



Área do Conhecimento:	Ciências da Natureza e suas Tecnologias
Componente Curricular:	Química
Ano/Série:	2ª Série do Ensino Médio

Prezado(a) Estudante,

Esta **Trilha de Aprendizagem** apresenta possíveis caminhos para o desenvolvimento de habilidades relacionadas ao componente curricular e tem o objetivo de auxiliá-lo(a) na sua rotina de estudos para que você alcance o desempenho esperado.

No decorrer da Trilha, você poderá compreender melhor os temas estudados e ampliar seus conhecimentos, por meio de diferentes estratégias que visam contribuir para o seu processo de aprendizagem.

Segue abaixo a relação de unidades temáticas, objetos de conhecimento e habilidades a serem desenvolvidas.

UNIDADES TEMÁTICAS	OBJETOS DE CONHECIMENTO	HABILIDADES
OXIRREDUÇÃO E ELETROQUÍMICA	Pilhas e eletrólises	(CSMM – EM02QU13) Explicar, por meio de equações químicas e/ou esquemas, as pilhas e os tipos de eletrólise, apresentando o ânodo, cátodo, polo negativo, polo positivo, semirreações e produtos. (CSMM – EM02QU14) Calcular a força eletromotriz envolvida numa transformação química, a partir dos potenciais-padrão de eletrodo.

1. APROXIMAÇÃO

Faça a leitura dos capítulos 19 e 20 do livro didático.

Assista aos vídeos da Khan Academy:

- ▶ **INTRODUÇÃO ÀS CÉLULAS GALVÂNICAS/VOLTAICAS**
<https://youtu.be/6V24S9NAYt4>.
- ▶ **ELETRODOS E TENSÃO DE UMA CÉLULA GALVÂNICA**
<https://youtu.be/mFj1ecduSmE>
- ▶ **INTRODUÇÃO À ELETRÓLISE**
<https://youtu.be/4puLsFDJsNO> .

2. PERCEPÇÃO E PREPARAÇÃO

Você entendeu as ideias centrais desses objetos de conhecimento?

As celas eletroquímicas são dispositivos que envolvem processos de oxirredução. Temos uma cela galvânica, ou pilha, quando utilizamos uma reação química para produzir corrente elétrica. Uma cela eletrolítica é um dispositivo em que ocorre uma reação de oxirredução não espontânea (eletrólise) forçada pela passagem da corrente elétrica estabelecida por um gerador.

Alguns processos de oxirredução espontâneos indesejáveis, como as corrosões de metais, por exemplo, podem ser evitadas utilizando-se metais de sacrifício e técnicas de galvanização de metais.

3. AMPLIAÇÃO

01. Faça um quadro comparativo envolvendo os conceitos de pilhas e eletrólises.

02. Defina os seguintes termos relacionados a pilhas e eletrólises:
 - Pilha
 - Bateria
 - Cella eletrolítica
 - Eletrólise
 - Semicela
 - Corrente elétrica
 - Polo positivo
 - Polo negativo
 - Ponte salina
 - Ânodo
 - Cátodo
 - Semirreação
 - Força eletromotriz (fem) de uma pilha
 - Ferrugem
 - Ânodo de sacrifício (ou metal de sacrifício)

03. Complete os mapas conceituais das páginas 45 e 47 do guia de estudos (livro verde) do seu material didático.

4. USO

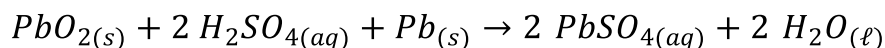
Faça os exercícios a seguir.

01. **(UFJF-PISM 3 2019)** A corrosão de peças metálicas contendo ferro pode ser entendida como um processo eletroquímico por envolver reações de oxirredução. Uma técnica utilizada na proteção contra a corrosão do ferro é a galvanização da peça metálica. Neste processo, a peça metálica é revestida com uma fina camada de zinco metálico, que protegerá da corrosão a peça de interesse. Utilizando os valores fornecidos de potencial-padrão de redução, responda aos itens que se seguem:

SEMIRREAÇÕES	E° (V)
$Fe_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	-0,45
$Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	-0,76

- a) Por que o zinco é um metal adequado para galvanizar peças metálicas contendo ferro ou ligas de ferro?
- b) **ESCREVA** a equação global para o processo eletroquímico responsável pela proteção da peça de ferro pelo zinco.
- c) **CALCULE** o ΔE° para este processo.

