

**GOSTARIA DE BAIXAR  
TODAS AS LISTAS  
DO PROJETO MEDICINA  
DE UMA VEZ?**

**CLIQUE AQUI**

ACESSE

**WWW.PROJETOMEDICINA.COM.BR/PRODUTOS**



**Projeto Medicina**

## Exercícios de Química Eletroquímica

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Unb) O elemento químico iodo foi descoberto 1812 pela análise química de algas marinhas. Esse elemento é encontrado naturalmente na composição de sais de iodeto e de sais de iodato. Ele é parte essencial dos hormônios tireoidianos, que desempenham um papel vital na produção de energia nos seres humanos. No mundo, a deficiência de iodo ainda é a principal causa de hipotireoidismo, enfermidade que retarda o metabolismo humano. Entre outros problemas associados a essa deficiência, está o aumento da glândula tireóide (bócio, popularmente chamado de papo). O diagnóstico das doenças relacionadas à tireóide pode ser feito por meio do uso de radioisótopos de iodo.

Recentemente, a imprensa noticiou que maioria das marcas de sal comercializadas no Brasil contém uma quantidade de iodo aquém daquela recomendada pela legislação, que é de 40mg de iodo por quilograma de sal. Átomos desse elemento químico podem ser fornecidos à dieta alimentar, por exemplo, pela adição de iodato de potássio ( $KIO_3$ ) ao sal de cozinha.

1. 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  $Al^0$ ) é de  $-1,66V$  e, para o cobre ( $Cu^{2+}$  para  $Cu^0$ ), é de  $+0,34V$ , 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  $1,32V$ .

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Uel) Um estudante recebe quatro frascos, rotulados como A, B, C e D, todos contendo um líquido incolor e transparente. Cada frasco contém um dos seguintes materiais: água, solução aquosa de nitrato de zinco, solução aquosa de cloreto de sódio, solução aquosa de nitrato de prata, não necessariamente na ordem A, B, C e D. Solicita-se ao estudante que identifique o material de cada frasco. Para isto, ele efetua alguns testes.

2. O estudante constata experimentalmente que o material D é o único que não conduz a corrente elétrica; além disto, encontra na literatura os seguintes valores para alguns potenciais padrão de redução:

$$E^0(Na^+/Na) = -2,71 V$$

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

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

$$E^0(Ag^+/Ag) = +0,80 V$$

Mergulhando uma lâmina de cobre nas amostras A, B, C e D, ele observa que no material A ocorre a formação de um depósito sobre a lâmina. Nos demais, nada é observado.

Em função de todas as observações feitas sobre o comportamento dos materiais A, B, C e D, é correto afirmar que eles são, respectivamente:

- Solução de nitrato de prata, solução de nitrato de zinco, solução de cloreto de sódio, água.
- Solução de cloreto de sódio, solução de nitrato de zinco, solução de nitrato de prata, água.
- Solução de nitrato de prata, solução de cloreto de sódio, solução de nitrato de zinco, água.
- Solução de cloreto de sódio, água, solução de nitrato de prata, solução de nitrato de zinco.
- Solução de cloreto de sódio, água, solução de nitrato de zinco e solução de nitrato de prata.

### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufpe) Na(s) questão(ões) a seguir escreva nos parênteses a letra (V) se a afirmativa for verdadeira ou (F) se for falsa.

3. Ao se colocar um certo metal pulverizado em um copo de água, observa-se a formação de uma grande quantidade de bolhas e o consumo do metal. Após algum tempo, o interior do copo contém somente um líquido incolor. Pode-se concluir que:

- ( ) Ocorreu uma reação de óxido-redução.  
 ( ) O potencial padrão de redução deste metal é maior que o da água.  
 ( ) O gás produzido é o oxigênio.  
 ( ) O meio provavelmente estará mais alcalino após o término da reação.  
 ( ) O líquido contido no copo é uma solução de um sal do metal.

TEXTO PARA AS PRÓXIMAS 2 QUESTÕES.

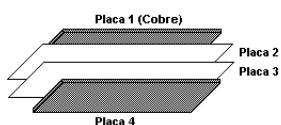
(Ufrj) Um experimento utilizado no estudo de eletroquímica consiste em empilhar uma placa de cobre e uma placa de zinco, e duas placas de feltro, uma embebida em solução padrão de sulfato de cobre, e outra em solução padrão de sulfato de zinco. Esse experimento tem o objetivo de produzir energia para acender uma lâmpada de baixa voltagem.

Potenciais padrão de redução



4. Com base no esquema apresentado a seguir, responda aos seguintes itens:

Esquema de Montagem da Pilha



I. Indique a seqüência de montagem da pilha, identificando as placas 2, 3 e 4.

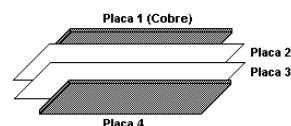
II. Escreva a equação da semi-reação correspondente ao eletrodo formado pela placa onde ocorre depósito metálico.

III. Identifique a placa onde será conectada a extremidade do fio correspondente ao pólo positivo da pilha.

IV. Identifique a placa de feltro contendo a solução onde ocorre aumento da concentração de íons positivos.

5. Para que uma lâmpada de 1,5 V seja acesa, é necessário repetir o empilhamento sugerido no experimento, constituindo duas pilhas em série. Justifique esse procedimento com base nos potenciais padrão de redução.

Esquema de Montagem da Pilha



TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Cesgranrio) É muito comum o uso de aditivos químicos para a preservação e conservação de produtos alimentícios por um tempo maior e, também, para melhorar o aspecto visual, o odor e o sabor de alimentos. Dois bons exemplos são o processo de salgamento da carne e a utilização de fermentos químicos e biológicos nas massas para bolos. Os microorganismos presentes na carne são a causa da decomposição natural. Com o processo de salgamento, o meio se torna hipertônico e, por isso, ela se conserva por um tempo maior.

Já a utilização de fermentos químicos à base de bicarbonato de sódio (hidrogeno carbonato de sódio) faz com que a massa cresça em virtude do gás carbônico oriundo do fermento, o que torna o bolo mais saboroso e atraente.

6. Sobre o composto químico que constitui a base do fermento adicionado ao bolo, são feitas as afirmações a seguir.

I - Trata-se de um sal que pode ser obtido pela reação do anidrido carbônico com o hidróxido de sódio na proporção molar 1:1.

II - Dissolvido em água e submetido a eletrólise, numa cuba eletrolítica, produz gás hidrogênio no catodo.

III - Dissolvido em água, os seus íons se dissociam e somente os ânions sofrem hidrólise, o que acarreta elevação do pH do meio.

Está(ão) correta(s) a(s) afirmação(ões):

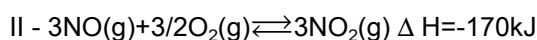
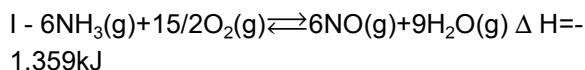
- a) III, apenas.
- b) I e II, apenas.
- c) I e III, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

**TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO**

(Unb) Cerca de 90% do ácido nítrico, principal matéria-prima dos adubos à base de nitratos, são obtidos pela reação de oxidação da amônia pelo O<sub>2</sub>, em presença de catalisador-platina com 5% a 10% de paládio ou de ródio (ou de ambos) - a uma temperatura de 950°C. A reação é representada pela equação



Essa reação ocorre nas seguintes etapas:



7. Na(s) questão(ões) a seguir assinale os itens corretos e os itens errados.

A partir da equação global de obtenção do ácido nítrico, julgue os itens que se seguem.

- (1) O oxigênio sofre redução.
- (2) O número de oxidação do nitrogênio, ao passar de NH<sub>3</sub> para HNO<sub>3</sub>, varia de 8 unidades.
- (3) Uma das propriedades químicas da platina, que a torna útil como catalisador na indústria, é o fato de ela apresentar um potencial de oxidação que a protege contra a corrosão.

**TEXTO PARA AS PRÓXIMAS 2 QUESTÕES.**

(Puccamp) No ano de 2000 foram comemorados os 200 anos de existência da pilha elétrica, invento de Alessandro Volta. Um dos dispositivos de Volta era formado por uma pilha de discos de prata e de zinco, sendo que cada par metálico era separado por um material poroso embebido com uma solução ácida. É daí que veio o nome "pilha", utilizado até hoje.

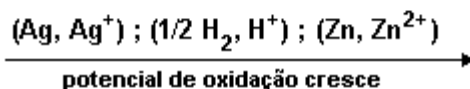
8. Volta construiu pilhas com diversos tipos de pares metálicos e de soluções aquosas. Para conseguir tensão elétrica maior do que a fornecida pela pilha de Volta, foram propostas as seguintes alterações:

- I. aumentar o número de pares metálicos (Ag e Zn) e de separadores embebidos com soluções ácidas;
- II. substituir os discos de zinco por discos de outro metal que se oxide mais facilmente;
- III. substituir os separadores embebidos com solução ácida por discos de uma liga Ag/Zn.

Há aumento de tensão elétrica SOMENTE com o que é proposto em

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

9. Considerando que:



Na pilha de Volta, a espécie redutora deve ser,

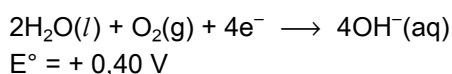
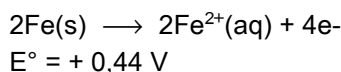
- a) Zn
- b) Zn<sup>2+</sup>
- c) H<sup>+</sup>
- d) Ag
- e) H<sub>2</sub>

**TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO**

(Ufc) Na(s) questão(ões) a seguir escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.

10. A cidade de Fortaleza possui a segunda atmosfera mais agressiva do mundo relativa ao processo de corrosão. Isto tem motivado a realização de pesquisas nos departamentos de química da UFC. Fatores como alta taxa de insolação, velocidade dos ventos, maresia e alto teor de umidade contribuem para este fenômeno.

Na formação da ferrugem ocorrem as seguintes reações:



Assinale as alternativas corretas:

01. A reação catódica é uma reação de oxidação que libera elétrons, proporcionando a corrosão do metal.

02. O processo total de corrosão do ferro, apresentado anteriormente, é espontâneo e tem potencial de +0,84V.

04. O alto teor de umidade associado à maresia facilita a formação do eletrólito.

08. A ocorrência na atmosfera de poluentes industriais, tal como o SO<sub>2</sub>, contribui para a aceleração da corrosão pela possibilidade da presença do ácido sulfúrico na superfície do metal.

16. Metais com potenciais padrão de redução mais negativos do que o do Ferro são indicados para serem utilizados como eletrodos de sacrifício, isto é, se oxidam preferencialmente ao ferro.

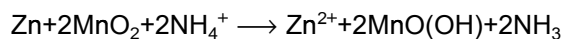
Soma ( )

#### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufsm) A(s) questão(ões) a seguir refere(m)-se a uma visita de Gabi e Tomás ao supermercado, com o objetivo de cumprir uma tarefa escolar. Convidamos você a esclarecer as dúvidas de Gabi e Tomás sobre a Química no supermercado.

Tomás portava um gravador e Gabi, uma planilha com as principais equações químicas e algumas fórmulas estruturais.

11. Na seção de "materiais elétricos e construção", Tomás lembrou a Gabi que as pilhas de seu gravador estavam fracas. Gabi afirmou que, na descarga das pilhas, ocorre a reação global



Você pode ajudá-los; portanto, assinale a alternativa correta em relação às espécies que constituem os pólos dessa pilha.

|    | Cátodo           | Ânodo                        |
|----|------------------|------------------------------|
| a) | Zn               | MnO <sub>2</sub>             |
| b) | NH <sub>3</sub>  | MnO(OH)                      |
| c) | Zn <sup>2+</sup> | MnO(OH)                      |
| d) | MnO <sub>2</sub> | Zn                           |
| e) | MnO <sub>2</sub> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> |

#### TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Puccamp) Ação à distância, velocidade, comunicação, linha de montagem, triunfo das massas, Holocausto: através das metáforas e das realidades que marcaram esses cem últimos anos, aparece a verdadeira doença do progresso...

O século que chega ao fim é o que presenciou o Holocausto, Hiroshima, os regimes dos Grandes Irmãos e dos Pequenos Pais, os massacres do Camboja e assim por diante. Não é um balanço tranqüilizador. Mas o horror desses acontecimentos não reside apenas na quantidade, que, certamente, é assustadora.

Nosso século é o da aceleração tecnológica e científica, que se operou e continua a se operar em ritmos antes inconcebíveis. Foram necessários milhares de anos para passar do barco a remo à caravela ou da energia eólica ao motor de explosão; e em algumas décadas se passou do dirigível ao avião, da hélice ao turboreator e daí ao foguete interplanetário. Em algumas dezenas de anos, assistiu-se ao triunfo das teorias revolucionárias de Einstein e a seu questionamento. O custo dessa aceleração da descoberta é a hiperespecialização. Estamos em via de viver a tragédia dos saberes

separados: quanto mais os separamos, tanto mais fácil submeter a ciência aos cálculos do poder. Esse fenômeno está intimamente ligado ao fato de ter sido neste século que os homens colocaram mais diretamente em questão a sobrevivência do planeta. Um excelente químico pode imaginar um excelente desodorante, mas não possui mais o saber que lhe permitiria dar-se conta de que seu produto irá provocar um buraco na camada de ozônio.

O equivalente tecnológico da separação dos saberes foi a linha de montagem. Nesta, cada um conhece apenas uma fase do trabalho. Privado da satisfação de ver o produto acabado, cada um é também liberado de qualquer responsabilidade. Poderia produzir venenos, sem que o soubesse - e isso ocorre com frequência. Mas a linha de montagem permite também fabricar aspirina em quantidade para o mundo todo. E rápido. Tudo se passa num ritmo acelerado, desconhecido dos séculos anteriores. Sem essa aceleração, o Muro de Berlim poderia ter durado milênios, como a Grande Muralha da China. É bom que tudo se tenha resolvido no espaço de trinta anos, mas pagamos o preço dessa rapidez. Poderíamos destruir o planeta num dia.

Nosso século foi o da comunicação instantânea, presenciou o triunfo da ação à distância. Hoje, aperta-se um botão e entra-se em comunicação com Pequim. Aperta-se um botão e um país inteiro explode. Aperta-se um botão e um foguete é lançado a Marte. A ação à distância salva numerosas vidas, mas irresponsabiliza o crime.

Ciência, tecnologia, comunicação, ação à distância, princípio da linha de montagem: tudo isso tornou possível o Holocausto. A perseguição racial e o genocídio não foram uma invenção de nosso século; herdamos do passado o hábito de brandir a ameaça de um complô judeu para desviar o descontentamento dos explorados. Mas o que torna tão terrível o genocídio nazista é que foi rápido, tecnologicamente eficaz e buscou o consenso servindo-se das comunicações de massa e do prestígio da ciência.

Foi fácil fazer passar por ciência uma teoria pseudocientífica porque, num regime de separação dos saberes, o químico que aplicava os gases asfixiantes não julgava necessário ter opiniões sobre a antropologia física. O Holocausto foi possível porque se podia aceitá-lo e justificá-lo sem ver seus resultados. Além de um número, afinal restrito, de

pessoas responsáveis e de executantes diretos (sádicos e loucos), milhões de outros puderam colaborar à distância, realizando cada qual um gesto que nada tinha de aterrador.

Assim, este século soube fazer do melhor de si o pior de si. Tudo o que aconteceu de terrível a seguir não foi se não repetição, sem grande inovação.

O século do triunfo tecnológico foi também o da descoberta da fragilidade. Um moinho de vento podia ser reparado, mas o sistema do computador não tem defesa diante da má intenção de um garoto precoce. O século está estressado porque não sabe de quem se deve defender, nem como: somos demasiado poderosos para poder evitar nossos inimigos. Encontramos o meio de eliminar a sujeira, mas não o de eliminar os resíduos. Porque a sujeira nascia da indigência, que podia ser reduzida, ao passo que os resíduos (inclusive os radioativos) nascem do bem-estar que ninguém quer mais perder. Eis porque nosso século foi o da angústia e da utopia de curá-la.

Espaço, tempo, informação, crime, castigo, arrependimento, absolvição, indignação, esquecimento, descoberta, crítica, nascimento, vida mais longa, morte... tudo em altíssima velocidade. A um ritmo de STRESS. Nosso século é o do enfarte.

(Adaptado de Umberto Eco, Rápida Utopia. VEJA, 25 anos, Reflexões para o futuro. São Paulo, 1993).

12. Entre os resíduos decorrentes do modo de vida do ser humano deste século estão grandes quantidades de pilhas e baterias dos mais diversos tipos. Elas, em geral,

I - são fontes de poluição do ambiente por íons de metais "pesados".

II - requerem o uso de recursos não renováveis para sua fabricação.

III - funcionam devido a reações de oxirredução entre as espécies que as constituem.

Dessas afirmações,

a) somente I é correta.

b) somente II é correta.

c) somente III é correta.

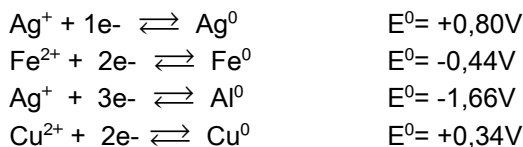
d) somente I e II são corretas.

e) I, II e III são corretas.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

(Ufpr) Na(s) questão(ões) a seguir, escreva no espaço apropriado a soma dos itens corretos.

