



Espontaneidade das Reações

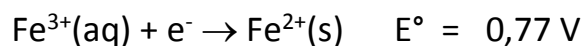
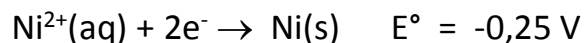
Para a reação ocorrer espontaneamente, é necessário que o elemento ("íon") que se oxida possua maior potencial de oxidação, e que o elemento ("íon") que se reduz possua maior potencial de redução.

$$\Delta E^0 = (E^0_{\text{oxid}} + E^0_{\text{red}}) > 0$$

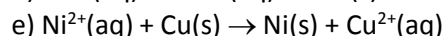
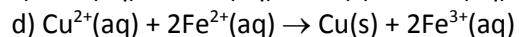
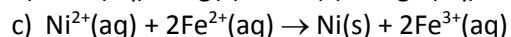
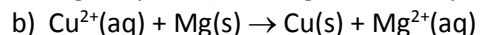
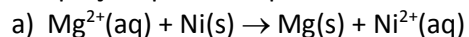
Observação – Se $\Delta E < 0$ a reação não é espontânea.

EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

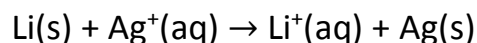
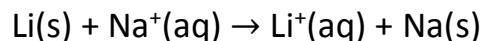
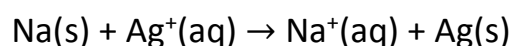
01 (PUC-RS) Com base nos seguintes potenciais de redução:



A equação que corresponde à única reação espontânea é:



02 (UFC-CE) Considere as seguintes reações de oxidação-redução, as quais representam processos espontâneos:



Assinale a alternativa que contém as relações corretas de ordem de grandeza dos potenciais de redução (E°) para os processos acima relacionados.

- a) $E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na}) > E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^\circ (\text{Li}^+/\text{Li})$
- b) $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na}) > E^\circ (\text{Li}^+/\text{Li})$
- c) $E^\circ (\text{Li}^+/\text{Li}) > E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na}) > E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag})$
- d) $E^\circ (\text{Li}^+/\text{Li}) > E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na})$
- e) $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) > E^\circ (\text{Li}^+/\text{Li}) > E^\circ (\text{Na}^+/\text{Na})$

03 (UFSCar-SP) Filtros de piscinas, construídos em ferro, são muito afetados pela corrosão. No processo de corrosão, ocorre a dissolução lenta do metal, com a formação de íons Fe^{2+} em solução aquosa.

Para a proteção dos filtros, são utilizados os chamados “eletrodos de sacrifício”. Estes eletrodos são barras de metais convenientemente escolhidas que, colocadas em contato com o filtro, sofrem corrosão no lugar do ferro.

Com base nos dados a seguir:

Semi-reação	E° (volt)
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}^0$	-2,37
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}^0$	-0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}^0$	-0,26
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}^0$	+0,34

pode-se prever que são “eletrodos de sacrifício” adequados barras de:

- a) magnésio, apenas.
- b) cobre, apenas.
- c) níquel, apenas.
- d) cobre e níquel, apenas.
- e) cobre, níquel e magnésio.

04 (UFMG-MG) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre (II), de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado e a solução adquiriu uma coloração amarelada.

Com relação a essas observações, é correto afirmar que:

- a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.
- b) a solução ficou amarelada devido à presença dos íons Cu^{2+} .
- c) a substituição do sulfato de cobre (II) pelo cloreto de cobre (II) não levaria às mesmas observações.
- d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata.

05 (UFV-MG) 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)
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$	+ 0,80
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$	+ 0,34
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^0$	- 2,40
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^0$	- 0,76

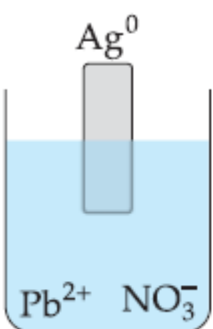
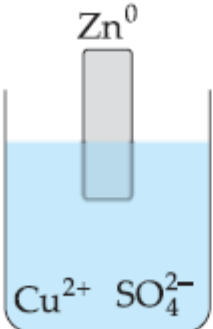
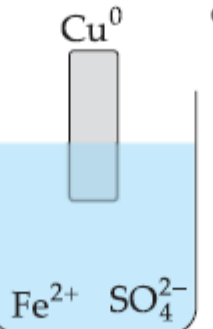
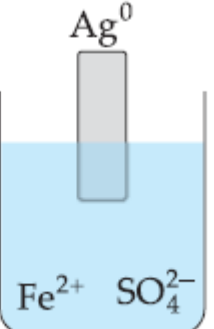
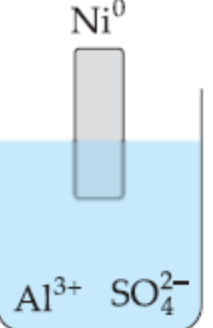
Haverá deposição de metal sobre a lâmina de zinco:

- 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 .

06 Considere os seguintes potenciais-padrão em volts:

$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$ + 0,34	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$ - 0,76	$\text{Ag}^+ / \text{Ag}^0$ + 0,80	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}^0$ - 0,13	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^0$ - 0,44	$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}^0$ - 0,25	$\text{Al}^{3+} / \text{Al}^0$ - 1,66
--	--	---------------------------------------	--	--	--	--

O processo que ocorre espontaneamente está esquematizado em:

a)  b)  c)  d)  e) 

07 Um grave problema para a economia mundial é a corrosão do ferro. Um dos processos que tentam minorá-la é a proteção catódica por eletrodos de sacrifício, que consiste em se ligar ao ferro um outro metal que funcionará como “metal de sacrifício”, protegendo-o.

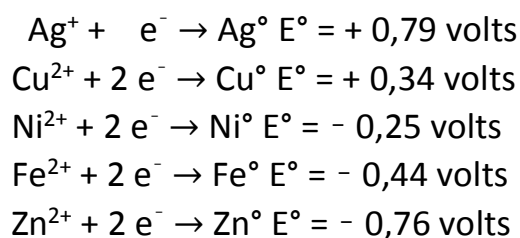
São dados a seguir os potenciais-padrão de redução (E°):

	E° (volt)
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}$	- 2,38
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Ni}$	- 0,25
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Ag}^{1+} + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$	+ 0,80

Os metais listados que poderão ser usados como “metais de sacrifício”, no processo de proteção catódica do ferro, são:

- a) Cu e Ag.
- b) Ni e Cu.
- c) Ni e Mg.
- d) Mg e Ag.
- e) Mg e Zn.

08 (UFV-MG) Considere as semi-equações e os potenciais-padrão (E°) de redução:



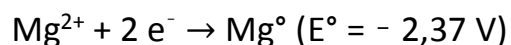
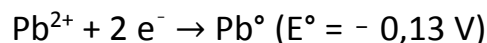
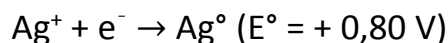
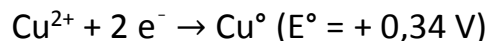
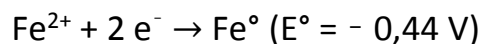
Para armazenar uma solução de sulfato de níquel (NiSO_4), poder-se-ia empregar um recipiente de:

- a) apenas Zn.
- b) Ag, Cu, Fe ou Zn.
- c) Ag ou Cu.
- d) apenas Ag.
- e) Fe ou Zn.

09 (CESGRANRIO-RJ) A proteção catódica ilustrada na figura é um dos métodos utilizados para proteger canalizações metálicas subterrâneas contra a corrosão. Próximo à canalização e ligada a ela por um condutor, é colocada uma barra de metal para que sofra preferencialmente a ação do agente oxidante.



