



# ELETROQUÍMICA



EXERCÍCIOS APROFUNDADOS 2020 - 2022



# ELETROQUÍMICA

Tenha uma vida mais equilibrada com o estudo dos equilíbrios de solubilidade, ácido-base, iônicos, com os fatores que interferem nesses fenômenos.

**Esta subárea é composta pelos módulos:**

- 1. Exercícios Aprofundados: Pilhas e Potencial**
- 2. Exercícios Aprofundados: Eletrólise e Lei de Faraday**



# PILHAS E POTENCIAL

1. (UFJF 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°
$\text{Al}_{(\text{aq})}^{3+} + 3 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Al}_{(\text{s})}$	-1,66 V
$2 \text{H}_{(\text{aq})}^{+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_2$	+0,00 V
$4 \text{H}_{(\text{aq})}^{+} + 2 \text{NO}_{3(\text{aq})}^{-} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	+0,80 V
$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+0,34 V
$\text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 4 \text{e}^{-} \rightleftharpoons 4 \text{OH}_{(\text{aq})}^{-}$	+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.

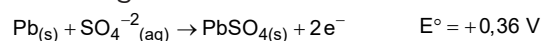
---

---

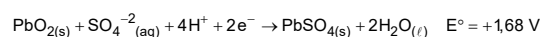
---

2. (FAC.SANTA MARCELINA 2016) Nesta última década, assistiu-se a um aumento na demanda por pilhas e baterias cada vez mais leves e de melhor desempenho. Conseqüentemente, existe atualmente no mercado uma grande variedade de pilhas e baterias que utilizam níquel, cádmio, zinco e chumbo em suas fabricações. Usadas em automóveis, as baterias de chumbo, conhecidas como chumbo-ácido, apresentam um polo negativo, constituído de chumbo metálico, e um polo positivo, constituído de óxido de chumbo (IV).

Polo negativo:



Polo positivo:



(www.qnint.sbg.org.br. Adaptado.)

a. Baseando-se na localização dos elementos cádmio e zinco em seus estados mais estáveis na Classificação Periódica, indique qual desses elementos apresenta maior raio atômico. Justifique sua resposta.

b. Considerando os potenciais de redução padrão medidos a 25°C e as semirreações nos eletrodos da bateria chumbo-ácido, indique o anodo e calcule, em volts, o valor da diferença de potencial da reação global.

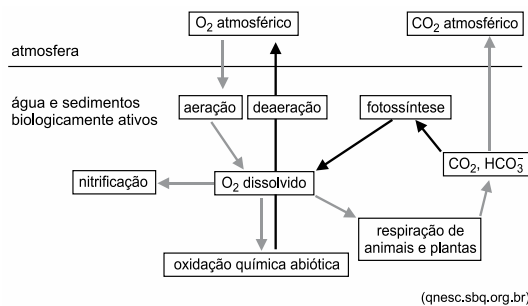


---

---

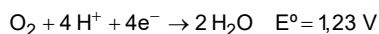
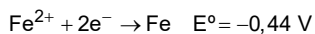
---

3. (USCS 2016) Analise o balanço de oxigênio em sistemas aquáticos representado na figura.

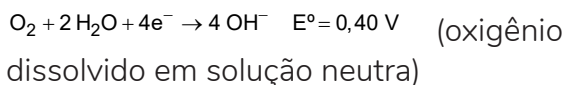


a. Uma das fontes de oxigênio para um sistema aquático é o oxigênio atmosférico. Indique outra fonte de oxigênio para esse sistema, e equacione a reação simplificada desse processo.

b. Apesar de essencial para a vida, a presença de oxigênio dissolvido em altas concentrações acentua a corrosão de tubulações de ferro, processo que pode ocorrer segundo as equações:



(oxigênio dissolvido em solução ácida)



Escreva a equação global da reação que ocorre quando uma solução ácida passa por uma tubulação de ferro e determine o valor da diferença de potencial (ddp) que surge no processo de corrosão dessa tubulação.

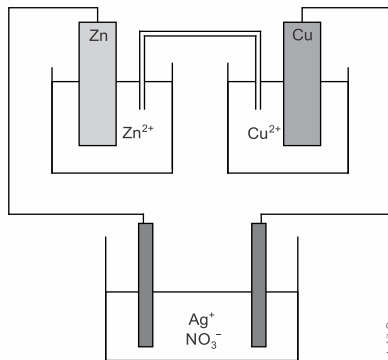
---

---

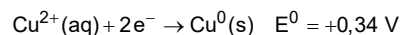
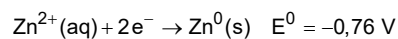
---

---

4. (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<sub>3</sub>, na concentração de 0,01 mol.l<sup>-1</sup>. 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<sub>3</sub>.

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

Dados: Zn= 65,5; Ag=108.

---

---

---

5. (UEMA 2015) Somente quem tem restaurações dentárias sabe o infortúnio que é a sensação de tomarmos um choque ao tocar no dente obturado com um objeto metálico. Simplesmente porque forma-se uma pilha, dois metais diferentes em meio ácido. O alumínio transforma-se no polo negativo, e seus elétrons caminham através da saliva (que é levemente ácida) para a obturação, que recebe os elétrons.

Fonte: SUPERINTERESSANTE. Nº 7, ano13, jul. 1999. São Paulo: Abril.





Com base nesse texto, responda

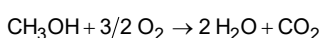
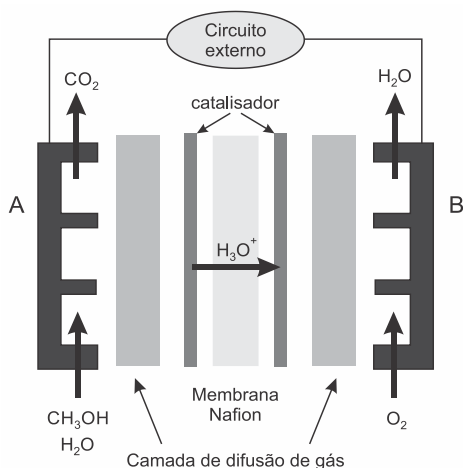
- a. Por que o alumínio constitui o polo negativo da pilha?
- b. Qual a denominação dada ao polo negativo?
- c. Qual o papel assumido pela saliva nessa pilha?
- d. Qual a denominação dada à saliva?

---



---

6. (UFPR 2015) Células a combustível são promissores dispositivos de conversão de energia. A célula de alimentação direta a metanol (DMFC), esquematizada, possui vantagens em relação à célula a hidrogênio, principalmente pela facilidade de manipulação do combustível. A DMFC baseia-se na oxidação de metanol sobre catalisador, de modo a formar dióxido de carbono. No processo, água é consumida no ânodo e produzida no cátodo. Os prótons são transportados pela membrana de Nafion. Os elétrons são transportados através de um circuito externo, fornecendo energia aos dispositivos conectados.



	$E^0$ (V vs EPH*):
$\text{CO}_2/\text{CH}_3\text{OH}$	0,02
$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	1,23

\*EPH: Eletrodo padrão de hidrogênio

- a. Escreva a semirreação que ocorre no ânodo.
- b. Qual o valor da diferença de potencial padrão dessa célula? Esse valor é maior ou menor que da célula a hidrogênio?

