



Eletroquímica – Pilhas (II)

$$\text{ddp} = E_{\text{red. maior}}^0 - E_{\text{red. menor}}^0$$

ou

$$\text{ddp} = E_{\text{oxi.}}^0 + E_{\text{red.}}^0$$

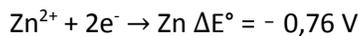
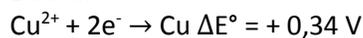
EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

01 (PUC-SP) Para montar uma pilha, dispõe-se dos materiais e dos dados a seguir.

Materiais:

- uma lâmina de cobre;
- dois béqueres;
- uma lâmina de zinco;
- um fio condutor;
- solução de CuSO_4 a 1 mol/L;
- uma ponte contendo KNO_3 .
- solução de ZnSO_4 a 1 mol/L;

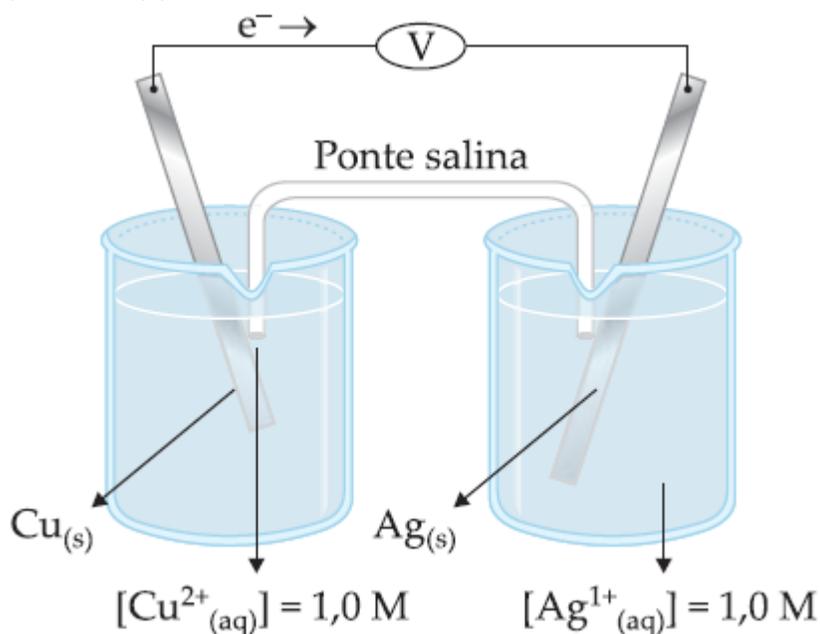
Dados:



em que ΔE° = potencial de redução.

- Faça um desenho esquematizado da pilha e escreva sua notação simplificada.
- Indique o sentido dos elétrons do fio.
- O que ocorre com as massas dos metais Zn e Cu?
- Calcule a ddp da pilha.
- Qual a função da ponte salina?

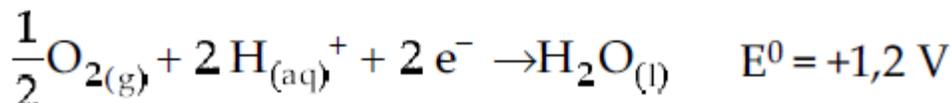
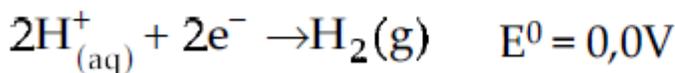
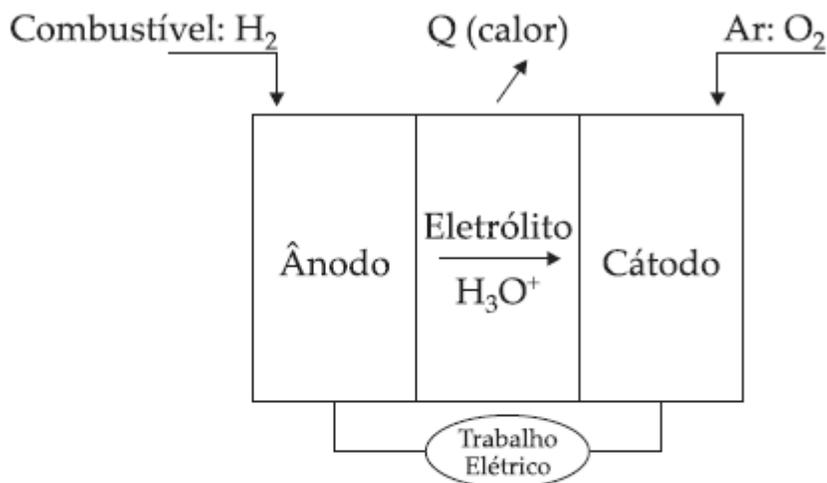
02 (UFSC-SC) Na pilha esquematizada a seguir, é fornecido o sentido do fluxo de elétrons. Dados os valores dos potenciais-padrão de redução (a 25°C e 1 atm) do eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = 0,34 \text{ V}$) e do eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = 0,80 \text{ V}$), indique a(s) proposição(ões) CORRETA(S):