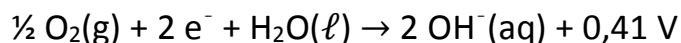
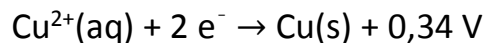
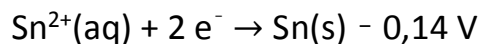
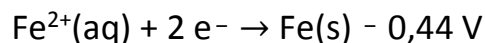
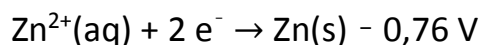
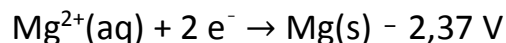
Considerando uma tubulação de ferro, assinale a opção que se refere ao elemento que pode ser utilizado como protetor.
Dados:



- a) Cu
- b) Ag
- c) Pb
- d) Ni
- e) Mg

10 (UFRJ-RJ) O contato com certos metais (como o cobre e o estanho) pode acelerar a corrosão do ferro e torná-la mais intensa, enquanto o contato com outros metais (como o zinco e o magnésio) pode impedir ou retardar a formação de ferrugem.

Levando-se em conta os valores dos potenciais (E°) das semi-reações abaixo:



- a) calcule o ΔE° da pilha formada por ferro e oxigênio em meio aquoso e o ΔE° da pilha formada por ferro e zinco em meio aquoso;
- b) explique o fato de o oxigênio ser o oxidante mais forte da série apresentada.

11 (UFRJ-RJ) 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 de redução	Volts
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}^0$	-0,76
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,23
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34

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 ânodo e calcule a força eletromotriz (ddp-padrão) de uma pilha níquel/zinco.

12 (UFRJ-RJ) Estávamos na sede da Aços Villares e eu apresentei meu plano para onze pessoas que pensam, respiram e vivem aço no seu trabalho. Aço, inimigo filosófico e eletrolítico do alumínio.

Amyr Klink, PARATII—Entre dois polos, p. 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
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}^0$	-2,37
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al}^0$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}^0$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,23
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34

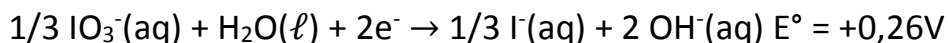
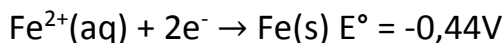
a) O alumínio e o aço são muito utilizados na construção de barcos. É comum, entretanto, observarmos a existência de pontos de corrosão nos lugares onde o aço entra em contato direto com o alumínio.

Sabendo que o ferro é o princípio constituinte do aço, escreva a reação de oxirredução 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 sua resposta.

13 (ITA-SP) 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 relativa à equação química de uma reação que deverá ocorrer quando os reagentes, nas condições padrão, forem misturados entre si?

- a) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \frac{1}{3} \text{I}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- b) $2 \text{Ag}(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \frac{1}{3} \text{I}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq})$
- c) $\frac{1}{3} \text{I}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- d) $\text{Fe}(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{I}^{-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$
- e) $2 \text{Ag}(\text{s}) + \frac{1}{3} \text{I}^{-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2 \text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \frac{1}{3} \text{IO}_3^{-}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$

14 (UnB-DF) Alguns trocadores de calor utilizam tubos de alumínio por meio dos quais passa a água utilizada para a refrigeração. Em algumas indústrias, essa água pode conter sais de cobre. Sabendo que o potencial-padrão de redução para o alumínio (Al^{3+} para Al°) é de $-1,66 \text{ V}$ e, para o cobre (Cu^{2+} para Cu°), é de $+0,34 \text{ V}$, julgue os itens a seguir.

- (1) A água contendo sais de cobre acarretará a corrosão da tubulação de alumínio do trocador de calor.
- (2) Na pilha eletroquímica formada, o cobre é o agente redutor.
- (3) Se a tubulação do trocador fosse feita de cobre, e a água de refrigeração contivesse sais de alumínio, não haveria formação de pilha eletroquímica entre essas espécies metálicas.
- (4) O valor, em módulo, do potencial-padrão para a pilha eletroquímica formada é igual a $1,32 \text{ V}$.

15 (ITA-SP) Abaixo são feitas observações sobre corrosão do ferro em água aerada, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, com pregos de ferro, limpos e polidos e submetidos a diferentes meios.

- 1. Preco limpo e polido imerso em água aerada.
 - Com o passar do tempo, surgem sinais de aparecimento de ferrugem ao longo do prego (formação de um filme fino de uma substância sólida com coloração marrom-alaranjada).
- 2. Preco limpo e polido recoberto com graxa imerso em água aerada.
 - Não há alteração perceptível com o passar do tempo.
- 3. Preco limpo e polido envolvido por uma tira de magnésio e imerso em água aerada.
 - Com o passar do tempo, observa-se a precipitação de grande quantidade de uma substância branca, mas a superfície do prego continua aparentemente intacta.
- 4. Preco limpo e polido envolvido por uma tira de estanho e imerso em água aerada.
 - Com o passar tempo, surgem sinais de aparecimento de ferrugem ao longo do prego.
- a) Escreva as equações químicas balanceadas para a(s) reação(ões) observada(s) nos experimentos 1, 2 e 3, respectivamente.
- b) Com base nas observações feitas, sugira duas maneiras diferentes de evitar a formação de ferrugem sobre o prego.
- c) Ordene os metais empregados nos experimentos descritos nas observações acima, segundo o seu poder redutor. Mostre como você raciocinou para chegar à ordenação proposta.

16 (FUVEST-SP) Deseja-se distinguir, experimentalmente, o estanho do zinco. Para tal, foram feitos três experimentos.

I. Determinou-se a densidade de um dos metais, a 20°C, com margem de erro de 3%, e achou-se o valor 7,2 g/cm³.

II. Colocou-se, separadamente, cada um dos metais em uma solução aquosa de ácido clorídrico, de concentração 1 mol/L.

III. Colocou-se, separadamente, cada um dos metais em uma solução aquosa de sulfato ferroso, de concentração 1 mol/L.

Para cada um dos experimentos, com base nos dados fornecidos, explique se foi possível ou não distinguir um metal do outro.

Dados:

Metal (Me)	Densidade a 20 °C (g/cm ³)	$E_{\text{red}}^0(\text{Me}^{2+}, \text{Me})$ (V)
Sn	7,29	-0,14
Zn	7,14	-0,76
Fe	—	-0,44

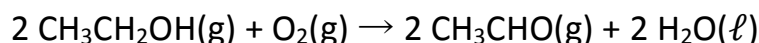
17 (FAAP-SP) Uma indústria dispõe de dois tanques para estocar uma solução de sulfato de níquel II, de concentração 1 mol/L. Um deles é construído em ferro e outro tem um revestimento interno de chumbo. Relativamente à contaminação da solução a estocar, por parte do material de construção do tanque, podemos concluir que:

Dados:

$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^0$	$E^0 = -0,13 \text{ V}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$	$E^0 = -0,25 \text{ V}$
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$	$E^0 = -0,44 \text{ V}$

- a) em qualquer dos recipientes ocorre contaminação.
- b) haverá contaminação por parte do chumbo.
- c) não haverá contaminação por parte do ferro.
- d) não haverá contaminação por parte do chumbo.
- e) é impossível concluir sobre a referida contaminação.

18 (FUVEST-SP) Um tipo de bafômetro usado pela polícia rodoviária para medir o grau de embriaguez dos motoristas consiste em uma pilha eletroquímica que gera corrente na presença de álcool (no ar expirado) devido à reação:



O “suspeito” sopra através de um tubo para dentro do aparelho onde ocorre, se o indivíduo estiver alcoolizado, a oxidação do etanol à etanal e a redução do oxigênio à água, em meio ácido e em presença de catalisador (platina).

a) Sabendo-se que a semi-reação que ocorre em um dos eletrodos é: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

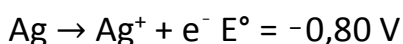
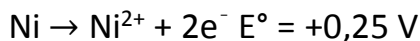
Escreva a semi-reação que ocorre no outro eletrodo.

b) Sendo E^0_1 e E^0_2 , respectivamente, os potenciais-padrão de redução, em meio ácido, dos eletrodos (CH_3CHO , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e (O_2 , H_2O), para que a reação da pilha ocorra é necessário que E^0_1 seja maior ou menor do que E^0_2 ? Explique.

