

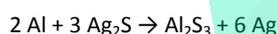
## Exercícios de Química

### Eletroquímica

**1** – (Vunesp) A imersão de um fio de cobre num recipiente contendo solução aquosa de cloreto de mercúrio II provoca, depois de algum tempo, o aparecimento de gotículas de um líquido de brilho metálico no fundo do recipiente, e a solução que era inicialmente incolor adquire coloração azul. explique o que aconteceu do ponto de vista químico. Escreva a reação do processo, identificando os produtos formados.

**2** - (Fuvest) Deixando funcionar uma pilha formada por uma barra de chumbo imersa em uma solução de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e uma barra de zinco imersa em uma solução de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  separadas por uma parede porosa, após algum tempo a barra de zinco vai se desgastando e a de chumbo ficando mais espessa, em consequência da deposição de átomos neutros no início do chumbo do experimento, as duas barras apresentavam as mesmas dimensões e o espessamento da barra de chumbo. Qual o sentido do fluxo de elétrons no fio metálico.

**3** - Com o passar do tempo, objetos de prata geralmente adquirem manchas escuras que são películas de sulfeto de prata ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) formadas na reação da prata com compostos que contém enxofre encontrados em vários alimentos. Um dos processos para limpar o objeto escurecido consiste em colocá-lo em um recipiente de alumínio contendo água e detergente e aquecer até a fervura. O detergente retira a gordura do objeto facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata com seu brilho característico.



Sobre o assunto relativo ao texto acima, escreva V para as afirmativas verdadeiras ou F para as afirmativas falsas.

- ( ) A prata ao adquirir manchas escuras sofre oxidação.
- ( ) Na reação entre alumínio e o sulfeto de prata, o alumínio é o ânodo do processo.
- ( ) A prata possui maior potencial de oxidação do que o alumínio.
- ( ) A presença do detergente na água diminui o potencial de oxidação do alumínio.
- ( ) O alumínio é menos reativo do que a prata.

**4.** Pilhas são dispositivos nos quais energia química é convertida em energia elétrica, através de reações de oxi-redução. Sendo dada a série eletroquímica em ordem crescente de reatividade

como se segue: ouro, prata, cobre, hidrogênio, níquel, ferro, zinco e manganês, analise as afirmativas abaixo.

I. espécies químicas situadas antes do hidrogênio têm caráter anódico em relação as que os seguem;

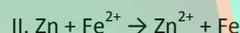
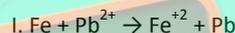
II. a maior diferença de potencial (ddp) na série dos elementos zinco e manganês;

III. a energia química da pilha Zn-Ni é maior do que da pilha Zn-Fe.

Dentre as afirmativas acima marque a opção correta:

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

**5. (FUVEST)** I e II são equações de reações que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições padrão.



Analisando tais reações, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições padrão,

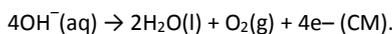
- a) elétrons são transferidos do  $\text{Pb}^{2+}$  para o Fe.
- b) reação espontânea deve ocorrer entre Pb e  $\text{Zn}^{2+}$ .
- c)  $\text{Zn}^{2+}$  deve ser melhor oxidante do que  $\text{Fe}^{2+}$ .
- d) Zn deve reduzir espontaneamente  $\text{Pb}^{2+}$  a Pb.
- e)  $\text{Zn}^{2+}$  deve ser melhor oxidante do que  $\text{Pb}^{2+}$ .

**6.** Uma célula eletrolítica foi construída utilizando-se 200 mL de uma solução aquosa 1,0 mol/L em NaCl com pH igual a 7 a 25 °C, duas chapas de platina de mesmas dimensões e uma fonte estabilizada de corrente elétrica. Antes de iniciar a eletrólise, a temperatura da solução foi aumentada e mantida num valor constante igual a 60 °C. Nesta temperatura, foi permitido que corrente elétrica fluísse pelo circuito elétrico num certo intervalo de tempo. Decorrido esse intervalo de tempo, o pH da solução, ainda a 60 °C, foi medido novamente e um valor igual a 7 foi encontrado. Levando em consideração os fatos mencionados neste enunciado e sabendo que o valor numérico da constante de dissociação da água ( $K_w$ ) para a temperatura de 60 °C é igual a  $9,6 \times 10^{-14}$ , é correto afirmar que:

- a) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é neutro.

b) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é alcalino.

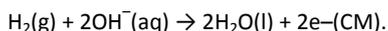
c) a reação anódica predominante é aquela representada pela meia-equação:



d) a reação catódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:



e) a reação anódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:



7. A partir dos dados a seguir, assinale o que for correto:

I.  $\text{I}_2(\text{aq})$  é colorido;  $\text{I}^- (\text{aq})$  é incolor

II.  $\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$   $E^\circ = -0,76 \text{ V}$

III.  $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^- (\text{aq})$   $E^\circ = +0,54 \text{ V}$

IV.  $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$   $E^\circ = -0,20 \text{ V}$

V.  $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$   $E^\circ = +0,84 \text{ V}$

VI.  $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$   $E^\circ = +0,80 \text{ V}$

VII.  $2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$   $E^\circ = 0,00 \text{ V}$

01. A coloração de uma solução de iodo desaparece com a adição de Zn metálico a essa solução.

02. Quando se adiciona Ag metálica a uma solução de iodo, a coloração da solução não desaparece.

04. Quando se adiciona Ni metálico a uma solução de iodeto, a solução permanece incolor.

08. Quando se adiciona Ag metálica a uma solução de iodeto, a solução fica colorida.

16. Quando se adiciona Ni metálico a uma solução de iodo, a coloração não desaparece.

32. Ao ser adicionada, à uma solução de iodeto, uma solução de alvejante doméstico –

solução de Hipoclorito ( $\text{ClO}^-$ ) –, a solução resultante é colorida.

Dê, como resposta, a soma das afirmativas corretas.

08. 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 ( $\text{Al}^{3+}$  para  $\text{Al}^0$ ) é de  $-1,66 \text{ V}$  e, para o cobre ( $\text{Cu}^{2+}$  para  $\text{Cu}^0$ ), é de  $+0,34 \text{ V}$ , julgue os itens a seguir.