02. (UPF 2019) Os drones são aeronaves não tripuladas e estão cada vez mais presentes em nosso cotidiano. Um dos desafios para a utilização de drones é o desenvolvimento de pilhas ou baterias que possibilitem maior autonomia de voo. Com relação às baterias, cuja representação da equação da reação química é

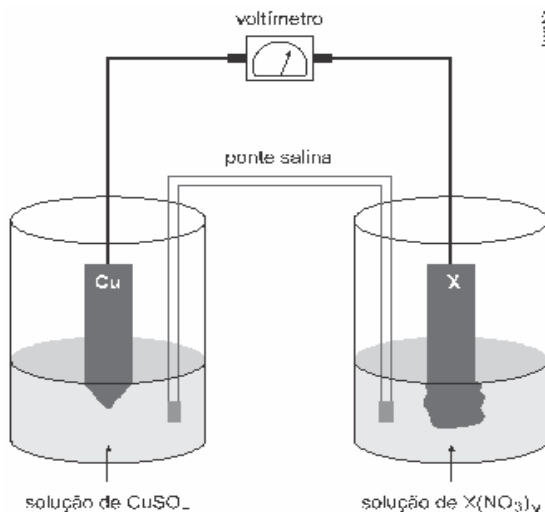


avalie as afirmações a seguir e marque **V** para **Verdadeiro** e **F** para **Falso**.

- () O íon Pb^{4+} , presente no $PbO_{2(s)}$, se comporta como cátodo.
- () O $Pb_{(s)}$ funciona como anodo.
- () O $H_2SO_{4(aq)}$ é o polo negativo da bateria.
- () Os elétrons fluem do anodo para o catodo.

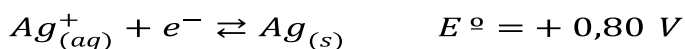
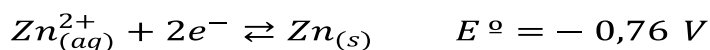
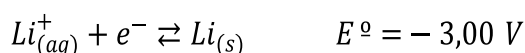
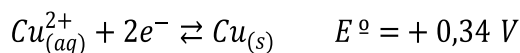
A sequência correta de preenchimento dos parênteses, de cima para baixo, é

- A) V – F – F – F.
- B) F – V – F – V.
- C) V – F – V – F.
- D) V – V – F – V.
- E) F – F – F – V.
03. (UEL 2019) Na Copa do Mundo de 1950, sediada no Brasil, ainda não existiam muitos televisores, mas os torcedores puderam sentir a emoção dos jogos por meio dos famosos “radinhos de pilha” da época. Uma pilha nada mais é do que um gerador de energia elétrica obtida por meio de uma reação química espontânea. Nas últimas décadas, devido à ampla utilização e às múltiplas finalidades desses pequenos geradores portáteis, muitos tipos e tamanhos de pilhas foram desenvolvidos. A fim de entender o funcionamento de uma pilha, um estudante montou um experimento como o mostrado no esquema a seguir.

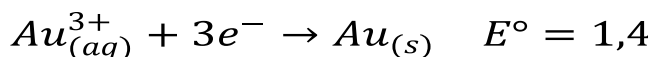


Um dos compartimentos da pilha foi constituído por uma placa de cobre metálico imersa em solução de sulfato de cobre ($CuSO_4$). O outro compartimento utilizou-se de uma placa do metal X, imersa em solução do nitrato deste metal ($X(NO_3)_y$). As duas placas metálicas foram conectadas por um circuito externo contendo um voltímetro, que mede a diferença de potencial gerado. As soluções dos dois compartimentos foram conectadas por uma ponte salina. Após algumas horas, o estudante observou que a placa de cobre estava menor, ou seja, se dissolveu, enquanto a placa do metal X ficou maior, devido ao depósito de um sólido em sua superfície.