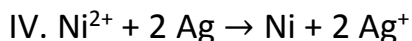
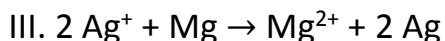
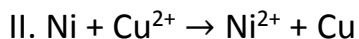
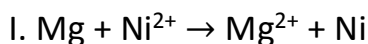
19 (FMU-SP) Para retardar a corrosão do ferro ($E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44 \text{ V}$) dos cascos de navios e canalizações subterrâneas, costuma-se aplicar a eles blocos de um metal que funciona como “metal de sacrifício”. Dadas as seguintes semi-reações, com os respectivos potenciais de redução, qual será o melhor “metal de sacrifício” para o ferro?

- a) $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ $E^\circ = 0,80 \text{ volts}$
- b) $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^\circ = 0,34 \text{ volts}$
- c) $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ $E^\circ = -0,76 \text{ volts}$
- d) $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$ $E^\circ = -2,38 \text{ volts}$
- e) Não existe “metal de sacrifício”.

20 (UFU-MG) São dadas as seguintes semi-reações com os respectivos potenciais de eletrodos:



Considere agora as seguintes reações:

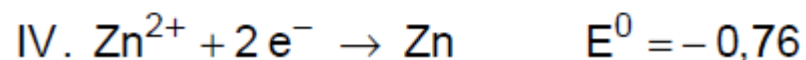
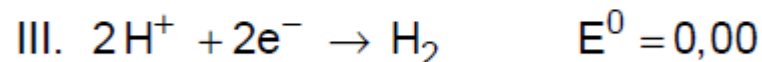
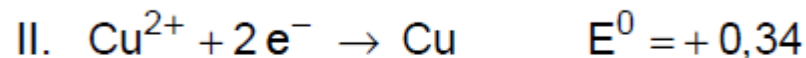
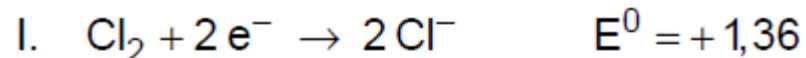


A análise das equações I, II, III e IV nos permite concluir que:

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

21 (FUVEST-SP) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total. Qual dessas situações citadas será observada com a liga de cobre e zinco (latão)?

Justifique utilizando as informações relativas às semi-reações medidas em E° (volt):



22 (UEL-PR) Quatro lâminas de alumínio são colocadas em contato com soluções aquosas de: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 e $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Após certo tempo, constata-se que a massa do alumínio permanece inalterada apenas na primeira solução. Com esse resultado, é possível afirmar que, dentre os seguintes metais, o mais redutor é:

- a) Al
- b) Pb
- c) Ag
- d) Mg
- e) Zn

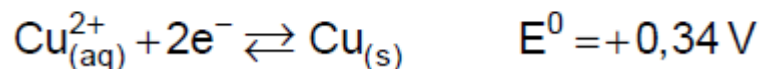
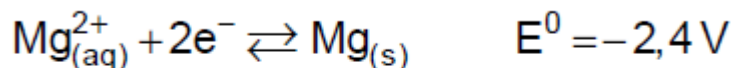
23 Na tabela apresentada a seguir são indicados os potenciais-padrão de redução (E°) para alguns metais.

Semi-reação	$E^\circ / \text{V vs ERH}$
$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}_{(\text{s})}$	- 2,37
$\text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Al}_{(\text{s})}$	- 1,66
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	- 0,76
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	- 0,44
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+ 0,34
$\text{Ag}^{1+}_{(\text{aq})} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	+ 0,80

Observando a tabela, pode-se afirmar que sais de alumínio, nas condições-padrão, só podem reagir com:

- a) zinco metálico.
- b) sais de cobre.
- c) sais de ferro.
- d) magnésio metálico.
- e) prata metálica.

24 (VUNESP-SP) São fornecidos os seguintes potenciais de redução, determinados a 25°C :



- a) Em solução aquosa, é possível obter magnésio metálico por reação de redução de sal do seu cátion com cobre metálico? Justifique a resposta.
- b) Escreva a equação da reação química que ocorre em uma pilha que funcione em condições-padrão a 25°C , baseada nas duas semi-reações apresentadas.

25 (UFJF-MG) 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.

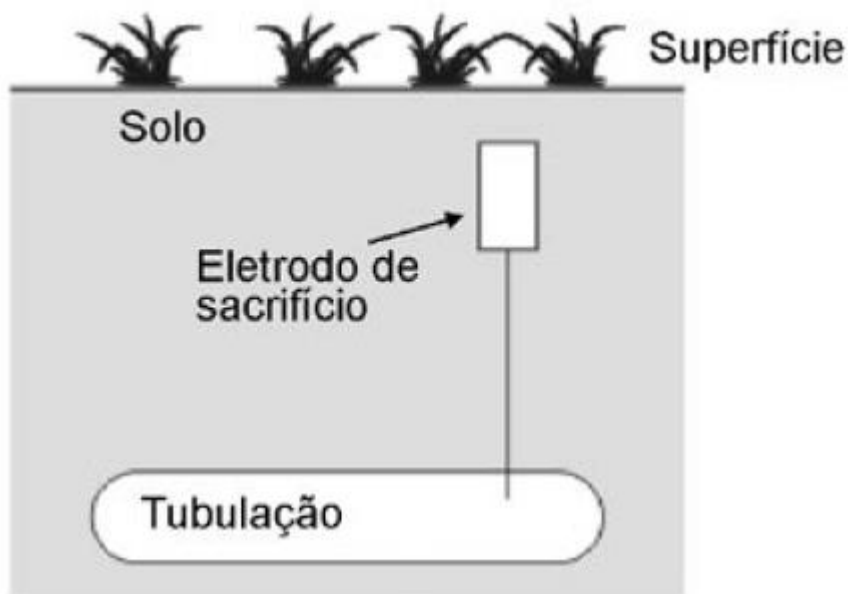
Examine com atenção o quadro abaixo.

	$E_{re} \text{ (V)}$
$\text{Cl}_{2(g)} + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Cl}^-_{(aq)}$	1,36
$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,77
$\text{HClO}_{(aq)} + \text{H}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow 1/2 \text{Cl}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,63
$\text{O}_{3(g)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{O}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	2,07
$\text{ClO}_3^-_{(aq)} + 3 \text{H}^+_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow \text{HClO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,21

Com base nos potenciais de redução das substâncias do quadro, a mais eficiente substância para o processo de purificação seria:

- a) cloro. b) peróxido de hidrogênio. c) clorato. d) ácido hipocloroso. e) ozônio.

26 (UFPI-PI) 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, frequentemente, de uma técnica denominada proteção catódica ou eletrodo de sacrifício, conforme ilustração da figura a seguir.



Analise as afirmativas abaixo.

- I. Quanto mais pura a água do solo, maior a passagem da corrente elétrica.
- II. O eletrodo de sacrifício tem $E^\circ > 0$ 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.