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

( ) Na pilha eletroquímica formada, o cobre é o agente redutor.

( ) 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.

( ) O valor, em módulo, do potencial padrão para a pilha eletroquímica formada é igual a  $1,32 \text{ V}$ .

09. Uma das grandes preocupações das entidades esportivas diz respeito ao estado de deterioração dos estádios, provocado pelo fenômeno espontâneo da corrosão. Sabendo-se que entre os fatores que favorecem a velocidade de desgaste dos materiais, como o concreto e os ferros de suas armaduras, podem ser citadas a temperatura, a umidade relativa do ar, o grau de insolação e o teor de cloreto. Analise as afirmativas abaixo e marque a opção correta.

a) num processo espontâneo, a variação de entropia é menor do que zero;

b) quanto maior a temperatura, maior a corrosão, por ser maior a energia de ativação;

c) uma alta umidade relativa do ar favorece a formação de eletrólito de uma célula eletroquímica;

d) a célula eletroquímica espontânea da corrosão da armadura do concreto é de natureza eletrolítica;

e) quanto maior a concentração de cloreto, maior é a velocidade de redução do ferro.

10. Considere o sistema eletrolítico composto por uma solução aquosa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  ( $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ ) e por dois eletrodos que não sofrem modificações ao longo da eletrólise. Suponha que uma corrente  $i$  passa por este sistema em um intervalo de tempo igual a  $\Delta t$ , provocando a eletrodeposição de  $x$  mols de cobre metálico em um dos eletrodos. Considere ainda que este sistema obedece à lei de Faraday ( $Q = n \cdot Z \cdot F$ ) e que  $Q = i \cdot \Delta t$ , onde:

$Q$  = carga elétrica total utilizada na eletrólise;

$n$  = quantidade de matéria do produto (expressa em mol) que é gerado na eletrólise;

$Z$  = número de elétrons transferidos por mol de produto obtido na eletrólise;

F = constante de Faraday.

Zn <sup>2+</sup>	-	-	-	-
Ag <sup>+</sup>	+	+	+	-

Com base nas informações acima e supondo-se que a lei de Faraday seja obedecida em sistemas análogos, é correto afirmar:  
 ( ) Se o intervalo de tempo  $\Delta t$  fosse dobrado e a corrente  $i$  fosse diminuída pela metade, a quantidade de cobre depositada cairia pela metade.

( ) Se a solução aquosa de Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> fosse substituída por uma solução aquosa de AgNO<sub>3</sub>, de igual concentração, mantendo-se a corrente  $i$  e o intervalo de tempo  $\Delta t$  inalterados, haveria a deposição de 2x mol de prata metálica.

( ) Se a corrente  $i$  e o intervalo de tempo  $\Delta t$  fossem dobrados, a massa de cobre eletrodepositado também seria aumentada em duas vezes.

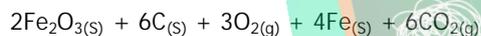
( ) O cobre metálico seria depositado sobre o cátodo, onde ocorre um processo de redução.

( ) Se a solução de Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> fosse substituída por uma solução aquosa de Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, de igual concentração, mantendo-se a corrente  $i$  e o intervalo de tempo  $\Delta t$  inalterados, haveria a deposição de 1,5x mol de cromo metálico.

( ) A constante de Faraday é igual a carga de um mol de elétrons.

( ) O processo de eletrólise ocorre espontaneamente.

11. (UnB) Representa-se a obtenção de ferro gusa pela equação abaixo. Identificando o estado de oxidação das substâncias envolvidas nessa reação, julgue os itens que se seguem.



- a) Os átomos de Fe do Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> sofreram redução.
- b) Na reação, o gás oxigênio (O<sub>2</sub>) atua como redutor.
- c) O estado de oxidação +4 do átomo de carbono no CO<sub>2</sub> indica que tal substância é iônica.
- d) Nessa reação, o número total de elétrons dos reagentes é igual ao número total de elétrons dos produtos.

12. (UFMG) Considere o seguinte quadro, que mostra o resultado de reações entre metais e soluções aquosas de íons metálicos. O sinal + indica que a reação ocorreu, e o sinal - indica que não se observou reação.

Metal \ Solução	Pb	Cu	Zn	Ag
Pb <sup>2+</sup>	-	-	+	-
Cu <sup>2+</sup>	+	-	+	-

Da análise do quadro, conclui-se que a afirmativa errada é:

- a) Dentre os metais, o zinco é o que se oxida mais facilmente.
- b) Dentre os íons, Ag<sup>+</sup> é o que se reduz mais facilmente.
- c) Os íons metálicos não são capazes de oxidar a prata.
- d) O chumbo é um redutor mais forte que o cobre.
- e) O íon Cu<sup>2+</sup> é um oxidante mais fraco que Zn<sup>2+</sup>.

13. Quem não ouviu o "slogan" da propaganda de uma marca de pilhas: Ray-o-vac, as amarelinhas. Uma pilha é um dispositivo no qual ocorre uma reação química do tipo oxirredução, ou seja, uma reação que ocorre de maneira espontânea e com variação de nox. Sobre as reações de oxirredução e a variação de nox dos elementos químicos, julgue os itens.

- a) O nox é uma entidade imaginária associada ao número de elétrons recebidos ou perdidos por um átomo, quando todas as ligações químicas da espécie química da qual ele participa são rompidas.
- b) Em uma pilha Ray-o-vac, na reação de oxirredução, o oxidante fornece elétrons ao redutor.
- c) A reação:  $2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{H}_2 + \text{N}_2$  é uma reação de oxirredução na qual o NH<sub>3</sub> é o agente oxidante e redutor ao mesmo tempo.
- d)  $\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$  representa uma semireação de redução.