Considere as semirreações de redução e potenciais de eletrodo-padrão a seguir.



Com base no experimento e considerando as semirreações dadas acima, **IDENTIFIQUE** o metal X (*Li, Zn ou Ag*) justificando sua escolha. **ESCREVA** a equação global da reação de oxidorredução na pilha e **CALCULE** a diferença de potencial gerado



04. **(UEPG 2019)** Considerando as seguintes semirreações, assinale o que for correto.

01) O íon $Ag_{(aq)}^+$ é um agente redutor melhor do que o íon $Au_{(aq)}^{3+}$.

02) Ao formar-se uma célula eletroquímica (pilha) com estas duas semirreações, o potencial-padrão da célula (E°) será de aproximadamente $0,60 \text{ V}$.

04) A Reação Global da célula eletroquímica (pilha) formada será: $Au_{(aq)}^{3+} + 3 Ag_{(s)} \rightarrow Au_{(s)} + 3 Ag_{(aq)}^+$

08) No processo espontâneo, ouro metálico será formado.

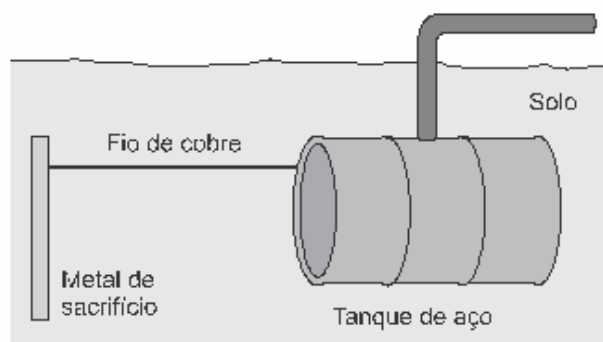
16) No processo espontâneo, íons prata serão formados em solução.

05. (UEG 2019) Uma pilha de Daniel é um dispositivo capaz de transformar energia química em energia elétrica, e como exemplo tem-se uma formada por eletrodos de ferro ($Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)} E_{redução}^0 = -0,036 V$) e estanho ($Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(s)} E_{redução}^0 = -0,136 V$).

Nesse caso, constata-se que

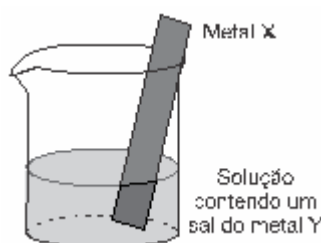
- A) no recipiente contendo o eletrodo de estanho diminuirá a concentração de íons em solução.
 B) a direção do fluxo de elétrons ocorrerá do eletrodo de ferro para o de estanho.
 C) no eletrodo de ferro haverá uma diminuição da sua massa.
 D) o eletrodo de estanho sofrerá um processo de redução.
 E) haverá uma corrosão do eletrodo de estanho.
06. (FUVEST 2018)

Um método largamente aplicado para evitar a corrosão em estruturas de aço enterradas no solo, como tanques e dutos, é a proteção catódica com um metal de sacrifício. Esse método consiste em conectar a estrutura a ser protegida, por meio de um fio condutor, a uma barra de um metal diferente e mais facilmente oxidável, que, com o passar do tempo, vai sendo corroído até que seja necessária sua substituição.



BRUNO, et al. Chemistry, Oxford, 2009. Adaptado.

Um experimento para identificar quais metais podem ser utilizados como metal de sacrifício consiste na adição de um pedaço de metal a diferentes soluções contendo sais de outros metais, conforme ilustrado, e cujos resultados são mostrados na tabela. O símbolo (+) indica que foi observada uma reação química e o (-) indica que não se observou qualquer reação química.