13. Dados os potenciais de oxi-redução a seguir,

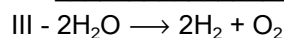
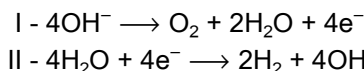


é correto afirmar que;

- 01) Uma pilha formada por um eletrodo de ferro em contato com uma solução contendo íons  $\text{Fe}^{2+}$ , e um eletrodo de prata em contato com uma solução contendo íons  $\text{Ag}^+$ , ligados por uma ponte salina, apresenta um potencial padrão de +1,24V.
- 02) Na mesma pilha da alternativa anterior ocorrerá a oxidação da prata com formação de  $\text{Ag}^+$ .
- 04) A reação  $2\text{Ag}^0 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Fe}^0$  é espontânea.
- 08) Uma lâmina de alumínio mergulha em uma solução 1mol/L de  $\text{CuSO}_4$  apresentará a formação de um depósito de cobre metálico sobre ela.
- 16) O alumínio ( $\text{Al}^0$ ) é um redutor mais forte do que o ferro ( $\text{Fe}^0$ ).

Soma = (            )

14. (Unb) A constante de Avogadro (e não número de Avogadro) é uma das mais importantes constantes físico-químicas, fundamental para o entendimento de vários conceitos químicos, entre os quais o conceito de mol. No entanto, muitas vezes o estudante tem a idéia de que ela é um número mágico, que surge não se sabe de onde. Para entender essa constante, pode ser realizado um experimento simples - a eletrólise da água - com uma solução de hidróxido de sódio a 10 g/L. As equações abaixo representam as reações envolvidas nesse processo.



(Constante de Avogadro. In: Química Nova na Escola, n°3, maio/98 (com adaptação)).

Com o auxílio do texto e considerando o volume molar de um gás, nas CNTP, igual a 22,71 L, julgue os itens que se seguem.

- (1) O mol é a unidade de medida da grandeza quantidade de matéria.
- (2) O hidróxido de sódio dissolvido na água forma uma solução condutora de eletricidade, viabilizando a eletrólise.
- (3) A unidade da constante de Avogadro é  $\text{mol}^{-1}$ .
- (4) A equação II representa a semi-reação ocorrida no catodo, enquanto que a equação III representa a reação global.
- (5) A eletrólise de um mol de água produz, nas CNTP, 22,71 L de gás oxigênio.

15. (Unb) Cerca de 55% do mercúrio liberado pelos garimpos entram diretamente na atmosfera, sob forma de vapor ( $\text{Hg}^0$ ). O vapor de mercúrio sofre oxidação, reagindo com o vapor d'água e o ozônio ( $\text{O}_3$ ) presentes no ar, e depois é lixiviado pela chuva, depositando-se sob a forma iônica ( $\text{Hg}^{2+}$ ) nos lagos de várzea, rios e áreas pantanosas, levemente ácidas e ricas em matéria orgânica. Ali é rapidamente metilado pela intensa atividade microbiana, acumulando-se em plantas e animais (especialmente nos peixes) e daí chega às populações humanas. A ameaça do mercúrio nos garimpos. In: Ciência Hoje, vol 11, n° 61, 1990.

Acerca dos conceitos acima mencionados, julgue os itens a seguir.

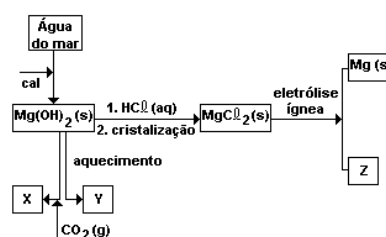


- (1) Se o ozônio for agente oxidante do vapor de mercúrio, os seus átomos de oxigênio deverão receber elétrons do mercúrio.
- (2) Segundo o texto, os átomos de mercúrio que contaminam as populações humanas possuem em número maior de prótons do que de elétrons.
- (3) Sabendo que o potencial padrão de oxidação do mercúrio é menor que zero, é correto concluir que o mercúrio sofre corrosão mais facilmente que os metais comuns, que possuem potencial maior que zero.
- (4) Se os resíduos ambientais e mercúrio forem tratados por processos eletrolíticos, então a massa de mercúrio a ser obtida será inversamente proporcional à corrente elétrica aplicada à solução contendo os íons de mercúrio.

16. (Puccamp) Baterias e pilhas usadas são em geral jogadas no lixo comum e, nas grandes cidades, acabam indo para aterros sanitários, onde causam problemas ambientais principalmente porque
- aceleram a decomposição do restante do lixo.
  - contêm íons de metais pesados.
  - são fontes do gás metano.
  - contêm ferro metálico.
  - se degradam antes dos materiais orgânicos.

17. (Unesp) O íon magnésio está presente na água do mar em quantidade apreciável. O íon  $Mg^{2+}$  é precipitado da água do mar como hidróxido, que é convertido a cloreto por tratamento com ácido clorídrico. Após evaporação da água o cloreto de magnésio é fundido e submetido à eletrólise.
- Escrever as equações de todas as reações que ocorrem.
  - Quais os produtos da eletrólise e seus estados físicos?

18. (Fuvest) Magnésio e seus compostos podem ser produzidos a partir da água do mar, como mostra o esquema a seguir.

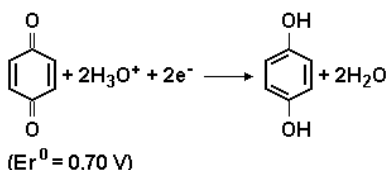
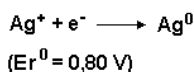


- Identifique X, Y e Z, dando suas respectivas fórmulas.
- Escreva a equação que representa a formação do composto X a partir do  $Mg(OH)_2(s)$ . Esta equação é de uma reação de oxirredução? Justifique.

19. (Ufrj) A suspensão de cristais diminutos de haletos de prata (sais sensíveis à luz) é o que se denomina, correntemente, emulsão fotográfica. Esta é preparada misturando-se um sal solúvel de prata, normalmente o nitrato de prata ( $AgNO_3$ ), com um haleto solúvel (podem ser utilizados sais de potássio, sódio ou amônio) numa solução aquecida de água contendo gelatina. Imediatamente após a mistura, os cristais precipitam-se na estrutura coloidal, que, resfriada, assume a forma de gel transparente.

- Sabendo-se que a maioria dos filmes coloridos e preto e branco possuem, em sua camada fotossensível, haleto do quarto período da Tabela Periódica, escreva a equação da reação que represente um processo de formação do sal sensível à luz.
- Na formação da imagem fotográfica, íon prata, advindo do haleto de prata sensibilizado pela luz, transforma-se em prata metálica pela ação de um revelador. Tendo como base os Potenciais Padrão de Redução ( $E^0$  nas equações de semi-reações a seguir), explique, a partir da equação da reação global e do cálculo da diferença de potencial, por que a hidroquinona (p-dihidroxi benzeno) pode ser usada como agente revelador.





20. (Ufscar) Escreva equações químicas balanceadas para os seguintes casos:

a) I. Reação de lítio metálico com cloro gasoso.

II. Queima de enxofre ao ar.

b) I. Eletrólise de iodeto de potássio fundido.

II. Reação de óxido de cobre (II) com ácido sulfúrico.

21. (Ufes) Em uma bateria chumbo-ácido totalmente carregada, a densidade da solução de eletrólito (ácido sulfúrico) está entre 1,25 e 1,30g/mL. Se a densidade da solução fica abaixo de 1,20g/mL, a bateria deve ser carregada. Uma amostra de 10,0mL da solução do eletrólito, retirada da bateria de um automóvel, foi diluída para 100,0mL, e uma alíquota de 20,0mL da solução diluída foi neutralizada com 44,6mL de uma solução 0,10mol/L de hidróxido de sódio.

a) Escreva a equação balanceada da neutralização total de 1,0mol de ácido sulfúrico pelo NaOH.

b) Calcule a concentração em mol/L da solução retirada da bateria.

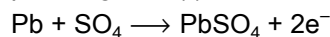
c) Sabendo que a percentagem em massa da solução do eletrólito é de 10% de ácido sulfúrico, verifique se a bateria do automóvel necessita de carga. Justifique sua resposta.

22. (Unesp) As baterias dos automóveis são cheias com solução aquosa de ácido sulfúrico. Sabendo-se que essa solução contém 38% de ácido sulfúrico em massa e densidade igual a 1,29g/cm<sup>3</sup>, pergunta-se:

a) Qual é a concentração do ácido sulfúrico em mol por litro [massa molar do H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 g/mol]?

b) Uma bateria é formada pela ligação em série de 6 pilhas eletroquímicas internas, onde ocorrem as semireações representadas a seguir:

pólo negativo (-):



$$E = +0,34 \text{ V}$$

pólo positivo (+):



$$E = -1,66\text{V}$$

Qual a diferença de potencial (voltagem) dessa bateria?

23. (Uel) Duas soluções aquosas diluídas, S<sub>1</sub> e S<sub>2</sub>, de mesma concentração em mol/L, de solutos não voláteis (que poderiam ser sacarose, glicose, fosfato de sódio ou cloreto de sódio) comparados, entre si, apresentaram as propriedades:

- Sob mesma pressão, a elevação do ponto de ebulição (em relação à água) da solução S<sub>2</sub> foi praticamente o dobro da solução S<sub>1</sub>

- A solução S<sub>2</sub> mostrou ser condutora de corrente elétrica, enquanto a solução S<sub>1</sub> praticamente não conduziu a corrente.

- A aplicação de uma diferença de potencial elétrico adequada à solução S<sub>2</sub> resultou na liberação de hidrogênio (H<sub>2</sub>) no cátodo, enquanto, com o mesmo procedimento na solução S<sub>1</sub> nada aconteceu.

Pela análise desses dados, pode-se concluir que as soluções S<sub>1</sub> e S<sub>2</sub> poderiam conter, respectivamente, os solutos

a) glicose e sacarose.

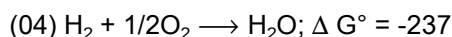
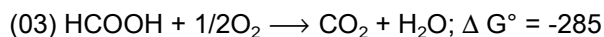
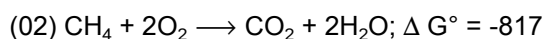
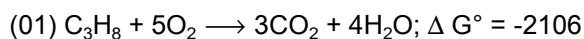
b) cloreto de sódio e fosfato de sódio.

c) sacarose e cloreto de sódio.

d) glicose e fosfato de sódio.

e) fosfato de sódio e glicose.

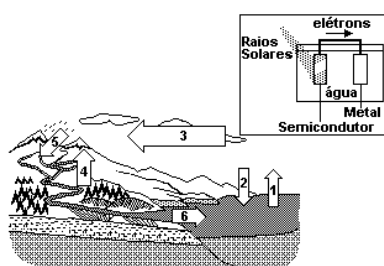
24. (Ufpe) Células de combustível são células galvânicas, cuja reação global é a queima de um combustível pelo oxigênio. As energias livres padrão de algumas reações (em kJoule por mol de combustível) que podem ocorrer nestes tipos de células se encontram a seguir:



Assinale o número da reação que apresenta o maior valor para o potencial padrão de célula.

25. (Ufrj) Os oceanos participam ativamente do controle do clima dos continentes, sendo um dos elementos responsáveis pelo aquecimento dos mesmos através do ciclo global de evaporação-condensação da água. A figura a seguir representa esquematicamente este ciclo, bem como fornece os valores médios anuais de massa de água envolvidos em cada processo.

a) Uma usina nuclear, do tipo Angra II, produz cerca de  $3 \times 10^{13}$  kJ/ano de energia. Sabendo-se que a entalpia de vaporização da água é de  $2,25 \times 10^3$  kJ/kg, quantas usinas seriam necessárias para fornecer a mesma quantidade de energia transferida dos oceanos aos continentes?



#### LEGENDA

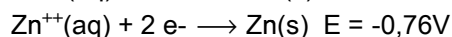
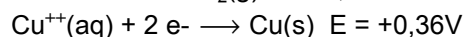
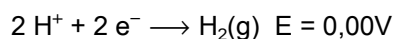
1. Evaporação:  $340 \times 10^{15}$  kg/ano
2. Condensação:  $300 \times 10^{15}$  kg/ano
3. Carreamento eólico (ventos):  $40 \times 10^{15}$  kg/ano
4. Evaporação de rios, lagos, transpiração de matas e florestas:  $64 \times 10^{15}$  kg/ano
5. Precipitação pluviométrica:  $104 \times 10^{15}$  kg/ano
6. Despejo de rios e afluentes:  $40 \times 10^{15}$  kg/ano

b) Os oceanos também podem, num futuro próximo, tornar-se a principal fonte de combustível pela produção de hidrogênio em células foto-eletrólíticas. Nestas células, a energia solar é usada para a eletrólise da água, produzindo hidrogênio e oxigênio: os raios solares retiram elétrons do eletrodo semicondutor, os quais são transferidos ao eletrodo metálico, gerando a ddp suficiente para o processo (vide figura anterior). A partir da reação de auto-ionização da água, dê a equação da semi-reação que ocorre no eletrodo metálico.

26. (Ufrj) Da reação entre uma pequena porção de zinco com ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), verifica-se uma reação de oxidação e redução com liberação de um gás.

a) As velocidades das reações serão iguais ao se substituir o zinco em pó pelo zinco em grânulos? Justifique sua resposta.

b) Se, na referida reação, o zinco fosse substituído pelo cobre, conservando-se as mesmas condições, teríamos a liberação do mesmo gás? Justifique sua resposta, baseando-se nos dados abaixo:



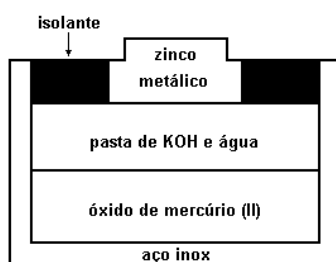
27. (Fuvest) Água contendo  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  apenas para tornar o meio condutor e o indicador fenolftaleína, é eletrolisada com eletrodos inertes. Nesse processo observa-se despreendimento de gás:

- de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo negativo.
- de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha somente ao redor do eletrodo positivo.
- somente do eletrodo negativo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo positivo.
- somente do eletrodo positivo e aparecimento de cor vermelha ao redor do eletrodo negativo.
- de ambos os eletrodos e aparecimento de cor vermelha ao redor de ambos os eletrodos.

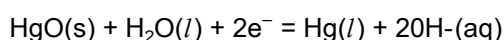
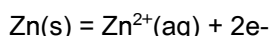
28. (Fuvest) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total. Qual das situações acima será observada com a liga de cobre e zinco (latão)? Justifique utilizando as informações relativas às semi-reações medidas em  $E^0$  (Volt):

- $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$   $E^0 = +1,36$
- $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$   $E^0 = +0,34$
- $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$   $E^0 = 0,00$
- $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$   $E^0 = -0,76$

29. (Unicamp) A figura a seguir representa uma pilha de mercúrio usada em relógios e cronômetros.



As reações que ocorrem nesta pilha são:



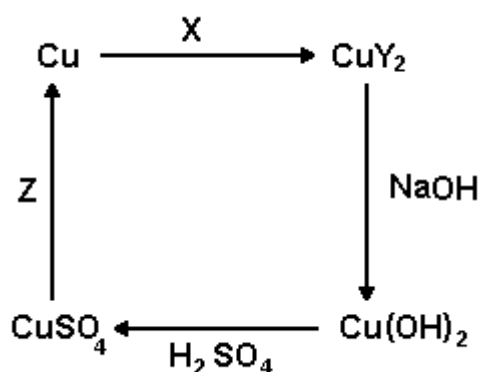
- De qual eletrodo partem os elétrons quando a pilha está fornecendo energia? Justifique.
- Cite duas substâncias cujas quantidades diminuem com o funcionamento da pilha. Justifique.

30. (Unesp) Mergulha-se uma lâmina limpa de níquel em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a lâmina fica recoberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna verde.

Explique o que ocorreu:

- na lâmina de níquel;
- na solução.

31. (Fuvest) A figura a seguir está representando um ciclo de transformações químicas do cobre.



| semi-reação  | $E^0/V$ |
|--|---------|
| $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$                                    | -0,76   |
| $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$                                    | +0,34   |
| $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}$  | +0,80   |
| $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ | +0,96   |
| $\text{Cl}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$                                    | +1,40   |

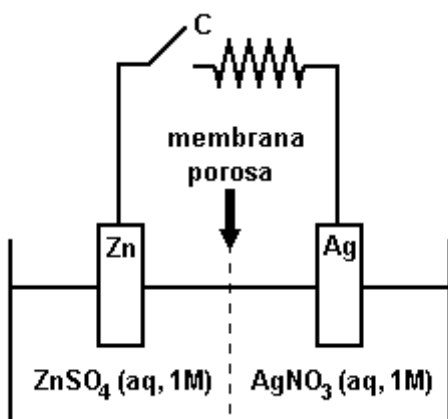
Nesse ciclo, X, Y e Z correspondem, respectivamente, a:

- $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NO}_3^-$  e Ag.
- NO,  $\text{NO}_3^-$  e Zn.
- $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Cl}^-$  e Ag.
- NO,  $\text{NO}_3^-$  e Ag.
- $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$  e Zn.

32. (Ita) Uma fonte, que fornece uma corrente elétrica constante de 3,00 A, permaneceu ligada a uma célula eletrolítica contendo solução aquosa de  $H_2SO_4$  e dois eletrodos inertes. Durante certo intervalo de tempo formaram-se 0,200mols de  $H_2$  em um dos eletrodos e 0,100mols de  $O_2$  no outro. Para obter as quantidades de produtos indicadas, o intervalo de tempo, em segundos, necessário será:

- a)  $(0,200-0,100) \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$
- b)  $0,200 \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$
- c)  $(0,400-0,200) \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$
- d)  $(0,400+0,200) \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$
- e)  $0,400 \times 9,65 \times 10^4 / 3,00$

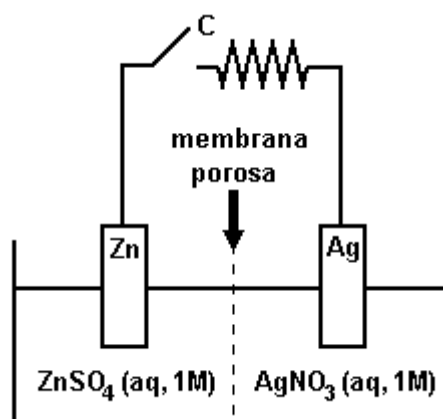
33. (Ita) Este teste se refere ao elemento galvânico esquematizado a seguir. Assinale a afirmação FALSA em relação ao que vai ocorrer quando a chave C é ligada:



- a) A corrente elétrica convencional vai circular no sentido anti-horário.
- b) Elétrons irão circular pelo fio da esquerda para a direita.
- c) Ânions nitrato vão migrar, através da membrana porosa, da direita para a esquerda.
- d) A concentração de ZnSO<sub>4</sub> do lado esquerdo vai aumentar.
- e) Cátions de zinco vão migrar, através da membrana porosa, da esquerda para a direita.