14. (UFG) 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:

- (01)ânions são íons negativo e cátions são íons positivos;
- (02)cátions e ânions ligam-se por ligações covalentes;
- (04)eletrólitos são substâncias que em solução aquosa conduzem corrente elétrica;
- (08)soluções eletrolíticas são obtidas pela dissolução de compostos moleculares;
- (16)ânodo é o eletrodo, de uma célula eletroquímica, onde ocorre a oxidação;
- (32)potencial padrão de eletrodo é o potencial, em volts,

correspondente à semi-reação de redução.

15. (Unip) Objetos de ferro ou aço podem ser protegidos da corrosão de vários modos:

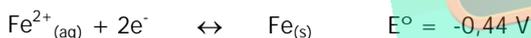
- I) Cobrindo a superfície com uma camada protetora.
- II) Colocando o objeto em contato com um metal mais ativo, como zinco.
- III) Colocando o objeto em contato com um metal menos ativo, como cobre.

São corretos:

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

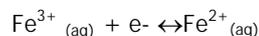
16. (U.F.Uberlândia) Os materiais metálicos em contato podem sofrer corrosão dependendo das várias substâncias (materiais em suspensão, gases ou sais dissolvidos) que podem estar contaminando a mesma. Com respeito ao processo de corrosão em meio aquoso, assinale a alternativa correta:

Dados:



a) Gases dissolvidos como  $\text{O}_2$  contribuem para diminuir a taxa de corrosão do Fe metálico, ao contrário do observado para materiais à base de alumínio e cromo.

b) A presença de eletrólitos do tipo  $\text{FeCl}_3$  contribui para diminuir a taxa de corrosão devido às reações.

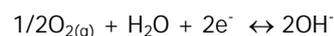
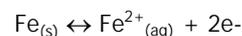


c) O cobre pode ser usado para revestimento de materiais à

base de ferro metálico porque inibe acentuadamente a corrosão do Fe.

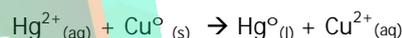
d) Gases dissolvidos como  $\text{H}_2\text{S}$  diminuem a taxa de corrosão do Fe porque aumentam a concentração de  $\text{H}^+$  do meio.

e) Eletrólitos do tipo NaCl aceleram o processo corrosivo porque aumentam a condutividade elétrica da solução, que é fundamental ao mecanismo eletroquímico de corrosão:



17. (UnB) Por meio de um teste simples, constatou-se que uma amostra de um certo material estava com sal de mercúrio (II) ( $\text{Hg}^{2+}$ ). O teste foi realizado da seguinte maneira: misturou-se um fio de cobre polido, que ficou revestido por uma camada muito fina de mercúrio metálico ( $\text{Hg}^0$ ). Julgue os itens.

- a) O teste não envolve fundamentos de eletroquímica.
- b) A reação química que ocorreu pode ser representada pela equação:



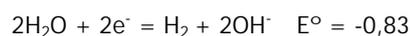
c) cátion  $\text{Hg}^{2+}$  sofreu redução e é, portanto o agente oxidante

d) O mercúrio metálico é um líquido prateado, denso e venenoso.

18. (Fuvest) Painéis de alumínio são muito utilizadas no cozimento de alimentos. Os potenciais de redução ( $E^\circ$ ) indicam ser possível a reação deste metal com água. A não ocorrência dessa reação é atribuída à presença de uma camada aderente e protetora de óxido de alumínio formada na reação do metal com o oxigênio do ar.

a) Escreva a equação balanceada que representa a formação da camada protetora.

b) Com os dados de  $E^\circ$ , explique como foi feita a previsão de que o alumínio pode reagir com água.



19. (Unicamp) 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.

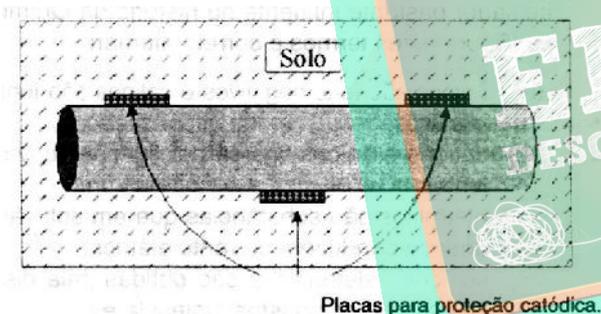
a) Uma das formas de se minimizar esse processo é a “proteção catódica”: prende-se um “metal de sacrifício” no corpo que se deseja proteger do processo de oxidação.

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

Potenciais padrão de redução	
Semi-reação de redução	E° / volts
$F_{2(g)} + 2e^- = 2F^-_{(g)}$	+ 2,87
$Br_{2(g)} + 2e^- = 2Br^-_{(aq)}$	+ 1,08
$Ag^+_{(aq)} + e^- = Ag_{(s)}$	+ 0,80
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Cu_{(s)}$	+ 0,34
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Ni_{(s)}$	- 0,25
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Fe_{(s)}$	- 0,44
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- = Mg_{(s)}$	-2,37

	(formação de um filme fino de uma substância sólida com coloração marrom alaranjada).
2) Prego limpo e polido recoberto com graxa imerso em água aerada.	Não há alteração perceptível com o passar do tempo.

3) Prego 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) Prego limpo e polido envolvido em uma tira de estanho e imerso em água aerada.	Com o passar do tempo surgem sinais de aparecimento de ferrugem ao longo do prego.



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 anterior, qual você usaria para galvanizar uma tubulação de ferro metálico? Justifique.

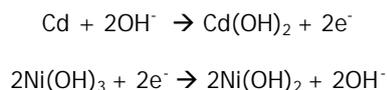
20. (ITA) A tabela a seguir mostra as observações feitas, sob as mesmas condições de pressão e temperatura, sobre pregos de ferro limpos e polidos em diferentes meios:

Corrosão do ferro em água aerada	
Sistema inicial	Observações durante os experimentos
1) Prego limpo e polido imerso em água aerada.	Com o passar do 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, 3 e 4, 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 na tabela segundo o seu poder redutor.

21. (PUC-SP) As pilhas de níquel-cádmio têm sido muito usadas na construção de baterias empregadas como fonte de energia, tanto em pequenos aparelhos (calculadoras, brinquedos, telefones sem fio, etc.) como, até mesmo, em satélites espaciais.

