

Lista de exercícios - Bloco 2 - Aula 44 a 47 - Eletroquímica - Eletrólise (ígneas, aquosas e leis de Faraday)

1. (Uel 2016) A vida em grandes metrópoles apresenta atributos que consideramos sinônimos de progresso, como facilidades de acesso aos bens de consumo, oportunidades de trabalho, lazer, serviços, educação, saúde etc. Por outro lado, em algumas delas, devido à grandiosidade dessas cidades e aos milhões de cidadãos que ali moram, existem muito mais problemas do que benefícios. Seus habitantes sabem como são complicados o trânsito, a segurança pública, a poluição, os problemas ambientais, a habitação etc. Sem dúvida, são desafios que exigem muito esforço não só dos governantes, mas também de todas as pessoas que vivem nesses lugares. Essas cidades convivem ao mesmo tempo com a ordem e o caos, com a pobreza e a riqueza, com a beleza e a feiura. A tendência das coisas de se desordenarem espontaneamente é uma característica fundamental da natureza. Para que ocorra a organização, é necessária alguma ação que restabeleça a ordem. É o que acontece nas grandes cidades: despoluir um rio, melhorar a condição de vida dos seus habitantes e diminuir a violência, por exemplo, são tarefas que exigem muito trabalho e não acontecem espontaneamente. Se não houver qualquer ação nesse sentido, a tendência é que prevaleça a desorganização. Em nosso cotidiano, percebemos que é mais fácil deixarmos as coisas desorganizadas do que em ordem. A ordem tem seu preço. Portanto, percebemos que há um embate constante na manutenção da vida e do universo contra a desordem. A luta contra a desorganização é travada a cada momento por nós. Por exemplo, desde o momento da nossa concepção, a partir da fecundação do óvulo pelo espermatozoide, nosso organismo vai se desenvolvendo e ficando mais complexo. Partimos de uma única célula e chegamos à fase adulta com trilhões delas, especializadas para determinadas funções. Entretanto, com o passar dos anos, envelhecemos e nosso corpo não consegue mais funcionar adequadamente, ocorre uma falha fatal e morremos. O que se observa na natureza é que a manutenção da ordem é fruto da ação das forças fundamentais, que, ao interagirem com a matéria, permitem que esta se organize. Desde a formação do nosso planeta, há cerca de 5 bilhões de anos, a vida somente conseguiu se desenvolver às custas de transformar a energia recebida pelo Sol em uma forma útil, ou seja, capaz de manter a organização. Para tal, pagamos um preço alto: grande parte dessa energia é perdida, principalmente na forma de calor. Dessa forma, para que existamos, pagamos o preço de aumentar a desorganização do nosso planeta. Quando o Sol não puder mais fornecer essa energia, dentro de mais 5 bilhões de anos, não existirá mais vida na Terra. Com certeza a espécie humana já terá sido extinta muito antes disso.

(Adaptado de: OLIVEIRA, A. O Caos e a Ordem. *Ciência Hoje*. Disponível em: <<http://cienciahoje.uol.com.br/colunas/fisica-sem-misterio/o-caos-ea-ordem>>. Acesso em: 10 abr. 2015.)

Em sintonia com o que é mencionado no texto, também sob a perspectiva da termodinâmica, deve-se realizar trabalho não espontâneo para combater a desordem. Sistemas químicos que exploram reações químicas de oxidação e redução podem realizar trabalhos espontâneos ou não espontâneos.

Sobre reações químicas em pilhas e em processos de eletrólise de soluções aquosas e de compostos fundidos, assinale a alternativa correta.

- Em um processo de eletrólise, os elétrons fluem do cátodo para o ânodo em um processo espontâneo.
- Em um processo de eletrólise, a energia elétrica é convertida em energia química através de um processo não espontâneo.
- Em uma pilha galvânica, a energia elétrica é convertida em energia química através de um processo não espontâneo.
- Em uma pilha galvânica, a reação espontânea apresenta um valor negativo de E° , com geração de energia sob a forma de trabalho.
- Em uma pilha galvânica, há um processo não espontâneo, na qual o cátodo é o polo negativo e o ânodo é o polo positivo.

2. (Ucs 2016) Centenas de milhares de toneladas de magnésio metálico são produzidas anualmente, em grande parte para a fabricação de ligas leves. De fato, a maior parte do alumínio utilizado hoje em dia contém 5% em massa de magnésio para melhorar suas propriedades mecânicas e torná-lo mais resistente à corrosão. É interessante observar que os minerais que contêm magnésio não são as principais fontes desse elemento. A maior parte do magnésio é obtida a partir da água do mar, na qual os íons Mg^{2+} estão presentes em uma concentração de 0,05 mol/L. Para obter o magnésio metálico, os íons Mg^{2+} da água do mar são inicialmente precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio, com uma solução de hidróxido de cálcio. O hidróxido de magnésio é removido desse meio por filtração, sendo finalmente tratado com excesso de uma solução de ácido clorídrico. Após a evaporação do solvente, o sal anidro obtido é fundido e submetido ao processo de eletrólise ígnea.