34. (Ita) Escreva as equações químicas das meia-reações que irão ocorrer em cada um dos eletrodos do elemento galvânico esquematizado adiante e justifique porque a frase a seguir está CERTA ou está ERRADA:

"A concentração de ZnSO<sub>4</sub> do lado esquerdo vai aumentar."

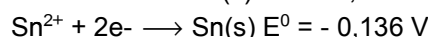
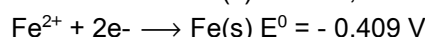
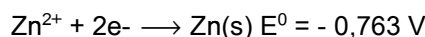


35. (Unesp) A corrosão de ferro metálico envolve a formação envolve a formação de íons Fe<sup>2+</sup>. Para evitá-la, chapas de ferro são recobertas por uma camada de outro metal. Em latas de alimentos a camada é de estanho metálico e em canos d'água, de zinco metálico.

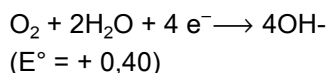
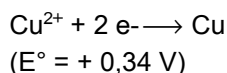
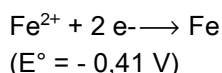
Explique por que:

- a) a camada de zinco evita a corrosão de canos d'água;
- b) quando a camada de estanho é danificada, expondo a camada do ferro, a corrosão acontece mais rapidamente do que quando a referida camada está ausente.

Dados: Potenciais padrões de redução a 25°C.



36. (Fuvest) Semi-Reação



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

- Qual o efeito do ambiente marinho sobre as placas de cobre? Explique utilizando equações químicas.
- Por que não foi uma boa idéia ter cobre em contato com ferro? Justifique.

37. (Unitau) Assinale a alternativa incorreta:

- Eletrólise ígnea é a reação química provocada pela passagem de corrente elétrica através de um composto iônico fundido.
- Eletrólise aquosa é a reação química provocada pela passagem de corrente elétrica por meio de uma solução aquosa de um eletrólito.
- Com a eletrólise podemos produzir substâncias na indústria química como a soda cáustica e hipocloritos.
- A ddp negativa indica que a reação é espontânea e que poderá ser usada para gerar corrente elétrica.
- Na eletrólise de uma solução aquosa de KI, o íon iodeto, quando volta a ser átomo, perde um elétron.

38. (Fuvest) A eletrólise de cloreto de sódio fundido produz sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon

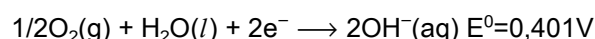
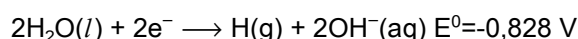
- sódio recebe dois elétrons.
- cloreto recebe um elétron.
- sódio recebe um elétron.
- cloreto perde dois elétrons.
- sódio perde um elétron.

39. (Fuvest) É comum encontrar nas lojas de materiais para piscinas o anúncio:

"Temos cloro líquido."

- Há erro em tal anúncio? Explique. Quando se obtém cloro por eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio também se forma hidrogênio.
- Mostre como se formam o cloro e o hidrogênio nessa eletrólise.

40. (Unesp) O funcionamento de uma pilha de combustível é baseado nas semi-reações a seguir, cada uma delas representada com o respectivo potencial padrão de redução,  $E^{\circ}$ :



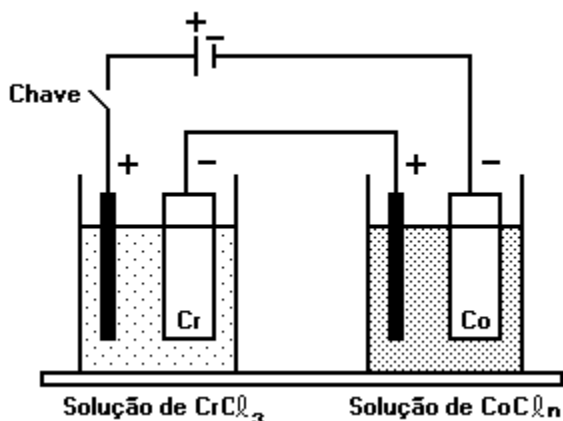
Levando-se em conta estas informações, afirma-se:

- A reação global da pilha de combustível é  $\text{H}_2(g) + 1/2\text{O}_2(g) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$
- O hidrogênio sofre oxidação no processo.
- A diferença de potencial desta pilha de combustível, em condição padrão, é igual a 1,229V.

Estão corretas as afirmações:

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

41. (Unesp) No laboratório, foi feita a montagem esquematizada na figura a seguir, utilizando placas de crômio e de cobalto, dois eletrodos inertes, uma chave interruptora e uma bateria. Os dois recipientes contêm, respectivamente, soluções aquosas de sais de crômio e de cobalto.



O circuito foi ligado durante um certo tempo, após o qual se verificaram aumentos de massa de 0,3467g na placa de crômio e de 0,5906g na placa de cobalto. A partir destes resultados, um estudante fez as seguintes afirmações:

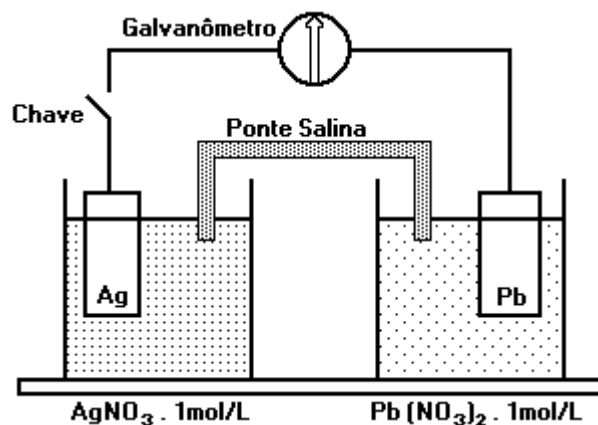
- A carga do cobalto em seu sal é igual a +2.
- considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou uma carga igual a 1930 coulombs pela montagem.

Com base nos dados fornecidos, discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas.

(1 Faraday = 96 500 coulombs).

(Massas molares, em g/mol: Cr = 52; Co = 59).

42. (Unesp) Montou-se uma pilha constituída por eletrodos de chumbo e de prata, mergulhados em solução aquosas de seus sais, como na figura a seguir.

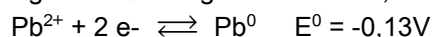
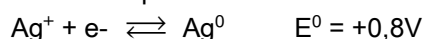


Sobre esta pilha, um estudante fez a seguinte afirmações:

- Ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de prata para o de chumbo.
- Admitindo-se a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que haverá uma diminuição de massa de 2,072g no eletrodo de chumbo, quando circularem 0,020mol de elétrons pela pilha.

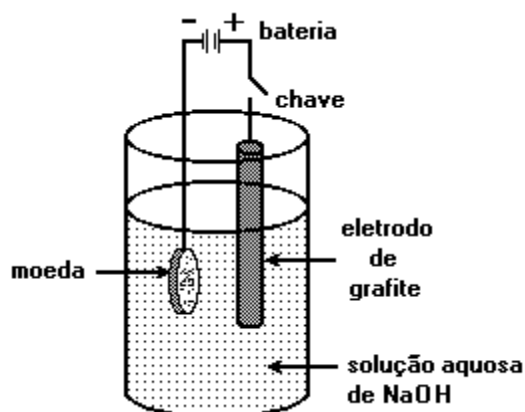
Discuta e justifique se as afirmações do estudante são verdadeiras ou falsas, com base nos dados fornecidos.

Potenciais padrão:



(Massas molares, em g/mol: Pb=207,2; Ag=107,9)

43. (Fuvest) Moedas feitas com ligas de cobre se oxidam parcialmente pela reação do ambiente. Para "limpar" estas moedas pode-se utilizar o arranjo esquematizado a seguir. Ao se fechar o circuito, a semi-reação que ocorre na moeda é:



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

44. (Fuvest) Painéis de alumínio são muito utilizadas no cozimento de alimentos. Os potenciais de redução ( $E^0$ ) indicam ser possível a reação deste metal com água. A não ocorrência dessa reação é atribuída a 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  $E^0$ , explique como foi feita a previsão de que o alumínio pode reagir com água. Dados:

|   | $E^0$ (volt) |
|---|--------------|
| $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$                        | -1,66        |
| $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$ | -0,83        |

45. (Fuvest) Michael Faraday (1791-1867), eletroquímico cujo 2<sup>o</sup> centenário de nascimento se comemora este ano, comentou que "uma solução de iodeto de potássio e amido é o mais admirável teste de ação eletroquímica" pelo aparecimento de uma coloração azul, quando da passagem de corrente elétrica sobre o iodeto.

- a) Escreva a equação que representa a ação da corrente elétrica sobre o iodeto.
- b) Em que pólo surge a coloração azul? Justifique sua resposta.

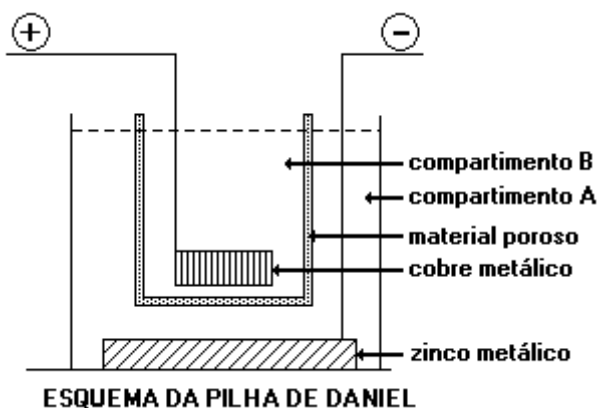
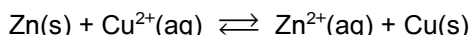
46. (Fuvest) Ferro zincado é ferro que contém pequena quantidade de zinco metálico. A partir dos potenciais padrão de redução, listados a seguir, explique os seguintes fatos observados no cotidiano:

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

| 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       |



47. (Unicamp) Na pilha de Daniel (veja esquema adiante) ocorre a reação:



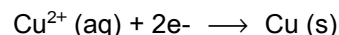
Qual das substâncias da lista a seguir, dissolvida em água, você escolheria para colocar no compartimento B, a fim de que a pilha possa produzir eletricidade? Justifique.

Lista:  $\text{HCl}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ .

48. (Unesp) Quando se coloca um pedaço de zinco metálico numa solução aquosa diluída de cloreto de cobre (II), de cor azul, observa-se que a intensidade da cor da solução vai diminuindo até se tornar incolor. Ao mesmo tempo, observa-se a deposição de cobre metálico sobre o zinco metálico. Ao término da reação, constata-se que uma parte do zinco foi consumida.

- Explique o fenômeno observado. Escreva a equação química correspondente.
- O que acontecerá quando um pedaço de cobre metálico for colocado em uma solução aquosa de cloreto de zinco (II)? Justifique a resposta.

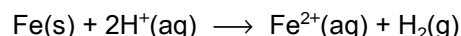
49. (Unicamp) O cobre metálico, para ser utilizado como condutor elétrico, precisa ser muito puro, o que se consegue por via eletrolítica. Neste processo os íons cobre-II são reduzidos no cátodo, a cobre metálico, ou seja,



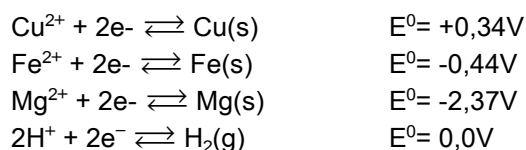
Qual a massa de cobre que se obtém por mol de elétrons que atravessa a cuba eletrolítica?

Massa atômica relativa do cobre = 64

50. (Unesp) Encanamentos de ferro mergulhados em água sofrem corrosão, devido principalmente à reação:



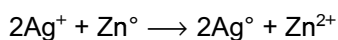
Para proteger encanamentos nessas condições, costuma-se ligá-los a barras de outros metais, que são corroídos ao invés dos canos de ferro. Conhecendo os potenciais padrões de redução



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

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

51. (Fuvest) Para recuperar prata de soluções aquosas contendo íons  $\text{Ag}^+$ , costuma-se adicionar zinco metálico às soluções, pois a transformação

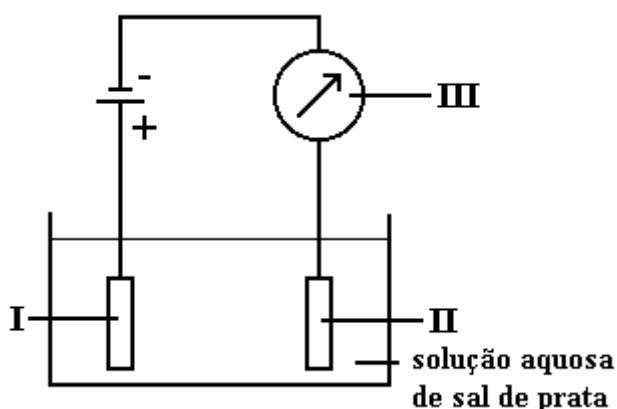


é espontânea. Pode-se concluir então que:

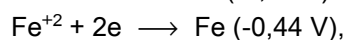
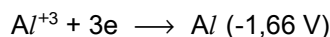
- o potencial de redução do  $\text{Ag}^+/\text{Ag}^0$  é maior do que o do  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$ .
- ocorre transferência de elétrons do  $\text{Ag}^+$  para  $\text{Zn}^0$ .
- O  $\text{Zn}^0$  atua como oxidante e o  $\text{Ag}^+$  como redutor.
- o  $\text{Zn}^0$  é menos redutor do que  $\text{Ag}^0$ .
- ocorre a eletrólise do  $\text{Ag}^+$  e do  $\text{Zn}^0$ .

52. (Fuvest) Para pratear eletroliticamente um objeto de cobre e controlar a massa de prata depositada no objeto, foi montada a aparelhagem esquematizada na figura a seguir onde I, II e III são, respectivamente:

- o objeto de cobre, uma chapa de platina e um amperímetro.
- uma chapa de prata, o objeto de cobre e um voltímetro.
- o objeto de cobre, uma chapa de prata e um voltímetro.
- o objeto de cobre, uma chapa de prata e um amperímetro.
- uma chapa de prata, o objeto de cobre e um amperímetro.



53. (Cesgranrio) Dados os potenciais - padrão de redução:



a ddp da pilha  $\text{Al} / \text{Al}^{+3} ; \text{Fe}^{+2} ; \text{Fe}$ , em condições - padrão, é:

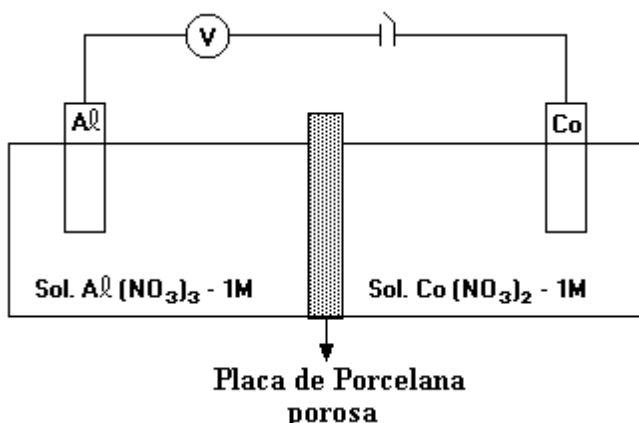
- 2,10 V
- 1,32 V
- 1,22 V
- 1,08 V
- 0,88 V

54. (Fuvest) A eletrólise de uma solução aquosa saturada de cloreto de sódio produz hidróxido de sódio e cloro. Na tabela a seguir, estão relacionadas as massas dessas substâncias produzidas anualmente por três fábricas:

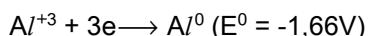
| fábrica | massa [ $10^3$ toneladas] |               |
|---------|---------------------------|---------------|
|         | NaOH                      | $\text{Cl}_2$ |
| 1       | 52                        | 46            |
| 2       | 99                        | 88            |
| 3       | 265                       | 235           |

- Para cada eletrodo, escreva a equação da semi-reação que nele ocorre. Dê também a equação global.
- Com os dados anteriores é possível verificar a lei das proporções definidas (lei de Proust)? Justifique.

55. (Cesgranrio) O esquema adiante representa uma célula voltáica com eletrodos de alumínio e cobalto.



Observe a seguir as semi-reações e seus potenciais-padrão de redução:



No caso de a célula estar em funcionamento, pode-se afirmar que:

I - A força eletromotriz (F.E.M) da célula será 1,38 volts.

II - O agente redutor da célula será o  $\text{Al}^0$ .

III - O agente oxidante da célula será o  $\text{Co}^0$ .

IV - O fluxo de elétrons na célula se dará do eletrodo de alumínio para o cobalto.

V - A solução de  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  se concentrará.