Semi-reações, que possivelmente ocorrem nesse tipo de pilhas alcalinas, estão representadas a seguir:



Assinale a alternativa incorreta.

- a) O  $\Delta G$  do processo é negativo.

- b) O cádmio é o pólo negativo da pilha.  
 c) O Ni(OH)<sub>3</sub> constitui o cátodo da pilha.  
 d) O Cd é o agente redutor e seu número de oxidação aumenta de 0 para +2 no processo direto.  
 e) Os elétrons fluem do eletrodo de Ni(OH)<sub>3</sub> para o eletrodo de cádmio.

22. (Fuvest) Numa pilha do tipo comumente encontrado nos supermercados, o pólo negativo é constituído pelo revestimento externo de zinco. A semi-reação que permite ao zinco funcionar como pólo negativo é:

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

23. (Fuvest) Considere os seguintes potenciais padrões de redução:

Semi-reação	Potencial(volt)
$Ce^{4+} + 1e^- \rightarrow Ce^{3+}$	+1,61
$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	+0,15

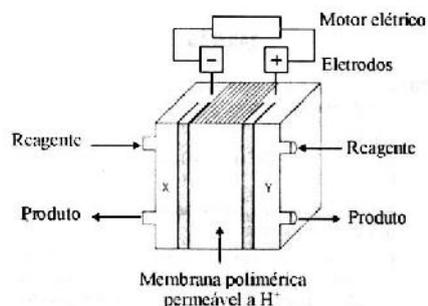
- a) Representar a reação que ocorre numa solução aquosa que contenha essas espécies químicas, no estado padrão.  
 b) Na reação representada, indicar a espécie que age como oxidante e a que age como redutora.

24. (Fuvest) Considerando os seguintes dados:

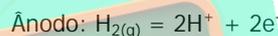
Semi-equação do eletrodo	E° redução (volt)
$\frac{1}{2} Cl_{2(g)} + e^- \rightarrow Cl^-(aq)$	+ 1,36
$H^+(aq) + e^- \rightarrow \frac{1}{2} H_{2(g)}$	zero

Descreva a equação química completa do processo de descarga que se efetua na pilha constituída por esses dois eletrodos, no estado padrão.

25. (Unicamp) Uma alternativa promissora para os motores de combustão são as celas de combustível que permitem, entre outras coisas, rendimentos de até 50% e operação em silêncio. Uma das promissoras celas de combustível é a de hidrogênio, mostrada no esquema a seguir:

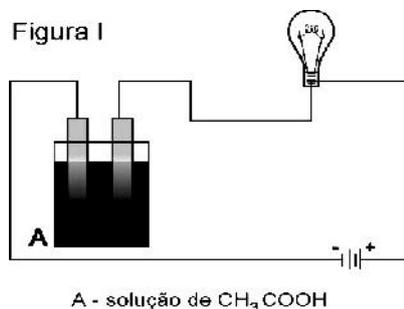


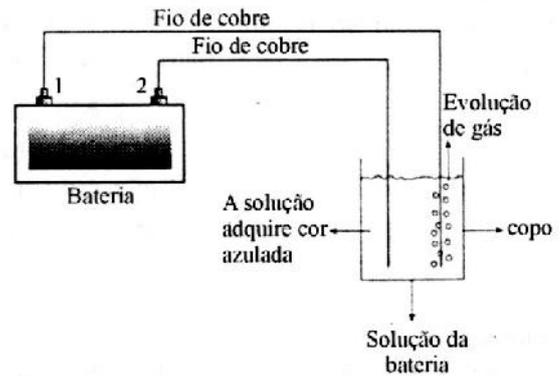
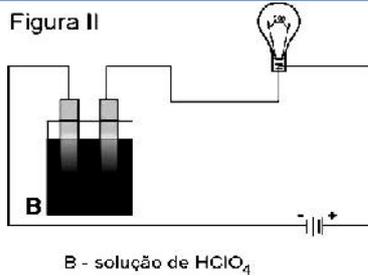
Nessa cela, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro, por oxigênio gasoso. As semi-reações que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:



- a) Por que se pode afirmar, do ponto de vista químico, que essa cela de combustível é não-poluente?  
 b) Qual dos gases deve alimentar o compartimento X? Justifique.  
 c) Que proporção de massa entre os gases você usaria para alimentar a cela de combustível? Justifique.

26. (UFMG) Soluções de mesma concentração em mol/L de ácido acético e ácido perclórico foram eletrolisadas durante o mesmo tempo pela bateria. Nos circuitos estavam intercaladas lâmpadas iguais, como mostrado nas figuras.



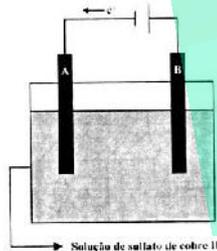


Com relação a esses sistemas, todas as afirmativas estão corretas, exceto:

- A massa de oxigênio produzida em I é menor do que a produzida em II.
- A reação química que ocorre em I e II é de oxi-redução.
- O brilho da lâmpada é mais intenso em II do que em I.
- O gás hidrogênio é produzido no cátodo de I e II.
- O número de íons presentes na solução A é o mesmo que na solução B.

- Os pólos da bateria foram indicados na figura pelos números 1 e 2. Qual deles é o +, e qual o —? Justifique.
- Por que a solução da bateria adquire coloração azul?
- Qual o gás liberado em um dos fios do cobre? Equacione a reação na qual ele se forma.

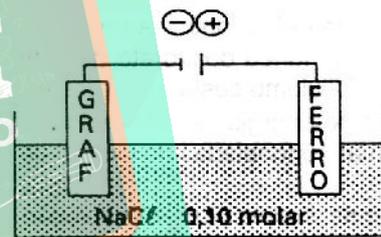
27. (Unicamp) Um processo de purificação de cobre metálico consiste em se passar uma corrente elétrica por uma solução aquosa de sulfato de cobre II, de cor azul, durante um determinado intervalo de tempo. Nessa solução são mergulhados dois eletrodos de cobre metálico, sendo um de cobre impuro. No transcorrer do processo o cobre metálico vai se depositando sobre um dos eletrodos, ficando livre das impurezas. O desenho a seguir mostra esquematicamente a situação no início do processo.