---



---



---

7. (UERJ 2015) Os preços dos metais para reciclagem variam em função da resistência de cada um à corrosão: quanto menor a tendência do metal à oxidação, maior será o preço.

Na tabela, estão apresentadas duas características eletroquímicas e o preço médio de compra de dois metais no mercado de reciclagem.

Metal	Semirreação de redução	Potencial-padrão de redução (V)	Preço (R\$/kg)
cobre	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0_{(\text{s})}$	+0,34	13,00
ferro	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0_{(\text{s})}$	-0,44	0,25

Com o objetivo de construir uma pilha que consuma o metal de menor custo, um laboratório dispõe desses metais e de soluções aquosas de seus respectivos sulfatos, além dos demais materiais necessários.

Apresente a reação global da pilha eletroquímica formada e determine sua diferença de potencial, em volts, nas condições-padrão.

---



---



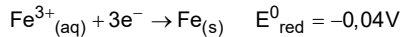
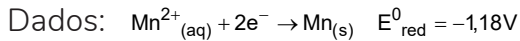
---



---



8. (UEM 2015) Considere uma pilha formada por eletrodos de manganês e de ferro imersos em soluções aquosas, respectivamente de sais de  $Mn^{2+}$  e  $Fe^{3+}$  (1 mol/litro a  $25^{\circ}C$ , usando uma ponte salina), e assinale o que for **correto**.

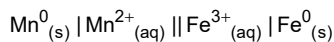


01. A força eletromotriz da pilha é  $-1,04V$ .

02. O ânodo da pilha é o manganês.

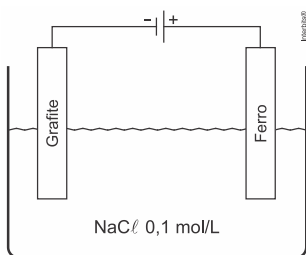
04. No eletrodo de ferro ocorre uma semirreação de redução.

08. A pilha pode ser representada por:



16. A reação global de funcionamento da pilha é uma reação reversível e, portanto, ao atingir o equilíbrio, a voltagem da pilha será igual a zero.

9. (UEPG 2015) A figura abaixo apresenta uma cela eletrolítica, contendo uma solução aquosa  $0,10 \text{ mol/L}$  de  $NaCl$  e uma fonte externa. Sobre o sistema apresentado, assinale o que for **correto**.



01. O cátodo é o eletrodo de grafite e o ânodo é o eletrodo de ferro.

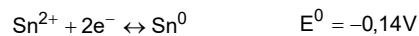
02. Uma semirreação catódica possível é:  $2H_2O_{(l)} + 2e^{-} \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^{-}_{(aq)}$ .

04. O pH do meio reacional vai diminuir devido à formação de  $HCl$ .

08. No eletrodo de grafite ocorre um processo de redução.

16. No eletrodo de ferro pode-se observar a reação:  $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$ .

10. (UEM 2015) Dados os potenciais padrão de redução ( $E^{\circ}$ ), julgue as afirmações e assinale o que for **correto**.



01. A partir da galvanização, o zinco pode ser considerado eletrodo de sacrifício para o ferro.

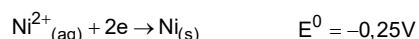
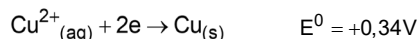
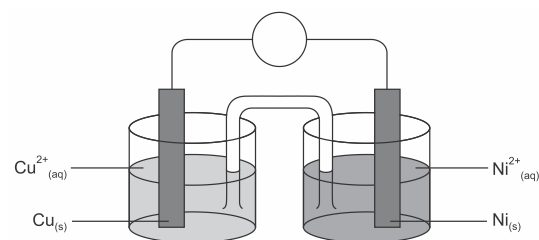
02. Para se tornarem aptas a armazenar alimentos, as latas de ferro recebem camadas protetoras de estanho com objetivo de impedir o contato do ferro com ar e água.

04. O fluxo de elétrons do ferro para o estanho é espontâneo.

08. Dentre os três metais citados nas semi-reações acima, o zinco é o que tem maior tendência a sofrer redução.

16. O estanho é o melhor agente redutor entre os metais em questão.

11. (IFSC 2015) A figura a seguir representa uma pilha com os respectivos potenciais de redução.



Sobre as pilhas, leia e analise as seguintes proposições e assinale a soma da(s) **CORRETA(S)**.

01. Uma pilha é o emprego controlado de reações espontâneas de oxido-redução, gerando corrente elétrica.

02. Em uma pilha os elétrons são transferidos do cátodo para o ânodo.



04. Na pilha apresentada, o cobre atua como agente oxidante.

08. A pilha acima gera uma voltagem de 90 milivolts.

16. Em todas as pilhas o ânodo corresponde ao polo positivo, ou seja, polo onde ocorre a reação de oxidação.

32. O níquel sofre redução na pilha apresentada.

12. (UEL 2015) A pilha de Daniell é constituída basicamente de uma placa metálica de cobre mergulhada em uma solução de sulfato de cobre, constituindo o cátodo, e por uma placa metálica de zinco mergulhada em solução de sulfato de zinco, constituindo o ânodo. Ambos os metais são interligados por um circuito elétrico, e uma ponte salina faz a união das duas células, permitindo a migração de íons entre elas. A reação global que ocorre nessa pilha é representada por  $Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$ , cuja diferença de potencial ( $\Delta E^\circ$ ) da pilha formada é de 1,110 V.

Um estudante resolveu testar uma nova configuração de pilha, substituindo o cobre por uma placa metálica de alumínio mergulhada em uma solução de  $Al(SO_4)_3$  e o zinco por uma placa metálica de ferro mergulhada em uma solução de  $FeSO_4$ . As semirreações de redução envolvidas para a nova pilha construída são dadas a seguir.



Com base nessas informações,

a. Escreva a equação química balanceada que representa esse processo e a diferença de potencial da nova pilha construída;

b. Indique o fluxo de elétrons, o agente oxidante e o agente redutor nessa nova pilha construída.

---

---

---

13. (ITA 2015) Considere um elemento galvânico formado por dois semielementos contendo soluções aquosas ácidas e cujos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio ( $E^\circ$ ) nas condições-padrão são



Baseando-se nessas informações, pedem-se:

a. Calcule o valor numérico da força eletromotriz do elemento galvânico.

b. Apresente as equações químicas que representam as semirreações do anodo e catodo.

c. Apresente a equação química que representa a reação global.

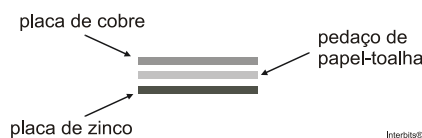
---

---

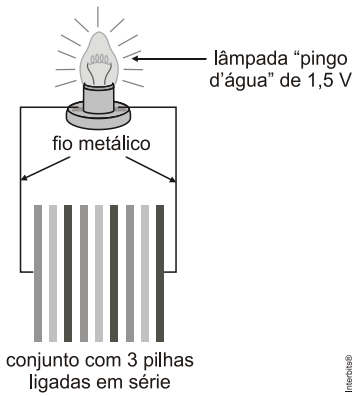
---

**TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:**

Em um laboratório didático, um aluno montou pilhas elétricas usando placas metálicas de zinco e cobre, separadas com pedaços de papel-toalha, como mostra a figura.