Assinale a opção que indica apenas as afirmativas corretas:

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

56. (Fatec) Obtém-se magnésio metálico por eletrólise do  $\text{MgCl}_2$  fundido. Nesse processo, a semi-reação que ocorre no cátodo é

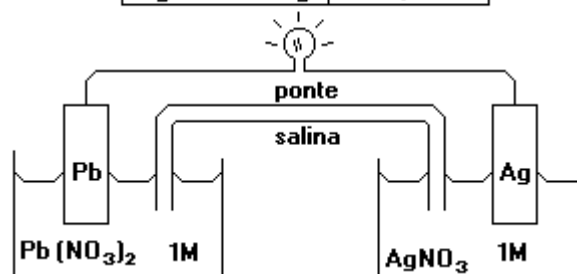
- a)  $\text{Mg}^{2+} + \text{Mg}^{2-} \rightarrow \text{Mg}$ .
- b)  $\text{Mg}^{2+} - 2\text{e} \rightarrow \text{Mg}$ .
- c)  $2\text{Cl}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2$ .
- d)  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Mg}$ .
- e)  $2\text{Cl}^- + 2\text{e} \rightarrow \text{Cl}_2$ .

57. (Fatec) Cloro gasoso pode ser obtido industrialmente a partir da eletrólise de uma solução aquosa de

- a) ácido perclórico.
- b) cloreto de sódio.
- c) hexaclorobenzeno.
- d) percloetileno.
- e) tetracloreto de carbono.

58. (Fei) Considere as semi-reações e os respectivos potenciais padrão de eletrodo constantes da tabela e a pilha a seguir:

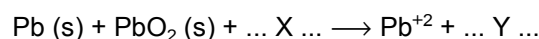
| Potenciais padrão de eletrodo                      |                 |
|--|-----------------|
| Semi-reações                                       | $E^0[\text{V}]$ |
| $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Pb}$ | - 0,13          |
| $\text{Ag}^+ + \text{e} \rightarrow \text{Ag}$     | 0,80            |



Assinale a alternativa correta:

- a) na ponte salina os elétrons migram do eletrodo de prata para o eletrodo de chumbo
- b) o eletrodo de prata é o ânodo
- c) a diferença de potencial da célula é 0,54V
- d) a equação global da pilha é  $\text{Pb} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{Ag}$
- e) o polo negativo da pilha é o eletrodo de prata

59. (Fei) A questão a seguir, ocorre em baterias de automóveis (descarga):



X e Y são respectivamente

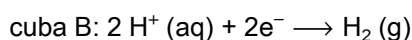
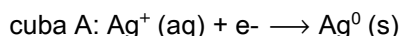
- a)  $4\text{H}^+$  e  $2\text{H}_2\text{O}$
- b)  $2\text{H}_2\text{O}$  e  $4\text{H}^+$
- c)  $4\text{OH}^-$  e  $2\text{H}_2\text{O}$
- d)  $8\text{H}^+$  e  $4\text{H}_2\text{O}$
- e)  $2\text{H}^+$  e  $\text{H}_2\text{O}$

60. (Fei) O cobre eletrolítico tenaz é uma liga fundida que apresenta no mínimo, 99,9% de Cu e até 0,1% de Ag. Este apresenta alta condutibilidade elétrica e boa resistência à oxidação. A refinação do cobre é feita por processo eletrolítico, ou seja, um tanque contendo um eletrodo de cobre impuro e um eletrodo puro, ambos imersos em solução de  $\text{CuSO}_4$ . Quantos segundos são necessários para se obter 1,00g de cobre puro (depositado no \_\_\_\_\_) por uso de uma corrente de 100,0 ampéres?

Dados:  $\text{Cu} = 63,5\text{u}$  ; família = 1B

- 30,4 s - ânodo - pólo positivo.
- 15,2 s - cátodo - pólo negativo
- 45,6 s - ânodo - pólo negativo
- 30,4 s - cátodo - pólo negativo
- 15,2 s - ânodo - pólo positivo

61. (Ime) Em duas cubas eletrolíticas, ligadas em série, ocorrem as reações, cujas equações são mostradas a seguir, pela passagem de uma corrente elétrica de 1 Ampére:



Dados:  $1\text{A} = 1\text{C}\cdot\text{s}^{-1}$

Pede-se:

- o tipo de reação que está ocorrendo;
- a denominação do eletrodo onde ocorrem essas reações;
- o tempo necessário para que ocorra a deposição de 1,08g de prata;
- o volume, em litros nas CNTP, do hidrogênio produzido durante o tempo determinado na letra c.

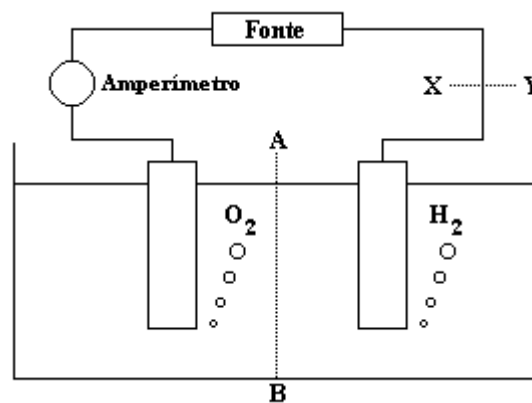
62. (Ita) Durante uma eletrólise, a única reação que ocorreu no catodo foi a deposição de certo metal. Observou-se que a deposição de 8,81 gramas de metal correspondeu à passagem de 0,300mols de elétrons pelo circuito. Qual das opções a seguir contém o metal que pode ter sido depositado?

Dados: Massas atômicas

$\text{Ni} = 58,71$ ;  $\text{Zn} = 65,37$ ;  $\text{Ag} = 107,87$ ;  $\text{Sn} = 118,69$ ;  $\text{Pb} = 207,19$

- Ni.
- Zn.
- Ag.
- Sn.
- Pb.

63. (Ita) A figura a seguir mostra o esquema da aparelhagem utilizada por um aluno para realizar a eletrólise de uma solução aquosa ácida, com eletrodos inertes. Durante a realização da eletrólise, pela secção tracejada (A---B), houve a seguinte movimentação de partículas eletricamente carregadas através da solução:



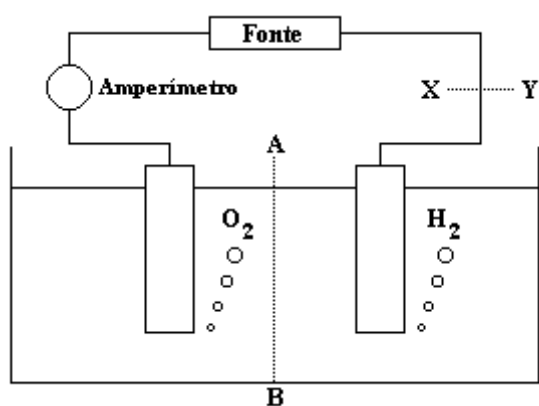
- Elétrons da esquerda para a direita.
- Elétrons da direita para a esquerda.
- Cátions da esquerda para a direita e ânions da direita para a esquerda.
- Cátions da direita a esquerda e ânions da esquerda para a direita.
- Cátions e ânions da esquerda para a direita.

64. (Ita) A corrente elétrica que passou através dos fios conectores de cobre do circuito durante a eletrólise foi igual a  $1,6 \cdot 10^{-2}$  ampère.

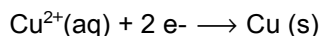
Qual das opções a seguir contém a conclusão correta sobre o número de elétrons que passou, por segundos, através da seção X---Y do fio de cobre, conforme assinalado na figura?

(Dado: Cu = 63,54)

- a)  $1,6 \cdot 10^{-2}$ .
- b)  $1,0 \cdot 10^{12}$ .
- c)  $1,0 \cdot 10^{17}$ .
- d)  $6,0 \cdot 10^{20}$ .
- e)  $9,7 \cdot 10^{21}$ .



65. (Puccamp) O cobre com elevado grau de pureza é obtido pelo método eletrolítico que consiste na eletrólise de solução de sulfato cúprico e ácido sulfúrico. Utiliza-se cobre impuro como ânodo e cobre puro como cátodo e regula-se convenientemente a voltagem de forma que, no cátodo ocorra apenas a redução



A quantidade de elétrons, em mols, necessária para a obtenção de 254g de cobre puro é

- a) 8,5
- b) 8,0
- c) 5,5
- d) 4,0
- e) 2,0

66. (Unicamp) Em um determinado processo eletrolítico, uma pilha mostrou-se capaz de fornecer  $5,0 \times 10^{-3}$  moles de elétrons, esgotando-se depois.

- a) Quantas pilhas seriam necessárias para se depositar 0,05 moles de cobre metálico, a partir de uma solução de  $\text{Cu}^{2+}$ , mantendo-se as mesmas condições do processo eletrolítico?
- b) Quantos gramas de cobre seriam depositados nesse caso?

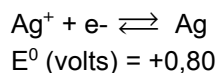
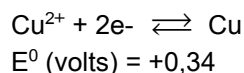
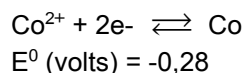
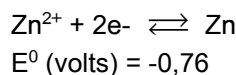
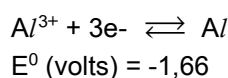
67. (Uel) Quatro lâminas de alumínio são colocadas em contato com soluções aquosas de:  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ . Após certo tempo constata-se que a massa do alumínio permanece inalterada apenas na primeira solução. Com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

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

68. (Uel) Em qual das seguintes reações NÃO há produção de hidrogênio,  $\text{H}_2$ ?

- a) Oxidação do iodeto de hidrogênio pelo cloro.
- b) Eletrólise da solução aquosa de ácido sulfúrico.
- c) Oxidação do zinco pelo ácido clorídrico.
- d) Eletrólise da água acidulada.
- e) Hidrólise do hidreto de sódio.

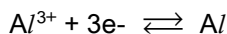
69. (Uel) Considere a seguinte tabela de potenciais padrão de redução:



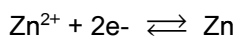
Desses metais, o MAIS redutor é

- a) Al
- b) Zn
- c) Co
- d) Cu
- e) Ag

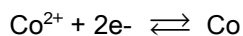
70. (Uel) Considere a seguinte tabela de potenciais padrão de redução:



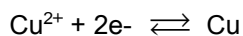
$$E^0 \text{ (volts)} = -1,66$$



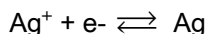
$$E^0 \text{ (volts)} = -0,76$$



$$E^0 \text{ (volts)} = -0,28$$

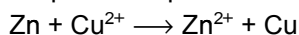


$$E^0 \text{ (volts)} = +0,34$$



$$E^0 \text{ (volts)} = +0,80$$

Na pilha em que ocorre a reação



prevê-se força eletromotriz, em volts, de

- a) +2,20
- b) +1,10
- c) +0,42
- d) -0,42
- e) -1,10

71. (Uel) Nas reações de eletrólise para a obtenção de metais, as massas dos produtos depositados no cátodo podem ser calculados pela aplicação

- a) do Princípio de Le Chatelier.
- b) do Princípio da exclusão de Pauli.
- c) das Regras de fases de Gibbs.
- d) das leis de Faraday.
- e) da Lei de Avogadro.

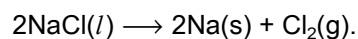
72. (Uel) Considere as amostras:

- I. solução aquosa etanol
- II. cloreto de sódio em fusão
- III. solução aquosa de sulfato cúprico
- IV. iodeto de hidrogênio liquefeito

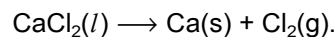
Podem sofrer eletrólise SOMENTE

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

73. (Ufmg) O sódio é obtido pela eletrólise do cloreto de sódio fundido segundo a equação



Para abaixar o elevado ponto de fusão do cloreto de sódio, adiciona-se cloreto de cálcio, que é eletrolisado simultaneamente segundo a equação



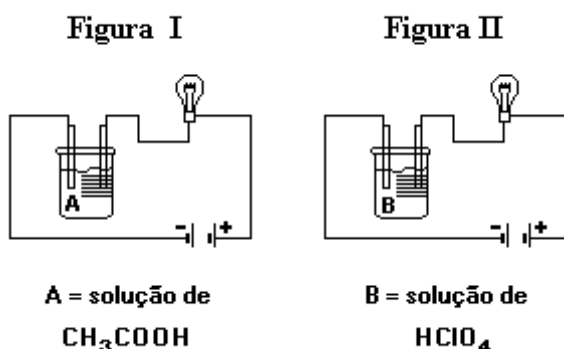
Em relação a esse processo, todas as alternativas estão corretas, EXCETO

- a) A produção de um mol de cloro requer um mol de elétrons.
- b) A redução do íon sódio é um processo endotérmico.
- c) O cloro é obtido no ânodo.
- d) O estado de oxidação do cálcio varia na eletrólise.
- e) Uma mistura de cálcio e sódio é obtida no cátodo.

74. (Ufmg) A eletrólise da água acidulada é um processo que

- a) envolve mudança de estado físico da água.
- b) produz gases de baixa solubilidade em água.
- c) produz iguais volumes de gases nos dois eletrodos.
- d) separa os gases que constituem a água.
- e) transforma os átomos constituintes da água.

75. (Ufmg) Soluções de mesma concentração em mol/L de ácido acético e ácido perclórico foram eletrolisadas durante o mesmo tempo pela mesma 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 oxirredução.
- 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.

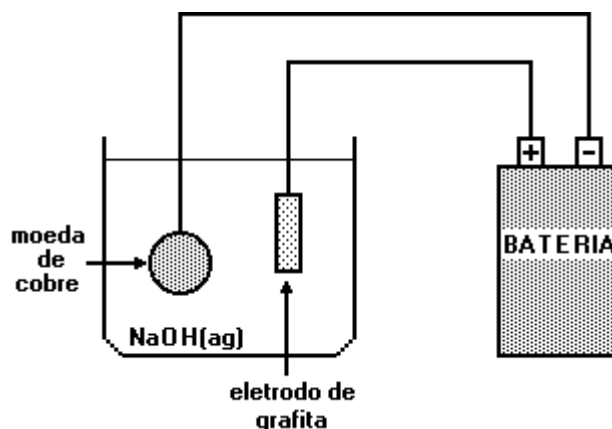
76. (Ufmg) Considere a eletrólise de 200mL de solução 0,10mol/L de sulfato de cobre II, numa cuba com eletrodos de platina, por uma corrente de 0,20A. (Faraday = 96.500 C/mol e-)

- ESCREVA a equação da semi-reação catódica.
- ESCREVA a equação da semi-reação anódica.
- CALCULE o tempo necessário para reduzir à metade a concentração dos íons  $\text{Cu}^{2+}$ .

Dado: Cu = 63,5

77. (Ufmg) Este diagrama mostra um esquema utilizado para recuperar moedas de cobre antigas, parcialmente oxidadas.

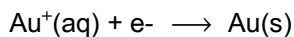
O processo que ocorre na superfície da moeda é



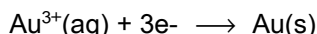
- $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$
- $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
- $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^-$
- $4\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4\text{e}^-$
- $\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$



78. (Ufmg) O ouro apresenta dois números de oxidação positivos comuns, 1+ e 3+. As forças eletromotrizes de redução dessas espécies a ouro elementar são:

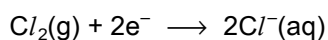


$$\Delta E = 1,69\text{V}$$

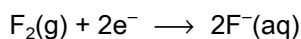


$$\Delta E = 1,50\text{V}$$

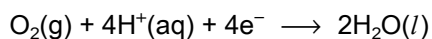
Considere, ainda, as seguintes forças eletromotrizes de redução:



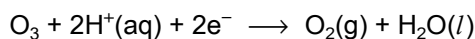
$$\Delta E = 1,36\text{V}$$



$$\Delta E = 2,87\text{V}$$



$$\Delta E = 1,23\text{V}$$

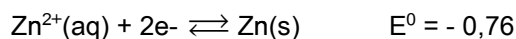
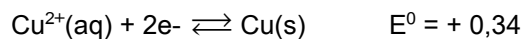


$$\Delta E = 2,08\text{V}$$

1- JUSTIFIQUE, utilizando equações e cálculos eletroquímicos, o fato de o ouro metálico não se oxidar a  $\text{Au}^+$  nem a  $\text{Au}^{3+}$  quando exposto ao ar.

2- INDIQUE, entre as espécies citadas no enunciado, uma que seja capaz de oxidar o ouro metálico e  $\text{Au}^+$ . JUSTIFIQUE sua resposta.

79. (Ufpr) Na pilha de Daniell, barras de cobre e zinco se encontram mergulhadas em soluções de sulfato de cobre (II) e sulfato de zinco, respectivamente. As duas soluções estão separadas por uma parede porosa. Sabendo que os potenciais-padrão de redução são:



- Escreva as reações espontâneas que ocorre na pilha de Daniell.
- Calcule a diferença de potencial da pilha.
- Desenhe a pilha de Daniell indicando, através de setas, como os elétrons fluem através de um circuito externo que conecta os eletrodos.

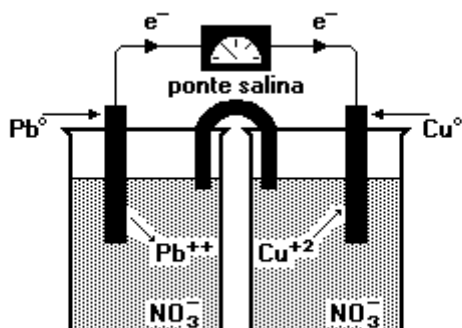
80. (Unirio) Dispondo de soluções aquosas de  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$  e  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e também de placas dos metais cobre, magnésio e chumbo, um estudante fez algumas experiências colocando as placas metálicas em recipientes contendo essas soluções. Com os resultados, ele montou a seguinte tabela:

|                                      |                            | PLACAS METÁLICAS  |               |                   |
|--------------------------------------|----------------------------|-------------------|---------------|-------------------|
|                                      |                            | Cu                | Mg            | Pb                |
| S<br>O<br>L<br>U<br>Ç<br>Õ<br>E<br>S | $\text{CuSO}_4$            | —                 | ocorre reação | ocorre reação     |
|                                      | $\text{MgCl}_2$            | não ocorre reação | —             | não ocorre reação |
|                                      | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ | não ocorre reação | ocorre reação | —                 |

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

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

81. (Unirio) As pilhas galvânicas resultam de reações de oxirredução produzindo corrente elétrica, conforme o esquema a seguir:



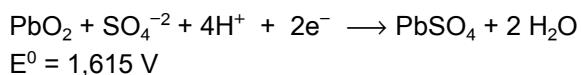
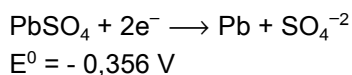
Os potenciais padrões dos metais indicados são:



Tendo em vista essas informações, o potencial (ddp) dessa pilha, quando a concentração de íons plumboso for  $10^{-4}\text{M}$  e a concentração de íons cúprico for  $10^{-6}\text{M}$ , será, aproximadamente:

- 0,41V
- 0,45V
- 0,47V
- 0,51V
- 0,53V

82. (Unesp) A bateria de chumbo usada em automóvel é constituída de um conjunto de pilhas com os eletrodos imersos em solução de ácido sulfúrico. As semi-reações e os potenciais padrões de redução a  $25^\circ\text{C}$  são:



- Escrever a equação da reação global e calcular o potencial padrão da pilha.
- Indicar os números de oxidação do chumbo e do enxofre nas substâncias da pilha.