- (01) No eletrodo de cobre ocorre a redução.
 (02) Os elétrons fluem do eletrodo de cobre para o eletrodo de prata.
 (04) O cobre é o agente redutor.
 (08) A reação global da pilha é: $\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Ag}^{1+}_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Ag}_{(s)}$.
 (16) A diferença de potencial da pilha é 0,46 V, nas condições indicadas.
 (32) A representação correta da pilha é: $\text{Ag}^{1+}_{(aq)} | \text{Ag}_{(s)} || \text{Cu}_{(s)} | \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.

Soma das alternativas corretas ()

03 (UFSCAR-SP) A obtenção de novas fontes de energia tem sido um dos principais objetivos dos cientistas. Pesquisas com células a combustível para geração direta de energia elétrica vêm sendo realizadas, e dentre as células mais promissoras, destaca-se a do tipo PEMFC (Proton Exchange Membran Fuel Cell), representada na figura. Este tipo de célula utiliza como eletrólito um polímero sólido, o Nafion®. A célula opera de forma contínua, onde os gases oxigênio e hidrogênio reagem produzindo água, convertendo a energia química em energia elétrica e térmica. O desenvolvimento dessa tecnologia tem recebido apoio mundial, uma vez que tais células poderão ser utilizadas em veículos muito menos poluentes que os atuais, sem o uso de combustíveis fósseis.



- a) Para a pilha em questão, escreva as semi-reações de oxidação e redução e a reação global. Calcule a diferença de potencial da pilha.
 b) Em qual compartimento se dá a formação de água?

04 Da mesma forma que trabalhamos com potenciais de oxidação, podemos fazê-lo com os de redução. Observe que, nas mesmas condições experimentais, os valores absolutos dos dois potenciais são iguais, mas de sinais contrários.

Os valores são tabelados a 25°C, 1 atm e solução 1,0 mol/L.

Semi-reação de redução	Potencial de redução
$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	$E^0 = -1,66 V$
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	$E^0 = -0,76 V$
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	$E^0 = 0,00 V$
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	$E^0 = +0,34 V$

Das espécies químicas fornecidas, o melhor agente oxidante e o melhor agente redutor são, respectivamente:

- a) Al e Cu
 b) Cu e Al
 c) Cu e Al^{3+}
 d) Cu^{2+} e Al^{3+}
 e) Cu^{2+} e Al

05 (UFRGS-RS) Pessoas que apresentam dentes com restaurações metálicas podem sentir um pequeno choque ao colocarem na boca pedaços de metal, como, por exemplo, o papel alumínio de um chocolate. O alumínio, com meio ácido da boca, provoca a transferência de elétrons para o metal da restauração, causando esse choque. Com base no fenômeno descrito, pode-se afirmar que o alumínio

- sofre redução, funcionando com cátodo.
- provoca a oxidação do metal da restauração.
- é o agente oxidante, pois sofre redução.
- é o agente redutor, pois sofre redução.
- sofre oxidação, funcionando como ânodo.

