrodo do lado direito da solução saturada em KCl têm potencial de redução diferente, logo, existe ddp.

A equação de Nernst diz:

$$\Delta E = \Delta E^0 - \frac{RT}{nF} \cdot \log[Q]$$

Quanto maior a temperatura, menor o potencial do eletrodo.



263 - (Ufba BA/2005)



Uma scooter movida a célula de combustível foi uma das atrações da Feira Industrial de Hannover, na Alemanha. [...] O veículo é equipado com várias soluções para célula de combustível [...] incluindo placas bipolares, vedações, trocadores de calor, bombas elétricas de água e válvulas. (SCOOTER.... In: A TARDE, 2004, p. 5).

A célula de combustível de hidrogênio-oxigênio constitui um meio de gerar e estocar energia elétrica de forma contínua, com eficiência próxima a 100%, enquanto o abastecimento de combustível for mantido. O ânodo e o cátodo dessa célula são confeccionados à base de níquel poroso, e o eletrólito é o hidróxido de potássio, KOH, em solução aquosa concentrada.

O funcionamento dessa célula pode ser compreendido, a partir da análise dos dados apresentados na tabela.

Semi-ecuación	E°_{red} (V)
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40

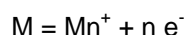
Considerando essas informações, determine a diferença de potencial produzida pela bateria ideal formada a partir da associação em série de 10 pilhas de combustível de hidrogênio-oxigênio e explique o que ocorre com a concentração de íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ durante o funcionamento da célula de combustível.

Gab: 12,3V; a $[\text{OH}^-]$ permanece constante.

264 - (Unicamp SP/2005)

Câmeras fotográficas, celulares e computadores, todos veículos de comunicação, têm algo em comum: pilhas (baterias). Uma boa pilha deve ser econômica, estável, segura e leve. A pilha perfeita ainda não existe.

Simplificadamente, pode-se considerar que uma pilha seja constituída por dois eletrodos, sendo um deles o ânodo, formado por um metal facilmente oxidável, como ilustrado pela equação envolvendo o par íon / metal:



A capacidade eletroquímica de um eletrodo é definida como a quantidade teórica de carga elétrica produzida por grama de material consumido. A tabela a seguir mostra o potencial padrão de redução de cinco metais que poderiam ser utilizados, como anodos, em pilhas:

Par íon / metal	Potencial padrão de redução / volts
Ag^+ / Ag	+0,80
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	-0,23
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	-0,40
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	-0,73
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,76

- a) Considere para todas as possíveis pilhas que: o catodo seja sempre o mesmo, a carga total seja fixada num mesmo valor e que a prioridade seja dada para o peso da pilha. Qual seria o metal escolhido como ânodo? Justifique.
 b) Considerando-se um mesmo catodo, qual seria o metal escolhido como anodo, se o potencial da pilha deve ser o mais elevado possível? Justifique.

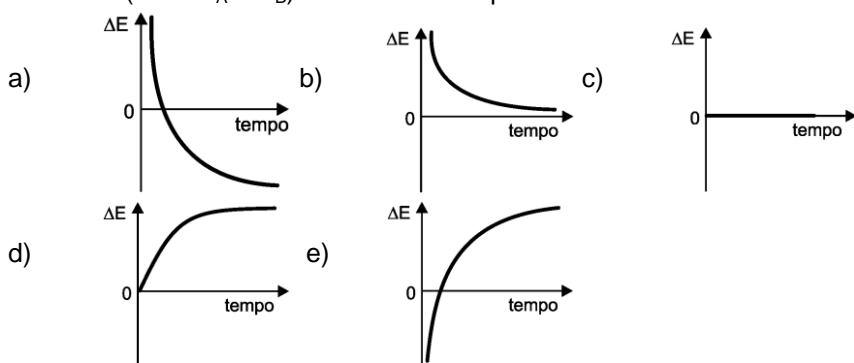
Gab:

- a) 17,3 g, logo o anodo é o cromo.
 b) O metal escolhido deve ser o zinco, pois o potencial da pilha ser o mais elevado possível e o zinco apresenta menor potencial de redução:
 $\Delta E(\text{pilha}) = E(\text{catodo}) - E(\text{anodo}) = E(\text{catodo}) + 0,76V.$

265 - (ITA SP/2005)

Dois copos (A e B) contêm solução aquosa 1 mol L⁻¹ em nitrato de prata e estão conectados entre si por uma ponte salina. Mergulha-se parcialmente um fio de prata na solução contida no copo A, conectando-o a um fio de cobre mergulhado parcialmente na solução contida no copo B. Após certo período de tempo, os dois fios são desconectados. A seguir, o condutor metálico do copo A é conectado a um dos terminais de um multímetro, e o condutor metálico do copo B, ao outro terminal.

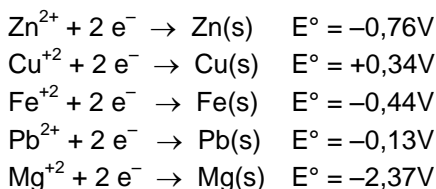
Admitindo que a corrente elétrica não circula pelo elemento galvânico e que a temperatura permanece constante, assinale a opção que contém o gráfico que melhor representa a forma como a diferença de potencial entre os dois eletrodos ($\Delta E = E_A - E_B$) varia com o tempo.



Gab: B

266 - (Puc MG/2005)

A proteção eletroquímica é uma forma de proteger um metal contra a corrosão. Ela consiste na utilização de um outro metal menos nobre que formará uma pilha com o metal a ser protegido. O metal mais nobre atuará como catodo da pilha e não será oxidado. Conhecendo-se os potenciais padrões de redução,



é **CORRETO** afirmar que o zinco pode ser protegido da corrosão utilizando:

- a) Cobre.
 b) Ferro.
 c) Chumbo.
 d) Magnésio.

Gab: D

267 - (Uei PR/2005)

Amílcar de Castro, em sua obra, utilizou o ferro sem qualquer pintura ou proteção contra corrosão, para que pudesse ser observada a ação do tempo sobre a mesma. Com base nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

- a) O ferro presente na obra sofreu um processo de redução pelo ganho de elétrons.
- b) O processo de deterioração é desacelerado pela ação da água proveniente da chuva.
- c) A proteção do ferro ($Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe^0$, $E^0 = -0,04\text{ V}$) presente na obra poderia ser realizada pela conexão desta com uma placa de cobre ($Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$, $E^0 = +0,52\text{ V}$).
- d) O oxigênio atmosférico é fundamental no processo de corrosão do ferro.
- e) Sob as mesmas condições, a corrosão é mais rápida em uma peça de ferro maciço do que em uma de limalha, de mesma massa.

Gab: D

268 - (Udesc SC/2005)

Analise a pilha $Fe^0; Fe^{2+} // Cu^{2+}; Cu^0$, cujos potenciais-padrão de redução são:



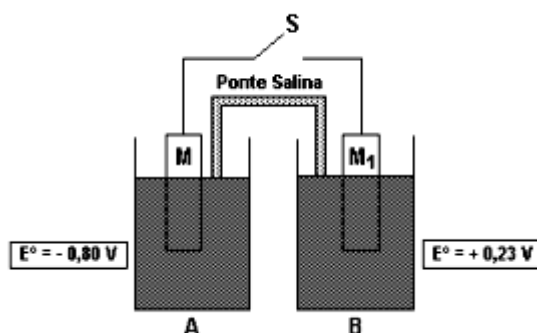
A alternativa que indica a ddp(ΔE^0) para essa pilha é:

- a) 0,78V
- b) 0,10V
- c) -0,10V
- d) 1,56V
- e) 0,20V

Gab: A

269 - (UFRural RJ/2005)

A pilha esquematizada abaixo possui nos eletrodos A e B duas placas metálicas M e M_1 mergulhadas, respectivamente, em suas soluções.