83. (Unesp) Mergulha-se uma placa limpa de zinco em uma solução azul de sulfato de cobre. Observa-se que a placa fica coberta por um depósito escuro e que, passado algum tempo, a solução se torna mais clara. Removido o depósito, constata-se que a placa se apresenta corroída.

Explique o que ocorreu:

- na placa de zinco;
- na solução.

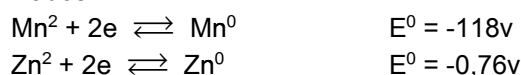
84. (Unaerp) Durante grande parte do século passado, o alumínio, devido ao alto custo dos métodos de obtenção, era considerado um metal precioso. Com a descoberta em 1886 do método eletrolítico para a obtenção de alumínio a partir da alumina fundida ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), a produção mundial de alumínio aumentou, com conseqüente redução do preço, popularizando o uso desse metal.

Sobre a produção de alumínio, pode-se afirmar que:

- Ocorre oxidação do alumínio no cátodo.
- Ocorre desprendimento de hidrogênio.
- A formação de alumínio ocorre no ânodo.
- Ocorre redução de alumínio no cátodo.
- Ocorre liberação de  $\text{O}_2$  no ânodo e  $\text{H}_2$  no cátodo.

85. (Faap) A pilha alcalina apresenta vantagens sobre uma pilha de Leclanché (zinco-carvão). Considerando que uma pilha alcalina seja constituída por uma barra de manganês puro, outra de zinco poroso e uma pasta contendo  $\text{KOH}$ , a ddp inicial da pilha e a equação global da reação que nela ocorre, são:

Dados:



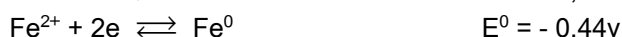
- 0,42 v  $\text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0$
- 1,60 v  $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+}$
- 0,76 v  $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+}$
- 1,18 v  $\text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0$
- 1,94 v  $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+}$

86. (Faap) Industrialmente, a soda cáustica (NaOH) é obtida por eletrólise de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Durante essa eletrólise, obtêm-se como sub-produtos:

- hidrogênio e cloro no anodo
- somente hidrogênio no anodo
- somente cloro no catodo
- hidrogênio e cloro no catodo
- somente cloro no anodo

87. (Faap) Uma indústria dispõe de dois tanques para estocar uma solução de sulfato de níquel, de concentração 1mol/L. Um deles é constituído em ferro e o 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:



- em qualquer dos recipientes ocorre contaminação
- haverá contaminação por parte do chumbo
- não haverá contaminação por parte do ferro
- não haverá contaminação por parte do chumbo
- é possível concluir sobre a referida contaminação

88. (Faap) Uma das grandes aplicações do cobre reside na sua utilização como condutor elétrico. Para tal deve apresentar uma pureza maior do que a por ele apresentada, quando obtido na metalurgia. Sua pureza pode ser aumentada através do seu "refino eletrólito". Este processo consiste na eletrólise de uma solução aquosa de  $\text{CuSO}_4$ , utilizando como polo positivo o cobre metalúrgico a refinar. No processo acima:

- a reação no ânodo é:  $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-}$
- a reação no ânodo é:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0$
- a reação no cátodo é:  $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-}$
- o polo positivo na eletrólise é o cátodo
- o cobre se reduz no ânodo

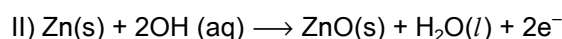
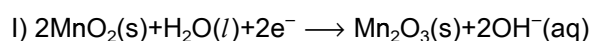
89. (Ufpe) O alumínio metálico é produzido eletroliticamente a partir da bauxita,  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Se F é a carga de um mol de elétrons, qual a carga necessária para produzir um mol de alumínio?

- 5F
- 6F
- 2F
- 2F/3
- 3F/2

90. (Pucsp) Estudando a deposição eletrolítica dos íons  $\text{A}^{+x}$ ,  $\text{B}^{+y}$  e  $\text{C}^{+z}$ , foi verificado que a passagem de 4 mols de elétrons pelo circuito provocava a deposição de 4 mols de A, 1 mol de B e 2 mols de C. Os valores de x, y e z são, respectivamente:

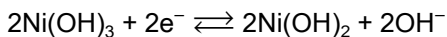
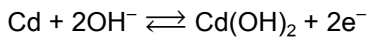
- 4, 2 e 4
- 2, 4 e 1
- 1, 4 e 2
- 1, 2 e 4
- 4, 1 e 2

91. (Ufc) As pilhas alcalinas têm substituído com grande sucesso as tradicionais pilhas de zinco do tipo Leclanché. Uma das vantagens dessa nova pilha consiste no fato de não ocorrer a formação de gases durante os processos redox, eliminando-se, portanto, os riscos de explosões. As reações redox que ocorrem na pilha alcalina são expressas por:



- Identifique as reações catódica e anódica. Justifique sua resposta.
- Qual o número de oxidação do manganês e do zinco nas diferentes formas em que se fazem presentes nas reações?
- Sabendo-se que os potenciais padrão de redução,  $E^{\circ}$ , do zinco e do manganês, nos processos I e II, são -1,25V e +0,29V, respectivamente, calcule a voltagem produzida pela pilha.

92. (Pucsp) 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:

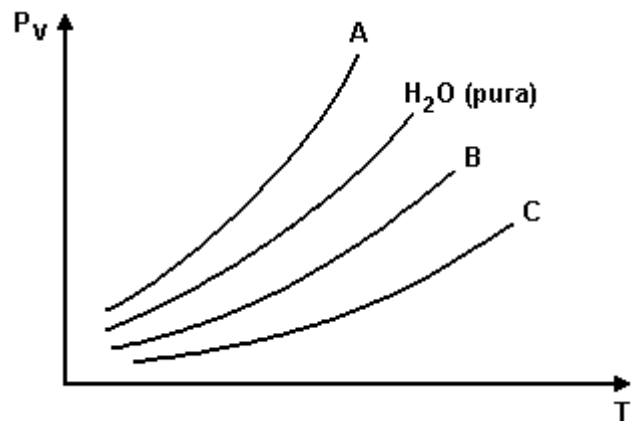
- o  $\Delta G$  do processo é negativo.
- o cádmio é o polo negativo da pilha.
- o  $\text{Ni}(\text{OH})_3$  constitui o cátodo da pilha.
- o Cd é o agente redutor e seu número de oxidação aumenta de 0 para +2 no processo direto.
- os elétrons fluem do eletrodo de Ni ( $\text{OH})_3$  para o eletrodo de cádmio.

93. (Ufsc) Sabendo que cada metal se encontra em presença de uma solução 1,0 Molar do seu sulfato e que o magnésio cede elétrons mais facilmente que o cromo, esquematize a seguinte pilha:  $\text{Mg}^0$ ,  $\text{Mg}^{++}/\text{Cr}^{+++}$ ,  $\text{Cr}^0$ , e assinale as proposições CORRETAS.

- A reação iônica global que representa a pilha é  $2\text{Cr}^{+++} + 3\text{Mg}^0 \rightarrow 3\text{Mg}^{++} + 2\text{Cr}^0$ .
- A semi-reação de oxidação é  $2\text{Cr}^{+++} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^0$ .
- Os elétrons fluem pelo fio que liga os dois eletrodos, no sentido da placa de magnésio para a placa de cromo.
- Após um certo tempo de funcionamento da pilha, o eletrodo de magnésio será parcialmente consumido.
- Após um certo tempo de funcionamento da pilha, a solução de  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  terá aumentada sua concentração em íons  $\text{Cr}^{+++}$ .

Soma ( )

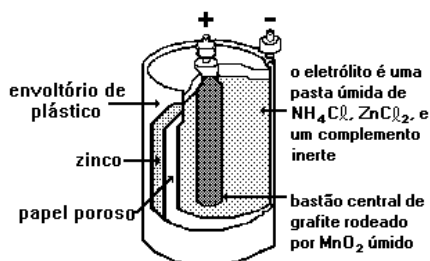
94. (Ufrj) Em um laboratório foram preparadas uma solução 1M de  $\text{ZnCl}_2$  e uma outra 1M de  $\text{NaCl}$ , para serem utilizadas em diferentes experimentos. a) No primeiro experimento foram obtidos valores das pressões de vapor dessas soluções em diferentes temperaturas.



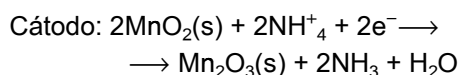
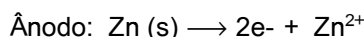
Identifique, dentre as curvas A, B e C apresentadas no gráfico, aquela que corresponde à solução de  $\text{ZnCl}_2(1\text{M})$  e aquela que corresponde à solução de  $\text{NaCl}(1\text{M})$ . Justifique sua resposta.

b) No segundo experimento foi realizada eletrólise na solução de  $\text{ZnCl}_2(1\text{M})$ . Qual a massa de metal depositado, quando 4 Faradays passam pela cuba eletrolítica? (1 Faraday = 96500 Coulombs)

95. (Puccamp) Nas pilhas secas, geralmente utilizadas em lanternas, há um envoltório de zinco metálico e um bastão central de grafite rodeado de dióxido de manganês e pasta úmida de cloreto de amônio e de zinco, conforme a figura a seguir.



As reações são complexas, porém quando o fluxo de corrente é pequeno, podem ser representadas por:



À medida que a pilha seca vai sendo gasta há aumento nas massas de:

- zinco metálico e água.
- dióxido de manganês e água.
- sais de amônio e de zinco.
- zinco metálico e dióxido de manganês.
- amônia, água, sais de zinco e óxido de manganês III.

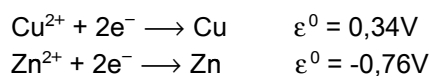
96. (Fgv) Na obtenção do alumínio a partir da bauxita,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , uma das reações envolvidas é



Acerca desse processo, quais termos devem substituir corretamente x e y na afirmação a seguir? "Em escala industrial, o alumínio pode ser obtido pela (x) do  $\text{Al}_2\text{O}_3$  e nesse processo ocorre (y) dos íons  $\text{Al}^{3+}$ ."

- (x) hidrólise, (y) solvatação
- (x) eletrólise, (y) redução
- (x) decomposição térmica, (y) oxidação
- (x) pirólise, (y) oxidação
- (x) eletrólise, (y) hidratação

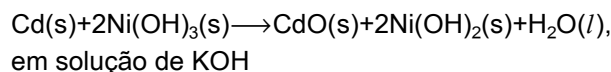
97. (Ufpe) Considere uma cela galvânica formada por semicelas padrão de cobre e de zinco, cujos potenciais de redução são os seguintes:



É correto afirmar que:

- Os elétrons no circuito externo fluirão do eletrodo de cobre para o eletrodo de zinco
- O potencial padrão da cela é  $-0,42\text{V}$
- Quando o equilíbrio for atingido não haverá diferença de potencial entre os eletrodos
- Os íons zinco são reduzidos a zinco metálico
- O eletrodo de cobre é o cátodo

98. (Ufrj) As pilhas alcalinas têm sido largamente utilizadas devido à sua durabilidade. Um exemplo desse tipo de pilha é a de Níquel-Cádmio, que pode ser representada pela reação:



- Escreva a semi-reação que ocorre no ânodo dessa pilha.
- Determine a massa de hidróxido de níquel II produzida quando reagem  $6 \times 10^{23}$  átomos de cádmio.

Dados:

Massas Atômicas

Ni = 58,7 u

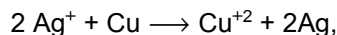
O = 16 u

H = 1 u

99. (Uel) Na eletrólise de uma solução aquosa diluída de um certo eletrólito verifica-se a decomposição da água, com formação de 20 mililitros de hidrogênio. Nessas condições, quantos mililitros de oxigênio são obtidos?

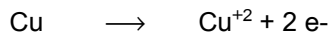
- 40
- 20
- 15
- 10
- 0,5

100. (Cesgranrio) Numa pilha em que se processa a reação



o valor da força eletromotriz, em condições-padrão, é:

Dados:



0,34 V



0,80 V

a) 1,26 V

b) 0,46 V

c) 0,12 V

d) -0,46 V

e) -1,14 V

101. (Pucsp) Dados:

|   | E(volts) |
|---|----------|
| $\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$   | + 2,87   |
| $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$ | + 1,36   |
| $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$ | + 1,09   |
| $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$   | + 0,54   |

Facilidade de descarga na eletrólise:  $\text{OH}^- > \text{F}^-$ .

Com base nos dados, pode-se afirmar que o único processo possível de obtenção do  $\text{F}_2$ , a partir do NaF, é a

a) reação com cloro.

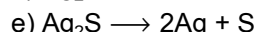
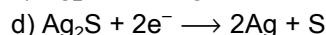
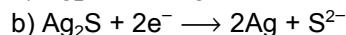
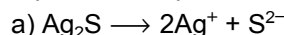
b) reação com bromo.

c) reação com iodo.

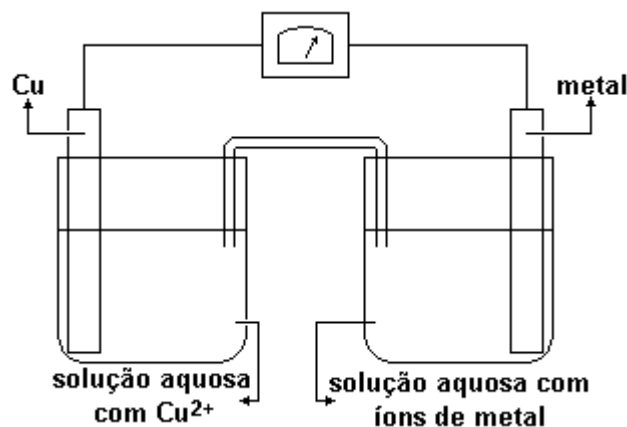
d) eletrólise de NaF(ag).

e) eletrólise de NaF(l).

102. (Fuvest) Objetos de prata escurecidos (devido principalmente à formação de  $\text{Ag}_2\text{S}$ ) podem ser limpos eletroquimicamente, sem perda da prata, mergulhando-os em um recipiente de alumínio contendo solução quente de bicarbonato de sódio. Neste processo, a prata em contato com o  $\text{Ag}_2\text{S}$  atua como catodo e o alumínio como anodo de uma pilha. A semi-reação que ocorre no catodo pode ser representada por:



103. (Fuvest) Na montagem a seguir, dependendo do metal (junto com seus íons) tem-se as seguintes pilhas, cujo catodo (onde ocorre redução) é o cobre:



pilha: cobre-alumínio

$\Delta E^*$  (volt): 2,00

pilha: cobre-chumbo

$\Delta E^*$  (volt): 0,47

pilha: cobre-magnésio

$\Delta E^*$  (volt): 2,71

pilha: cobre-níquel

$\Delta E^*$  (volt): 0,59

\* diferença de potencial elétrico nas condições padrão

Nas condições padrão e montagem análoga, a associação que representa uma pilha em que os eletrodos estão indicados corretamente é

a) níquel (catodo) - chumbo (anodo)

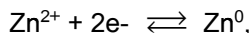
b) magnésio (catodo) - chumbo (anodo)

c) magnésio (catodo) - alumínio (anodo)

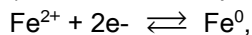
d) alumínio (catodo) - níquel (anodo)

e) chumbo (catodo) - alumínio (anodo)

104. (Mackenzie) Nas semi-reações:



( $E^0 = -0,75 \text{ V} \rightarrow$  potencial padrão de redução)

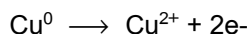


( $E^0 = -0,44 \text{ V} \rightarrow$  potencial padrão de redução)

Sobre a pilha, é correto afirmar que:

- a reação é não espontânea.
- o  $\text{Zn}^0$  é o agente redutor.
- o sentido do fluxo dos elétrons é da placa de ferro para a de zinco.
- o  $\text{Fe}^0$  é oxidado.
- o sentido do fluxo dos íons  $\text{Zn}^{2+}$  é da região catódica para a anódica.