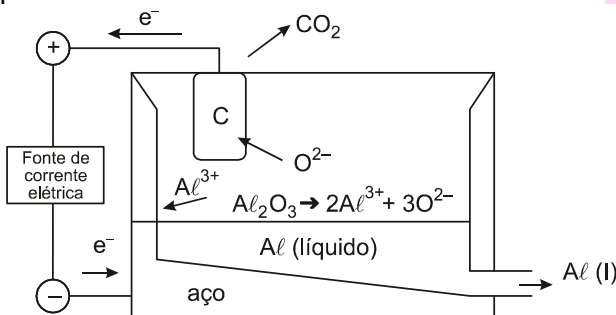
Considerando as informações do texto acima, assinale a alternativa correta.

- A filtração é um processo físico que serve para separar misturas homogêneas de um sólido disperso em um líquido ou em um gás.
- A massa de Mg^{2+} presente em 500 mL de água do mar é de 2,025 g
- A eletrólise ígnea do sal anidro produz, além do magnésio metálico, um gás extremamente tóxico e de odor irritante.
- O hidróxido de magnésio é uma monobase fraca, muito solúvel em água.
- O processo de eletrólise é um fenômeno físico, em que um ou mais elementos sofrem variações nos seus números de oxidação no transcorrer de uma reação química.

3. (Uerj 2012) Em um experimento pioneiro, a cientista Marie Curie isolou a forma metálica do elemento químico rádio, por meio da eletrólise ígnea com eletrodos inertes do cloreto de rádio.

Nomeie o tipo de ligação interatômica presente no cloreto de rádio e escreva a equação química que representa a eletrólise desse composto.

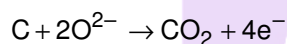
4. (Fgv 2012) O Brasil é o sexto principal país produtor de alumínio. Sua produção é feita a partir da bauxita, mineral que apresenta o óxido Al_2O_3 . Após o processamento químico da bauxita, o óxido é transferido para uma cuba eletrolítica na qual o alumínio é obtido por processo de eletrólise ígnea. Os eletrodos da cuba eletrolítica são as suas paredes de aço, polo negativo, e barras de carbono, polo positivo.



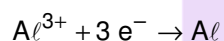
O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.

As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são

Polo +



Polo -



A quantidade em mols de CO_2 que se forma para cada um mol de Al e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente

- 4/3 e ânodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e ânodo, onde ocorre a oxidação.
- 4/3 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a redução.
- 3/4 e cátodo, onde ocorre a oxidação.

5. (Unesp 2017)



Ricardo Azoury/olharimagem
(www2.uol.com.br/SciAm, Salina da região de Cabo Frio.)

Nas salinas, o cloreto de sódio é obtido pela evaporação da água do mar em uma série de tanques. No primeiro tanque, ocorre o aumento da concentração de sais na água, cristalizando-se sais de cálcio. Em outro tanque ocorre a cristalização de 90% do cloreto de sódio presente na água. O líquido sobrenadante desse tanque, conhecido como salmoura amarga, é drenado para outro tanque. É nessa salmoura que se encontra a maior concentração de íons $Mg^{2+}_{(aq)}$, razão pela qual ela é utilizada como ponto de partida para a produção de magnésio metálico.

A obtenção de magnésio metálico a partir da salmoura amarga envolve uma série de etapas: os íons Mg^{2+} presentes nessa salmoura são precipitados sob a forma de hidróxido de magnésio por adição de íons OH^- . Por aquecimento, esse hidróxido transforma-se em óxido de magnésio que, por sua vez, reage com ácido clorídrico, formando cloreto de magnésio que, após cristalizado e fundido, é submetido a eletrólise ígnea, produzindo magnésio metálico no cátodo e cloro gasoso no ânodo.

Dê o nome do processo de separação de misturas empregado para obter o cloreto de sódio nas salinas e informe qual é a propriedade específica dos materiais na qual se baseia esse processo. Escreva a equação da reação que ocorre na primeira etapa da obtenção de magnésio metálico a partir da salmoura amarga e a equação que representa a reação global que ocorre na última etapa, ou seja, na eletrólise ígnea do cloreto de magnésio.

6. (Espcex (Aman) 2017) No ano de 2014, os alunos da EsPCEx realizaram um experimento de eletrólise durante uma aula prática no Laboratório de Química. Nesse experimento, foi montado um banho eletrolítico, cujo objetivo era o depósito de cobre metálico sobre um clipe de papel, usando no banho

eletrolítico uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de cobre II. Nesse sistema de eletrólise, por meio de uma fonte externa, foi aplicada uma corrente constante de 100 mA , durante 5 minutos.