Com base nos potenciais de redução indicados para cada eletrodo, é correto afirmar que

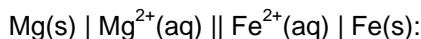
- a) o eletrodo A é o catodo.
- b) a oxidação ocorre no eletrodo B.
- c) a redução ocorre no eletrodo A.
- d) o eletrodo B é o anodo.

e) a redução ocorre no eletrodo B.

Gab: E

270 - (Ufpe PE/2005)

Podemos dizer que, na célula eletroquímica



- a) o magnésio sofre redução.
- b) o ferro é o ânodo.
- c) os elétrons fluem, pelo circuito externo, do magnésio para o ferro.
- d) há dissolução do eletrodo de ferro.
- e) a concentração da solução de Mg^{2+} diminui com o tempo.

Gab: C

271 - (Ufes ES/2005)

Em uma solução de CuSO_4 , de cor azulada, são adicionados fragmentos de ferro metálico. Depois de algum tempo, a solução perde sua cor azulada, e nota-se que os fragmentos de ferro são recobertos de cobre metálico.

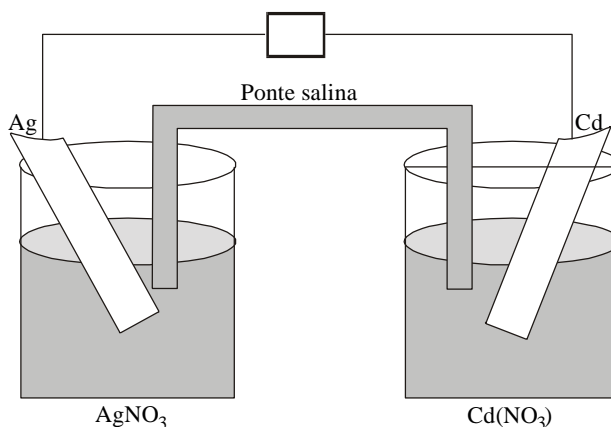
A respeito desse fato, pode-se afirmar que o

- a) ferro sofre oxidação; portanto, é o agente oxidante.
- b) ferro sofre redução; portanto, é o agente redutor.
- c) cobre sofre redução; portanto, é o agente oxidante.
- d) cobre sofre oxidação; portanto, é o agente redutor.
- e) ferro é agente oxidante, e o cobre é agente redutor.

Gab: C

272 - (Ufpr PR/2005)

Analise a figura da seguinte célula eletroquímica:



Considerando os potenciais-padrão de redução (E°) do cádmio $-0,402\text{V}$ e da prata $+0,799\text{V}$, é correto afirmar:

- a) O eletrodo de prata é definido como catodo quando essa célula estiver funcionando como célula galvânica.
- b) O potencial fornecido por essa célula é $E^\circ = +0,397\text{ V}$.
- c) O fornecimento de uma d.d.p. de $0,400\text{V}$ para essa célula faz com que ela funcione como célula eletrolítica.

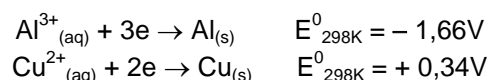
- d) No eletrodo de cádmio dessa célula vai ocorrer uma reação de redução, espontaneamente.
 e) Na célula, a ponte salina tem por finalidade facilitar a passagem de elétrons, fechando o curto-circuito da célula galvânica.

Gab: A

273 - (Ufms MS/2005/Exatas)

Considere a pilha, $Al_{(s)} / Al^{3+}_{(aq)} // Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$, em regime de descarga, com ponte salina de $KCl_{(aq)}$ conectando internamente as soluções aquosas $1\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, dos respectivos cloretos de Al^{3+} e de Cu^{2+} , e com os eletrodos de $Al_{(s)}$ e $Cu_{(s)}$, imersos nas próprias soluções, conectados externamente por fio condutor, intercalado por um voltímetro.