Soluções	Metal X			
	Estanho	Alumínio	Ferro	Zinco
$SnCl_2$	X	+	+	+
$AlCl_3$	-	X	-	-
$FeCl_3$	-	+	X	+
$ZnCl_2$	-	+	-	X

Note e adote:

O aço é uma liga metálica majoritariamente formada pelo elemento ferro.

Da análise desses resultados, conclui-se que pode(m) ser utilizado(s) como metal(is) de sacrifício para tanques de aço:

- A) Al e Zn .
- B) somente Sn .
- C) Al e Sn .
- D) somente Al .
- E) Sn e Zn .

07. (UFJF-PISM 3 2017) O alumínio é um excelente agente redutor e, portanto, não pode ser utilizado na confecção de tanques para transporte e armazenagem de ácido clorídrico. Por outro lado, pode ser usado no transporte de ácido nítrico, uma vez que o alumínio é rapidamente oxidado formando uma camada protetora de óxido de alumínio que protege o metal de outros ataques.

SEMIRREAÇÕES:	E°
$Al_{(aq)}^{3+} + 3 e^{-} \rightleftharpoons Al_{(s)}$	- 1,66 V
$2 H_{(aq)}^{+} + 2 e^{-} \rightleftharpoons H_2$	+ 0,00 V
$4 H_{(aq)}^{+} + 2 NO_3^{-}(aq) + 2 e^{-} \rightleftharpoons 2 NO_{2(g)} + 2 H_2O_{(\ell)}$	+ 0,80 V
$Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^{-} \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	+ 0,34 V
$O_{2(g)} + 2 H_2O_{(\ell)} + 4 e^{-} \rightleftharpoons 4 OH_{(aq)}^{-}$	+ 0,40 V

- a) Por que o alumínio não pode ser usado no transporte de ácido clorídrico? **ESCREVA** a reação química para justificar sua resposta.
- b) Com base nos potenciais-padrão, **DISCUTA** a possibilidade de substituição do alumínio pelo cobre no transporte de ácido clorídrico.

- c) O cobre pode ser usado no transporte de ácido nítrico? **ESCREVA** a reação química para justificar sua resposta.
- d) O uso de tanques de cobre está sujeito ao processo de corrosão pelo oxigênio do ar formando uma camada esverdeada (mistura de óxidos e hidróxidos de cobre). **CALCULE** o potencial-padrão que representa este processo.

08. **(UEL)** Leia o texto a seguir e responda à questão.

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 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 bilhões de anos, não existirá mais vida na Terra. Com certeza a espécie humana já terá sido extinta muito antes disso.

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. (Adaptado).

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.

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

09. **(UEM)** Assinale o que for correto.

- 01) A eletrólise é um processo espontâneo em que o cátion doa elétrons e o ânion recebe elétrons.
- 02) 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.
- 04) 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.
- 08) A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99%
- 16) 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.

10. **(IFSC)** A corrosão é um processo eletroquímico que envolve reações de oxirredução.



imagem disponível em: <http://www.brasilecola.com/quimica/maresia-corrosao-dos-metais.htm> Acesso: 10 out. 2013.

Com base na definição acima, assinale a soma da(s) proposição(ões) correta(s).

- 01) Em uma reação de oxirredução, o agente oxidante recebe elétrons do agente redutor.
- 02) Os metais têm maior probabilidade de sofrerem oxidação, quando comparados com os não metais.
- 04) As pilhas, os processos de eletrólise e a destilação fracionada também são exemplos de sistemas onde ocorrem reações de oxirredução.
- 08) Nas pilhas, as reações de oxirredução ocorrem de forma espontânea.
- 16) O ouro tem um elevado potencial de redução, o que significa que ele é um bom agente redutor.

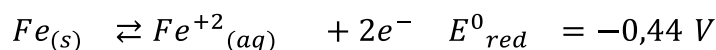
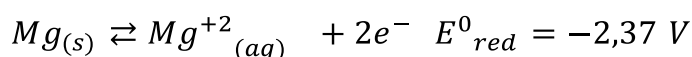
11. **(UFU)** As medalhas olímpicas não são de ouro, prata ou bronze maciços, mas sim peças de metal submetidas a processos de galvanoplastia que lhes conferem as aparências características, graças ao revestimento com metais nobres.