Após esse tempo, a massa aproximada de cobre depositada sobre a superfície do clipe foi de:

Dados: massa molar $\text{Cu} = 64 \text{ g/mol}$; 1 Faraday = 96.500 C .

- a) 2,401 g.
- b) 1,245 g.
- c) 0,987 g.
- d) 0,095 g.
- e) 0,010 g.

7. (Fmp 2017) A galvanoplastia é uma técnica que permite dar um revestimento metálico a uma peça, colocando tal metal como polo negativo de um circuito de eletrólise. Esse processo tem como principal objetivo proteger a peça metálica contra a corrosão. Vários metais são usados nesse processo, como, por exemplo, o níquel, o cromo, a prata e o ouro. O ouro, por ser o metal menos reativo, permanece intacto por muito tempo.

Deseja-se dourar um anel de alumínio e, portanto, os polos são mergulhados em uma solução de nitrato de ouro III $[\text{Au}(\text{NO}_3)_3]$.

Ao final do processo da eletrólise, as substâncias formadas no cátodo e no ânodo são, respectivamente,

- a) H_2 e NO_3^-
- b) N_2 e Au
- c) Au e O_2
- d) Au e NO_2
- e) O_2 e H_2

8. (Uefs 2017) Desde a antiguidade, o homem utiliza metais para a fabricação de utensílios diversos. A partir do século XVIII, a metalurgia tornou-se uma ciência, em que os processos metalúrgicos passaram a ser estudados e explicados, alavancando a obtenção dos metais a partir de minérios. A metalurgia é uma sequência de processos que visa à obtenção de um elemento metálico a partir de seu minério. Quanto maior a tendência do metal para sofrer corrosão, maior é a dificuldade de obtê-lo a partir do minério.

Sobre a obtenção de metais na metalurgia, é correto afirmar:

I. O alumínio é um metal de fácil obtenção a partir de seu minério, a bauxita, pois esse, por possuir baixa tendência em oxidar, é facilmente reduzido de Al^{3+} para Al^0 , se comparado a outros metais menos nobres, como o ferro e o chumbo.

II. Metais, como o ferro e o zinco, para serem obtidos a partir de seus minérios, devem ser aquecidos na presença de uma substância que vai provocar a redução desses metais, como o monóxido de carbono, que é um agente redutor.

III. O alumínio possui inúmeras aplicações, mas, por ser um metal pouco nobre, é difícil de ser obtido e sua redução é realizada em um processo denominado eletrólise.

IV. A prata é um metal nobre, sua principal fonte é o minério argentita (Ag_2S), sendo que o processo de obtenção da prata metálica é realizado pelo aquecimento desse minério, que reage com o oxigênio, provocando a oxidação da prata.

A alternativa em que todas as afirmativas indicadas estão corretas é a

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

9. (Acafe 2016) Sob condições apropriadas em uma cuba eletrolítica ocorreu a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II. Nesse processo ocorreu a formação de 6,35 g de cobre e o desprendimento de um gás.

Dados: O = 16 g/mol; Cu = 63,5 g/mol.

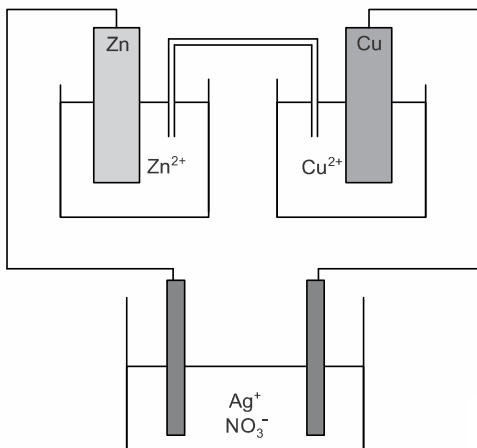
semi reação catódica: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

semi reação anódica: $2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4e^- + 4H^+_{(aq)}$

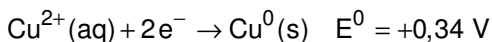
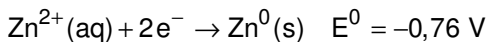
O volume do gás produzido quando medido na CNTP é:

- 2,24 L
- 1,12 L
- 6,35 L
- 3,2 L

10. (Uerj 2016) Em um experimento, a energia elétrica gerada por uma pilha de Daniell foi utilizada para a eletrólise de 500 mL de uma solução aquosa de $AgNO_3$, na concentração de $0,01 \text{ mol} \cdot \ell^{-1}$. Observe o esquema:



A pilha empregou eletrodos de zinco e de cobre, cujas semirreações de redução são:



A eletrólise empregou eletrodos inertes e houve deposição de todos os íons prata contidos na solução de AgNO_3 .

Calcule a diferença de potencial da pilha, em volts, e a massa, em gramas, do anodo consumido na deposição.

Dados: $\text{Zn} = 65,5$; $\text{Ag} = 108$.