27 (FUVEST-SP) Um experimentador tentou oxidar zinco (Zn) com peróxido de hidrogênio (H_2O_2), em meio ácido. Para isso, adicionou, ao zinco, solução aquosa de peróxido de hidrogênio, em excesso, e, inadvertidamente, utilizou ácido iodídrico [$\text{HI}(\text{aq})$] 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 semirreações 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

28 (UNIFESP-SP) 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 $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Br}_2$ 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 , E°_2 e E°_3 forem, respectivamente, os potenciais padrão dos pares $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$, $\text{Br}_2 / \text{Br}^-$ e $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$, para que essas previsões sejam válidas, deve existir a seguinte relação:

a) $E^\circ_1 < E^\circ_2 < E^\circ_3$

b) $E^\circ_1 < E^\circ_2 > E^\circ_3$

c) $E^\circ_1 > E^\circ_2 > E^\circ_3$

d) $E^\circ_1 > E^\circ_2 < E^\circ_3$

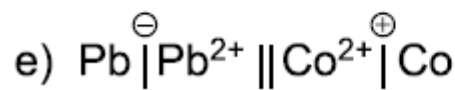
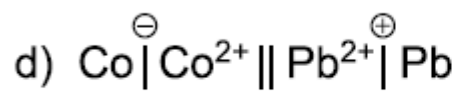
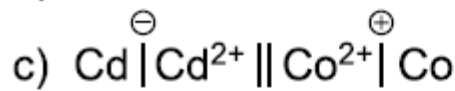
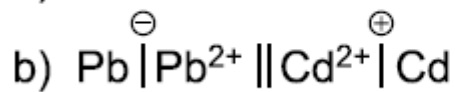
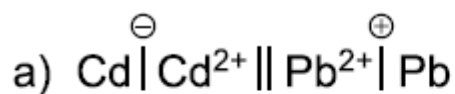
e) $E^\circ_1 > E^\circ_2 = E^\circ_3$

29 (FUVEST-SP) 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
$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$		-	-
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$	+		-
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	+	+	

Cada um dos metais citados, mergulhado na solução aquosa de concentração 0,1 mol/L de seu nitrato, é um eletrodo, representado por $\text{Me} | \text{Me}^{2+}$, em que Me indica o metal e Me^{2+} , 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:



Obs.:

$||$ significa ponte salina

\oplus significa pólo positivo

\ominus significa pólo negativo

30 (UNIFESP-SP) 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 $\text{H}_2(\text{g})$.

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 Mn_2^{n+} , para dar o metal M_2 e íons Mn_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

31 (UFC-CE) 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 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; $E^\circ = + 0,34 \text{ V}$, analise a tabela abaixo.

Tinta	Metal presente na tinta	Semi-reação de redução	Potencial-padrão de redução, E° (V)
I	Pb	$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	+ 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

32 O esquema de corrosão do ferro é descrito nas equações abaixo

ânodo: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

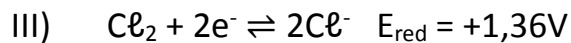
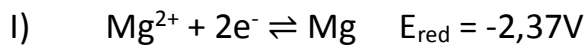
cátodo: $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^- \rightarrow 4 \text{OH}^-$ (na presença de O_2)

reação global: $2 \text{Fe(s)} + 3 \text{H}_2\text{O}(\ell) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe(OH)}_3(\text{s})$

O recobrimento do material com uma camada de tinta é uma das ações que diminui a ferrugem contra ação da corrosão, porque a tinta

- a) sendo ácida, reage com a ferrugem, neutralizando-a.
- b) promove um aumento da energia de ativação da reação de oxidação, dificultando-a.
- c) possui potencial de oxidação maior que o ferro, oxidando-se no lugar dele.
- d) evita que o ferro se oxide, isolando-o do contato com o oxigênio e a água.
- e) absorve energia solar, aumentando a energia de ativação da reação, dificultando-a.

Dadas as semi-reações e respectivos E_{red} :



a) Quais as espécies químicas que se **oxidam** em I, II e III?

I) II) III)

b) Quais as espécies químicas que se **reduzem** em I, II e III?

I) II) III)

c) Quais as espécies químicas **oxidantes** em I, II e III?

I) II) III)

d) Quais as espécies químicas **redutoras** em I, II e III?

I) II) III)

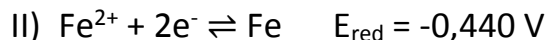
e) Qual o **oxidante mais forte** (mais energético)?

f) Qual o **reductor mais forte** (mais energético)?

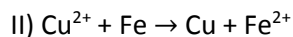
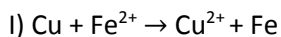
g) Qual o **oxidante mais fraco** (menos energético)?

h) Qual o **reductor mais fraco** (menos energético)?

34 Dadas as semi-reações e respectivos E_{red} :



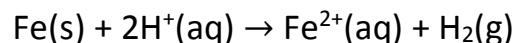
a) Qual das reações abaixo é espontânea?



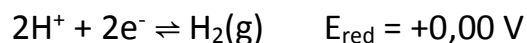
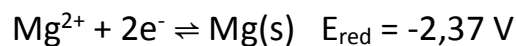
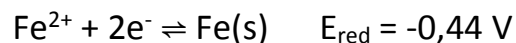
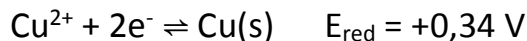
b) Podemos guardar uma solução de FeSO_4 numa panela de cobre?

c) Podemos guardar uma solução de CuSO_4 numa panela de ferro?

35 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, em vez dos canos de ferro. Conhecendo-se os potenciais-padrão de redução:



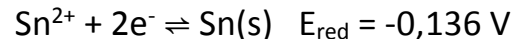
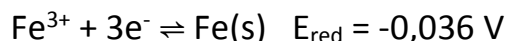
E dispondo-se de barras de magnésio e cobre, propõe-se:

a) Qual metal deve ser utilizado para proteger o encanamento? Justifique.

b) Escreva as reações que ocorrem na associação do cano de ferro com a barra metálica escolhida, indicando o agente oxidante e o agente redutor.

36 Evite comprar conserva cuja lata esteja amassada, porque a lata de folha de flandres (uma liga de ferro e carbono) tem uma proteção de estanho que pode romper quando a lata sofre impacto. Nesse caso, forma-se-á uma pilha e haverá contaminação da conserva.

Considerando os valores dos potenciais-padrão de redução:



a) Escreva a equação de funcionamento da pilha.

b) Diga, apresentando justificativa, se está certo ou errado o conteúdo da seguinte frase:

“São os íons Sn^{2+} que contaminam a conserva na situação descrita no texto acima.”

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

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

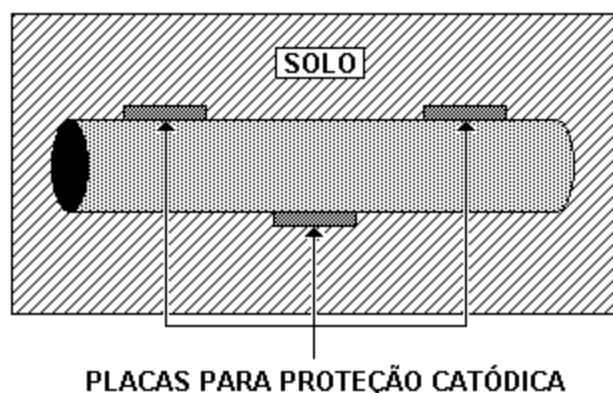
Redução	E^0 (volt)
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,763
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	-1,663

a) Rebites de ferro em esquadrias de alumínio causam a corrosão do alumínio.

b) Pregos de ferro zincado são resistentes à ferrugem.

38 (UNICAMP-SP) Um corpo metálico quando exposto ao ar e à umidade pode sofrer um processo de corrosão (oxidação), o que pode deixá-lo impróprio para a função a que se destinava.

a) Uma das formas de se minimizar este processo é a "proteção catódica": prende-se um "metal de sacrifício" no corpo que se deseja proteger do processo de oxidação.



PLACAS PARA PROTEÇÃO CATÓDICA

Suponha que você deseja fazer a proteção catódica de uma tubulação em ferro metálico. Qual das substâncias da tabela abaixo você usaria? Justifique.