Sobre o processo de galvanoplastia, assinale a alternativa correta.

- A) O processo é espontâneo e gera energia elétrica no revestimento das peças metálicas.
- B) Consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma fina camada de outro metal, por meio de eletrólise aquosa de seu sal.
- C) É um fenômeno físico, pois, no revestimento da peça metálica, ocorrem fenômenos que alteram a estrutura do material.
- D) A peça submetida ao revestimento metálico atuará como ânodo e será o eletrodo de sinal positivo.

12. **(UPE-SSA 3)** Em um estaleiro, o casco de aço de um navio foi totalmente recoberto com novas placas de magnésio metálico.

Dados:



Sobre esse tipo de processo, qual alternativa está correta?

- a) O magnésio possui menor poder de redução que o principal constituinte da estrutura do navio, por isso é “sacrificado” para protegê-la.
- b) O magnésio ganha elétrons para o ferro, que se mantém protegido, mesmo que exposto ao ar, pois a reação de oxirredução continua.
- c) O revestimento de magnésio funciona como um anodo em um circuito de eletrólise, evitando que o ferro se envolva em processos de oxirredução.
- d) O metal de sacrifício vai reagir com a água do mar, protegendo o ferro da mesma forma que as tintas antiferrugem existentes no mercado da construção civil.
- e) A reação que ocorre na presença do metal de sacrifício é denominada de pilha eletroquímica, uma vez que a diferença de potencial entre os reagentes é negativa.

5. FEEDBACK

Entre em contato com o(a) professor(a), por meio da ferramenta Microsoft Teams – Equipe Chat Professor ou nas aulas remotas, caso necessite de suporte para utilizar a Trilha de Aprendizagem ou esclarecer dúvidas na realização das atividades.

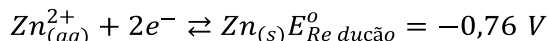
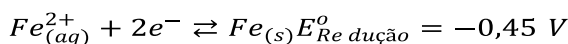
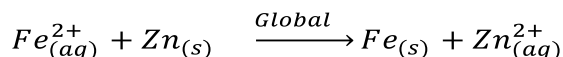
6. AVALIAÇÃO

As orientações para a Avaliação de Recuperação seguirão posteriormente.

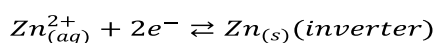
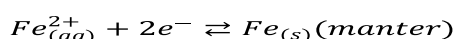
GABARITO

01. a) O zinco é um metal adequado para galvanizar peças metálicas de ferro ou ligas de ferro, pois o potencial de redução do ferro ($-0,45\text{ V}$) é maior do que o potencial de redução do zinco ($-0,76\text{ V}$), ou seja, o zinco oxida com maior facilidade do que o ferro.

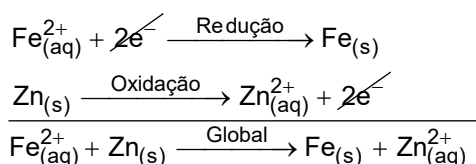
b) Equação global para o processo eletroquímico responsável pela proteção da peça de ferro pelo zinco



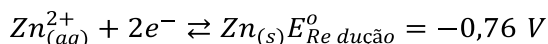
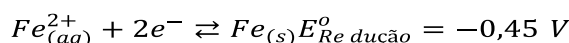
$$-0,45\text{ V} > -0,76\text{ V}$$



Então,



c) Cálculo do ΔE° para este processo:



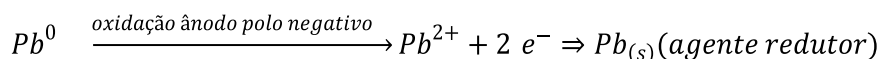
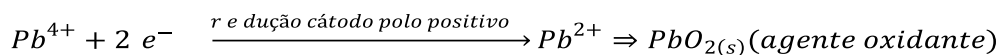
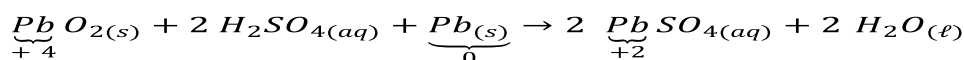
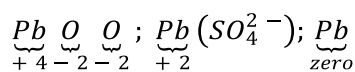
$$-0,45\text{ V} > -0,76\text{ V}$$