11. (Uemg 2016) A eletroquímica é uma área da química com grande aplicação industrial, dentre elas, destacam-se a metalúrgica e a área de saneamento. Na metalurgia extrativa, utiliza-se um metal como agente redutor para obtenção de outro no estado elementar. Já na área de saneamento, o tratamento de águas residuárias utiliza o processo químico descrito para transformar um composto químico em outro por meio da aplicação de uma corrente elétrica através da solução.

Considere os seguintes potenciais de redução descritos abaixo:

	E^0 (volt)
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mg}$	-2,38
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}$	-0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ag}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}$	+0,8

O par de compostos que poderia ser utilizado na metalurgia extrativa, bem como o nome do processo aplicado na área de saneamento, está **CORRETAMENTE** descrito na opção:

- Mg como redutor para obter Zn , eletrólise.
- Cu como redutor para obter Ni , eletrólise.
- Ag como redutor para obter Mg , destilação.
- Fe como redutor para obter Ag , destilação.

12. (Fac. Pequeno Príncipe - Medici 2016) Eletrólise é uma reação não espontânea provocada pelo fornecimento de energia elétrica proveniente de um gerador (pilhas). A eletrólise possui muitas aplicações na indústria química, na produção de metais, como sódio, magnésio, potássio, alumínio etc., também na produção de não metais como cloro e o flúor e, ainda, substâncias como o hidróxido de sódio (soda cáustica) e peróxido de hidrogênio (água oxigenada) e a deposição de finas películas de metais sobre peças metálicas ou plásticas. Essa técnica de deposição em metais é conhecida como galvanização. Os mais comuns são as deposições de cromo (cromagem), níquel (niquelagem), prata (prateação), ouro (dourar), usadas em grades, calotas de carros, emblemas, peças de geladeira, joias, aparelhos de som. É utilizada também na purificação ou refino eletrolítico de muitos metais, como cobre e chumbo e no processo de anodização, que nada mais é do que uma oxidação forçada da superfície de um metal para que seja mais resistente à corrosão.

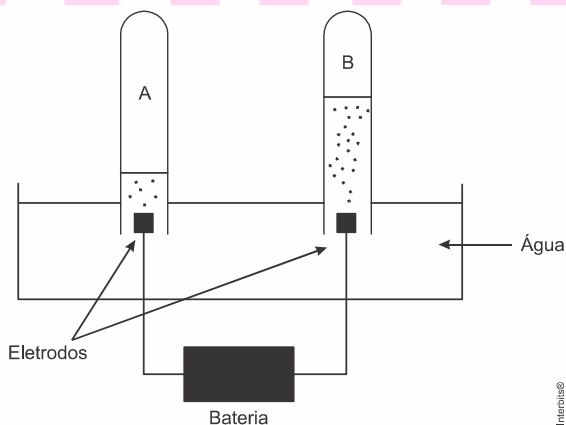
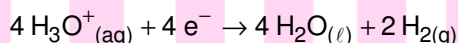
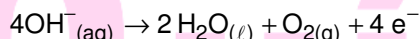
Disponível em: <<http://www.soq.com.br/>>.

Temos como exemplo a eletrólise em série, com três cubas eletrolíticas, contendo respectivamente as seguintes soluções químicas: na primeira cuba, sulfato de cobre; na segunda cuba, cloreto de alumínio; e na terceira cuba, clorato de prata. Analisando o texto, assinale a alternativa que mostra a massa total dos metais, em gramas, depositados nestas três cubas eletrolíticas, ligadas em série, quando submetidas a uma corrente de 6 A durante um tempo de $0,672$ horas.

Dados: Cu = 63,5; Al = 27; Ag = 108; 1F = 96.500C.

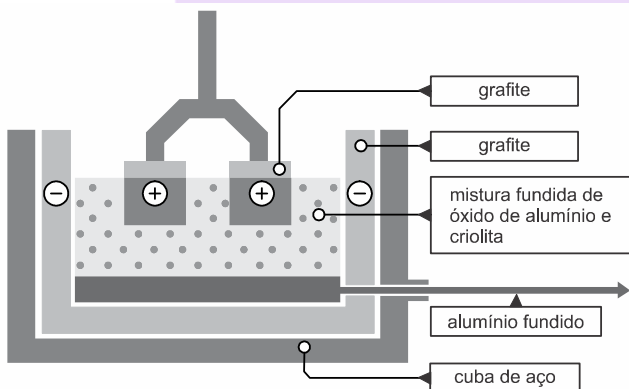
- 22,368.
- 27,3.
- 28,4.
- 29,11.
- 30,15.

13. (Uepg 2016) A figura abaixo representa a eletrólise da água. Sobre o sistema apresentado, assinale o que for correto, considerando que as semirreações que ocorrem nos eletrodos são:



- O gás A é o gás hidrogênio.
- O eletrodo que libera o gás A é o cátodo da reação.
- O eletrodo que libera o gás B é o polo positivo da eletrólise.
- Na eletrólise, o processo químico não espontâneo ocorre devido a uma fonte de energia elétrica.
- O gás B é água no estado gasoso.