Potenciais padrão de redução:

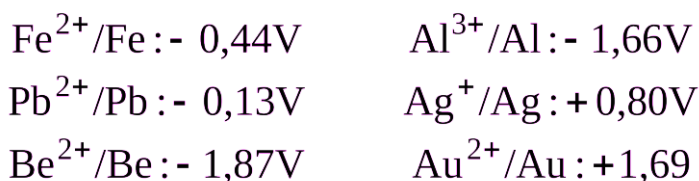
Semi-reação de redução

$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-(\text{aq})$	$E^0 = +2,87\text{ V}$
$\text{Br}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- = 2\text{Br}^-(\text{aq})$	$E^0 = +1,08\text{ V}$
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Ag}(\text{s})$	$E^0 = +0,80\text{ V}$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$	$E^0 = +0,34\text{ V}$
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Ni}(\text{s})$	$E^0 = -0,25\text{ V}$
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Fe}(\text{s})$	$E^0 = -0,44\text{ V}$
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Mg}(\text{s})$	$E^0 = -2,37\text{ V}$

b) Uma outra forma de evitar a corrosão é a galvanização: deposita-se sobre o corpo metálico uma camada de um outro metal que o proteja da oxidação. Das substâncias da tabela acima, qual você usaria para galvanizar uma tubulação em ferro metálico? Justifique.

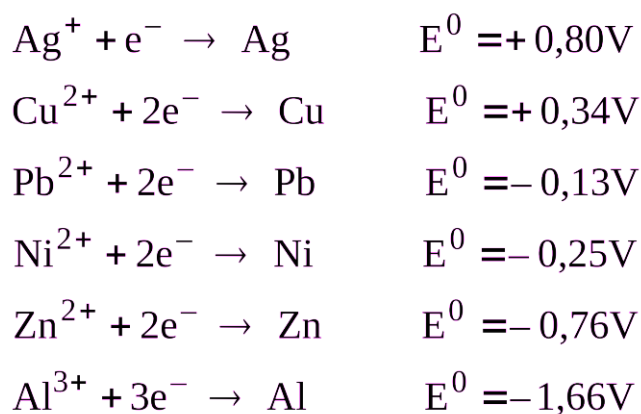
39 (UFG-GO) A corrosão de dutos é um sério problema na exploração do petróleo no mar. Uma alternativa simples para evitá-la é ligar os dutos a um metal de sacrifício. Considerando que os dutos utilizados em uma plataforma de exploração sejam de ferro, qual deve ser o metal adequado para evitar a corrosão?

Potenciais padrão a 298K



- a) Alumínio
- b) Berílio
- c) Chumbo
- d) Ouro
- e) Prata

40 (VUNESP-SP) Os sais de chumbo constituem-se num grave problema ambiental, pois se ingeridos provocam doenças neurológicas irreversíveis. Numa indústria, quer-se desenvolver um método eletroquímico para depositar chumbo metálico no tratamento do seu efluente. Considere os seguintes valores de potenciais padrão de redução em meio ácido:



O metal mais adequado dentre estes, para ser utilizado como ânodo no processo, é:

- a) o cobre.
- b) a prata.
- c) o níquel.
- d) o zinco.
- e) o alumínio.

41 (UNISA-SP) Considere a tabela a seguir, onde o valor do potencial-padrão de vários eletrodos foi medido a 25°C:

Reações	E° / V
$Mg^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Mg$	- 2,38
$Fe^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Fe$	- 0,44
$Ni^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Ni$	- 0,25
$Sn^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Sn$	- 0,14
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$	+ 0,34

Pode-se afirmar que para proteger do processo de oxidação, que resulta na formação da ferrugem, toda extensão de uma tubulação de um gasoduto feita de ferro, deve-se empregar, conectadas à tubulação, tiras de

- a) cobre, apenas.
- b) magnésio, apenas.
- c) estanho, apenas.
- d) níquel, apenas.
- e) estanho e cobre.

42 (UFMT-MT) Sabe-se que a reciclagem do alumínio para produção de latinhas, por exemplo, é um processo muito mais barato e eficiente, além de consumir muito menos energia, do que a sua fabricação a partir do minério de alumínio (Al_2O_3). Esse metal dissolve-se em ácido clorídrico, mas não em ácido nítrico que oxida rapidamente a superfície do alumínio e o Al_2O_3 protege o metal de ataques subsequentes. Essa proteção permite que o ácido nítrico seja transportado em tanques de alumínio. Sobre o alumínio, marque V para as afirmativas verdadeiras e F para as falsas.

() O potencial padrão de redução do alumínio ($E^{\circ} = -1,66V$) mostra que ele é facilmente oxidado.

() A resistência do alumínio à corrosão deve-se à formação de uma camada fina, dura e transparente de Al_2O_3 que adere à superfície do metal.

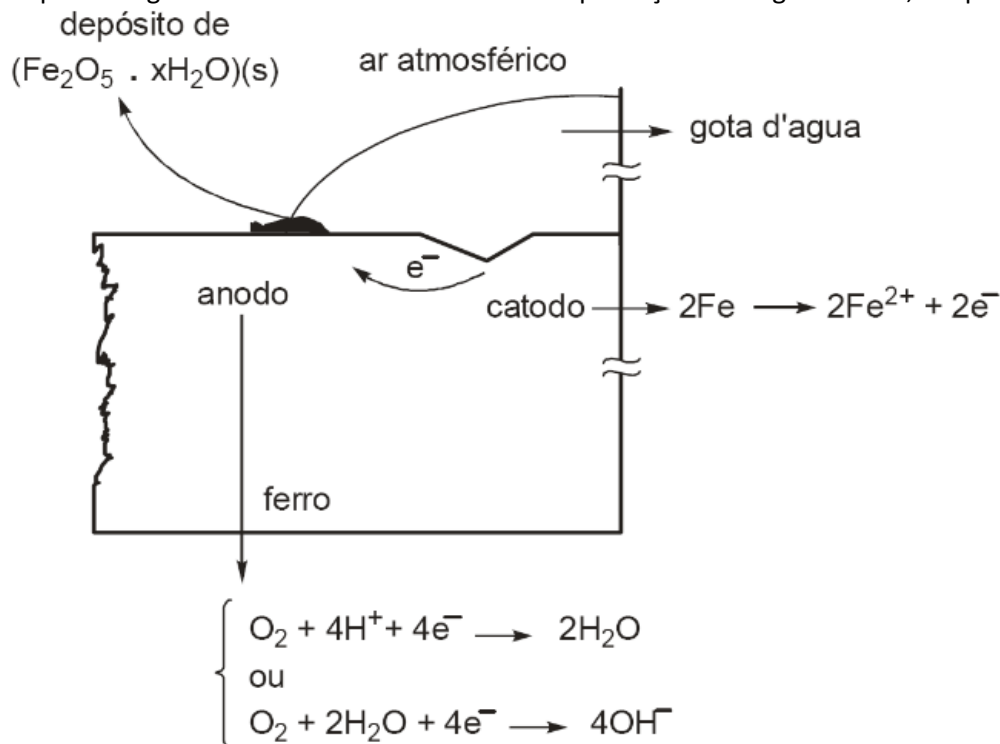
() A quantidade de matéria de alumínio necessária para se obter 204g de Al_2O_3 é 2,5 mols.

() O átomo de alumínio possui número atômico 13 e massa 26,98u.

Assinale a sequência correta.