- Em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado?
- A intensidade da cor azul é diretamente proporcional à concentração de  $\text{Cu}^{2+}$  na solução. Com base nesta informação e no processo de purificação acima descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.

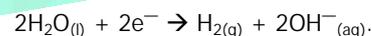
28. (Cesgranrio) Para identificar os pólos (+) e (—) de uma “bateria de automóvel” (acumulador de chumbo), um eletricista executa uma teste prático, baseado em noções de eletroquímica, ilustrado no esquema a seguir:

29. (ITA) Considere uma célula eletrolítica, contendo uma solução aquosa  $0,10 \text{ molar}^1$  de  $\text{NaCl}$ , ligada a uma fonte externa, conforme o esquema a seguir.



Quais das afirmações seguintes são corretas?

- No eletrodo de grafite ocorre uma redução..
- Uma semi-reação catódica possível é:



III) A semi-reação  $\text{Fe}(s) \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^-$  é uma das semi-reações que podem ocorrer no eletrodo da direita.

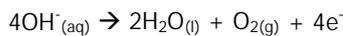
IV) Em virtude da eletrólise, o pH da solução irá aumentar.

V) O eletrodo de grafite irá perder peso e nele haverá formação de  $\text{CO}_{2(g)}$ .

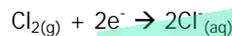
30. (ITA) Uma célula eletroquímica foi construída utilizando-se 200 mL de uma solução aquosa  $1,0 \text{ mol/L}$  em  $\text{NaCl}$  com pH igual a 7 a  $25^\circ\text{C}$ , duas chapas de platina de mesmas dimensões e uma fonte estabilizada de corrente elétrica. Antes de iniciar a eletrólise, a temperatura da solução foi aumentada e mantida num valor constante igual a  $60^\circ\text{C}$ . Nesta temperatura, foi permitido que a corrente elétrica fluísse pelo circuito elétrico num certo intervalo de

tempo. Decorrido esse intervalo de tempo, o pH da solução, anda a 60°C, foi medido novamente e um valor igual a 7 foi encontrado. Levando em consideração os fatos mencionados neste enunciado e sabendo que o valor numérico da constante de dissociação da água ( $K_w$ ) para a temperatura de 60°C é igual a  $9,6 \cdot 10^{-14}$  igual a, é correto afirmar que:

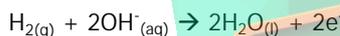
- a) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é neutro.
- b) o caráter ácido-base da solução eletrolítica após a eletrólise é alcalino.
- c) a reação anódica predominante é aquela representada pela meia-equação:



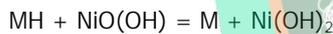
- d) a reação catódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:



- e) a reação anódica, durante a eletrólise, é aquela representada pela meia-equação:



31. Baterias de níquel-hidreto metálico, MH, são empregadas em aparelhos eletrônicos como telefones, máquinas fotográficas etc. Considere que a reação global desse tipo de bateria seja



com uma diferença de potencial de saída de 1,35V. Teoricamente, a tensão mínima, em volts, que se deve aplicar para recarregar essa bateria é de

- A) -0,5
- B) -1,0
- C) +0,5
- D) +1,0
- E) +1,5

32. Praticamente todos os aparelhos eletrônicos contêm uma ou mais placas de circuito impresso, nas quais são soldados os componentes. As trilhas metálicas dessas placas são de cobre, como mostra a figura a seguir.



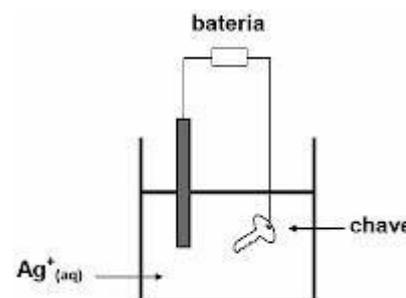
Considere as seguintes informações, todas corretas, referentes a procedimentos experimentais (I, II, III e IV), que podem ser empregados para obtenção de cobre puro, o mais rapidamente possível, a partir de placas de circuito impresso.

- I. Ao mergulhar uma mistura de cobre e polímero em ácido nítrico, o cobre reage formando uma solução aquosa de nitrato cúprico. O polímero se mantém intacto.
- II. Limpando-se a placa e depois a quebrando em pequenos fragmentos, obtém-se um material com maior superfície de contato e que, portanto, reage mais rapidamente.
- III. Submetendo-se uma solução de nitrato cúprico à eletrólise, forma-se cobre metálico puro.
- IV. Filtrando-se uma mistura de polímero e solução de nitrato cúprico, a solução passa pelo filtro, mas o polímero fica retido.

Com base nessas informações, pode-se concluir que, para se obter cobre puro a partir de placas de circuito impresso usadas, devem-se realizar esses procedimentos na seguinte ordem:

- A) II – I – IV – III.
- B) III – II – IV – I.
- C) I – III – II – IV.
- D) III – IV – II – I.
- E) II – IV – I – III.

33. Um estudante resolveu folhear sua chave com prata, utilizando a seguinte montagem:



Nessa célula, a chave corresponde ao:

- A) anodo, que é o pólo positivo.  
 B) anodo, que é o pólo negativo.  
 C) catodo, que é o pólo positivo.  
 D) catodo, que é o pólo negativo.  
 E) cátodo, onde ocorre a oxidação.

34. A eletrólise ígnea do cloreto de sódio resulta em sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada ion

- A) cloreto recebe um elétron.  
 B) sódio recebe dois elétrons.  
 C) sódio recebe um elétron.  
 D) sódio perde um elétron.  
 E) cloreto perde dois elétrons.

35. Os principais fenômenos estudados pela eletroquímica são a produção de corrente elétrica, através de uma reação química (pilha), e a ocorrência de uma reação química, pela passagem de corrente elétrica (eletrólise). Com relação a esses fenômenos, analise as proposições abaixo.