Utilizando três pilhas ligadas em série, o aluno montou o circuito elétrico esquematizado, a fim de produzir corrente elétrica a partir de reações químicas e acender uma lâmpada.



Com o conjunto e os contatos devidamente fixados, o aluno adicionou uma solução de sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>) aos pedaços de papel-toalha de modo a umedecê-los e, instantaneamente, houve o acendimento da lâmpada.

---

---

---

---

14. (UNESP 2015) A tabela apresenta os valores de potencial-padrão para algumas semirreações.

Equação de semirreação	E° (V) (1 mol · L <sup>-1</sup> , 100kPa e 25 °C)
2H <sup>+</sup> <sub>(aq)</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ H <sub>2</sub> (g)	0,00
Zn <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Zn(s)	-0,76
Cu <sup>2+</sup> <sub>(aq)</sub> + 2e <sup>-</sup> ⇌ Cu(s)	+0,34

Considerando os dados da tabela e que o experimento tenha sido realizado nas condições ambientes, escreva a equação global da reação responsável pelo acendimento da lâmpada e calcule a diferença de potencial (ddp) teórica da bateria montada pelo estudante.

---

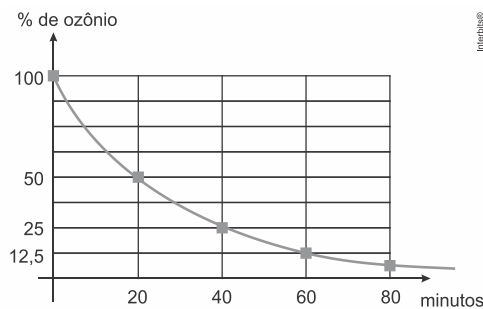
---

---

---

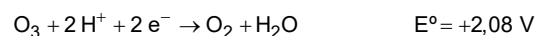
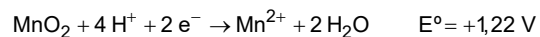
TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

O gás ozônio, de fórmula molecular O<sub>3</sub>, tem se tornado uma alternativa para o tratamento da água. O gás ozônio é produzido quando uma corrente alternada é descarregada na presença de oxigênio; entre suas aplicações estão a desinfecção de efluentes e a clarificação da água por remoção de metais em suspensão, como ferro e manganês. O O<sub>3</sub> é uma substância instável e o estudo da cinética de decomposição dessa substância resulta no gráfico de meia-vida a seguir.



15. (USCS 2015) A presença de íons Mn<sup>2+</sup> em solução pode causar uma turvação, a qual pode ser eliminada pela adição de O<sub>3</sub> ao sistema.

Considere os potenciais de redução:



- a. Escreva a equação que representa a reação entre o ozônio e o manganês e indique se o sistema final será ácido ou básico.
- b. Indique o agente oxidante do processo e calcule o ΔE° associado à remoção do Mn<sup>2+</sup> da solução.

---

---

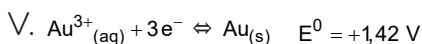
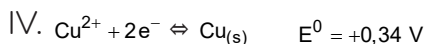
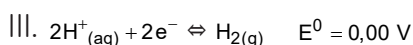
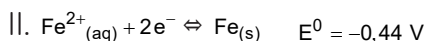
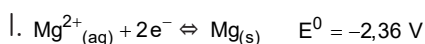
---

16. (UEPG 2014) Analisando as semirreações apresentadas abaixo,





assinale o que for correto.



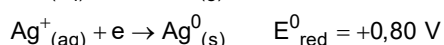
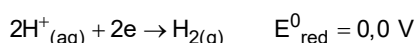
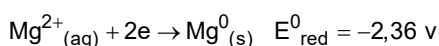
01. A ordem crescente do caráter redutor é  $\text{Au} < \text{Cu} < \text{H} < \text{Fe} < \text{Mg}$ .

02. A tendência em sofrer oxidação do magnésio é maior que a do cobre.

04. O metal cobre é mais nobre que o metal ferro.

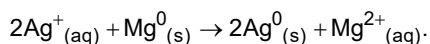
08. Os íons  $\text{H}^+$  podem oxidar apenas os metais magnésio e ferro.

17. (UEM 2014) Considere uma pilha montada com duas barras metálicas, uma de magnésio e outra de prata, que são conectadas por um fio condutor e mergulhadas em um béquer contendo uma solução aquosa ácida com concentração de  $\text{H}^+$  igual a 1,0 mol/litro, a 25 °C e 1 atm, e assinale o que for correto.



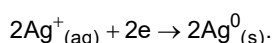
Dados:

01. A reação global na pilha é a seguinte:

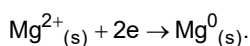


02. O fluxo de elétrons é proveniente do eletrodo de magnésio.

04. Na barra de prata, ocorre a seguinte semirreação:



08. Na barra de magnésio, ocorre a seguinte semirreação:



16. Se a barra de prata for substituída por uma barra de grafite, a pilha

funcionará sem alteração alguma da força eletromotriz.

18. (UFG 2014) Em uma piscina tratada com sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ), um usuário deixou uma lata de alumínio submersa.

Considerando os potenciais padrão de redução dos metais citados,

a. Demonstre, por meio de equações eletroquímicas, o que ocorre na superfície do alumínio;

b. Calcule a ddp e escreva a reação global de uma célula eletroquímica formada por eletrodos de Al e Cu.

Dados:




---

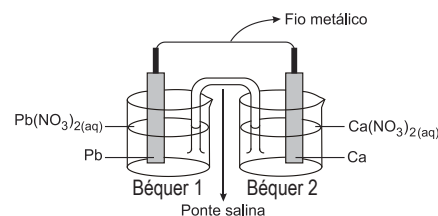


---



---

19. (PUCRJ 2014) Uma célula eletroquímica foi montada unindo-se uma semipilha do metal chumbo mergulhado em solução 1 mol  $\text{L}^{-1}$  de nitrato de chumbo II. A outra semipilha do metal cálcio mergulhado em solução 1 mol  $\text{L}^{-1}$  de nitrato de cálcio, de acordo com o esquema abaixo:



Sendo os potenciais de redução:  $E^0_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ V}$  e  $E^0_{\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}} = -2,87 \text{ V}$ , pede-se, para essa pilha:

a. Escrever a equação de oxirredução na forma iônica.

b. Calcular o valor da diferença de potencial padrão ( $\Delta E^0$ ).



c. Indicar a espécie que atua como agente redutor.

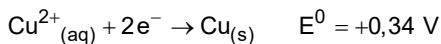
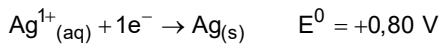
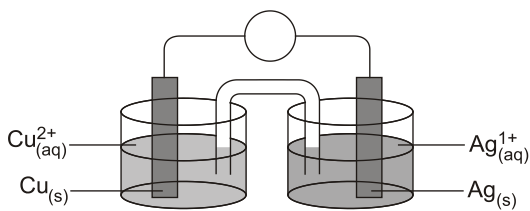
d. Indicar a semipilha que funciona como catodo.

---

---

---

20. (UEPG 2014) Considerando a pilha esquematizada abaixo e os potenciais de redução apresentados, assinale o que for correto.