105. (Mackenzie) Nas semi-reações:



Dados:

$E^0$  (red Au) = +1,50 V

$E^0$  (red Cu) = + 0,34 V

O ânodo, o cátodo e o  $\Delta E$  da pilha são, respectivamente:

- cobre, ouro e +1,16 V
- ouro, cobre e +1,16 V
- ouro, cobre e +2,32 V
- cobre, ouro e -2,32 V
- ouro, cobre e -1,16 V

106. (Fei) O gás cloro pode ser obtido pela eletrólise da água do mar ou pela eletrólise ígnea do cloreto de sódio. Assinale a afirmativa correta com relação a esses dois processos:

- ambos liberam  $\text{Cl}_2$  gasoso no catodo
- ambos envolvem transferência de 2 elétrons por mol de sódio
- ambos liberam  $\text{H}_2$  no catodo
- ambos liberam Na metálico no catodo
- um libera  $\text{H}_2$  e outro Na metálico no catodo

107. (Fei) Têm-se 4 tubos de ensaio contendo, respectivamente, soluções com íons dos seguintes metais: Al, Cu, Mg e Zn. Uma amostra de um destes metais é dividida em 4 partes e colocada nos tubos de ensaio citados. Observou-se reação com precipitação de metal em 3 tubos de ensaio. A amostra escolhida é do metal:

Dados:

Potenciais padrão de oxidação ( $25^\circ\text{C}$  e 1 atm)

Cu: - 0,35 V

Zn: + 0,76 V

Al: + 1,67 V

Mg: + 2,34 V

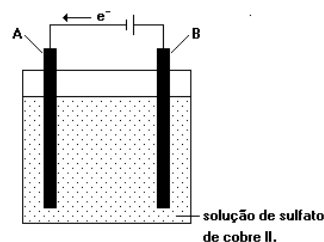
- Al
- Mg
- Zn
- Cu
- não dá para determinar

108. (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.

Nesta 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.

a) Em qual dos eletrodos, A ou B, se depositará cobre metálico purificado? Justifique.

b) 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 a anteriormente descrito, responda se ao final do experimento a intensidade da cor azul terá aumentado, permanecido igual ou diminuído em relação à cor inicial. Justifique.





109. (Fuvest)  $\text{HCHO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}$   
 $E^\circ(\text{V}) = 0,23$

$\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $E^\circ(\text{V}) = 0,59$

$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$   
 $E^\circ(\text{V}) = 1,23$

$E^\circ$  = potencial de redução para a semi-reação nas condições padrão.

Com base nos dados acima, nestas condições,

- a) mostre que, em meio ácido, seria possível obter metanol a partir de metano e oxigênio.  
 b) Escreva a equação balanceada que representaria esta transformação.

110. (Cesgranrio) Em uma cuba eletrolítica, utilizou-se uma corrente de 3A para depositar toda a prata existente em 400ml de uma solução 0,1N de  $\text{AgNO}_3$ . Com base nos dados, podemos afirmar que o tempo necessário para realizar a operação foi próximo de:

Dados: pesos atômicos:  $\text{Ag} = 108$ ;  $\text{N} = 14$ ;  $\text{O} = 16$   
 1 Faraday = 96500 C

- a) 21 minutos.  
 b) 10 minutos  
 c) 5 minutos.  
 d) 3 minutos.  
 e) 2 minutos.

111. (Cesgranrio) Considere a pilha representada abaixo:



Assinale a afirmativa falsa:

- a) A reação de redução que ocorre na pilha é  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$ ;  
 b) O eletrodo de cobre é o anodo;  
 c) A semi-reação que ocorre no catodo é  $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{e}^-$ ;  
 d) A reação total da pilha é  $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu (s)} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$ ;  
 e) Os elétrons migram do eletrodo de cobre para o eletrodo de platina.

112. (Cesgranrio) Para a deposição eletrolítica de 11,2 gramas de um metal cujo o peso atômico é 112, foram necessários 19300coulombs. Portanto, o número de oxidação do metal é:

Dados:  $F = 96.500 \text{ C}$

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

113. (Uece) Assinale a alternativa correta:

- a) na eletrólise de uma solução aquosa de  $\text{NaCl}$ , a solução torna-se ácida devido à formação de  $\text{HCl}$   
 b) na eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre,  $\text{CuSO}_4$ , devem-se fornecer 2 mols de elétrons para que haja deposição de 63,5g de cobre metálico  
 c) na eletrólise de uma solução aquosa de ácido clorídrico,  $\text{HCl}$ , ocorre oxidação anódica de  $\text{H}^+(\text{aq})$   
 d) eletrólise é um fenômeno que ocorre espontaneamente e produz corrente elétrica

114. (Mackenzie) Nas pilhas 1 e 2, formadas pelos eletrodos dados a seguir, com os respectivos potenciais-padrão de redução, observa-se que:

| ELETRODOS DA PILHA 1   |                                |
|--|--------------------------------|
| $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$      | $E_{\text{red}}^\circ = -1,66$ |
| $\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$        | $E_{\text{red}}^\circ = -0,48$ |
| ELETRODOS DA PILHA 2   |                                |
| $\text{Co}^{3+} + 1\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$ | $E_{\text{red}}^\circ = +1,84$ |
| $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$      | $E_{\text{red}}^\circ = -0,76$ |

- a) a F.E.M. da pilha 1 é menor do que a da 2.  
 b) o eletrodo de alumínio é o cátodo na pilha 1.  
 c) o eletrodo de cobalto é o ânodo na pilha 2.  
 d) a notação química da pilha 1 é  $\text{Al}^{3+}/\text{S}^{2-} // \text{Al} / \text{S}$ .  
 e) o zinco sofre redução na pilha 2.

115. (Fei) Dados os seguintes potenciais de redução padrão, a 25°C, em volts:

|  |        |
|--|--------|
| $A^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons A$   | -1,660 |
| $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$ | -0,440 |
| $Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$ | -0,250 |
| $Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$ | -0,136 |
| $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$ | +0,337 |
| $Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$ | +0,789 |

Relativamente às afirmações a seguir:

- I. Não se pode armazenar solução de  $CuSO_4$  em recipiente de ferro.
- II. Não se pode usar agitador de níquel para uma solução de  $HgCl_2$
- III. Tubulações de alumínio são passíveis de corrosão em presença de sais de  $Cu^{2+}$ .
- IV. Na folha de flandres se ocorrer risco na cobertura de estanho expondo o ferro, as condições de corrosão deste último se agravam.

São corretas:

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

116. (Faap) "Uma corrente de 0,100 ampere atravessa uma solução aquosa que contém íons níquel. Após 32 minutos e 10 segundos verifica-se no cátodo um depósito de 0,0587g de níquel."

Quantos moles de átomos de níquel se formaram?

Dado: Ni = 58,7

- a)  $1,00 \times 10^{-3}$
- b)  $1,50 \times 10^{-2}$
- c)  $2,00 \times 10^{-3}$
- d)  $2,00 \times 10^{-2}$
- e)  $1,00 \times 10^{-2}$

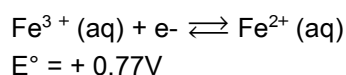
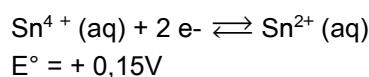
117. (Faap) "Uma corrente de 0,100 ampere atravessa uma solução aquosa que contém íons níquel. Após 32 minutos e 10 segundos verifica-se no cátodo um depósito de 0,0587g de níquel."

O número de faradays que atravessou essa solução e o número da carga do íon níquel são, respectivamente:

Dado: Ni = 58,7

- a)  $1,00 \times 10^{-3}$ ; 2
- b)  $2,00 \times 10^{-3}$ ; 2
- c)  $3,00 \times 10^{-2}$ ; 3
- d)  $2,00 \times 10^{-3}$ ; 3
- e)  $3,00 \times 10^{-2}$ ; 2

118. (Fei) Considere as semi-reações e os respectivos potenciais padrão em solução aquosa, a 25°C:



Assinale a alternativa correta com relação à reação total que ocorre espontaneamente:

- a) a equação da reação é  $2Fe^{2+}(aq) + Sn^{4+}(aq) \rightleftharpoons 2Fe^{3+}(aq) + Sn^{2+}(aq)$
- b) a diferença de potencial da reação será +0,92V
- c) o  $Fe^{3+}$  é o agente oxidante
- d) o  $Sn^{4+}$  é o agente redutor
- e) todas as alternativas são falsas

119. (Fei) Uma corrente elétrica de intensidade constante atravessa duas cubas eletrolíticas A e B contendo respectivamente soluções de cloreto ferroso e de cloreto férrico. Ao final de um certo tempo  $t$  interrompe-se o circuito. Pode-se concluir que :

Dados:  $Fe = 56 u$

- a) a massa de ferro depositada na cuba A é igual a depositada na cuba B
- b) a massa de ferro depositada na cuba A é maior do que a depositada na cuba B
- c) o volume de gás liberado na cuba A é menor do que o liberado na cuba B nas mesmas condições de pressão e temperatura
- d) o volume de gás cloro liberado na cuba A é maior do que o liberado na cuba B nas mesmas condições de pressão e temperatura
- e) na cuba A há liberação de gás cloro enquanto que na cuba B gás oxigênio

120. (Fei) Duas cubas eletrolíticas dotadas de eletrodos inertes, ligados em série, contém respectivamente solução aquosa de  $AgNO_3$  e solução aquosa de  $KI$ . Certa quantidade de eletricidade acarreta a deposição de 108g de prata na primeira cuba. Em relação as quantidades e à natureza das substâncias liberadas respectivamente, no catodo e no anodo da segunda, pode-se dizer :

Dados: massas atômicas (uma):  $H=1$ ;  $I=127$ ;  $Ag=108$ ;  $N=14$ ;  $O=16$ ;  $K=39$

- a) 11,2 L (CNTP)  $H_2$  e 5,6 L (CNTP)  $O_2$
- b) 5,6 L (CNTP)  $O_2$  e 63,5g  $I_2$
- c) 11,2 L (CNTP)  $H_2$  e 127g  $I_2$
- d) 5,6 L (CNTP)  $O_2$  e 127g  $I_2$
- e) 11,2 L (CNTP)  $H_2$  e 63,5g  $I_2$

121. (Fei) Deseja-se preparar soluções aquosas de  $AgNO_3$  (1);  $Al_2(SO_4)_3$  (2);  $FeCl_2$  (3);  $Pb(CH_3COO)_2$  (4) e  $MgCl_2$  (5).

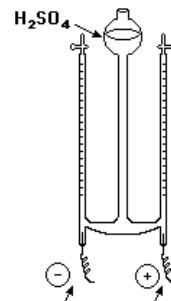
As soluções que podem ser preparadas empregando-se agitador de cromo sem risco de contaminação por cátions desse metal são:

Dados: potenciais padrão de redução em volts

| Semi-Reação     | $E^\circ(V)$ |
|-----------------|--------------|
| $Mg^{2+}+2e=Mg$ | -2,37 V      |
| $Al^{3+}+3e=Al$ | -1,66 V      |
| $Cr^{3+}+3e=Cr$ | -0,74 V      |
| $Fe^{2+}+2e=Fe$ | -0,44 V      |
| $Pb^{2+}+2e=Pb$ | -0,13 V      |
| $Ag^++e=Ag$     | 0,80 V       |

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

122. (Cesgranrio)



O voltímetro de Hoffman anterior, é usado para realizar a eletrólise da água. Se a eletrólise de uma solução diluída de  $H_2SO_4$  produziu no catodo 20ml do gás hidrogênio, pode-se afirmar que o volume do oxigênio produzido no anodo, ao mesmo tempo, foi de:

- a) 5 ml
- b) 10 ml
- c) 15 ml
- d) 20 ml
- e) 40 ml

123. (Cesgranrio) Um sal de um metal de peso atômico 196,99 foi eletrolisado durante 5 minutos por uma corrente de 3,86A, fornecendo um depósito de 0,788g do metal no catodo. Pelos dados, podemos afirmar que o número de oxidação do metal no sal é:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 6

124. (Ufrs) Na eletrólise de nitrato de ferro II, em solução aquosa, ocorre

- a) redução no pólo negativo com formação de ferro metálico.
- b) oxidação no pólo negativo com liberação de gás oxigênio.
- c) redução no pólo positivo com liberação de gás oxigênio.
- d) oxidação no pólo positivo com formação de gás  $\text{NO}_2$ .
- e) redução no pólo negativo com formação de gás hidrogênio.

125. (Uel) A carga elétrica necessária para transformar, por eletrólise, 2 mols de íons  $\text{Cu}^{+2}$  em cobre metálico é igual a

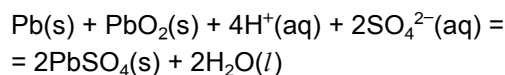
Dado: 1 faraday = carga elétrica de 1 mol de elétrons.

- a) 1 faraday.
- b) 2 faradays.
- c) 3 faradays.
- d) 4 faradays.
- e) 5 faradays.

126. (Uel) O alumínio é obtido industrialmente a partir da bauxita ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ ) por

- a) redução eletrolítica.
- b) redução catalítica.
- c) oxidação anódica.
- d) redução com monóxido de carbono.
- e) redução com carvão mineral.

127. (Unicamp) Quando o acumulador dos automóveis (bateria de chumbo) fornece uma corrente elétrica, ocorre uma reação química representada por:



- a) Quais as variações do número de oxidação do chumbo nesta reação?
- a) O anúncio de uma bateria de automóvel dizia que a mesma poderia fornecer 50Ah. Neste caso, quantos gramas de chumbo metálico seriam consumidos?

Dados:

- Constante de Faraday,  $F=96500\text{C/mol}$ . Lembre-se de que a constante de Faraday é igual à constante de Avogadro multiplicada pela carga do elétron.
- Massa molar do chumbo =  $207\text{g/mol}$
- $1\text{Ah} = 3600\text{C}$

128. (Fuvest)

**Potenciais padrão de redução (volt)**

|                                |                   |          |       |
|--------------------------------|-------------------|----------|-------|
| $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ | $\longrightarrow$ | Zn ..... | -0,76 |
| $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ | $\longrightarrow$ | Fe ..... | -0,44 |
| $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$ | $\longrightarrow$ | Sn ..... | -0,14 |
| $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ | $\longrightarrow$ | Cu ..... | +0,34 |

Quer-se guardar, a  $25^\circ\text{C}$ , uma solução aquosa  $1\text{mol/L}$  de  $\text{SnCl}_2$ . Dispõe-se de recipientes de

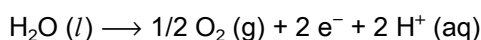
- I. ferro
- II. ferro galvanizado (ferro revestido de Zn)
- III. lata comum (ferro revestido de Sn)
- IV. cobre

Examinando-se a tabela dos potenciais padrão apresentada acima, conclui-se que essa solução de  $\text{SnCl}_2$  pode ser guardada sem reagir com o material do recipiente, apenas em

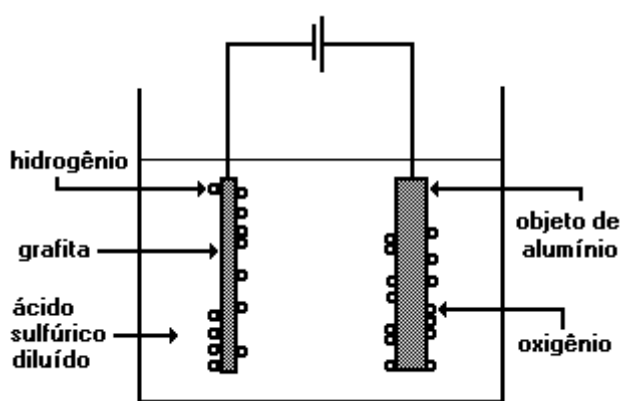
- a) IV
- b) I e II
- c) III e IV
- d) I, II e III
- e) I, II e IV

129. (Cesgranrio) Um dos métodos de obtenção de sódio metálico é a eletrólise ígnea de cloreto de sódio. Nesse processo, com a fusão do sal, os íons:
- Cl<sup>-</sup> cedem elétrons aos íons Na<sup>+</sup>, neutralizando as cargas elétricas.
  - Cl<sup>-</sup> ganham prótons e se liberam como gás cloro.
  - Cl<sup>-</sup> são atraídos para o catodo e nele ganham elétrons.
  - Na<sup>+</sup> são atraídos para o anodo e nele perdem prótons.
  - Na<sup>+</sup> ganham elétrons e se transformam em Na<sup>0</sup>.

130. (Ufmg) O alumínio é o segundo metal mais utilizado no mundo. Sua resistência à corrosão é devida à camada aderente e impermeável de óxido que se forma sobre a superfície do metal. Essa camada protetora pode ser tornada mais espessa através de um processo denominado anodização (figura a seguir). Nesse processo, oxigênio é gerado por eletrólise, segundo a semi-reação

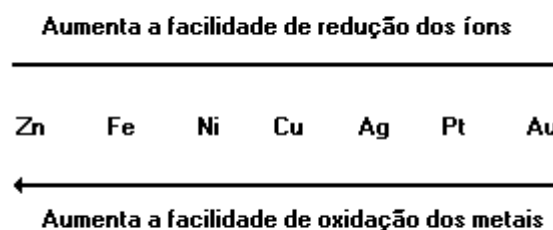


O oxigênio reage, em seguida, com o alumínio, formando o óxido correspondente.



- Com referência ao exposto, a afirmativa FALSA é:
- A anodização aumenta a resistência do alumínio à corrosão.
  - O fluxo de elétrons, pelo circuito externo, ocorre na direção do objeto de alumínio.
  - O objeto de alumínio constitui o anodo da célula eletroquímica.
  - O processo de anodização consome energia elétrica.

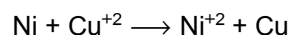
131. (Ufmg) Os metais possuem diferentes tendências de sofrer corrosão, um processo natural de oxidação. A corrosão pode ser relacionada com a facilidade de obter os metais a partir de seus minérios. Essas informações estão representadas no diagrama, para alguns metais:



Com relação ao exposto, assinale a afirmativa FALSA.