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. O fenômeno da eletrólise é basicamente contrário ao da pilha, pois enquanto na pilha o processo químico é espontâneo  $E > 0$ , o da eletrólise é não-espontâneo  $E < 0$ .

Assinale a alternativa correta.

- (A) Somente a proposição II é verdadeira.  
 (B) Somente as proposições I e II são verdadeiras.  
 (C) Somente as proposições I e III são verdadeiras.  
 (D) Somente a proposição I é verdadeira.  
 (E) Todas as proposições são verdadeiras.

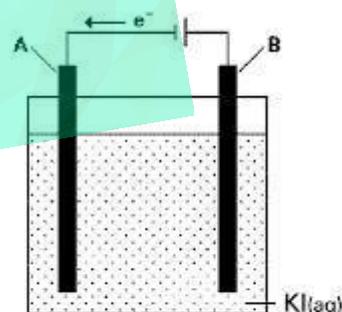
36. Dada a reação  $\text{Cu} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2$ , assinale a afirmativa correta sabendo-se que os potenciais-padrão de

redução do cobre e do hidrogênio são respectivamente 0,34 Volts e 0,00 Volts.

- A) A reação produz corrente elétrica.  
 B) A reação não ocorre espontaneamente.  
 C) A reação ocorre nas pilhas de Daniell.  
 D) O cobre é o agente oxidante.  
 E) O hidrogênio sofre oxidação.

37. Com relação aos processos eletrolíticos, assinale a alternativa incorreta.

- A) A eletrólise, ao contrário das pilhas, é sempre um processo não espontâneo.  
 B) Só se é possível obter gás cloro ( $\text{Cl}_2$ ) a partir da eletrólise ígnea do NaCl.  
 C) A quantidade dos produtos obtidos pela eletrólise depende do tempo e da corrente elétrica aplicadas no processo.  
 D) Para se reduzir um mol de prata ( $\text{Ag}^+$ ) é necessário um mol de elétrons.  
 E) O pólo positivo é denominado ânodo, e o pólo negativo é o cátodo.



38. Dados:

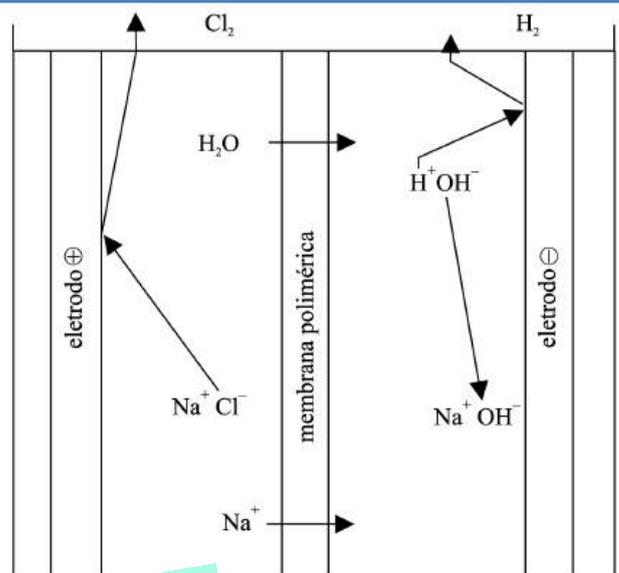
- o indicador fenolftaleína é incolor em  $\text{pH} < 8$  e rosa em  $\text{pH}$  acima de 8.
- o amido é utilizado como indicador da presença de iodo em solução, adquirindo uma intensa coloração azul devido ao complexo iodo-amido formado.

Um experimento consiste em passar corrente elétrica contínua em uma solução aquosa de iodeto de potássio (KI). O sistema está esquematizado a seguir.

Para auxiliar a identificação dos produtos são adicionadas, próximo aos eletrodos, solução alcoólica de fenolftaleína e dispersão aquosa de amido.

Sobre o experimento é incorreto afirmar que

- A) haverá formação de gás no eletrodo B.
- B) a solução ficará rosa próximo ao eletrodo A.
- C) no eletrodo B ocorrerá o processo de oxidação.
- D) o eletrodo A é o cátodo do sistema eletrolítico.
- E) a solução ficará azul próximo ao eletrodo B.



39. Contra o monopólio do sal, decretado pelo governo britânico, Mahatma Ghandi mobilizou o povo para a Marcha do Sal, em 1930, que durou semanas de caminhada. Ao chegarem ao mar, Ghandi conclamou o povo indiano a não mais respeitar o monopólio do sal e a boicotar as mercadorias inglesas, marcando, assim, o Movimento de Desobediência Civil (1930-34).

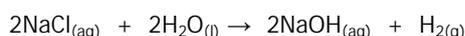
O sal mencionado no Texto é o cloreto de sódio. Sobre esse sal, É CORRETO afirmar que

- A) é bastante solúvel em solventes apolares.
- B) pode produzir NaOH em uma eletrólise ígnea.
- C) possui características essencialmente moleculares em fase sólida.
- D) possui o íon cloreto que, ao ser formado em fase gasosa, libera energia.
- E) é formado a partir da combinação de um metal alcalino e um elemento de transição.

40. Em 2005, a produção brasileira de cloro (Cl<sub>2</sub>) e de soda (NaOH) atingiu a ordem de 1,3 milhões de toneladas. Um dos processos mais importantes usados na produção destas substâncias é baseado na eletrólise da salmoura (solução saturada de cloreto de sódio), empregando-se uma cuba eletrolítica formada por dois compartimentos separados por uma membrana polimérica, semipermeável.

Além do cloro e da soda, forma-se gás hidrogênio.

Reação global:

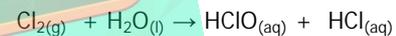


A Agência Nacional de Vigilância Sanitária estabelece normas rígidas que permitem o emprego de hipoclorito de sódio (NaClO) e do ácido hipocloroso (HClO) no tratamento de água.