01. O eletrodo que vai sofrer desgaste na pilha é o Ag.

02. O comportamento dos metais nesta pilha explica o uso de Ag nas tubulações de Cu, pois em contato com o cobre a prata sofre oxidação promovendo a redução do cobre.

04. A ddp gerada pela pilha é +0,46 V .

08. O agente redutor da reação global da pilha é o Cu.

16. A solução de Cu<sup>2+</sup> vai sofrer descoloração, pois os íons Cu<sup>2+</sup> serão reduzidos a Cu.

21. (UNICAMP 2019) A reação de evolução de oxigênio (REO) e a reação de evolução de cloro (REC) são dois processos eletroquímicos de alta relevância na decomposição da água para a conversão da energia solar e na produção de insumos químicos, respectivamente. Realizar esses dois processos separadamente é um

grande desafio quando se trata do uso de água do mar.

Assim começa o resumo de um estudo recente, em que pesquisadores investigaram a construção de um eletrodo para a eletrólise da água do mar em baixo valor de pH. Sabe-se que, nas condições avaliadas, o IrOx promove as duas reações (REO e REC) e é permeável a todas as espécies presentes na água do mar, ao passo que o MnOx não promove nenhuma das duas reações e é impermeável aos íons cloreto.

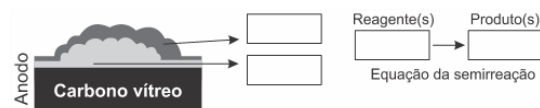
(Adaptado de The Journal of the American Chemical Society, v. 140, p. 10270-10281, 2018.)

a. Do ponto de vista químico, por que utilizar a água do mar seria um desafio? E por que vencer esse desafio seria útil à sociedade?

b. Os pesquisadores foram bem sucedidos no objetivo experimental ao empregar os dois óxidos na construção do anodo para a eletrólise da água do mar. Complete os espaços em branco da figura abaixo utilizando as opções fornecidas, de forma a ilustrar corretamente o resultado obtido nesse estudo.

Completar utilizando as seguintes opções:

IrO<sub>x</sub>, MnO<sub>x</sub>, H<sub>2</sub>O, H<sup>+</sup>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Cl<sup>-</sup>, e<sup>-</sup>, O<sub>2</sub>.



---

---

---

22. (IME 2019) Adiciona-se lentamente K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> a uma solução que contém [Ag<sup>+</sup>] = 8 x 10<sup>-4</sup> molar e [Pb<sup>2+</sup>] = 4,5 x 10<sup>-3</sup> molar. Desprezando-se a variação de volume,



qual será a concentração do sal que começou a precipitar primeiro, no exato momento em que o segundo sal começou a precipitar?

Dados:

$$K_{PS}(Ag_2CrO_4) = 1,6 \times 10^{-12}$$

$$K_{PS}(PbCrO_4) = 1,8 \times 10^{-14}$$

---

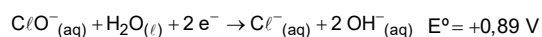
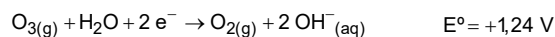
---

---

---

**23.** (UERJ 2018) Em função de seu poder oxidante, a solução de hipoclorito de sódio, usualmente conhecida como água sanitária, e o ozônio são utilizados na higienização de frutas e hortaliças. Quanto maior o poder oxidante, maior a capacidade de higienização.

Considere as reações abaixo, que indicam os valores dos potenciais-padrão  $E^\circ$  de redução do ozônio e do íon hipoclorito.



Indique a fórmula estrutural plana do ozônio e determine o número de oxidação do cloro no íon hipoclorito.

Com base nas informações apresentadas, indique, também, a substância que atuaria de maneira mais eficaz na higienização dos alimentos, justificando sua escolha.

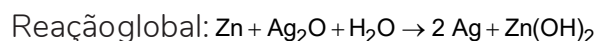
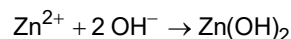
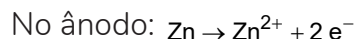
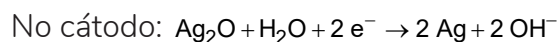
---

---

---

**24.** (UNESP 2018) A pilha Ag-Zn é bastante empregada na área militar (submarinos, torpedos, mísseis), sendo adequada também para sistemas

compactos. A diferença de potencial desta pilha é de cerca de 1,6 V à temperatura ambiente. As reações que ocorrem nesse sistema são:



(Cristiano N. da Silva e Julio C. Afonso. "Processamento de pilhas do tipo botão". Quím. Nova, vol. 31, 2008. Adaptado.)

- a. Identifique o eletrodo em que ocorre a semirreação de redução. Esse eletrodo é o polo positivo ou o negativo da pilha?
- b. Considerando a reação global, calcule a razão entre as massas de zinco e de óxido de prata que reagem. Determine a massa de prata metálica formada pela reação completa de 2,32g de óxido de prata.

---

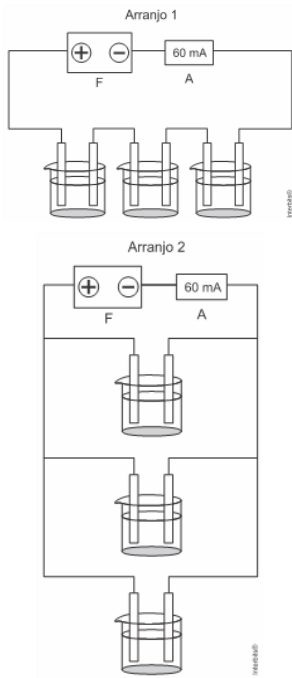
---

---

---

---

**25.** (FUVEST 2018) Um estudante realizou um experimento para verificar a influência do arranjo de células eletroquímicas em um circuito elétrico. Para isso, preparou 3 células idênticas, cada uma contendo solução de sulfato de cobre (II) e dois eletrodos de cobre, de modo que houvesse corrosão em um eletrodo e deposição de cobre em outro. Em seguida, montou, sucessivamente, dois circuitos diferentes, conforme os Arranjos 1 e 2 ilustrados. O estudante utilizou uma fonte de tensão (F) e um amperímetro (A), o qual mediu uma corrente constante de 60 mA em ambos os casos.



a. Considere que a fonte foi mantida ligada, nos arranjos 1 e 2, por um mesmo período de tempo. Em qual dos arranjos o estudante observará maior massa nos eletrodos em que ocorre deposição? Justifique.

b. Em um outro experimento, o estudante utilizou apenas uma célula eletroquímica, contendo 2 eletrodos cilíndricos de cobre, de 1,27g cada um, e uma corrente constante de 60 mA. Considerando que os eletrodos estão 50% submersos, por quanto tempo o estudante pode deixar a célula ligada antes que toda a parte submersa do eletrodo que sofre corrosão seja consumida?

Note e adote:

Considere as três células eletroquímicas como resistores com resistências iguais.

Massa molar do cobre: 63,5 g/mol

1A = 1C/s

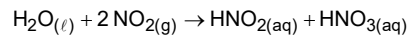
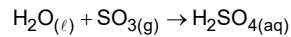
Carga elétrica de 1 mol de elétrons: 96.500 C.