$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = -0,45\text{ V} - (-0,76\text{ V})$$

$$\Delta E = +0,31\text{ V}$$

02: [D]



Verdadeiro. O íon Pb^{4+} , presente no $PbO_{2(s)}$, se comporta como catodo.

Verdadeiro. $Pb_{(s)}$ funciona como anodo.

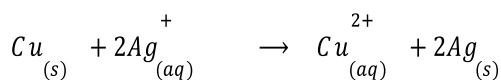
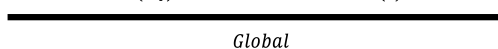
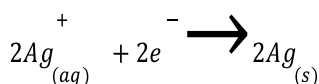
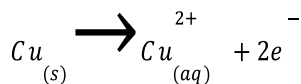
Falso. $Pb_{(s)}$ é o polo negativo da bateria.

Verdadeiro. Os elétrons fluem do anodo para o catodo.

03: O metal X é a prata (Ag).

Equação global da reação de oxirredução na pilha: $Cu_{(s)} + 2Ag_{(aq)}^+ \xrightarrow{Global} Cu_{(aq)}^{2+} + 2Ag_{(s)}$

$$+0,80 V > +0,34V$$



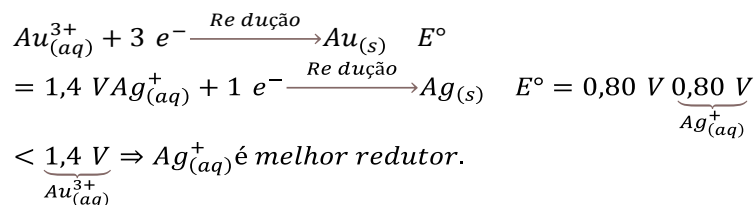
Cálculo da diferença de potencial gerada:

$$\Delta E = +0,80V - 0,34V$$

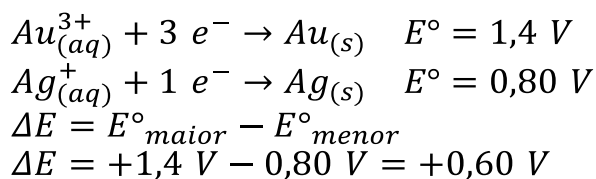
$$\Delta E = +0,46V$$

04: 01 + 02 + 04 + 08 + 16 = 31.

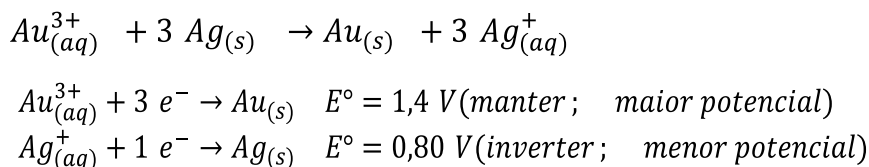
[01] Correto. Quanto menor for o potencial de redução, melhor será o agente redutor (o redutor sofre oxidação com maior facilidade).



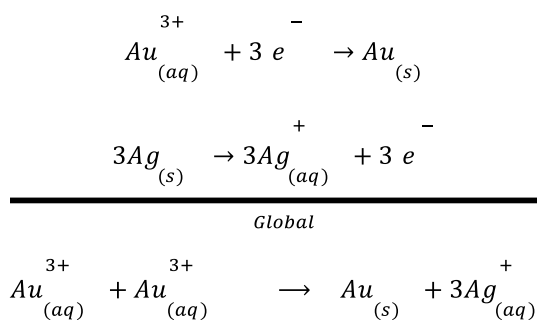
[02] Correto. Ao formar-se uma célula eletroquímica (pilha) com estas duas semirreações, o potencial-padrão da célula (E°) será de, aproximadamente, 0,60 V.