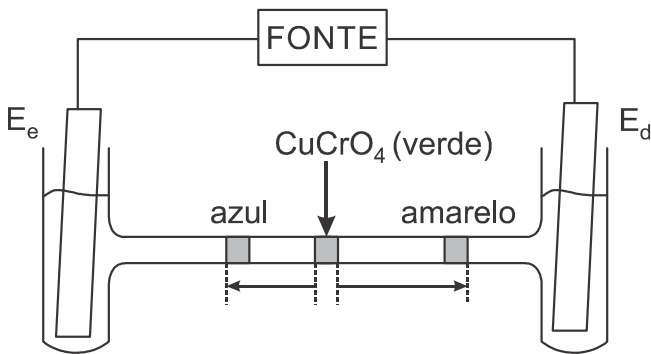
14. (Uscs - Medicina 2016) A obtenção industrial de alumínio é feita a partir da bauxita, que deve ser purificada para se obter óxido de alumínio. Em seguida, o óxido é submetido à eletrólise, produzindo $\text{Al}_{(\text{s})}$. Para reduzir a energia consumida para fundir o óxido de alumínio, ele é misturado com criolita (Na_3AlF_6). Um diagrama da eletrólise está apresentado a seguir.



(www.bbc.co.uk. Adaptado.)

- Escreva as reações que ocorrem no cátodo (-) e no ânodo (+), e a equação geral da eletrólise.
- Durante o processo, o ânodo de grafite sofre desgaste e é substituído. Usando equações químicas balanceadas, explique a razão do desgaste.

15. (Ita 2016) Considere uma célula eletrolítica na forma de um tubo em H, preenchido com solução aquosa de NaNO_3 e tendo eletrodos inertes mergulhados em cada ramo vertical do tubo e conectados a uma fonte externa. Num determinado instante, injeta-se uma solução aquosa de CuCrO_4 verde na parte central do ramo horizontal do tubo. Após algum tempo de eletrólise, observa-se uma mancha azul e uma amarela, separadas (em escala) de acordo com o esquema da figura.



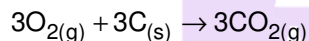
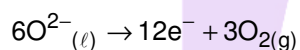
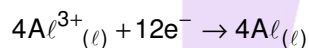
Com base nas informações do enunciado e da figura, assinale a opção ERRADA.

- O eletrodo E_e corresponde ao anodo.
- Há liberação de gás no E_d .
- Há liberação de H_2 no E_e .
- O íon cromato tem velocidade de migração maior que o íon cobre.
- O pH da solução em torno do E_d diminui.

TEXTO PARA AS PRÓXIMAS 2 QUESTÕES:

Metalurgia é como pode ser denominado o processo que produza um metal a partir de seu minério. Na metalurgia do alumínio (processo Hall-Hérault) o alumínio pode ser produzido através da eletrólise ígnea da bauxita (que contém óxido de alumínio) com eletrodos de grafite.

Reações:



$Q = i \cdot t$, $1F = 96500C$; $A\ell = 27 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$; $C = 12 \text{ g/mol}$.

16. (Acafe 2016) Qual o volume do dióxido de carbono formado medido nas CNTP na eletrólise de 102 g de óxido de alumínio?

- 11,2 L
- 33,6 L
- 67,2 L
- 22,4 L

17. (Acafe 2016) Considere as informações e os conceitos químicos e analise as afirmações a seguir.

- A produção do alumínio ocorre no ânodo.
- O gás oxigênio é produzido no cátodo que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.
- À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite.
- Na eletrólise ígnea do óxido de alumínio após 965 segundos com corrente elétrica (i) igual a $10A$ produz $0,9 \text{ g}$ de alumínio.

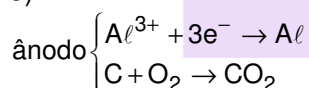
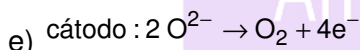
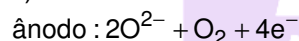
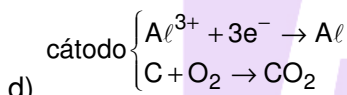
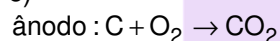
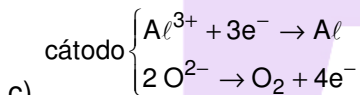
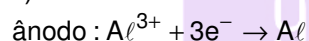
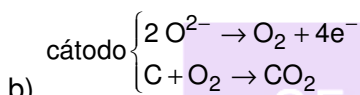
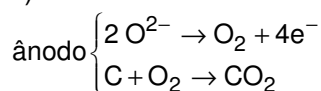
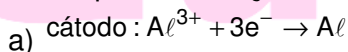
Assinale a alternativa **correta**.