---



---

26. (FUVEST 2018) Para investigar o efeito de diferentes poluentes na acidez da chuva ácida, foram realizados dois experimentos com os óxidos  $\text{SO}_{3(g)}$  e  $\text{NO}_{2(g)}$ . No primeiro experimento, foram coletados 45 mL de  $\text{SO}_3$  em um frasco contendo água, que foi em seguida fechado e agitado, até que todo o óxido tivesse reagido. No segundo experimento, o mesmo procedimento foi realizado para o  $\text{NO}_2$ . Em seguida, a solução resultante em cada um dos experimentos foi titulada com  $\text{NaOH}_{(aq)}$  0,1 mol/L, até sua neutralização. As reações desses óxidos com água são representadas pelas equações químicas balanceadas:



a. Determine o volume de  $\text{NaOH}_{(Aq)}$  utilizado na titulação do produto da reação entre  $\text{SO}_3$  e água. Mostre os cálculos.

b. Esse volume é menor, maior ou igual ao utilizado no experimento com  $\text{NO}_{3(g)}$ . Justifique.

c. Uma das reações descritas é de oxidorredução. Identifique qual é essa reação e preencha a tabela abaixo, indicando os reagentes e produtos das semirreações de oxidação e de redução.

Apresentam alteração no número de oxidação	Semirreação de oxidação	Semirreação de redução
Reagente		
Produto		

Note e adote:

Considere os gases como ideais e que a água contida nos frascos foi suficiente para a reação total com os óxidos.

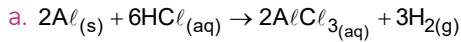
Volume de 1 mol de gás: 22,5 L, nas condições em que os experimentos foram realizados.



# GABARITO



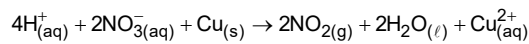
1.



O alumínio irá reagir com o ácido clorídrico formando um sal solúvel, provocando uma corrosão do recipiente.

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:



$\Delta E^0 = 0,40 - 0,34 = 0,06\text{V}$

$\Delta E^0 > 0$  (reação espontânea)

2.

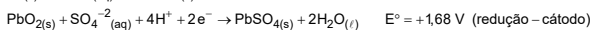
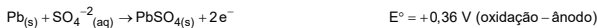
a. Localização do cádmio (Cd) : grupo 12 ou IIB e quinto período (cinco camadas).

Localização do zinco (Zn) : grupo 12 ou IIB e quarto período (quatro camadas).

O cádmio apresenta maior raio atômico, pois está localizado no mesmo grupo do zinco, porém em um período abaixo, ou seja, apresenta uma camada a mais.

b. A partir das equações fornecidas no enunciado, vem:

Ânodo :  $\text{Pb}(\text{s})$  (placa de chumbo).



$\Delta E = E_{\text{redução}} + E_{\text{oxidação}}$

$\Delta E = +0,36\text{V} + 1,68\text{V}$

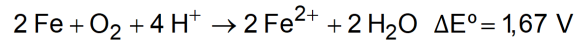
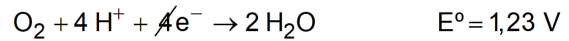
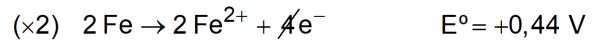
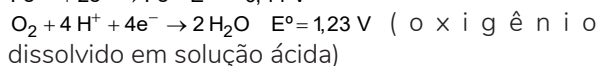
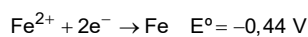
$\Delta E = +2,04\text{V}$

3.

a. As principais fontes de oxigênio para a água são: a atmosfera e a fotossíntese, cuja reação é:

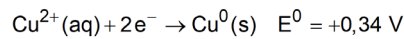
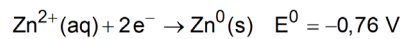


b. Teremos:



4. Houve deposição de todos os íons prata contidos na solução de  $\text{AgNO}_3$ .

Conclusão: o potencial de redução da prata (Ag) é maior.



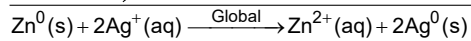
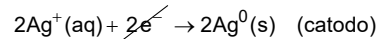
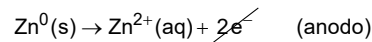
$+0,34\text{V} > -0,76\text{V}$

$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = +0,34 - (-0,76) = +1,10\text{V}$

$\Delta E = +1,10\text{V}$

Entre os potenciais de redução do cátion zinco e do cátion cobre, o menor potencial é o do zinco.

Então,



$65,5\text{g} \quad \text{-----} \quad 2 \times 108\text{g}$

Tem-se 500 mL (0,5 L) de uma solução aquosa de  $\text{AgNO}_3$ , na concentração de  $0,01\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ :

$[\text{AgNO}_3] = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{V}$

$0,01 = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{0,5}$

$n_{\text{AgNO}_3} = 0,005\text{mol}$

$n_{\text{AgNO}_3} = n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Ag}^0} = 0,005\text{mol}$

$m_{\text{Ag}^0} = 0,005 \times 108\text{g} = 0,54\text{g}$



$65,5\text{g} \quad \text{-----} \quad 2 \times 108\text{g}$

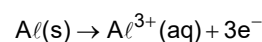
$m_{\text{Zn}} \quad \text{-----} \quad 0,54\text{g}$

$m_{\text{Zn}} = 0,16375\text{g}$

$m_{\text{Zn}} \approx 0,164\text{g}$

5.

a. Pois o alumínio sofre oxidação.

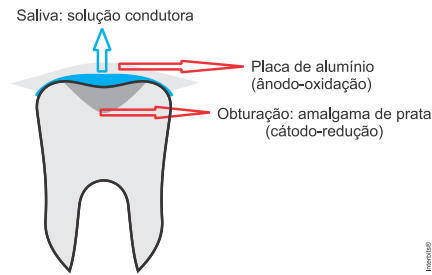






b. O pólo negativo é o ânodo.

c. A saliva é o meio de transferência de íons formados no processo de oxidação.

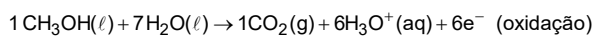
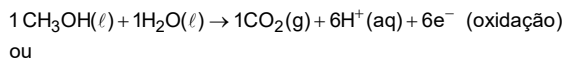


d. Sendo levemente ácida (possui cátions  $H^+$ ), a saliva equivale à solução condutora.

Observação teórica: os elétrons não “caminham” através da saliva, mas sim os íons.

6.

a. Semirreação que ocorre no ânodo:



b. Cálculo do valor da diferença de potencial padrão dessa célula (a partir da tabela fornecida):

Célula (metanol):

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

$$\Delta E = +1,23 - 0,02$$

$$\Delta E = +1,21 \text{ V}$$

Célula (hidrogênio – padrão):

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

$$\Delta E = +1,23 - 0,00$$

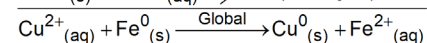
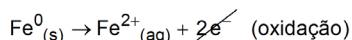
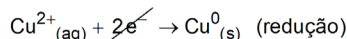
$$\Delta E = +1,23 \text{ V}$$

Conclusão: o valor da célula a metanol é menor (+1,21 V) do que o valor da célula a hidrogênio (+1,23 V).