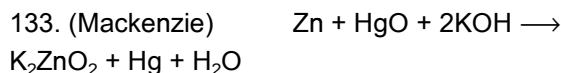
- A maior facilidade de um metal sofrer corrosão corresponde a uma maior dificuldade para obtê-lo a partir de seu minério.
- A prata, a platina e o ouro são considerados metais nobres pela dificuldade de oxidar-se.
- Os metais com maior facilidade de oxidação são encontrados na natureza na forma de substâncias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

132. (Pucmg) Considere a célula eletroquímica, representada pela equação global:



É CORRETO afirmar que:

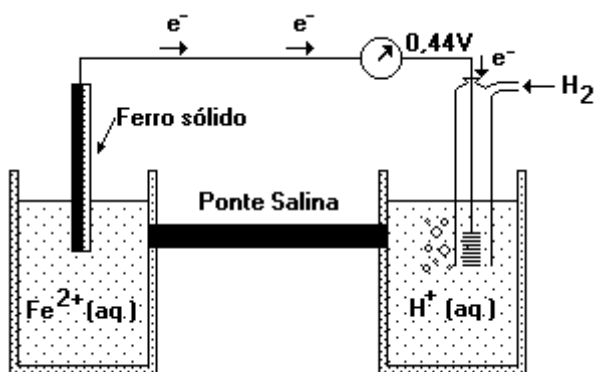
- há desgaste do eletrodo de cobre.
- o cobre sofre oxidação.
- o níquel funciona como anodo.
- a solução de níquel irá diluir-se.
- os elétrons fluem, pelo circuito externo, do cobre para o níquel.



A equação anterior representa a reação que ocorre num certo tipo de pilha. Podemos concluir que:

- o Zn atua como oxidante.
- o mercúrio, no óxido de mercúrio II, sofre oxidação, recebendo dois elétrons.
- o potencial de redução do  $Zn^{2+} / Zn$  é menor que o do  $Hg^{2+} / Hg$ .
- o hidróxido de potássio atua como redutor.
- o número de elétrons envolvidos na redução e na oxidação não é o mesmo.

134. (Unirio) O esquema a seguir representa a pilha ferro-hidrogênio (eletrodo padrão).



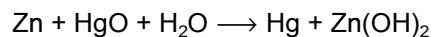
O voltímetro indica a força eletromotriz em condições-padrão. O anodo desta pilha e o potencial padrão de redução do ferro são, respectivamente:

- eletrodo de ferro e - 0,44V
- eletrodo de ferro e + 0,22V
- eletrodo de ferro e + 0,44V
- eletrodo de hidrogênio e - 0,44V
- eletrodo de hidrogênio e + 0,44V

135. (Unesp) Sódio metálico e cloro gasoso são obtidos industrialmente pela passagem de corrente elétrica por NaCl fundido. Este processo de decomposição denomina-se

- osmose.
- eletrólise.
- hidrólise.
- pirólise.
- corrosão.

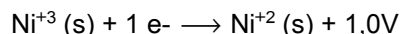
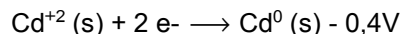
136. (Puccamp) Na pilha de mercúrio utilizada em relógios digitais, calculadoras e aparelhos de surdez ocorrem reações que podem ser simplifiadamente representadas por



Nessa reação há

- redução do zinco.
- oxidação do zinco.
- redução da água.
- oxidação da água.
- oxidação do mercúrio.

137. (Cesgranrio) As pilhas alcalinas entraram em moda recentemente e são usadas em quase tudo que exige em trabalho contínuo e duradouro, desde relógios de pulso até calculadoras eletrônicas. Uma das destas pilhas mais usadas é a de níquel/cádmio, que chega a ter uma duração maior do que a da bateria de automóvel e ainda pode ser recarregada várias vezes. Ela é constituída pelo metal cádmio hidróxido de níquel III e uma pasta hidróxido de potássio. Considere que os potenciais-padrão de redução são:



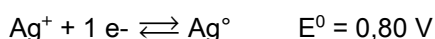
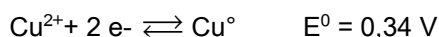
Entre as opções a seguir, indique a que apresenta o sentido do fluxo de elétrons e a força eletromotriz da pilha níquel-cádmio.

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

138. (Pucsp) Para obter potássio e cloro a partir de  $KCl$  sólido, deve-se fazer uma eletrólise com eletrodos inertes. Assinale a alternativa INCORRETA.

- Para que a eletrólise ocorra, é preciso fundir a amostra de  $KCl$ .
- O ânion  $Cl^-$  será oxidado no ânodo.
- O cátion  $K^+$  será reduzido no cátodo.
- O potássio obtido deverá ser recolhido em recipiente contendo água para evitar o seu contato com o ar.
- Se os eletrodos fossem de cobre, o cloro formado reagiria com ele.

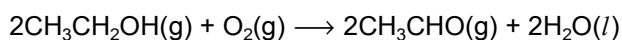
139. (Uff) Em uma pilha galvânica, um eletrodo é cobre imerso em solução de  $Cu^{2+}$  1,0M e o outro é prata imerso em solução de  $Ag^{1+}$  1,0 M. Dados: potenciais-padrão de redução a  $25^\circ C$



O potencial padrão da célula para esta pilha é:

- 1,14 V
- 0,46 V
- 1,26 V
- 1,94 V
- 0,16 V

140. (Fuvest) 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:



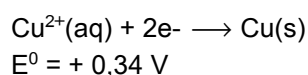
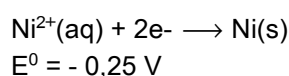
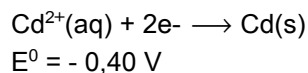
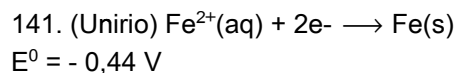
O "suspeito" sopra através de um tubo para dentro do aparelho onde ocorre, se o indivíduo estiver alcoolizado, a oxidação do etanol à etanal e a redução do oxigênio à água, em meio ácido e em presença de catalisador (platina).

a) Sabendo-se que a semi-reação que ocorre em um dos eletrodos é:



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 ( $CH_3CHO$ ,  $CH_3CH_2OH$ ) 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.



Indique a opção que contém a pilha com a maior diferença de potencial, de acordo com a tabela de potenciais-padrão em solução aquosa, a  $25^\circ C$ , apresentada acima.

ANODO CATODO

- |       |    |
|-------|----|
| a) Fe | Cu |
| b) Cu | Ni |
| c) Cd | Fe |
| d) Ni | Cd |
| e) Cd | Cu |

142. (Unesp) Quando se mergulha um pedaço de fio de cobre limpo em uma solução aquosa de nitrato de prata, observa-se o aparecimento gradativo de um depósito sólido sobre o cobre, ao mesmo tempo que a solução, inicialmente incolor, vai se tornando azul.

- Por que aparece um depósito sólido sobre o cobre e por que a solução fica azul?
- Escreva a equação química balanceada da reação que ocorre.



143. (Ita) Para determinar o valor da Constante de Faraday empregou-se uma célula eletrolítica construída pela imersão de duas chapas de prata em uma solução aquosa de nitrato de prata. O conjunto é ligado a uma fonte de corrente contínua em série com um amperímetro. Durante certo intervalo de tempo "t" verificou-se que pelo circuito passou uma corrente elétrica constante de valor "i". Neste período de tempo "t" foi depositado no catodo uma massa "m" de prata, cuja massa molar é representada por "M". Admite-se que a única reação eletroquímica que ocorre no catodo é a redução dos cátions de prata a prata metálica. Denominando a constante de Avogadro de "N<sub>A</sub>" e a área do catodo imersa na solução de "S", a Constante de Faraday (F) calculada a partir deste experimento é igual a:

- a)  $F = (i t M)/(m)$
- b)  $F = (i t N_A)$
- c)  $F = (i t m)/(M S)$
- d)  $F = (i t)/(S N_A)$
- e)  $F = (i m)/(M)$

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

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

145. (Ita) Uma fonte de corrente contínua fornece corrente elétrica a um sistema composto por duas células eletrolíticas, ligadas em série através de um fio condutor. Cada célula é dotada de eletrodos inertes. Uma das células contém somente uma solução aquosa 0,3 molar de NiSO<sub>4</sub> e a outra apenas uma solução aquosa 0,2 molar de Au(Cl)<sub>3</sub>. Se durante todo o período de eletrólise as únicas reações que ocorrem no catodos são as deposições dos metais, qual das opções corresponde ao valor da relação: massa de níquel depositado/massa de ouro depositado?

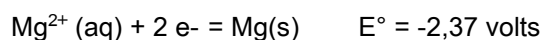
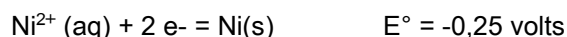
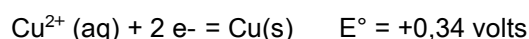
- a) 0,19
- b) 0,45
- c) 1,0
- d) 2,2
- e) 5,0

146. (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.

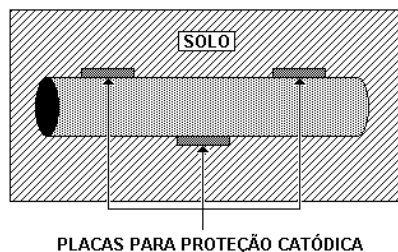
a) Uma das formas de se minimizar este processo é a "proteção catódica": prende-se um "metal de sacrifício" no corpo que se deseja proteger do processo de oxidação.

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

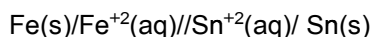
Semi-reação de redução



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.



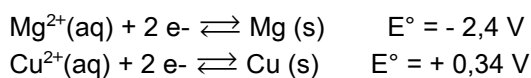
147. (Cesgranrio) Observe a representação da pilha a seguir que se refere a uma transformação química com transferência espontânea de elétrons.



Nessa representação, está correto inferir que reage:

- Fe(s) com  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  formando  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$  e Sn(s)
- Fe(s) com  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$  formando  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  e Sn(s)
- $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  com  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$  formando Fe(s) e Sn(s)
- Sn(s) com  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$  formando Fe(s) e  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- Sn(s) com  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  formando Fe(s) e  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$

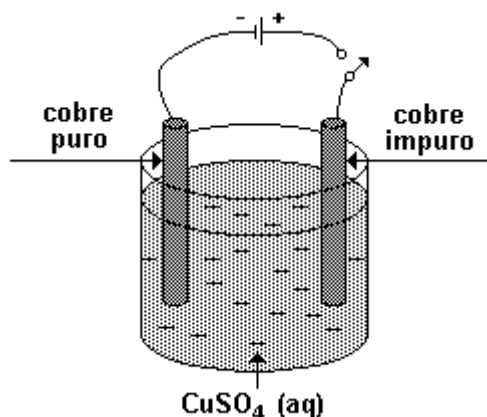
148. (Unesp) São fornecidos os seguintes potenciais de redução, determinados a 25 °C:



- Em solução aquosa, é possível obter magnésio metálico por reação de redução de sal do seu cátion com cobre metálico? Justifique a resposta.
- 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.

149. (Fuvest) As etapas finais de obtenção do cobre a partir da calcosita,  $\text{Cu}_2\text{S}$ , são, seqüencialmente:

- ustulação (aquecimento ao ar).
- refinação eletrolítica (esquema adiante).

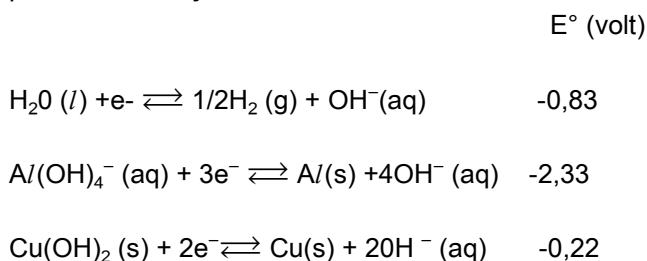


a) Escreva a equação da ustulação da calcosita.

b) Descreva o processo da refinação eletrolítica, mostrando o que ocorre em cada um dos pólos ao se fechar o circuito.

c) Indique, no esquema dado, o sentido do movimento dos elétrons no circuito e o sentido do movimento dos íons na solução durante o processo de eletrólise.

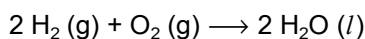
150. (Fuvest) Com base nas seguintes equações de semi-reações, dados os respectivos potenciais padrão de redução,



responda:

- Objetos de alumínio e objetos de cobre podem ser lavados com solução aquosa alcalina sem que ocorra a corrosão do metal? Justifique, escrevendo as equações químicas adequadas.
- Qual dos metais, cobre ou alumínio, é melhor redutor em meio alcalino? Explique.

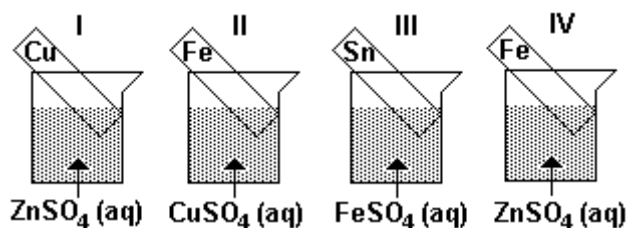
151. (Ufmg) Pilhas a combustível são dispositivos eletroquímicos em que a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica. O diagrama representa, simplificada, uma pilha a combustível, que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, conforme a equação



Com relação a essa pilha, todas as afirmativas a seguir estão corretas, EXCETO

- O circuito externo transporta, para o oxigênio, elétrons retirados do hidrogênio.
- O transporte de carga através da solução é feito por íons.
- A reação torna iguais os números de oxidação do hidrogênio e do oxigênio.
- O hidrogênio atua na reação como o agente redutor.

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

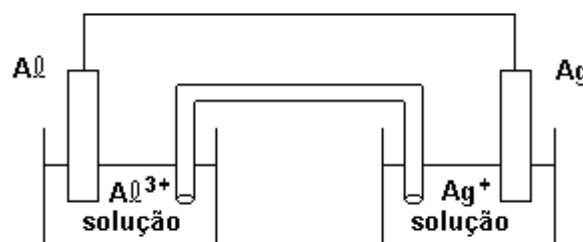


|  | $E^0$ redução (V) |
|--|-------------------|
| $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$ | -0,76             |
| $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$ | -0,44             |
| $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}$ | -0,14             |
| $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ | +0,34             |

- Identifique o frasco em que ocorre reação química espontânea e escreva a respectiva equação.
- Sabendo que o frasco III contém 304 gramas de  $\text{FeSO}_4$  em 2 litros de solução, determine a concentração, em g/L, da solução de  $\text{ZnSO}_4$  no frasco I.

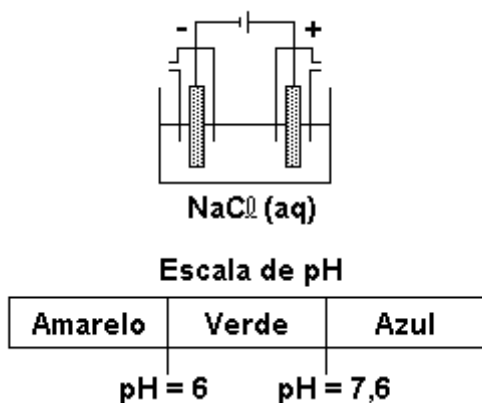
153. (Ufrj) As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata ( $\text{Ag}_2\text{S}$ ) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.

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



Escreva a semi-reação que ocorre no cátodo.

154. (Ufrj) Em uma aula demonstrativa, um professor fez passar, durante 60 minutos, uma corrente de 1,34A por uma cuba eletrolítica que continha uma solução aquosa de cloreto de sódio; como resultado, obteve, um gás em cada eletrodo.

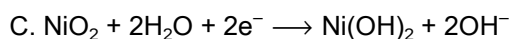
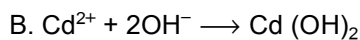
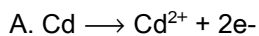


a) Sabendo que a carga elétrica total que passa pela cuba durante a experiência é suficiente para produzir 0,05 g de gás no cátodo, calcule o volume em litros ocupado por este gás nas CNTP.

b) O indicador azul de bromotimol, dependendo da faixa de pH, apresenta as colorações mostradas na figura.

Após a passagem da corrente, foram adicionadas algumas gotas de azul de bromotimol à cuba. Indique a cor da solução obtida. Justifique sua resposta.

155. (Ufrs) Aparelhos eletrônicos, como telefones sem fio e calculadoras, podem utilizar baterias recarregáveis de níquel-cádmio. As reações que ocorrem nesta bateria podem ser representadas por:



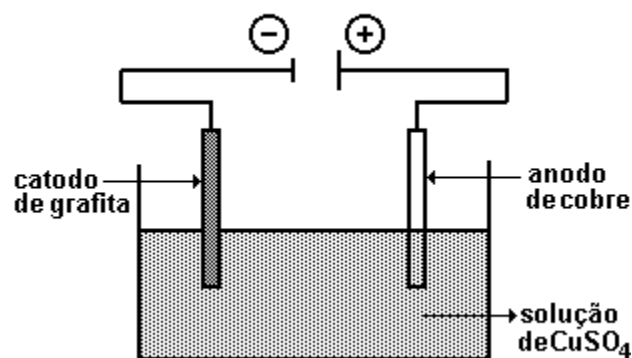
Sobre estas reações são feitas as afirmações:

- I - A reação A ocorre no ânodo da bateria.
- II - A reação C ocorre no cátodo da bateria.
- III - O cádmio é o agente oxidante e o óxido de níquel é o agente redutor.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I
- b) Apenas II
- c) Apenas III
- d) Apenas I e II
- e) I, II, III

156. (Uerj) Considere a célula eletrolítica abaixo:



Eletrolisando-se, durante 5 minutos, a solução de  $CuSO_4$  com uma corrente elétrica de 1,93 ampere, verificou-se que a massa de cobre metálico depositada no cátodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados acima, o rendimento do processo foi igual a:

Dado: Massa molar do Cu = 63,5 g/mol

- a) 94,5 %
- b) 96,3 %
- c) 97,2 %
- d) 98,5 %

## GABARITO

1. V F V F

2. [A]

3. V F F V F

4. I. placa 2: feltro embebido em solução de sulfato de cobre

placa 3: feltro embebido em solução de sulfato de zinco

placa 4: placa metálica de zinco

II.  $\text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Cu}^0 + 2 \text{e}^-$

III. placa 1 ( $\text{Cu}^0$ )

IV. placa 3 (feltro embebido em solução de sulfato de zinco)

5.  $E = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}$ . Como  $E < 1,5 \text{ V}$ , deverão ser dispostas, no mínimo, duas pilhas em série.