- a) Apenas a afirmação III está correta.
 b) Apenas I, II e III estão corretas.
 c) Apenas III e IV estão corretas.
 d) Apenas II e IV estão corretas.

18. (Enem PPL 2015) O alumínio é um metal bastante versátil, pois, a partir dele, podem-se confeccionar materiais amplamente utilizados pela sociedade. A obtenção do alumínio ocorre a partir da bauxita, que é purificada e dissolvida em criolita fundida (Na_3AlF_6) e eletrolisada a cerca de 1.000°C . Há liberação do gás dióxido de carbono (CO_2), formado a partir da reação de um dos produtos da eletrólise com o material presente nos eletrodos. O ânodo é formado por barras de grafita submersas na mistura fundida. O cátodo é uma caixa de ferro coberta de grafita. A reação global do processo é:

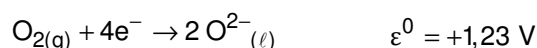


Na etapa de obtenção do alumínio líquido, as reações que ocorrem no cátodo e ânodo são:



19. (Ufjf-pism 3 2015) O alumínio metálico pode ser produzido a partir do mineral **bauxita** (mistura de óxidos de alumínio, ferro e silício). Trata-se de um processo de produção caro, pois exige muita energia elétrica. A última etapa do processo envolve a eletrólise de uma mistura de alumina (Al_2O_3) e criolita (Na_3AlF_6) na temperatura de 1000°C . As paredes do recipiente que ficam em contato com a mistura funcionam como cátodo, e os cilindros constituídos de grafite, mergulhados na mistura, funcionam como ânodo.

Dados:



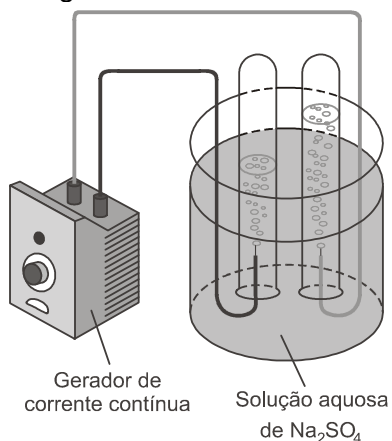
Responda ao que se pede.

- Explicite qual semirreação ocorre no ânodo e qual ocorre no cátodo.
- Escreva a equação equilibrada que representa a reação global e calcule a variação de potencial do processo.
- O processo é espontâneo? Justifique a sua resposta.

20. (Uem 2015) Assinale o que for **correto**.

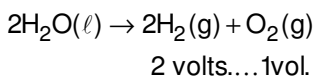
- A eletrólise é um processo espontâneo em que o cátion doa elétrons e o ânion recebe elétrons.
- Para efetuar o processo de eletrólise é necessário que haja íons livres no sistema, o que pode ser conseguido pela fusão de uma substância iônica ou pela dissociação de certas substâncias em meio aquoso.
- Na ordem de descarga de cátions, o íon H^+ possui prioridade sobre os metais alcalinos e alcalinos terrosos, já que estes últimos possuem potencial de oxidação positivo.
- A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99,9%.
- A galvanização é uma técnica que consiste em dar revestimento metálico a uma determinada peça, colocando-a como cátodo (polo negativo) em um circuito de eletrólise.

21. (Fuvest 2014) Em uma aula de laboratório de Química, a professora propôs a realização da eletrólise da água.



Após a montagem de uma aparelhagem como a da figura acima, e antes de iniciar a eletrólise, a professora perguntou a seus alunos qual dos dois gases, gerados no processo, eles esperavam recolher em maior volume. Um dos alunos respondeu: “O gás oxigênio deve ocupar maior volume, pois seus átomos têm oito prótons e oito elétrons (além dos nêutrons) e, portanto, são maiores que os átomos de hidrogênio, que, em sua imensa maioria, têm apenas um próton e um elétron”.

Observou-se, porém, que, decorridos alguns minutos, o volume de hidrogênio recolhido era o dobro do volume de oxigênio (e essa proporção se manteve no decorrer da eletrólise), de acordo com a seguinte equação química:



a) Considerando que a observação experimental não corresponde à expectativa do aluno, explique por que a resposta dada por ele está incorreta.

Posteriormente, o aluno perguntou à professora se a eletrólise da água ocorreria caso a solução aquosa de Na_2SO_4 fosse substituída por outra. Em vez de responder diretamente, a professora sugeriu que o estudante repetisse o experimento, porém substituindo a solução aquosa de Na_2SO_4 por uma solução aquosa de sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

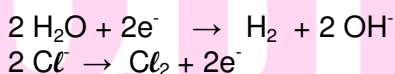
b) O que o aluno observaria ao realizar o novo experimento sugerido pela professora? Explique.