7. Reação global da pilha eletroquímica formada por cobre e ferro:

$$+0,34 \text{ V} > -0,44 \text{ V}$$

Então:

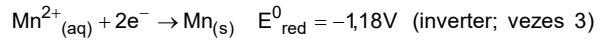


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

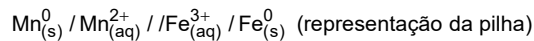
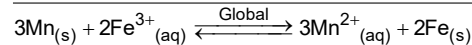
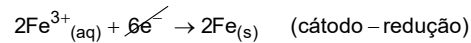
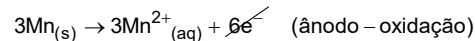
$$\Delta E = +0,34 - (-0,44)$$

$$\Delta E = +0,78 \text{ V}$$

8.  $02 + 04 + 08 + 16 = 30$ .



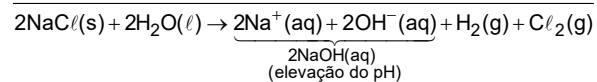
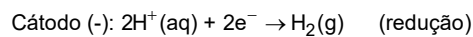
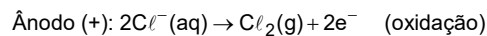
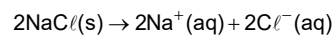
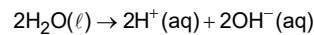
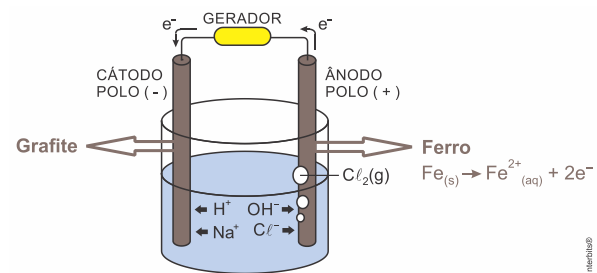
Então:



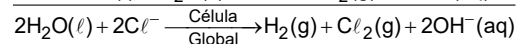
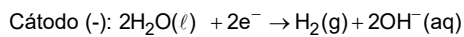
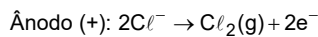
$$\Delta E = -0,04 - (-1,18) = +1,14 \text{ V}$$

No equilíbrio,  $\Delta E = 0 \text{ V}$ .

9.  $01 + 02 + 08 + 16 = 27$ .



ou



10.  $01 + 02 + 04 = 07$ .

[01] Correta. Eletrodo de sacrifício é uma técnica de proteção, onde um metal irá oxidar no lugar do metal que se quer proteger, esse metal deve possuir um potencial de oxidação maior que o do ferro para, assim, oxidar-se em seu lugar (daí o nome “eletrodo de sacrifício”), fornecendo elétrons para os íons  $\text{Fe}^{2+}$ , que irá reduzir e voltar a ser ferro metálico.

[02] Correta. O estanho irá formar uma camada protetora para o ferro, impedindo que entre em contato com o ar, porém, uma vez rompida essa camada, o ferro voltará a se oxidar rapidamente, o estanho não age como metal de sacrifício, pois seu potencial de oxidação é menor que o ferro.

[04] Correta. Os elétrons fluem do ferro (ânodo) para o estanho (cátodo).

[08] Incorreta. Como o zinco possui o menor



potencial de redução, conseqüentemente, irá possuir o maior potencial de oxidação.

[16] Incorreta. O melhor agente redutor é o metal que possui o maior potencial de oxidação, no caso o zinco.

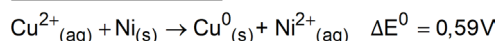
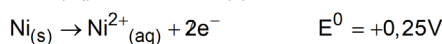
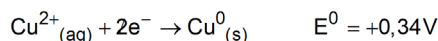
11. 01 + 04 = 05.

[01] Correta. Uma pilha é um processo espontâneo onde uma reação química gera corrente elétrica.

[02] Incorreta. Em uma pilha os elétrons fluem do ânodo para o cátodo.

[04] Correta. Como o cobre irá reduzir, ele atuará como agente oxidante.

[08] Incorreta. A pilha irá gerar uma tensão de 0,59 V ou 590mV.

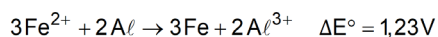
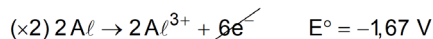
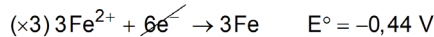


[16] Correta. Em uma pilha o ânodo é o polo negativo, onde ocorre a oxidação.

[32] Incorreta. O níquel irá sofrer oxidação na pilha apresentada.

12.

a. Como é uma pilha, o processo é espontâneo, portanto, a variação de potencial será positiva.



b. O sentido do fluxo dos elétrons será do alumínio (ânodo) para o ferro (cátodo).

O agente oxidante é  $\text{Fe}^{2+}$ , pois está reduzindo e o agente redutor será o alumínio, pois está oxidando na reação.

13.

a. Cálculo do valor numérico da força eletromotriz do elemento galvânico:

$$E^{\circ}(\text{Pt} / \text{PtO}_2) = 1,00\text{V}$$

$$E^{\circ}(\text{Br}_2 / \text{BrO}_3^-) = 1,48\text{V}$$

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

$$\Delta E = 1,48 - 1,00$$

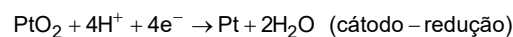
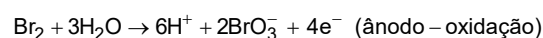
$$\Delta E = +0,48\text{V}$$

b. Equações químicas que representam as semirreações do ânodo e cátodo:

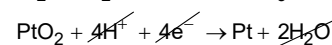
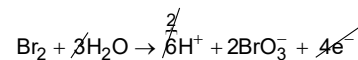
$$E^{\circ}(\text{Pt} / \text{PtO}_2) = 1,00\text{V}$$

$$E^{\circ}(\text{Br}_2 / \text{BrO}_3^-) = 1,48\text{V}$$

$$1,48\text{V (oxidação)} > 1,00\text{V (redução)}$$



c. Reação global:

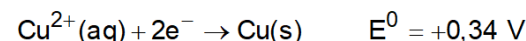
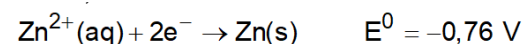


14. De acordo com a tabela, teremos:

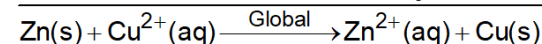
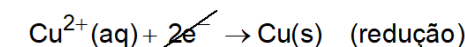
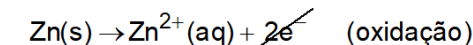
Maior potencial elétrico: +0,34 V.

Menor potencial elétrico: -0,76 V.

Então,



$$+0,34\text{V} > -0,76\text{V}$$



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

ou

$$\Delta E = E_{\text{redução}} + E_{\text{oxidação}}$$

$$\Delta E = 0,34 - (-0,76) = 1,10\text{V}$$

$$\Delta E = 1,10\text{V}$$

ou

$$\Delta E = +0,34 + 0,76 = 1,10\text{V}$$

$$\Delta E = 1,10\text{V}$$

Para um conjunto de três pilhas ligadas em série deve-se somar as diferenças de potenciais.

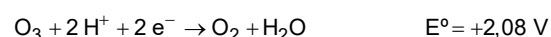
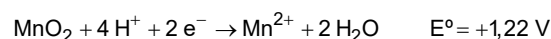
$$\Delta E = 3 \times \text{ddp}$$

$$\Delta E = +1,10 + 1,10 + 1,10 = +3,30\text{V}$$

$$\Delta E = +3,30\text{V}$$

15.