Sabendo-se que os potenciais de redução dos cátions desses metais são, a 25°C ,



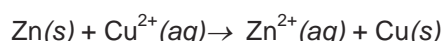
é correto afirmar que

01. a reação global da pilha será $2Al_{(s)} + 3Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2Al^{3+}_{(aq)} + 3Cu_{(s)}$, com $\Delta E^0_{298K} = 1,32V$, no início da descarga, ou seja, na condição-padrão.
 02. não haverá diferença de potencial entre os eletrodos quando o equilíbrio for atingido.
 04. o eletrodo positivo de cobre é o ânodo.
 08. há transferência de elétrons do ânodo para o cátodo no circuito fechado externo.
 16. os íons alumínio são reduzidos a alumínio metálico.

Gab: 10

274 - (Unesp SP/2005/Biológicas)

Uma célula galvânica é uma célula eletroquímica na qual uma reação química espontânea é usada para gerar corrente elétrica. Considerando a célula de Daniel que utiliza a reação redox:



- a) indique as espécies carregadoras nos circuitos externo e interno, respectivamente;
 b) escreva separadamente as semi-reações, e indique a semi-reação de oxidação e a de redução, respectivamente.

Gab:

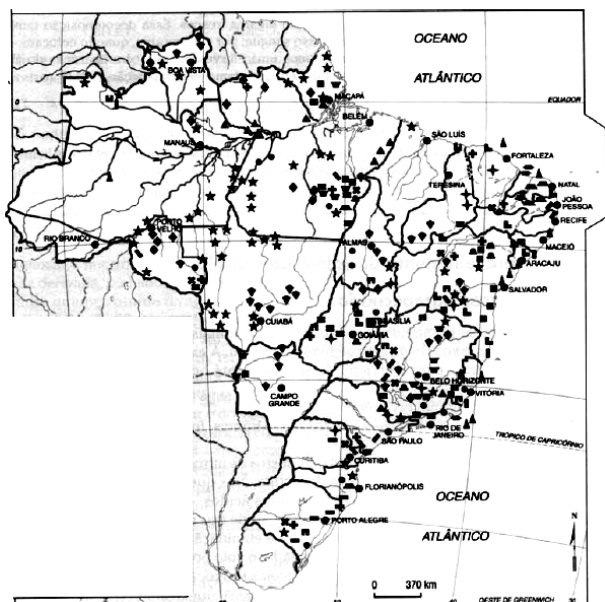
- a) Circuito externo é o fio metálico; circuito interno são os íons em solução.
 b) $Zn^0_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
 $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$

275 - (Ufg GO/2005/2ªFase)

Observe o mapa a seguir:

Semi-equação	E°/V	Semi-equação	E°/V
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,66	$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	+1,50
$Nb^{3+} + 3e^- \rightarrow Nb$	-1,10	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0,80
$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2,87	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	+0,76
$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,13	$U^{3+} + 3e^- \rightarrow U$	-1,79
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44	$W^{3+} + 3e^- \rightarrow W$	+0,10
$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	+0,77	$Tl^{2+} + 2e^- \rightarrow Tl$	-1,63
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34	$Ni^{3+} + 3e^- \rightarrow Ni$	-1,10
$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	-0,74	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0,14
$Mn^{2+} + 2e^- \rightarrow Mn$	-1,18	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0,26

Alumínio (bauxita) ▲	Petróleo e Gás ▲
Fósforo (fosfato) ◆	Estanho (cassiterita) ◆
nióbio ■	Níquel ▬
Calcário ●	Ouro ★
Carvão ▬	Prata ↘
Chumbo ✕	Zinco ■
Cobre +	Urânio ↗
Ferro ▬	Tungstênio ▬
Cromo ▲	Tório ▬
Diamante ◆	Titânio L
Manganês ■	Sal Marinho ▬

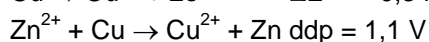
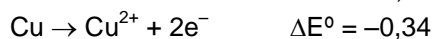
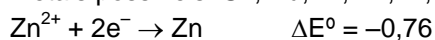


- a) Escolha um par redox, entre os metais encontrados no estado de Goiás, e escreva uma equação química que represente a reação que ocorre em uma pilha construída com esses metais.
- b) Qual metal, entre os encontrados no estado de Goiás, é utilizado para a produção de energia elétrica em grande escala? Explique.