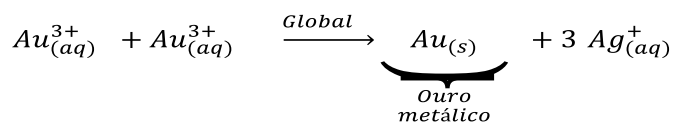
[04] Correto. A Reação Global da célula eletroquímica (pilha) formada será:



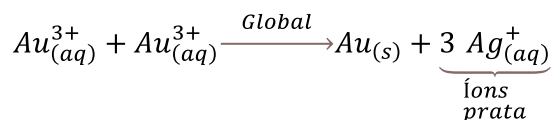
Igualando a quantidade de elétrons, vem:

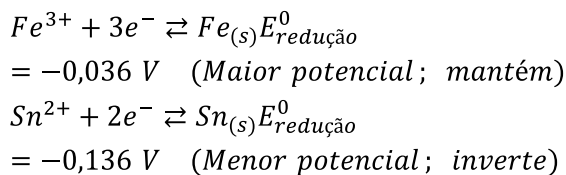


[08] Correto. No processo espontâneo ($\Delta E > 0$), ouro metálico será formado.

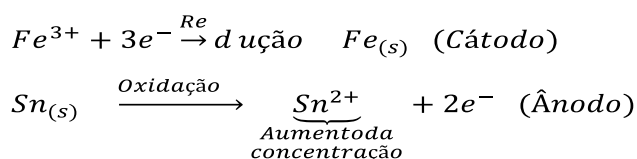
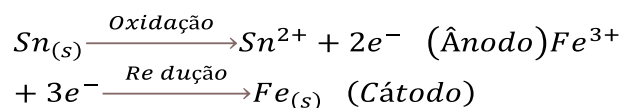
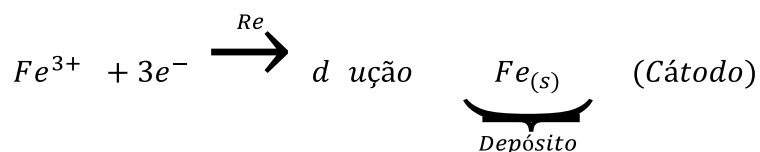
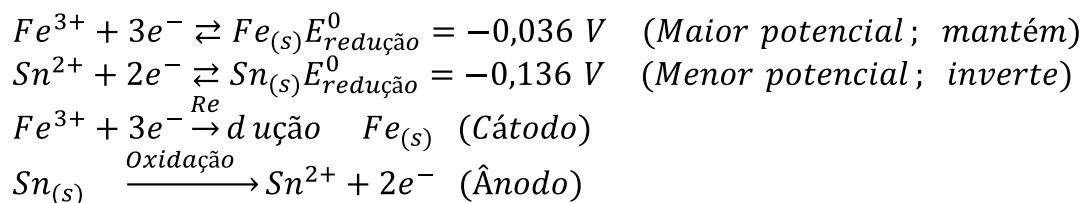
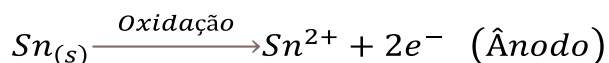


[16] Correto. No processo espontâneo ($\Delta E > 0$), íons prata serão formados em solução.



05: [E]**[A] Incorreta.** No recipiente contendo o eletrodo de estanho aumentará a concentração de íons em solução.

Então,

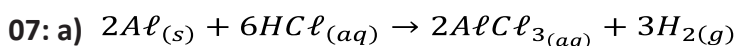
**[B] Incorreta.** A direção do fluxo de elétrons ocorrerá do eletrodo de estanho (que sofre oxidação) para o eletrodo de ferro (que sofre redução).**[C] Incorreta.** No eletrodo de ferro ocorrerá um aumento de massa.**[D] Incorreta.** O eletrodo de estanho sofrerá um processo de oxidação.**[E] Correta.** Haverá uma corrosão do eletrodo de estanho, pois este sofrerá oxidação.