- a) V, F, V, V
- b) V, V, F, F
- c) V, V, F, V
- d) F, V, F, F
- e) F, F, V, F

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



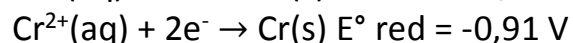
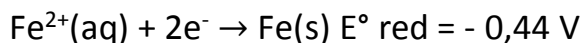
O examinador de um vestibular deu à digitadora o esquema correto da corrosão do ferro. Entretanto, a digitadora cometeu vários erros e liberou o esquema acima, em que

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

Está correto o que se afirma em

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

44 (UNIMONTE-MG) Os potenciais padrões de redução do ferro (Fe) e do cromo (Cr) são dados a seguir:



Um guidom de uma bicicleta é feito de aço (que tem ferro como um dos principais componentes) e é cromado. Caso esse guidom sofra um arranhão, baseando-se nos potenciais fornecidos, pode-se afirmar que o cromo

- não tem efeito sobre a redução do ferro.
- retarda o processo de corrosão do ferro.
- não sofre corrosão antes do ferro.
- acelera o processo de oxidação do ferro.

45 (VUNESP-SP) 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° (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.

GABARITO

01- Alternativa B

Calculando o ΔE das reações: $\Delta E = E^\circ_{\text{redução elemento que reduz}} - E^\circ_{\text{redução elemento que oxida}}$

- a) $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ni}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ $\Delta E = (-2,37) - (-0,25) = -2,12 \text{ V}$
b) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ $\Delta E = (+0,34) - (-2,37) = +2,71 \text{ V}$
c) $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ni}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ $\Delta E = (-0,25) - (+0,77) = -1,02 \text{ V}$
d) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ $\Delta E = (+0,34) - (+0,77) = -0,43 \text{ V}$
e) $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Ni}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ $\Delta E = (-0,25) - (+0,34) = -0,59 \text{ V}$

02- Alternativa B

$\text{Na}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$, condição: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Ag}^+/\text{Ag} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Na}^+/\text{Na}$

$\text{Li}(\text{s}) + \text{Na}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{Na}(\text{s})$, condição: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Na}^+/\text{Na} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Li}^+/\text{Li}$

$\text{Li}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$, condição: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Ag}^+/\text{Ag} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Li}^+/\text{Li}$

Com isso temos: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Ag}^+/\text{Ag} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Na}^+/\text{Na} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Li}^+/\text{Li}$

03- Alternativa A

O eletrodo de sacrifício sofre oxidação provocando a redução do ferro: $\text{M}^\circ(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{M}^{\text{X}+}(\text{aq}) + \text{Fe}^\circ(\text{s})$

Condição para ocorrer a proteção: $E^\circ_{\text{redução do metal}} < E^\circ_{\text{redução do ferro}}$

04- Alternativa A

Fio de ferro imerso na solução de cobre II, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico: $\text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$, com isso temos que: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$

Fio de ferro imerso na solução de prata, observou-se que o fio de ferro permaneceu inalterado: $\text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow$ não ocorre reação, com isso temos que: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Ag}^+/\text{Ag} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

Desta forma concluímos que: $E^\circ_{\text{redução}} \text{Ag}^+/\text{Ag} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$

05- Alternativa E

$\text{Zn}^\circ(\text{s}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow$ não ocorre reação pois $E^\circ_{\text{redução}} \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$

$\text{Zn}^\circ(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s})$, ocorre reação pois $E^\circ_{\text{redução}} \text{Ag}^+/\text{Ag} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

$\text{Zn}^\circ(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$, ocorre reação pois $E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

06- Alternativa B

$\text{Zn}^\circ(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$, ocorre reação pois $E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$

07- Alternativa E

O eletrodo de sacrifício sofre oxidação provocando a redução do ferro: $\text{M}^\circ(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{M}^{\text{X}+}(\text{aq}) + \text{Fe}^\circ(\text{s})$

Condição para ocorrer a proteção: $E^\circ_{\text{redução do metal}} < E^\circ_{\text{redução do ferro}}$

08- Alternativa C

Para armazenar a solução de Ni^{2+} devemos escolher um recipiente constituído por um metal que não reaja com o níquel da solução: $\text{M}^\circ(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow$ não ocorre reação, com isso temos: $E^\circ_{\text{redução metal escolhido}} > E^\circ_{\text{redução níquel}}$

09- Alternativa E

O eletrodo de sacrifício sofre oxidação provocando a redução do ferro: $\text{M}^\circ(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{M}^{\text{X}+}(\text{aq}) + \text{Fe}^\circ(\text{s})$

Condição para ocorrer a proteção: $E^\circ_{\text{redução do metal}} < E^\circ_{\text{redução do ferro}}$

10-

a) ΔE° da pilha formada por ferro e oxigênio em meio aquoso: $\Delta E = E^\circ_{\text{redução maior}} - E^\circ_{\text{redução menor}} = (+0,41) - (-0,44) = +0,85 \text{ V}$

ΔE° da pilha formada por ferro e zinco em meio aquoso: $\Delta E = E^\circ_{\text{redução maior}} - E^\circ_{\text{redução menor}} = (-0,44) - (-0,76) = +0,32 \text{ V}$

b) É o agente oxidante mais forte, pois apresenta o maior potencial de redução.

11-

a) A reação $\text{Cu}^\circ + \text{Ni}^{2+} \rightarrow$ não ocorre pois $E^\circ_{\text{redução níquel}} < E^\circ_{\text{redução cobre}}$

b) Pilha de níquel e zinco:

Semi-reação anódica: $\text{Zn}^\circ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Semi-reação catódica: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^\circ$

Reação global: $\text{Zn}^\circ + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}^\circ$, $\Delta E^\circ = (-0,23) - (-0,76) = +0,53 \text{ V}$

12-

a) O contato entre alumínio e ferro provoca a corrosão (oxidação) do alumínio que possui $E^\circ_{\text{redução}}$ menor:

$2\text{Al}^\circ + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Fe}^\circ$

b) O eletrodo de sacrifício sofre oxidação provocando a redução do alumínio: $\text{M}^\circ(\text{s}) + \text{Al}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{M}^{\text{X}+}(\text{aq}) + \text{Al}^\circ(\text{s})$

Condição para ocorrer a proteção: $E^\circ_{\text{redução do metal}} < E^\circ_{\text{redução do alumínio}}$, sendo assim o magnésio é a melhor opção.

13- Alternativa A

Semi-reação anódica: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$ $E^\circ = -0,44\text{V}$

Semi-reação catódica: $1/3 \text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow 1/3 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^-$ $E^\circ = +0,26\text{V}$

Reação Global: $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 1/3 \text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + 1/3 \text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta E^\circ = (+0,26) - (-0,44) = +0,70 \text{ V}$ (reação espontânea)

14-

1. A água contendo sais de cobre acarretará a corrosão da tubulação de alumínio do trocador de calor.

Verdadeiro. $E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} > E^\circ_{\text{redução}} \text{Al}^{3+}/\text{Al}$

2. Na pilha eletroquímica formada, o cobre é o agente redutor.

Falso. O cobre possui maior $E^\circ_{\text{redução}}$ e este sofrerá redução logo será agente oxidante.

3. Se a tubulação do trocador fosse feita de cobre, e a água de refrigeração contivesse sais de alumínio, não haveria formação de pilha eletroquímica entre essas espécies metálicas.

Verdadeiro. $E^\circ_{\text{redução}} \text{Al}^{3+}/\text{Al} < E^\circ_{\text{redução}} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

4. O valor, em módulo, do potencial-padrão para a pilha eletroquímica formada é igual a 1,32 V.

Falso. $\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{redução maior}} - E^\circ_{\text{redução menor}} = (+0,34) - (-1,66) = +2,00 \text{ V}$

15-

a) Experimentos 1 e 4: $4\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{xH}_2\text{O}(\ell) \rightarrow 2(\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{xH}_2\text{O})(\text{s})$

Experimento 3: $\text{Mg}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$

b) 1 - Revestir o prego com graxa, que, sendo insolúvel em água, impede o contato do metal ferro com a água aerada (proteção mecânica).