Gab:

a) O candidato deve apresentar um par redox, com os metais encontrados no estado de Goiás, conforme um exemplo dado abaixo.

Metais possíveis: Sn, Au, Ni, Zn, Ti, Cr, Ca, Nb, Cu e U.



b) O urânio. O urânio é o único metal, entre os encontrados no estado de Goiás, que pode ser utilizado em reações de fissão nuclear, em usinas de geração de energia elétrica de grande porte.

276 - (Fuvest SP/2005/2ªFase)

Recentemente, foi lançado no mercado um tira-manchas, cujo componente ativo é $2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}_2$. Este, ao se dissolver em água, libera peróxido de hidrogênio, que atua sobre as manchas.

Dados:

Semi-reação de redução	$E^\circ_{\text{redução}} / \text{volt}$
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,77
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{aq})$	0,54
$\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,15

- Na dissolução desse tira-manchas, em água, forma-se uma solução neutra, ácida ou básica? Justifique sua resposta por meio de equações químicas balanceadas.
- A solução aquosa desse tira-manchas (incolor) descora rapidamente uma solução aquosa de iodo (marrom). Com base nos potenciais-padrão de redução indicados, escreva a equação química que representa essa transformação.
- No experimento descrito no item b, o peróxido de hidrogênio atua como oxidante ou como redutor? Justifique.

Gab:

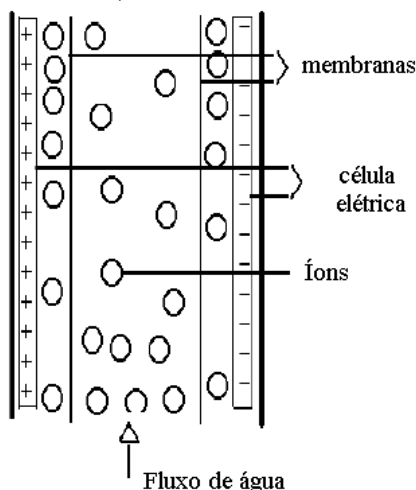
- caráter alcalino devido a hidrólise do íon carbonat com formação de OH^-
- reação de redução $\Rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$

reação de oxidação $\Rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

etapa global do processo $\Rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{I}^- + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- como redutor

277 - (Efoa MG/2005/1ªFase)

A última etapa do tratamento de esgotos consiste na remoção parcial de produtos químicos, especialmente sais. Para a remoção desses, células elétricas carregadas e membranas permeáveis a pequenos íons são colocadas ao longo do fluxo de água, como representado na figura abaixo. Quando o fluxo de água é submetido a um campo elétrico adequado, os íons são desviados para a direita ou para a esquerda passando pelas membranas. Sabendo que a água que passa por esse sistema e sai no centro do tubo tem uma menor concentração de sais e que a água que flui pelo lado interno da membrana é mais rica em sais, assinale a afirmativa INCORRETA:



- Os íons de carga positiva migrarão para o pólo negativo.
- Os íons de carga negativa migrarão para o pólo positivo.
- O pólo negativo é o catodo.
- O pólo positivo é o anodo.
- No catodo pode ocorrer oxidação dos íons.

Gab: E

278 - (Ufjf MG/2005/1ªFase)

Examine, com atenção:

	$E_{\text{red}}(\text{V})$
$\text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	1,36
$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	1,77
$\text{HClO}_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow 1/2\text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	1,63
$\text{O}_{3(\text{g})} + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	2,07
$\text{ClO}_3^-_{(\text{aq})} + 3\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{HClO}_{2(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	1,21

Uma das etapas importantes da purificação da água envolve a oxidação de organismos vivos presentes na mesma. Algumas substâncias químicas poderiam ser utilizadas para este fim.