6. [E]

7. V V V

8. [D]

9. [A]

10.  $02 + 04 + 08 + 16 = 30$

11. [D]

12. [E]

13.  $01 + 08 + 16 = 25$

14. V V V V F

15. V V F F

16. [B]

17. a)  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

b)  $\text{Cl}_2 \rightarrow$  gasoso

$\text{Mg} \rightarrow$  sólido

18. a)

X:  $\text{MgCO}_3$ : carbonato de magnésio

Y:  $\text{MgO}$ : óxido de magnésio

Z:  $\text{Cl}_2$ : gás cloro

b)

$\text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{MgCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

A reação não é de oxirredução, pois não houve transferência de elétrons e, portanto, não houve variação de número de oxidação.

19. a) Solução:

$\text{KBr}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{aq})$

ou

$\text{NaBr}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

ou

$\text{NH}_4\text{Br}(\text{aq}) + \text{AgNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{s}) + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{aq})$

b) Reação global:

$2\text{Ag}^+ + 2\text{H}_2\text{O} + \text{hidroquinona} \rightarrow 2\text{Ag}^0 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{quinona}$

A ddp da reação global é de +0,1V (positiva), espontânea nas condições padrões, e, portanto, a hidroquinona reduz o íon prata a prata metálica.

20. Observe as equações químicas a seguir:

a) I.  $2 \text{Li}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{LiCl}(\text{s})$

II.  $\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$

b) I.  $2\text{KI}(\text{s}) \xrightarrow[\Delta]{\text{eletrólise}} 2\text{K}(\text{l}) + \text{I}_2(\text{g})$

II.  $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

21. a)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

b) 1,115 mol/L

c)  $[m] = C/M$

$C = 1,115 \cdot 98 = 109,27 \text{ g/L}$

$$C = \rho \cdot d \cdot 1000$$

$$d = 109,27 / (0,1 \cdot 1000) = 1,09 \text{ g/cm}^3$$

Portanto a bateria precisa ser recarregada pois a densidade da solução é inferior a 1,20 g/cm<sup>3</sup>.

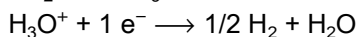
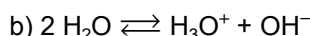
22. a) 5,00mol/L

b) 12,00V

23. [C]

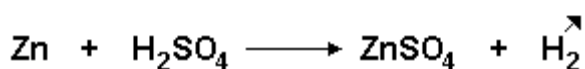
24. 3

25. a)  $3,0 \times 10^6$



26. a) A reação do zinco em pó será mais rápida devido ao estado de divisão do zinco, aumentando a área de contato dos reagentes.

b) Não, pois na reação:



o íon H<sup>+</sup> atua como oxidante e na reação com o cobre isto não é possível.

27. [A]

28. O latão (Cu/Zn) sofre dissolução parcial, pois somente o zinco reduz o H<sup>+</sup> a H<sub>2</sub>.

29. a) Eletrodo de zinco.

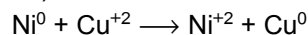
Fluxo de elétrons : redutor → oxidante

b) Zn(s) (oxidação do zinco)

HgO(s) (redução do mercúrio)

H<sub>2</sub>O(l) consumo na reação com o HgO)

30. a) Ni desloca o Cu<sup>0</sup> da solução de CuSO<sub>4</sub>



b)  $\text{Ni}^0 + \text{Cu}^{+2} \longrightarrow \text{Ni}^{+2} + \text{Cu}^0$

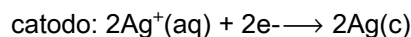
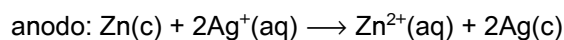
(azul) (verde)

31. [E]

32. [E]

33. [D]

34. Equações:

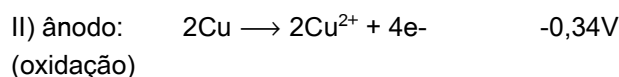
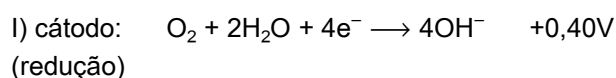


A frase está errada. A concentração do íon Zn<sup>+2</sup> aumenta por causa da oxidação e a concentração de SO<sub>4</sub><sup>-2</sup> fica constante.

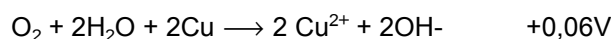
35. a) no cano a proteção é eletroquímica (zinco se oxida e não o ferro)

b) o estanho tem maior potencial de redução, na lata a proteção de estanho evita contato com O<sub>2</sub> do ar

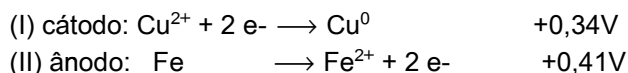
36. a) Após a montagem da estátua havia um bom contato elétrico entre as placas de cobre e a estrutura de ferro, através de rebites metálicos. Assim o ferro agiria como ânodo de sacrifício neutralizando de forma parcial a ação do ambiente marinho sobre as placas de cobre.



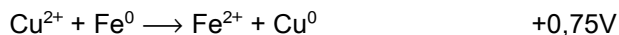
Somando-se (I) e (II), temos:



A ação do ambiente marinho sobre as placas de cobre é neutralizada com o estabelecimento da pilha eletroquímica Cu<sup>2+</sup>/Cu<sup>0</sup>//Fe<sup>0</sup>/Fe<sup>2+</sup> onde o ferro age como ânodo de sacrifício:



Somando-se (I) e (II), temos:

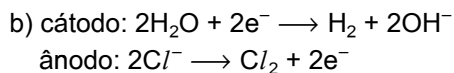


Com o passar dos anos, o contato elétrico entre as placas de cobre e a estrutura de ferro, através dos rebites, foi diminuindo devido à corrosão dos rebites e o efeito da proteção catódica criado pela pilha acima se reduziu.

37. [D]

38. [C]

39. a) O cloro nas condições ambientes, é gasoso.

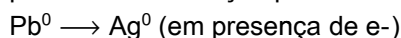


40. [E]

41. a) Verdadeira,  
 Ne do Cr = Ne do Co  
 portanto,  $V = +2$

b) Verdadeira,  
 pela Lei de Faraday:  $m = Q \cdot E / F$   
 $Q = 1930$  coulombs

42. a) Falsa. Os elétrons se movimentam do maior potencial de oxidação para o menor.



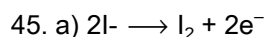
b) Verdadeira.  
 $\text{Pb}^0 \rightarrow \text{Pb}^{+2}$

massa do  $\text{Pb}^0 = 2,072\text{g}$

43. [C]

44. a)  $4\text{Al}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$  [camada protetora]

b) A reação ocorre espontaneamente no sentido do valor positivo do  $\Delta E^0$ , logo o alumínio reage com a água.

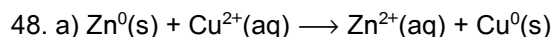


b) No ânodo, onde ocorre a oxidação do iodo que com o amido adquire a coloração azul.

46. 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.

47.  $\text{Cu SO}_4 \rightarrow$  solução com cátion do mesmo metal da placa.

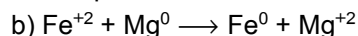


A cor azul é consequência da presença dos íons  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  que são consumidos tornando a solução incolor.

b) Não ocorrerá reação química.

49. 32 g

50. a) O magnésio, por possuir potencial de oxidação maior que o do ferro.



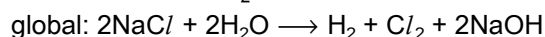
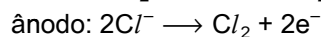
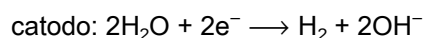
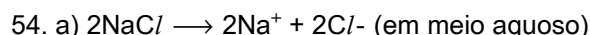
Oxidante:  $\text{Fe}^{+2}$

Redutor:  $\text{Mg}^0$

51. [A]

52. [E]

53. [C]



b) É possível, porque as massas de NaOH e  $\text{Cl}_2$  estabelecem proporção nos três experimentos citados.

55. [D]

56. [D]

57. [B]



58. [D]

59. [A]

60. [D]

61. a) Óxido-redução - eletrólise

b) Cátodo redução, ânodo oxidação

c) 965 s

d) 0,112 l

62. [A]

63. [C]

64. [C]

65. [B]

66. a) 20 pilhas

b)  $m = 3,175 \text{ g}$

67. [D]

68. [A]

69. [A]

70. [B]

71. [D]

72. [C]

73. [A]

74. [B]

75. [E]

76. a) Cátodo:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$

b) Ânodo:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 1/2 \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$

c) 965 s

77. [A]

78. 1) O oxigênio tem maior tendência para se oxidar que o ouro ( $E_{\text{real}}$  do ouro é maior).

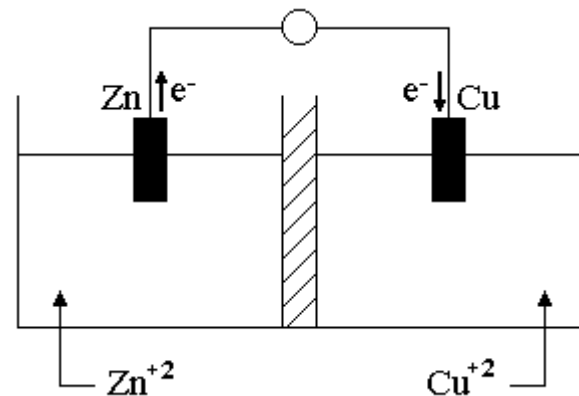
2) O  $\text{F}_2$  é capaz de oxidar o ouro pois tem maior  $E_{\text{real}}$ .

79. a)  $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

b)  $\Delta V = 1,10\text{V}$

c) Observe a figura a seguir:



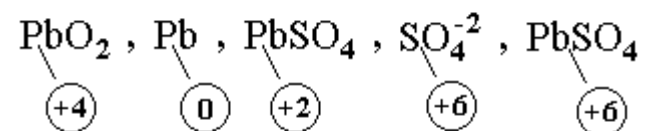
80. [A]

81. [C]

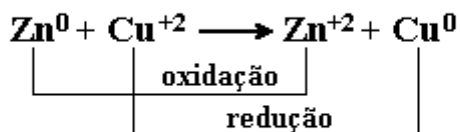
82. a)  $\text{PbO}_2 + \text{Pb} + 4\text{H}^+ + 2\text{SO}_4^{-2} \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$\Delta V = +1,971\text{V}$

b) Observe a figura a seguir:



83. a) O depósito escuro se dá pela formação de cobre metálico, pois o zinco possui maior potencial de oxidação e fará com que o íon cobre sofra redução:



b) Como os íons  $\text{Cu}^{+2}$  sofrem redução haverá a diminuição destes íons e aumentando o número de íons  $\text{Zn}^{+2}$  incolor, tornando a solução mais clara.

84. [D]

85. [A]

86. [E]

87. [D]

88. [A]

89. [B]

90. [C]

91. a) cátodo: I  $\rightarrow$  redução  
ânodo: II  $\rightarrow$  oxidação

b) Mn: +4  $\rightarrow$  +3  
Zn: 0  $\rightarrow$  +2

c)  $\Delta V = +1,54 \text{ V}$

92. [E]

93.  $01 + 04 + 08 = 13$

94. a)  $\text{ZnCl}_2$  - curva C,  $\text{NaCl}$  - curva B  $\rightarrow$  quanto maior o n<sup>o</sup> de partículas em solução menor a PMV.  
b) 130,8 g

95. [E]

96. [B]

97. F F V F V

98. a)  $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{+2} + 2\text{e}^-$   
b) 92,7 g

99. [D]

100. [B]

101. [E]

102. [B]

103. [E]

104. [B]

105. [A]

106. [E]

107. [B]

108. a) Equações parciais:

Eletrodo A (cátodo, pólo negativo)  
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$  deposita no eletrodo

Eletrodo B (ânodo, pólo positivo)  
 $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$   
eletrodo

As equações acima mostram que o cobre purificado irá se depositar no eletrodo A.

b) A intensidade da cor azul permanecerá a mesma pois a oxidação do eletrodo B irá repor os íons  $\text{Cu}^{2+}$  removidos na redução do eletrodo A.

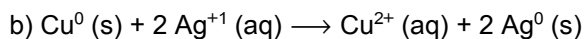
109. a) Somando-se os equilíbrios, temos:

$2 \text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CH}_3\text{OH} \quad E^\circ = 0,64\text{V}$   
Como  $\Delta E^\circ > 0$  a reação é espontânea.

b)  $2 \text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CH}_3\text{OH}$

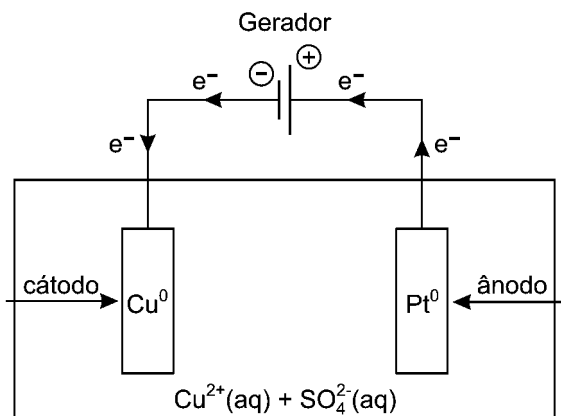
110. [A]





143. [A]

144. Observe a figura da célula eletrolítica a seguir:



a) O sinal do pólo em questão deve ser negativo.

b) O sentido do fluxo de elétrons deve partir do eletrodo de platina para o eletrodo de cobre.

c)  $\text{Cu}^{+2} (\text{aq})$  migra para o cátodo.

d)  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 1/2 \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ .

f) Diminui, pois os cátions  $\text{Cu}^{2+}$  da solução migram para o cátodo, sofrendo redução e transformando-se em  $\text{Cu}^0$ .

145. [B]

146. a) O cátion do metal de sacrifício deve possuir menor potencial de redução que o cátion  $\text{Fe}^{2+}$ , 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.

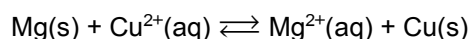
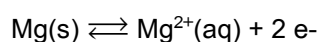
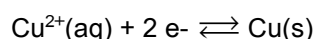
Não se deve usar o metal magnésio, pois é extremamente reativo.

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.

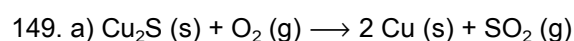
147. [B]

148. a) É impossível obter o metal magnésio, quando temos um sal de magnésio na presença de cobre metálico, pois o potencial de redução de íon cúprico é maior que o potencial de redução do íon magnésio. O possível processo citado de obtenção do magnésio metálico apresentaria uma diferença de potencial negativa, indicando uma reação não espontânea.

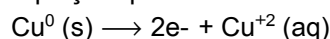
b) Reação da pilha:



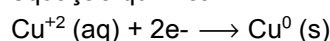
A reação é espontânea e fornece uma ddp igual a 2,74V.



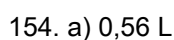
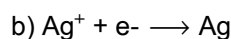
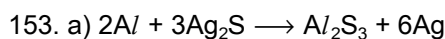
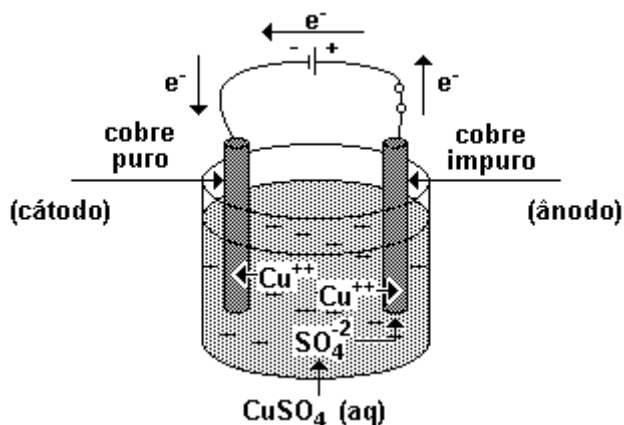
b) O processo de refinação eletrolítica consiste na eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II usando-se dois eletrodos: um no ânodo composto de cobre impuro e outro no cátodo de cobre puro. No ânodo ocorre a oxidação do cobre segundo a equação química:



No cátodo ocorre a redução do íon  $\text{Cu}^{+2}$  segundo a equação química:



c) Observe a figura a seguir

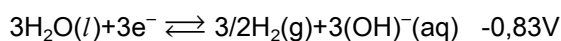


b) Azul, pois durante a experiência ocorre a formação de NaOH (solução básica).

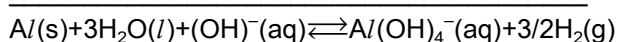
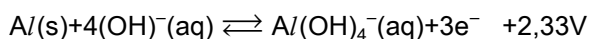
155. [D]

156. [A]

150. a) Objetos de alumínio lavados com solução alcalina sofrem corrosão, pois  $\Delta V$  é positivo segundo as equações químicas:

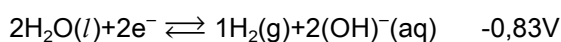


+

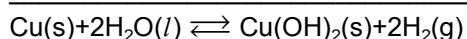
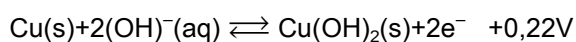


$$\Delta V = -0,61 V$$

Objetos de cobre lavados com solução alcalina não sofrem corrosão, pois  $\Delta V$  é negativo, segundo as equações químicas:



+

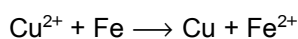


$$\Delta V = -0,61 V$$

b) O melhor redutor em meio alcalino é metal alumínio, pois apresenta potencial de oxidação maior que o do metal cobre.

151. [C]

152. a) Frasco II



b) 161 g/L