A produção do hipoclorito de sódio é feita borbulhando-se gás cloro em uma solução aquosa de hidróxido de sódio. A reação do processo é



O ácido hipocloroso, ácido fraco com constante de dissociação  $3 \times 10^{-8}$  a 20°C, pode ser formado pela reação do cloro e água:



Em relação ao processo eletrolítico para a produção de cloro e soda, é correto afirmar que

- A) os íons Na<sup>+</sup> e as moléculas de H<sub>2</sub>O migram através da membrana na direção do anodo.
- B) forma-se gás hidrogênio no catodo e gás cloro no anodo.
- C) no catodo, é formado o gás cloro através do recebimento de elétrons.
- D) os elétrons migram, através de contato elétrico externo, do pólo negativo para o pólo positivo da célula.
- E) para cada mol de gás hidrogênio formado, é necessário um mol de elétrons.

41. (UFSC) Uma notícia circula na Internet, por e-mails e fóruns, sobre como seria possível enganar o bafômetro ingerindo-se uma mistura de coca-cola e gelo momentos antes de passar pelo teste do assopro. Seria possível confundir o aparelho com esta ingestão

já que a mistura promove a liberação de hidrogênio, confundindo o sistema.

Mesmo que você tenha ingerido uma grande quantidade de bebida alcoólica, continua a notícia, o teste vai dar negativo ou abaixo dos 0,02 mg/L.

A explicação é a seguinte: “Isto acontece pelo fato de o hidrogênio liberado pelo gelo anular a maior parte da associação do álcool no ar do seu pulmão. Esta dica é velha e foi descoberta por estudantes de química americanos que tiveram que enfrentar o mesmo tipo de punição nos anos 70 e 80. A coca-cola, para que serve? Poxa, você não vai querer ser parado com um copo de whisky com gelo. Então, bota qualquer refrigerante, menos água, pois demora mais para retirar o hidrogênio do gelo.”

(Disponível em:

<http://www1.folha.uol.com.br/folha/ciencia/ult306u430605.shtml>) Acesso em: 07 ago. 2008.)

Considerando os textos acima e de acordo com o seu conhecimento químico, assinale a(s) proposição(ões) **correta(s)**:

01. A informação é verdadeira porque, ao fundir, o gelo libera o hidrogênio presente na molécula de água.

02. Na eletrólise da água acidulada, no eletrodo positivo, obtém-se um gás que apresenta como uma de suas propriedades ser combustível.

04. O hidrogênio pode ser obtido quando se passa uma corrente elétrica (eletrólise) na água acidulada por ácido sulfúrico, através da seguinte equação global:  $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$ .

08. 0,02 mg/L significa que a massa do etanol é de 0,02 mg em cada litro de ar expirado.

16. O hidrogênio, por ser um comburente, poderá causar uma explosão quando a pessoa expirar próximo de uma chama.

32. A informação é incorreta, pois é impossível liberar hidrogênio nas condições citadas acima.

**42. (UFMS)** Sabendo-se que, num sistema eletroquímico, a carga  $Q$  (Coulombs) é obtida pelo produto da corrente  $i$  (Ampere) pelo tempo  $t$  (segundos), e que a passagem de 1 mol de elétrons numa galvanoplastia produz 1 Faraday de carga (96500 Coulombs), calcule a massa de prata metálica, em gramas, que será depositada no cátodo, pela passagem de 19,3 A de corrente, durante 1 hora 23 minutos e 20 segundos, numa solução aquosa contendo íons  $Ag^+$ .

**43. (Unicamp)** A *Revista no<sup>o</sup>160* traz um comentário sobre um ônibus montado no Brasil que tem como combustível o gás hidrogênio. Resumidamente, explica-se que no ônibus existem celas eletroquímicas formadas por um conjunto de placas (eletrodos) e uma membrana polimérica chamada “membrana de troca de prótons”. Em um tipo de eletrodo, o hidrogênio é “quebrado” (aspas nossas) e elétrons são liberados, gerando uma corrente elétrica em direção ao outro tipo de eletrodo, onde o

gás oxigênio forma íons óxido. Os produtos que se originam nos dois diferentes eletrodos reagem para formar água.

a) Considerando-se as informações do texto, escreva a equação química da semirreação de oxidação que ocorre nessa cela eletroquímica.

b) Que massa de gás hidrogênio deve ser transformada na cela eletroquímica para que, no funcionamento do ônibus, haja uma liberação de 38,0 MJ? Dado: entalpia de formação da água =  $-242$  kJ mol<sup>-1</sup>.

**44. (UFC)** Revestimento metálico de zinco sobre ferro é obtido pela redução de íons  $Zn^{2+}$  a partir da eletrólise de uma solução aquosa contendo estes íons.

a) Considerando que ferro e zinco formam um par galvânico, indique, a partir dos valores de potencial padrão de eletrodo, fornecidos a seguir, que metal atuará como ânodo e que metal atuará como cátodo neste par galvânico.

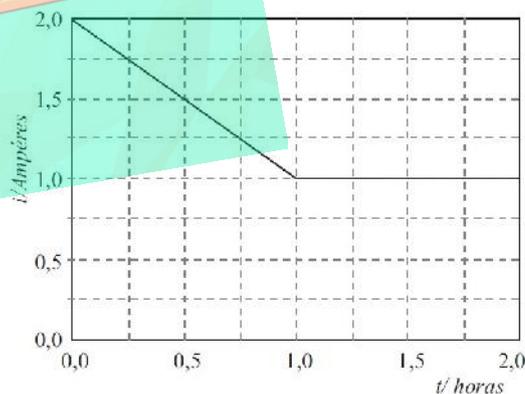
Justifique sua resposta em função dos valores de potencial padrão de eletrodo fornecidos.

Dados:



b) Considerando que, em uma célula eletrolítica, a intensidade de corrente elétrica para a redução de íons  $Zn^{2+}$  varia com o tempo, de acordo com o gráfico abaixo, determine o número de moles de zinco metálico reduzido sobre ferro.

Dado: Assuma que um mol de elétrons corresponde a uma carga de 96.500 C.