22. (Mackenzie 2014) Utilizando eletrodos inertes, foram submetidas a uma eletrólise aquosa em série, duas soluções aquosas de nitrato, uma de níquel (II) e outra de um metal **Z**, cuja carga catiônica é desconhecida. Após, 1 hora, 20 minutos e 25 segundos, utilizando uma corrente de 10 A, foram obtidos 14,500 g de níquel (II) e 25,875 g do metal **Z**.

Dados: massas molares (g/mol) Ni = 58 e **Z** = 207 1 Faraday = 96500 C

De acordo com essas informações, é correto afirmar que a carga iônica do elemento químico **Z** é igual a
a) +1 b) +2 c) +3 d) +4 e) +5

23. (Ufsm 2014) O processo de eletrólise pode ser empregado para tratar paciente com câncer no pulmão. A terapia consiste na colocação de eletrodos no tecido a ser tratado e, a seguir, é aplicada uma corrente elétrica originando um processo de oxirredução. O processo de eletrólise gera produtos, como Cl_2 e OH^- , os quais atacam e destroem as células doentes que estão na região próxima aos eletrodos. Utilizando eletrodos inertes (platina), as semirreações que ocorrem são:



Analise as afirmações a seguir.

- I. No ânodo, ocorre liberação de Cl_2 .
- II. O meio fica básico na região próxima ao cátodo.
- III. A água se oxida no cátodo.

Está(ão) correta(s)

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

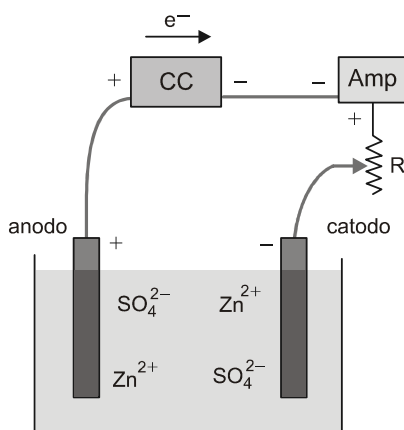
24. (Unesp 2014) O valor da Constante de Avogadro é determinado experimentalmente, sendo que os melhores valores resultam da medição de difração de raios X de distâncias reticulares em metais e em

sais. O valor obtido mais recentemente e recomendado é $6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Um modo alternativo de se determinar a Constante de Avogadro é utilizar experimentos de eletrólise. Essa determinação se baseia no princípio enunciado por Michael Faraday (1791-1867), segundo o qual a quantidade de produto formado (ou reagente consumido) pela eletrólise é diretamente proporcional à carga que flui pela célula eletrolítica.

Observe o esquema que representa uma célula eletrolítica composta de dois eletrodos de zinco metálico

imersos em uma solução $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de zinco (ZnSO_4). Os eletrodos de zinco estão conectados a um circuito alimentado por uma fonte de energia (CC), com corrente contínua, em série com um amperímetro (Amp) e com um resistor (R) com resistência ôhmica variável.



(Ilhami Ceyhan e Zafer Karagölge. www.tused.org. Adaptado.)

Após a realização da eletrólise aquosa, o eletrodo de zinco que atuou como cátodo no experimento foi levado para secagem em uma estufa e, posteriormente, pesado em uma balança analítica. Os resultados dos parâmetros medidos estão apresentados na tabela.

parâmetro	medida
carga	168 C
massa do eletrodo de Zn inicial (antes da realização da eletrólise)	2,5000 g
massa do eletrodo de Zn final (após a realização da eletrólise)	2,5550 g

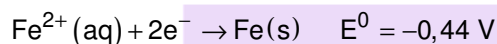
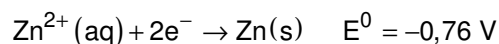
Escreva a equação química balanceada da semirreação que ocorre no cátodo e calcule, utilizando os dados experimentais contidos na tabela, o valor da Constante de Avogadro obtida.

Dados: Massa molar, em $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Zn = 65,4

Carga do elétron, em $\text{C} \cdot \text{elétron}^{-1}$: $1,6 \times 10^{-19}$

25. (Uem 2013) Sobre armazenadores de energia, condutividade elétrica, capacitância e reações redox, assinale o que for **correto**.

Dados:



01) Um tambor de ferro enterrado, do tipo usado em postos de combustível, pode ser protegido da oxidação colocando em contato com ele placas de zinco, em um processo chamado de proteção catódica.

02) Processos de carga ou descarga elétrica de uma bateria ou de um capacitor envolvem reações de oxidação e redução.

04) Em uma pilha de Daniell, os elétrons podem ser deslocados do ânodo até o cátodo por um fio feito de um material dielétrico.

08) A eletrólise de uma solução diluída de ácido sulfúrico ou hidróxido de sódio em água gera hidrogênio no cátodo e oxigênio no ânodo.

16) Capacitores podem ser utilizados em processos que necessitam de rápida movimentação de cargas elétricas, como no acionamento de um *flash* de uma câmera fotográfica.