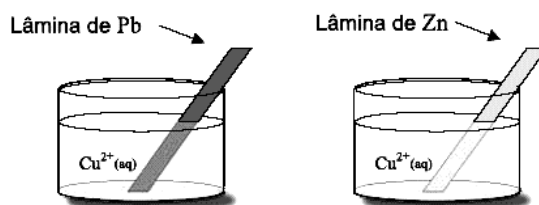
Com base nos potenciais de redução das substâncias acima, A MAIS EFICIENTE substância para o processo de purificação seria:

- a) Cloro.
- b) Peróxido de Hidrogênio.
- c) Clorato.
- d) Ácido Hipocloroso.
- e) Ozônio.

Gab: E

279 - (Ufmg MG/2005/1ªFase)

Lâminas metálicas de chumbo, Pb, e zinco, Zn, foram introduzidas em soluções aquosas de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, conforme mostrado nestas duas figuras:



Observou-se que o cobre metálico se deposita sobre as placas nos dois recipientes.

Considerando-se esses experimentos, é **INCORRETO** afirmar que:

- a) o íon Cu^{2+} é oxidado pelo zinco metálico.
- b) o chumbo metálico é oxidado pelo íon Cu^{2+} .
- c) o íon Cu^{2+} atua como agente oxidante quando em contato com a lâmina de zinco.
- d) o zinco metálico atua como agente redutor quando em contato com a solução de Cu^{2+} .

Gab: A

280 - (Ufu MG/2005/1ªFase)

Observe a tabela a seguir:

Potencial Padrão	E ⁰ (volts)
$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	0,761
$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	0,441
$\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	0,250
$\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	0,126
$\text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^-$	-0,140
$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,344
$2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{e}^-$	-0,535
$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{e}^-$	-0,779
$\text{Hg}_2^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^-$	-0,910
$2\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	-1,358

Considerando os potenciais padrão apresentados acima, a combinação sugerida que não produz uma reação química apreciável, em condições ordinárias, é

- cobre metálico + solução de sulfato de níquel.
- zinco metálico + solução de sulfato de cobre (II).
- solução de cloreto de estanho (II) + solução de cloreto de mercúrio (II).
- chumbo metálico + solução de nitrato de prata.

Gab: A

281 - (Uftm MG/2005/1ªFase)

O marcapasso é um dispositivo para estimulação elétrica do músculo cardíaco e consiste de um gerador de pulsos e de um eletrodo. O gerador de pulsos elétricos é um circuito eletrônico miniaturizado, instalado no interior da caixa torácica do paciente, e a fonte de energia é uma bateria compacta localizada fora do tórax. A bateria do marcapasso é formada pelos metais lítio e prata. Os potenciais padrão de redução desses metais são:



A d.d.p. da pilha formada entre eles e a reação do anodo são:

- +3,85 V e $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$
- 3,85 V e $\text{Ag} (\text{s}) \rightarrow \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$
- +3,85 V e $\text{Li}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li} (\text{s})$
- +3,85 V e $\text{Li} (\text{s}) \rightarrow \text{Li}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$
- 3,85 V e $\text{Li} (\text{s}) \rightarrow \text{Li}^+ (\text{aq}) + \text{e}^-$

Gab: D

282 - (Ufc CE/2005/1ªFase)

Uma dada célula galvânica seca é constituída de um eletrodo de grafite e óxido de manganês (IV), no compartimento catódico, e de cloreto de amônio e um eletrodo metálico, no compartimento anódico. Durante a reação, verifica-se, nesta parte da célula, a formação do composto $[\text{M}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Sabendo que o potencial da célula é 1,50V e baseado somente nas informações abaixo, assinale a alternativa que indica corretamente o metal que compõe o ânodo.

Reação	Potencial de redução
$\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}(\text{OH})(\text{s}) + \text{OH}^-(\text{l})$	+0,74
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2(\text{aq}) + 4\text{OH}^-(\text{aq})$	+0,60
$\text{Cd}(\text{OH})_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,81
$\text{Zn}^{++}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{++}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0,90
$\text{Ag}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	+0,80

- a) Mn
- b) Zn
- c) Cr
- d) Ag
- e) Cd

Gab: B