06: [A]

Os metais de sacrifício devem apresentar menor potencial de redução ou maior potencial de oxidação do que o metal **X** a ser protegido, ou seja, neste caso os cátions desses metais não devem reagir com o ferro presente no aço do tanque.

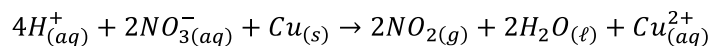
De acordo com a tabela, alumínio (*Al*) e zinco (*Zn*) não reagem:

SOLUÇÕES	CÁTIONS PRESENTES	FERRO
$SnCl_2$	Sn^{2+}	(reage)
$AlCl_3$	Al^{3+}	(não reage)
$FeCl_3$	Fe^{3+}	(não interfere)
$ZnCl_2$	Sn^{2+}	(não reage)

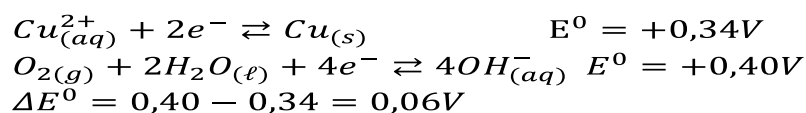


b) O cobre apresenta um potencial de redução maior que do ácido clorídrico, não ocorrendo a reação, não sendo, portanto, oxidado pelo ácido. Assim, o cobre poderá substituir o alumínio no transporte do ácido clorídrico

c) Não poderá ser usado, pois será oxidado pelo ácido.



d) Teremos:



$$\Delta E^0 > 0 \text{ (reação espontânea)}$$

08: [B]

[A] Incorreta. A eletrólise é um processo não espontâneo, onde os elétrons fluem do ânodo para o cátodo.

[B] Correta. Na eletrólise, a energia elétrica é convertida em energia química, num processo não espontâneo.

[C] Incorreta. Em uma pilha temos a conversão de energia química em elétrica, através de um processo espontâneo.

[D] Incorreta. Em uma pilha galvânica, o processo é espontâneo com $\Delta E^0 > 0$.

[E] Incorreta. Na pilha galvânica, o processo é espontâneo, onde o cátodo é o polo positivo e o ânodo o polo negativo.

09: 02 + 04 + 08 + 16 = 30.

- [01]** Incorreta. A eletrólise é um processo não espontâneo no qual ocorre redução dos cátions e oxidação dos ânions.
- [02]** Correta. 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.
- [04]** Correta. Na ordem de descarga de cátions, o íon H^+ (potencial de oxidação igual a zero) possui prioridade sobre os metais alcalinos e alcalinos terrosos, já que estes últimos possuem potencial de oxidação positivo.
- [08]** Correta. A eletrólise pode ser usada para produzir metais com grande pureza, na ordem de 99,9%.
- [16]** Correta. 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 (devido à eletrodeposição).

10: 01 + 02 + 08 = 11.

- [01] Correta.** Em uma reação redox, o agente redutor perde elétrons, conseqüentemente o agente oxidante recebe.
- [02] Correta.** Os metais possuem tendência a formarem cátions, ou seja, doam elétrons em uma ligação química.
- [04] Incorreta.** A destilação fracionada é um processo de separação de misturas que não envolve transferência de elétrons.
- [08] Correta.** As pilhas são processos espontâneos, ou seja, é um processo onde uma reação química produz energia; no caso da eletrólise, é um processo não espontâneo, ou seja, é necessário fornecer energia para se obter uma reação química.
- [16] Incorreta.** Os metais que possuem alto potencial de redução serão excelentes agentes oxidantes.

11: [B]

O processo de galvanoplastia consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma fina camada de outro metal, por meio de eletrólise aquosa de seu sal.

12: [A]

O magnésio possui maior potencial de oxidação (+2,37 V) ou menor potencial de redução (-2,37 V), por isso funciona como eletrodo de sacrifício em relação ao ferro presente no casco de aço de um navio.