26. (Mackenzie 2013) O fluoreto de sódio é um sal inorgânico derivado do fluoreto de hidrogênio, usado na prevenção de cáries, na fabricação de defensivos agrícolas e pastas de dentes. Nessa última aplicação, esse sal inibe a desmineralização dos dentes, prevenindo, por isso, as cáries. Em condições e cuidados adequados para tal, foram realizadas as eletrólises ígnea e aquosa dessa substância, resultando em uma série de informações, as quais constam da tabela a seguir:

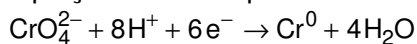
	Eletrólise ígnea	Eletrólise aquosa
Descarga no ânodo	íon F^{-}	íon OH^{-}
Substância produzida no ânodo	gás flúor	vapor de água
Descarga no cátodo	íon Na^{+}	íon H^{+}
Substância produzida no cátodo	sódio metálico	gás hidrogênio

De acordo com seus conhecimentos eletroquímicos, pode-se afirmar que, na tabela preenchida com informações dos processos eletrolíticos,

- não há informações incorretas.
- todas as informações estão incorretas.
- há apenas uma informação incorreta.
- há duas informações incorretas.
- há três informações incorretas.

27. (Uepa 2012) Este ano foi noticiado pelo jornal Ventos do Norte que um aluno do ensino médio danificou um *Opala Couper*, ano 1975, do professor de História de uma escola pública de Belém. Entre as peças mais danificadas estava o para-choque cromado. Ao levar para cromagem, o técnico da empresa explicou para o professor que para recuperar o para-choque, seria necessário um banho de cromo por 6h, e que neste processo ele utilizaria uma corrente de 10A.

Para saber mais: O banho de cromo é uma solução aquosa de óxido de cromo VI (CrO_3). O CrO_3 em água forma o ácido crômico (H_2CrO_4), que é consumido durante a deposição do cromo metálico. A equação abaixo representa a redução do cromo:



(Extraído e adaptado de: LUTFI, Mansur. *Os ferrados e os cromados*. Ijuí-RS: Ed. UNIJUÍ, 2005.)

Dados: Constante de Faraday = $9,65 \times 10^4$ C, Massa molar do cromo = 52 g/mol.

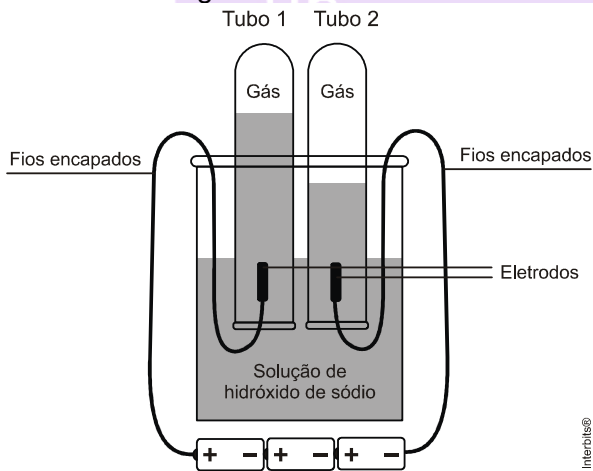
Com base no texto, julgue as afirmativas abaixo.

- I. O banho de cromo é um exemplo de eletrólise empregado em indústrias de galvanoplastia.
- II. A massa de cromo usada na recuperação do para-choque foi de 19,39 g.
- III. Na equação de redução o cromo VI perde 6 elétrons.
- IV. A redução do cromo ocorre no anodo.

De acordo com as afirmativas acima, a alternativa correta é:

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

28. (Ufg 2012) No esquema a seguir, está apresentada a decomposição eletrolítica da água. Nos tubos 1 e 2 formam-se gases incolores em volumes diferentes.



Tendo em vista os dados,

- a) identifique os gases formados nos tubos 1 e 2 e calcule os respectivos volumes nas CNTP, considerando a eletrólise de 36 gramas de água;
- b) escreva a reação de combustão do gás combustível formado em um dos tubos.

29. (Ime 2012) O alumínio pode ser produzido industrialmente pela eletrólise do cloreto de alumínio fundido, o qual é obtido a partir do minério bauxita, cujo principal componente é o óxido de alumínio. Com base nas informações acima, calcule quantos dias são necessários para produzir 1,00 tonelada de alumínio puro, operando-se uma cuba eletrolítica com cloreto de alumínio fundido, na qual se faz passar uma corrente elétrica constante de 10,0 kA.

Dado: $1F = 96.500$ C.

30. (Ufpe 2012) Na eletrólise da água do mar (equivalente a uma solução aquosa de NaCl), são passados 11A (ampères) durante 10 horas. Nas condições de 25°C e 1atm de pressão, calcule o volume produzido (arredondado para o inteiro mais próximo), em L, de cloro gasoso (considerado como um gás ideal).

Dados: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$, $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. O volume molar de um gás ideal nas condições de 25°C e 1atm é de $24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.