2 - Revestir o prego com magnésio, que atuaria como “metal de sacrifício” sofrendo oxidação e mantendo o ferro intacto (proteção eletrolítica).

c) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^\circ$ E°_{red1}

$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^\circ$ E°_{red2}

$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^\circ$ E°_{red3}

E°_{red} são os respectivos potenciais de redução

- Ferro envolvido por magnésio: o magnésio sofre oxidação, mantendo o ferro reduzido: $E^\circ_{\text{red2}} > E^\circ_{\text{red3}}$.

- Ferro envolvido por estanho: ferro sofre oxidação, mantendo o estanho reduzido: $E^\circ_{\text{red1}} > E^\circ_{\text{red2}}$.

- Conclusão: $E^\circ_{\text{red1}} > E^\circ_{\text{red2}} > E^\circ_{\text{red3}}$

Poder redutor: $\text{Sn} < \text{Fe} < \text{Mg}$

16-

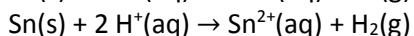
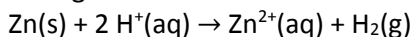
Experimento I:

Levando-se em consideração o erro com margem de 3%, o valor $7,2 \text{ g/cm}^3$ ficará compreendido entre $7,416 \text{ g/cm}^3$ e $6,984 \text{ g/cm}^3$.

Como ambos os metais possuem densidades situadas entre esses valores, o experimento I não permitirá a distinção entre estanho e zinco.

Experimento II:

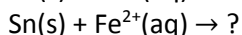
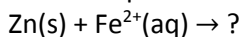
Como ambos os metais apresentam potencial normal de redução menor que o dos íons H^+ : $2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$ $E^\circ = \text{zero}$ devemos esperar que ambos os metais sofram reação na solução aquosa de ácido clorídrico, com formação de gás hidrogênio:



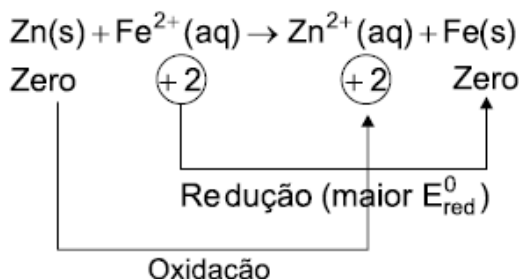
Assim, o experimento II também não permitirá a distinção entre zinco e estanho.

Experimento III:

Devemos prever se ocorrerão as transformações:



A tabela com os valores de E° nos mostra que haverá reação entre zinco e solução de íons de Fe^{2+} , já que o potencial de redução do ferro é maior que o do zinco:



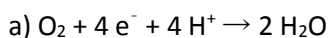
Assim, não ocorrerá reação na mistura entre o estanho e a solução de íons Fe^{2+} , pois o estanho, neste caso, apresenta maior potencial de redução que o ferro.

Portanto, o experimento III permite a identificação do zinco em relação ao estanho.

17- Alternativa D

A solução de níquel deverá ser armazenada num recipiente onde não ocorra reação entre os íons Ni^{2+} da solução e o metal do tanque, para que esta condição seja estabelecida é necessário: $E^\circ_{\text{redução metal tanque}} > E^\circ_{\text{redução níquel}}$, sendo assim o metal escolhido é o chumbo.

18-



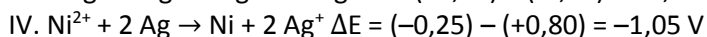
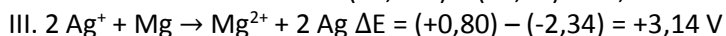
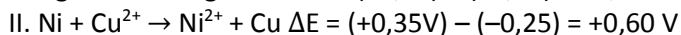
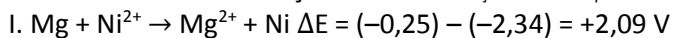
b) $E^\circ_2 E^\circ_1 > 0$, porque quem sofre redução (O_2) deve possuir maior potencial de redução (maior capacidade de receber elétrons).

19- Alternativa D

Metal de sacrifício sofrerá oxidação provocando a redução dos íons Fe^{2+} . O melhor metal de sacrifício possui o menor potencial de redução: magnésio.

20- Alternativa D

Calculando o ΔE das reações: $\Delta E = E^\circ_{\text{redução elemento que reduz}} - E^\circ_{\text{redução elemento que oxida}}$



21-

O latão (Cu/Zn) sofre dissolução parcial, pois somente o zinco (menor E° redução) reduz o H^+ a H_2 (maior E° redução).

22- Alternativa D

Como a lâmina de alumínio colocada na solução de Mg^{2+} não ocorre reação, com isso podemos concluir que o magnésio possui menor E° redução em relação ao alumínio.

Melhor redutor: sofre oxidação: menor E° oxidação: magnésio

23- Alternativa D

Para que os íons Al^{3+} sofram redução é necessário que estes apresentem E° redução maior que o menor que sofrerá oxidação, ou seja, metal com E° redução menor. O metal magnésio atende às especificações.

24-

a) $Cu + Mg^{2+} \rightarrow$ não ocorre reação

Para obtermos magnésio metálico é necessário que os íons magnésio da solução sofram redução, e para que isto ocorra, o E° redução do magnésio tem que ser maior que o E° redução do cobre, o que não ocorre.

b) Semi-reação de oxidação: $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^-$

Semi-reação de redução: $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

Reação global: $Mg(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + Cu(s)$

25- Alternativa E

Para provocar a oxidação dos organismos patogênicos é necessário que a substância química sofra redução, ou seja, agente oxidante. O melhor oxidante possui maior E° redução: ozônio.

26- Alternativa C

I. Quanto mais pura a água do solo, maior a passagem da corrente elétrica.

Falso. Para ser condutor elétrico é necessário a presença de íons, ou seja, condutor eletrolítico.

II. O eletrodo de sacrifício tem $E^\circ > 0$ em relação ao metal da tubulação.

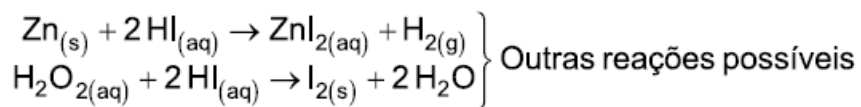
Falso. O metal de sacrifício sofrerá oxidação, e para isto ocorrer é necessário apresentar menor E° redução.

III. Ao formar a pilha com a tubulação, o eletrodo de sacrifício é o ânodo.

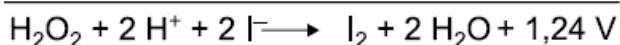
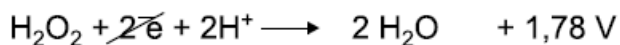
Verdadeiro. O metal de sacrifício sofrerá oxidação (menor E° redução) constituindo o ânodo.

27-

a) $2H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{Zn} 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$ (decomposição do H_2O_2)



b) Sim



28- Alternativa C

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.

Com isso podemos afirmar que E° redução do cloro é maior que o E° redução do bromo.

II. A reação $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Br}_2$ 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.

Com isso podemos afirmar que E° redução do bromo é maior que o E° redução do cobre.

Desta forma ficamos com: E°_1 (cloro) > E°_2 (bromo) > E°_3 (cobre)

29- Alternativa A

De acordo com a tabela fornecida temos:

$\text{Cd} + \text{Co}^{2+} \rightarrow$ ocorre reação, logo: E° red (Co) > E° red (Cd)

$\text{Cd} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow$ ocorre reação, logo: E° red (Pb) > E° red (Cd)

$\text{Co} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow$ ocorre reação, logo: E° red (Pb) > E° red (Co)

Com isso temos a seguinte ordem de potenciais de redução: E° red (Pb) > E° red (Co) > E° red (Cd)

A pilha com maior diferença de potencial de potencial ocorre entre o maior E° red (Pb) cátodo e o menor E° red (Cd) ânodo.