06 (UFRGS-RS) A célula eletroquímica zinco-óxido de prata, utilizada para fornecer energia em aparelhos auditivos e relógios de pulso, baseia-se nas seguintes semi-reações, escritas na forma de redução:



O quadro abaixo indica algumas possíveis relações entre as características apresentadas por essa célula

	Material do ânodo	f.e.m. padrão (em volts)	pólo positivo
I	Zinco metálico	+ 1,107	Cátodo
II	Prata metálica	+0,419	Cátodo
III	Cátion zinco	-1,107	Ânodo
IV	Óxido de prata	-0,419	Ânodo
V	Zinco e prata metálicos	+1,107	Ânodo

A linha do quadro que corresponde ao conjunto de relações corretas é

- I.
- II.
- III.
- IV.
- V

07 (PUC-RS) É possível sentir uma “dor fina” ao encostar, em uma obturação metálica (amálgama de mercúrio e prata), um talher de alumínio ou mesmo uma embalagem que formada pelo alumínio e a obturação. Considerando as informações a seguir, a afirmação correta é a da alternativa contenha revestimento de alumínio. A dor sentida é o resultado de uma corrente elétrica produzida pela pilha



- O cátodo é o alumínio e o ânodo é o mercúrio.
- O alumínio se reduz e o mercúrio se oxida.
- O alumínio funciona como agente oxidante e o mercúrio como agente redutor.
- O potencial da pilha é -0,81 volts.
- O potencial da pilha é + 2,51 volts.

08 (VUNESP-SP) A corrosão (oxidação) de móveis de ferro para praia pode ser evitada pelo recobrimento da superfície com alguns metais que, embora sejam mais ativos do que o ferro, quando se oxidam formam revestimentos aderentes de óxidos, que são resistentes à corrosão.

- a) Exponha uma razão que justifique por que o processo de corrosão do ferro ocorre mais facilmente em regiões praianas.
b) Considere a tabela a seguir

Semi-reação	E^0 (V)
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$	+ 0,799
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$	+ 0,342
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(\text{s})}$	- 0,447
$\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}_{(\text{s})}$	- 0,744
$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(\text{s})}$	- 0,762

Com base nesses dados, escolha os metais mais reativos que o ferro que poderiam ser utilizados para a proteção de móveis de ferro. Justifique sua resposta.

09 (FEI-SP) Com relação a uma pilha eletroquímica, são feitas as seguintes afirmações:

- I. No cátodo ocorre redução dos íons da solução.
II. A passagem de elétrons, no circuito externo, é do cátodo para o ânodo.
III. O ânodo sofre redução de massa.

São verdadeiras as seguintes sentenças:

- a) I e II.
b) II e III.
c) I e III.
d) todas.
e) somente I.

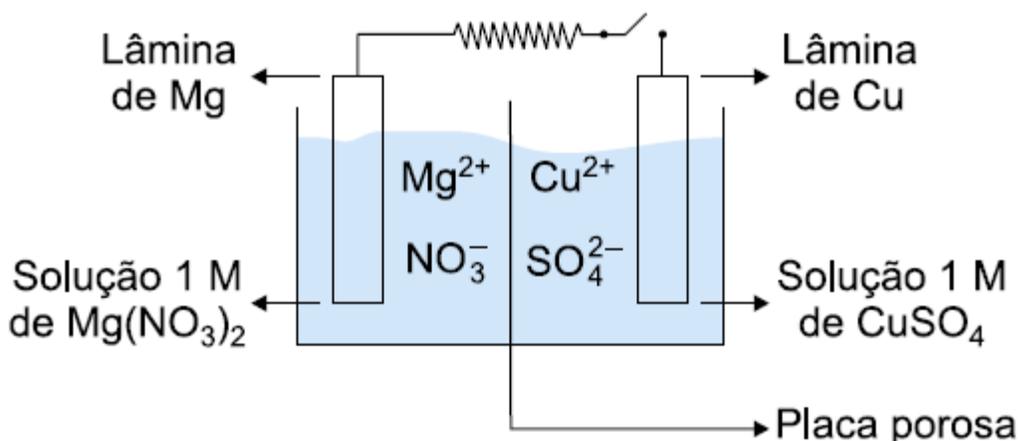
10 (CESGRANRIO-RJ) Observe as seguintes semi-reações:



Assinale a opção que contém a afirmativa correta.