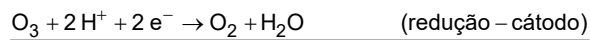
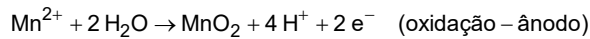
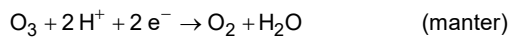
a. A partir da análise dos potenciais de redução, vem:



$$+2,08\text{V} > +1,22\text{V}$$



Então,



O sistema final ficará ácido.

b. Agente oxidante (sofre redução):  $\text{O}_3$

$$\Delta E^0 = E_{\text{redução (maior)}} - E_{\text{redução (menor)}}$$

$$\Delta E^0 = +2,08 \text{ V} - (+1,22 \text{ V})$$

$$\Delta E^0 = +0,86 \text{ V}$$

$$16. 01 + 02 + 04 + 08 = 15.$$

A ordem crescente do caráter redutor (a oxidação ocorre com maior facilidade) é  $\text{Au} < \text{Cu} < \text{H} < \text{Fe} < \text{Mg}$ .

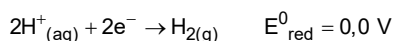
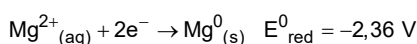
A tendência em sofrer oxidação do magnésio é maior que a do cobre, pois seu potencial de redução é menor.

O metal cobre é mais nobre que o metal ferro, pois o potencial de redução do cobre é maior do que o potencial de redução do ferro.

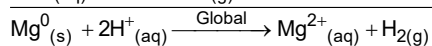
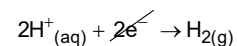
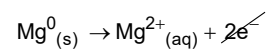
Os íons  $\text{H}^+$  (0,00 V) podem oxidar apenas os metais magnésio e ferro, pois seu potencial de redução é maior do que os potenciais destes dois metais (-2,36 V e -0,44 V).

$$17. 02 + 16 = 18.$$

[01] A reação global na pilha é a seguinte:



$$0,0 \text{ V} > -2,36 \text{ V}$$



[02] O fluxo de elétrons é proveniente do eletrodo de magnésio (menor potencial de redução).

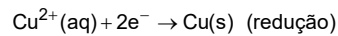
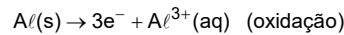
[04] Na barra de prata, ocorre a seguinte semirreação:  $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$ .

[08] Na barra de magnésio, ocorre a seguinte semirreação:  $\text{Mg}^0_{(\text{s})} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(\text{s})} + 2\text{e}^-$ .

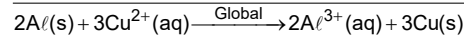
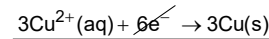
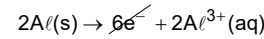
[16] Se a barra de prata for substituída por uma barra de grafite, a pilha funcionará sem alteração alguma da força eletromotriz.

18.

a. Como o potencial de redução do cobre é maior do que o do alumínio, teremos:



Então:



A superfície do alumínio sofrerá corrosão.

b. ddp e reação global de uma célula eletroquímica formada por eletrodos de Al e Cu:

$$\text{ddp} = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

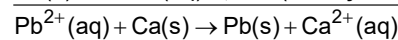
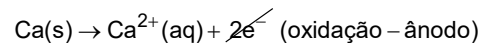
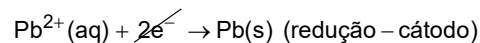
$$\text{ddp} = +0,34 - (-1,66) = 2,00 \text{ V}$$



19.

a. Equação de oxirredução na forma iônica:

$$-0,13 \text{ V} > -2,87 \text{ V}$$



b. Cálculo do valor da diferença de potencial padrão ( $\Delta E^0$ )

$$\Delta E^0 = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = -0,13 - (-2,87) = +2,74 \text{ V}$$

c. Agente redutor: Ca(s).

d. Semipilha que funciona como catodo:  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$  (redução - cátodo).

$$20. 04 + 08 = 12.$$

O eletrodo que vai sofrer desgaste (oxidação) na pilha é o Cu, pois apresenta menor potencial de redução.

O comportamento dos metais nesta pilha explica a não utilização de Ag nas tubulações de Cu, pois em contato com o cobre a prata sofre redução promovendo a oxidação do cobre, pois o potencial de redução da prata é maior do que o do cobre (+0,80 V > +0,34 V).

A ddp gerada pela pilha é +0,46 V (+0,80 V - 0,34 V).

O agente redutor da reação global da pilha é o Cu, pois este metal sofre oxidação (apresenta menor potencial de redução).

A solução de  $\text{Cu}^{2+}$  não vai sofrer descoloração, ou seja, sua cor será intensificada, pois os átomos do Cu(s) serão oxidados a  $\text{Cu}^{2+}$ .



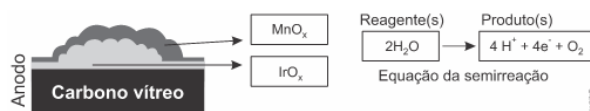
## 21.

a. O maior desafio seria produzir separadamente  $O_2$  de  $Cl_2$ . Na reação de evolução de oxigênio (REO) e na reação de evolução de cloro (REC), devido às elevadas concentrações de íons cloreto ( $Cl^-$ ) presentes na água do mar, ocorreria a formação de  $O_2$  e  $Cl_2$  praticamente ao mesmo tempo.

Vencer este desafio seria útil à sociedade, pois o hidrogênio produzido no cátodo poderia ser utilizado como combustível limpo e o  $Cl_2$  poderia ser utilizado como reagente em vários processos industriais produzindo compostos como, por exemplo, o  $NaClO$  (hipoclorito de sódio), utilizado como desinfetante e alvejante.

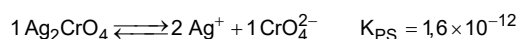
b) O  $IrOx$  promove as duas reações (REO e REC) e é permeável a todas as espécies presentes na água do mar, ao passo que o  $MnOx$  não promove nenhuma das duas reações e é impermeável aos íons cloreto.

Completando os espaços em branco com  $IrO_x$ ,  $MnO_x$ ,  $H_2O$ ,  $H^+$ ,  $e^-$  e  $O_2$ , vem:



## 22.

$[Ag^+] = 8 \times 10^{-4}$  mol/L;  $K_2CrO_4$  é adicionado.



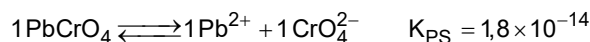
$$K_{PS} < [Ag^+]^2 \times [CrO_4^{2-}]^1 \quad (\text{precipitação})$$

$$1,6 \times 10^{-12} < (8 \times 10^{-4})^2 \times [CrO_4^{2-}]$$

$$[CrO_4^{2-}] > \frac{1,6 \times 10^{-12}}{64 \times 10^{-8}}$$

$$[CrO_4^{2-}] > 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$[Pb^{2+}] = 4,5 \times 10^{-3}$  mol/L;  $K_2CrO_4$  é adicionado.



$$K_{PS} < [Pb^{2+}]^1 \times [CrO_4^{2-}]^1 \quad (\text{precipitação})$$

$$1,8 \times 10^{-14} < 4,5 \times 10^{-3} \times [CrO_4^{2-}]$$

$$[CrO_4^{2-}] > \frac{1,8 \times 10^{-14}}{4,5 \times 10^{-3}}$$

$$[CrO_4^{2-}] > 4,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Como  $4,0 \times 10^{-12}$  mol/L  $<$   $2,5 \times 10^{-6}$  mol/L, conclui-se que  $PbCrO_4$  precipita primeiro.