30- Alternativa B

De acordo com as afirmações temos:

I. Somente M_1 e M_3 reagem com ácido clorídrico 1,0 M, liberando $\text{H}_2(\text{g})$.

E° redução (M_2 e M_4) > E° redução (M_1 e M_3)

II. Quando M_3 é colocado nas soluções dos íons dos outros metais, há formação de M_1 , M_2 e M_4 metálicos.

E° redução (M_1 , M_2 e M_4) > E° redução (M_3)

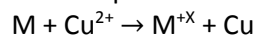
III. O metal M_4 reduz $\text{Mn}_2^{\text{n}+}$, para dar o metal M_2 e íons $\text{Mn}_4^{\text{n}+}$.

E° redução (M_2) > E° redução (M_4)

Com isso ficamos com: E° red (M_2) > E° red (M_4) > E° red (M_1) > E° red (M_3)

31- Alternativa E

O metal protetor das estátuas de cobre deverá provocar a redução dos íons cobre (E° red maior) segundo a reação:

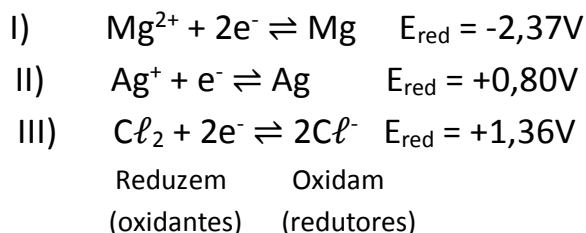


O melhor metal protetor é o que apresenta menor E° redução: Ti

32- Alternativa D

O recobrimento do material com uma camada de tinta é uma das ações que diminui a ferrugem contra ação da corrosão, porque a tinta evita que o ferro se oxide, isolando-o do contato com o oxigênio e a água.

33-



a) Quais as espécies químicas que se **oxidam** em I, II e III?

I) Mg; II) Ag; III) Cl^-

b) Quais as espécies químicas que se **reduzem** em I, II e III?

I) Mg^{2+} ; II) Ag^+ ; III) Cl_2

c) Quais as espécies químicas **oxidantes** em I, II e III?

I) Mg^{2+} ; II) Ag^+ ; III) Cl_2

d) Quais as espécies químicas **redutoras** em I, II e III?

I) Mg; II) Ag; III) Cl^-

e) Qual o **oxidante mais forte** (mais energético)?

Oxidante mais forte: sofre redução: maior E° red: Cl_2

f) Qual o **redutor mais forte** (mais energético)?

Redutor mais forte: sofre oxidação: menor E° red: Mg

g) Qual o **oxidante mais fraco** (menos energético)?

Oxidante mais fraco: sofre redução: menor E° red: Mg^{2+}

h) Qual o **redutor mais fraco** (menos energético)?

Redutor mais fraco: sofre oxidação: maior E° red: Cl^-

34-

a) Qual das reações abaixo é espontânea?

Calculando o ΔE das reações: $\Delta E = E^\circ_{\text{redução elemento que reduz}} - E^\circ_{\text{redução elemento que oxida}}$

I) $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Fe}$

$\Delta E = (-0,44) - (+0,337) = -0,777\text{ V}$ (processo não espontâneo)

II) $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$

$\Delta E = (+0,337) - (-0,44) = +0,77\text{ V}$ (processo espontâneo)

b) Podemos guardar uma solução de FeSO_4 numa panela de cobre?

Sim, pois $\text{Cu} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow$ não ocorre.

c) Podemos guardar uma solução de CuSO_4 numa panela de ferro?

Não, pois $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow$ ocorre a reação provocando a oxidação do ferro e sua corrosão.

35-

a) Metal de sacrifício sofrerá oxidação provocando a redução dos íons Fe^{2+} . O melhor metal de sacrifício possui o menor potencial de redução: magnésio.

b)

Reação anódica (oxidação – redutor): $\text{Mg}^\circ(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Reação catódica (redução – oxidante): $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^\circ(\text{s})$

Reação global: $\text{Mg}^\circ(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}^\circ(\text{s})$

36-

a)

Reação anódica (oxidação – redutor): $3 \text{Sn}^0(\text{s}) \rightarrow 3 \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{e}^-$

Reação catódica (redução – oxidante): $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^0(\text{s})$

Reação global: $3 \text{Sn}^0(\text{s}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Fe}^0(\text{s})$

b) Afirmação correta, pois segundo a reação descrita no item a, o estanho com menor E_{red} sofrerá oxidação de $\text{Sn}(\text{s})$ para $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$ que contaminará o alimento.

37-

a) Porque o potencial de oxidação do alumínio é maior que o do ferro.

b) Porque o zinco oxida-se protegendo o ferro da corrosão.

38-

a) O cátion do metal de sacrifício deve possuir menor potencial de redução que o cátion Fe^{2+} , portanto devemos utilizar magnésio como protetor catódico, uma vez que o metal magnésio tem maior potencial de oxidação que o metal ferro, o que o leva a sofrer a oxidação.

b) Das substâncias citadas, a mais adequada para galvanizar a tubulação de ferro é o metal níquel, embora o ferro sofra oxidação mais facilmente que o níquel. A escolha se justifica porque a película de níquel impede o contato do ferro com o oxigênio do ar. Isso se dá porque o níquel reage com o oxigênio do ar, formando uma camada de óxido de níquel que fica aderente à superfície do níquel, impedindo o prosseguimento da oxidação.

Não se deve usar o metal magnésio, pois é extremamente reativo.

O cobre e a prata poderiam ser usados para a proteção do ferro. Entretanto, na prática isso não ocorre, devido ao alto custo implicado, e também porque o cobre sofre oxidação lentamente, produzindo azinhavre (carbonato básico de magnésio), e a prata reage com composto que têm enxofre, ficando preta com o passar do tempo.

39- Alternativa B

Metal de sacrifício sofrerá oxidação provocando a redução dos íons Fe^{2+} . O melhor metal de sacrifício possui o menor potencial de redução: berílio.

40- Alternativa E

O metal adequado para depositar chumbo metálico no efluente deverá sofrer oxidação (menor E° redução) e provocar a redução dos íons chumbo da solução (maior E° redução). O alumínio é o metal que atende às especificações.

41- Alternativa B

Metal de sacrifício sofrerá oxidação provocando a redução dos íons Fe^{2+} . O melhor metal de sacrifício possui o menor potencial de redução: magnésio.

42- Alternativa C

() O potencial padrão de redução do alumínio ($E^\circ = -1,66\text{V}$) mostra que ele é facilmente oxidado.

Verdadeiro.

() A resistência do alumínio à corrosão deve-se à formação de uma camada fina, dura e transparente de Al_2O_3 que adere à superfície do metal.

Verdadeiro.

() A quantidade de matéria de alumínio necessária para se obter 204g de Al_2O_3 é 2,5 mols.

Falso. $204\text{g} \cdot \frac{1\text{mol}}{102\text{g}} = 2\text{mols}$

() O átomo de alumínio possui número atômico 13 e massa 26,98u.

Verdadeiro.

43- Alternativa E

I. trocou as palavras anodo e catodo;

Verdadeiro. Ânodo: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

II. escreveu errada uma das reações de oxirredução;

Verdadeiro. A equação: $2 \text{Fe} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ é corretamente representada por: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

III. escreveu errado a fórmula do composto de ferro depositado na superfície.

Verdadeiro. O componente da ferrugem é $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ou $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

44- Alternativa B

Como o cromo possui menor $E^\circ_{\text{redução}}$ este sofrerá oxidação e provocará a redução do ferro, servido como proteção do ferro ao processo da corrosão, ou seja, metal de sacrifício.

45-

Para provocar a oxidação dos organismos patogênicos é necessário que a substância química sofra redução, ou seja, agente oxidante. O oxidante menos eficiente possui menor $E^\circ_{\text{redução}}$: cloro.