- a) O eletrodo de zinco é o agente redutor.
b) O eletrodo de ferro sofrerá corrosão.
c) Os elétrons migrarão do eletrodo de ferro.
d) O eletrodo de zinco terá a sua massa aumentada.
e) A solução da semicélula de ferro terá excesso de íons de ferro.

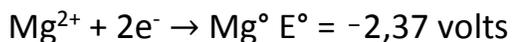
11 (ESAM-PI) Considere os potenciais-padrão de redução dos eletrodos abaixo e o esquema da pilha constituída por esses eletrodos:



Quando se fecha o circuito elétrico durante algum tempo, verifica-se que houve:

- aumento na concentração de íons Cu^{2+} .
- redução de íons Mg^{2+} .
- oxidação do cobre metálico.
- diminuição na concentração de íons NO_3^{-} .
- diminuição na massa da lâmina de magnésio.

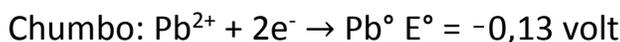
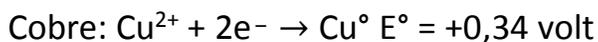
12 Sendo dados os potenciais de eletrodo a seguir:



Em uma pilha formada por eletrodos desses metais, pode-se afirmar que:

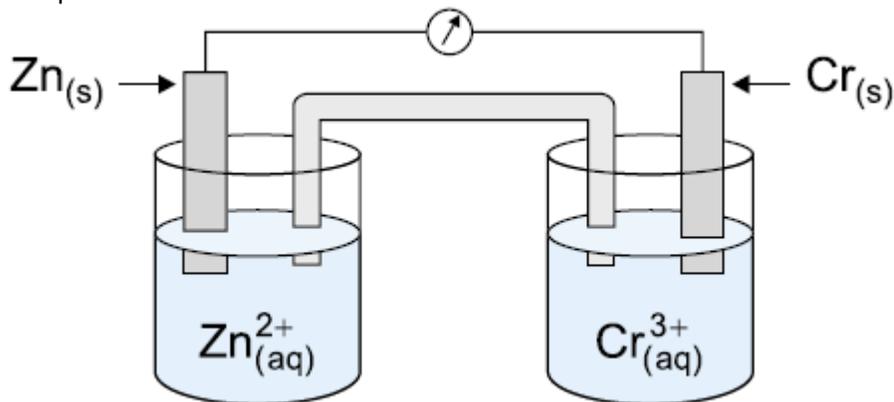
- o eletrodo de magnésio sofrerá corrosão e será o polo negativo.
- os elétrons são cedidos ao magnésio pelo crômio.
- o crômio metálico sofrerá oxidação.
- o eletrodo de magnésio será o cátodo.
- a ddp da pilha será de 3,11 volts.

13 (PUC-MG) Em uma pilha galvânica, um dos eletrodos é cobre imerso em uma solução de Cu^{2+} 1,0 mol/L, e o outro é chumbo imerso em uma solução 1,0 mol/L de íons Pb^{2+} . Baseando-se nos potenciais de redução padrão, a afirmativa correta é:



- O chumbo cede elétrons ao cobre.
- O eletrodo de chumbo funciona como o cátodo da pilha.
- O eletrodo de cobre funciona como ânodo da pilha.
- A representação da reação da pilha é $\text{Cu}^{\circ}/\text{Cu}^{2+} // \text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^{\circ}$
- A diferença de potencial da pilha é de +0,21 volt.

14 Assinale a opção que contém, respectivamente, o ΔE° , ânodo, cátodo e número de elétrons envolvidos na reação total da pilha galvânica padrão representada abaixo.