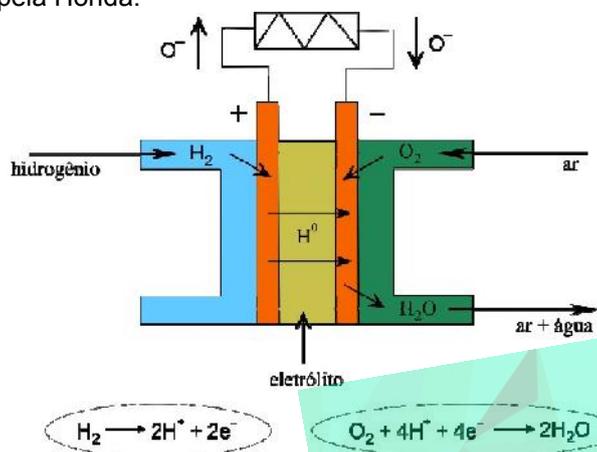
**45. (UFRJ)** A Honda inaugurou, em junho de 2008, uma linha de montagem de carros movidos a hidrogênio.

O Hidrogênio reage com o Oxigênio através de uma célula combustível (pilha) que mantém os gases separados por uma membrana semipermeável, evitando reações violentas.

Assim, a reação ocorre espontaneamente de forma controlada, gerando calor. Esse calor é convertido em eletricidade, armazenada numa bateria que alimenta o motor do veículo.

As células combustíveis têm a vantagem de ser altamente eficientes, pouco poluentes e portáteis. A desvantagem é o seu custo. Quando, em 1879, o alemão Karl Benz inventou o motor de combustão interna, as células combustíveis já tinham sido inventadas por William Grove há 40 anos.

Entretanto, somente em 1960 essa tecnologia foi utilizada pela NASA a fim de fornecer energia e água às missões Apollo e agora passou a ser usada pela Honda.

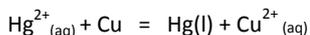


Com base no diagrama da célula combustível, pode-se afirmar que:

- nessa célula, as polaridades do ânodo e do cátodo são negativa e positiva, respectivamente;
- o produto da reação é a água, cujas moléculas formam ângulos de ligação de  $180^\circ$ ;
- a reação global dessa célula é a soma da oxidação do Hidrogênio e da redução do Oxigênio;
- o produto da reação eletroquímica é a água, que é formada por ligações iônicas;
- a relação molar entre  $H_2$  e  $O_2$  na equação equilibrada é de um mol de  $H_2$  para um mol de  $O_2$ .

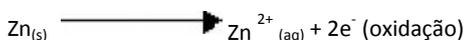
## GABARITO

1 –



2 –

Desgaste da barra de zinco:



Espessamento da barra de chumbo:



Os elétrons fluem do eletrodo de zinco para o de chumbo.

3 – V – V – F – F – F

4 – E

5 – D

6 – B

7 - 01 + 02 + 04 + 32 = 39

8 - C – E – C – E

9 – C

10 - F – V – F – V – F – V – F

11. CEEC

12. E

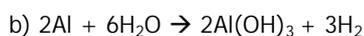
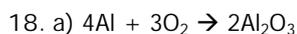
13. CECC

14. VFVVVV

15. D

16. E

17. ECCC



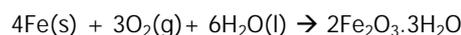
A análise dos potenciais revela que quando o alumínio reage espontaneamente com a água ele oxida, logo, a reação representada anteriormente é espontânea.

19.

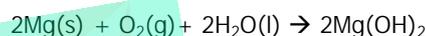
a) Magnésio, pois possui menor potencial de redução o que indica maior facilidade de oxidar que o ferro.

b) Níquel, cobre e prata, pois possuem maiores potenciais de redução que o ferro, protegendo-o portanto, da oxidação.

20. a) Experimento 1:



Experimento 2:



Experimento 3:

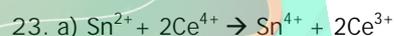


b) Recobrir o prego com uma fina camada de estanho. Evitar o contato do prego com o ar e umidade.

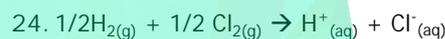
c)  $\text{Mg} > \text{Fe} > \text{Sn}$

21. E

22. D



b) Redutor  $\rightarrow \text{Sn}^{2+}$  e oxidante  $\rightarrow \text{Ce}^{4+}$



25. a) Porque o único produto é a água.

b) O gás  $\text{H}_2$ , porque é onde ocorre a oxidação (ou onde o  $\text{H}_2$  se transforma em  $\text{H}^+$ ) e, portanto, é onde os elétrons são liberados.

c) 1 g de  $\text{H}_2$  : 8 g de  $\text{O}_2$ , pois a relação estequiométrica da reação é 1 mol de  $\text{H}_2$  reage com 1/2 mol de  $\text{O}_2$ .

26. E

27.

a) No eletrodo A, porque ali o  $\text{Cu}^{2+}$  recebe elétrons e se deposita como  $\text{Cu}^0$ .

b) A intensidade da cor permanecerá a mesma, pois o  $\text{Cu}^{2+}$  que se deposita como  $\text{Cu}^0$  no eletrodo A é repostado pela oxidação do cobre metálico no eletrodo B.

28.

a) O pólo positivo está indicado pelo número 2, pólo onde ocorre a oxidação do cobre; o pólo negativo está indicado pelo número 1, pólo onde ocorre a redução dos íons  $H^+$ .

b) Devido à formação dos íons  $Cu^{2+}$ .

c) O gás hidrogênio e sua equação de formação é  $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$

29. I, II, III e IV

30. B

31. E

32. A

33. D

34. C

35. C

36. B

37. B

38. A

39. D

40. B

41. 44

42. 108

43.

a)  $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ .

b) massa transformada de *gás hidrogênio* = 314 g.

44.

a) O Zn e o Fe formarão um par galvânico. Por possuir um potencial padrão de eletrodo mais negativo que o ferro, o zinco atuará como ânodo e o ferro como cátodo.

b) 0,045 mol de zinco.

45. C