O segundo sal ( $Ag_2CrO_4$ ) começará a precipitar quando  $[CrO_4^{2-}] = 2,5 \times 10^{-6}$  mol/L.

Então, analogamente para o  $PbCrO_4$  vem:



$$K_{PS} = [Pb^{2+}]^1 \times [CrO_4^{2-}]^1 \quad (\text{precipitação})$$

$$1,8 \times 10^{-14} = [Pb^{2+}] \times 2,5 \times 10^{-6}$$

$$[Pb^{2+}] = \frac{1,8 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-6}}$$

$$[Pb^{2+}] = 7,2 \times 10^{-9} \text{ mol/L} \quad (\text{no exato momento em que o segundo sal começa a precipitar}).$$

(no exato momento em que o segundo sal começa a precipitar)

## 23. Fórmula estrutural plana do ozônio:



Número de oxidação do cloro no íon hipoclorito: +1.

$$\frac{Cl}{x} \frac{O}{-2}$$

$$x - 2 = -1$$

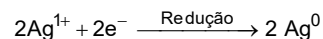
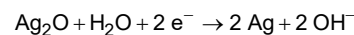
$$x = +1$$

$$\text{Nox}(Cl) = +1$$

A substância que atua de maneira mais eficaz na higienização dos alimentos é o ozônio ( $O_3$ ), pois apresenta o maior potencial de redução (+1,24 V), ou seja, é um agente mais oxidante.

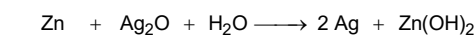
## 24.

a. A redução ocorre no cátodo, que é o polo positivo da pilha.



b. Teremos:

Zn = 65,4;  $Ag_2O$  = 232; Ag = 108



$$65,4 \text{ g} \quad \text{---} \quad 232 \text{ g} \quad \text{---} \quad \text{---} \quad 2 \times 108 \text{ g}$$

$$0,654 \text{ g} \quad \text{---} \quad 2,32 \text{ g} \quad \text{---} \quad \text{---} \quad \frac{2 \times 1,08 \text{ g}}{m_{Ag}}$$

$$\text{Razão} = \frac{m_{Zn}}{m_{Ag_2O}} = \frac{0,654 \text{ g}}{2,32 \text{ g}} = 0,281896$$

$$\text{Razão} \approx 0,28$$

$$m_{Ag} = 2 \times 1,08 \text{ g}$$

$$m_{Ag} = 2,16 \text{ g}$$

## 25.

a. O arranjo 1 está montado em série e neste caso a corrente elétrica que percorre células será a mesma, ou seja, 60 mA.

O arranjo 2 está montado em paralelo, sendo assim, a corrente elétrica ficará dividida por três (60 mA dividido por 3 = 20 mA). Quanto maior a corrente elétrica, maior a massa depositada, ou

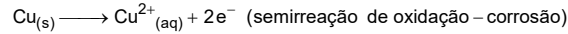


seja, no arranjo 1 a massa depositada será maior e no arranjo 2 será menor.

b. 50%, ou seja, metade de cada eletrodo está submersa, e um deles sofrerá corrosão, então:

$$m_{Cu}(\text{um eletrodo}) = 12,7 \text{ g}$$

$$m_{Cu}(\text{submersa}) = \frac{m_{Cu}(\text{um eletrodo})}{2} = \frac{12,7 \text{ g}}{2} = 6,35 \text{ g (massa corroída)}$$



$$63,5 \text{ g} \longrightarrow 2 \text{ mol de } e^{-}$$

Então,

$$63,5 \text{ g} \longrightarrow 2 \times 96.500 \text{ C}$$

$$6,35 \text{ g} \longrightarrow \frac{0,2 \times 96.500 \text{ C}}{19.300 \text{ C}}$$

$$Q = 19.300 \text{ A.s}$$

$$i = 60 \text{ mA} = 0,06 \text{ A}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow t = \frac{Q}{i}$$

$$t = \frac{Q}{i}$$

$$t = \frac{19.300 \text{ A.s}}{0,06 \text{ A}} = 321.666,66 \text{ s}$$

$$t \approx 321.667 \text{ s}$$

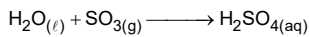
26.

a. No primeiro experimento, foram coletados 45 mL ( $45 \times 10^{-3} \text{ L}$ ) de  $SO_3$  em um frasco contendo água, então:

$$22,5 \text{ L} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$45 \times 10^{-3} \text{ L} \longrightarrow n_{SO_3(g)}$$

$$n_{SO_3(g)} = 0,002 \text{ mol}$$



$$0,002 \text{ mol} \longrightarrow 0,002 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$$

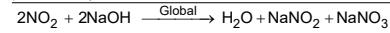
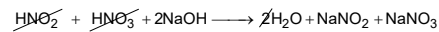
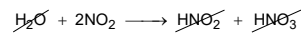
$$0,002 \text{ mol} \longrightarrow 0,004 \text{ mol NaOH}$$

$$\left. \begin{matrix} n_{NaOH} = 0,004 \text{ mol} \\ [NaOH] = 0,1 \text{ mol/L} \end{matrix} \right\} [NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{NaOH}}{[NaOH]}$$

$$V = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,04 \text{ L} = 40 \text{ mL}$$

$$V = 40 \text{ mL}$$

b. O volume de NaOH gasto no experimento com  $NO_2$  é menor.



$$22,5 \text{ L} \longrightarrow 1 \text{ mol}$$

$$45 \times 10^{-3} \text{ L} \longrightarrow n_{NO_2(g)}$$

$$n_{NO_2(g)} = 0,002 \text{ mol}$$



$$2 \text{ mol} \longrightarrow 2 \text{ mol}$$

$$0,002 \text{ mol} \longrightarrow 0,002 \text{ mol}$$

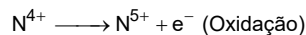
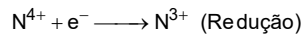
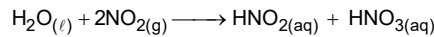
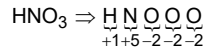
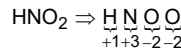
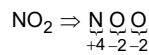
$$\left. \begin{matrix} n_{NaOH} = 0,002 \text{ mol} \\ [NaOH] = 0,1 \text{ mol/L} \end{matrix} \right\} [NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{NaOH}}{[NaOH]}$$

$$V = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

$$V = 20 \text{ mL}$$

$$20 \text{ mL} < 40 \text{ mL}$$

c. Reação:  $H_2O_{(l)} + 2NO_2(g) \longrightarrow HNO_2(aq) + HNO_3(aq)$



Apresentam alteração no número de oxidação	Semirreação de oxidação	Semirreação de redução
<b>Reagente</b>	$NO_{2(g)}$	$NO_{2(g)}$
<b>Produto</b>	$HNO_{3(aq)}$	$HNO_{2(aq)}$

ANOTAÇÕES

---



---



---



---



---



---



---



---