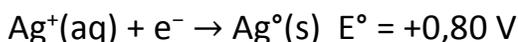


Dados:



- a) - 0,02 V; Zn; Cr; 3
- b) + 0,02 V; Zn; Cr; 6
- c) - 0,7 V; Zn; Cr; 6
- d) + 0,7 V; Cr; Zn; 3
- e) + 0,02 V; Cr; Zn; 2

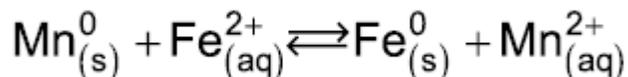
15 (UFF-RJ) Uma pilha galvânica padrão foi construída usando-se, como eletrodos, um fio de zinco metálico mergulhado em solução contendo íons zinco II e um fio de prata metálica mergulhado em solução contendo íons prata I. Considerando as semi-reações:



assinale a alternativa que apresenta, respectivamente, o ânodo, o cátodo e o potencial-padrão da pilha.

- a) Zn; Ag; 0,04 V
- b) Ag; Zn; -1,56 V
- c) Zn; Ag; 1,56 V
- d) Ag; Zn; 2,36 V
- e) Ag; Zn; -2,32 V

16 (UNIMEP-SP) Em condições-padrão, uma pilha baseada na reação:



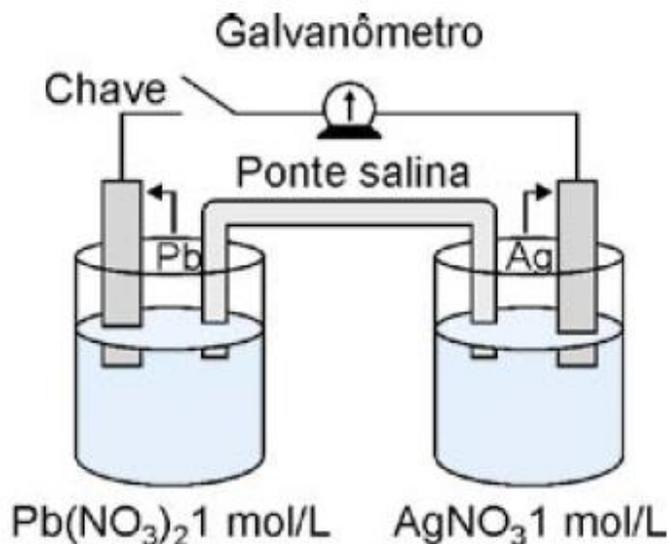
apresenta uma força eletromotriz igual a:

Dados:

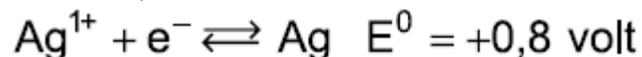


- a) +1,62 V
- b) -1,62 V
- c) +0,74 V
- d) -0,74 V
- e) +0,37 V

17 A questão abaixo refere-se à seguinte célula galvânica:



Potenciais-padrão



Sobre esta célula, levando-se em conta os potenciais padrão dados anteriormente, são feitas as seguintes afirmações:

- I. Ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de prata para o de chumbo.
- II. O eletrodo de prata será o cátodo nesta célula.
- III. Quando 0,01 mol de elétrons circular através do circuito, haverá diminuição de 1,036 g do eletrodo de chumbo. (Pb = 207,2).
- IV. A reação total, para esta célula, pode ser representada por: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Pb}$

Das afirmações acima:

- a) somente III e IV são corretas.
- b) somente I, III e IV são corretas.
- c) somente II e III são corretas.
- d) somente II e IV são corretas.
- e) somente I é correta.

18 Mergulham-se em uma solução iônica os seguintes pares de metais, ligados entre si:

1 cobre e zinco ; 2 cobre e magnésio

Dados:



O sentido de movimentação dos elétrons será então:

- saindo do cobre em ambos os casos.
- chegando ao zinco e ao magnésio, respectivamente.
- saindo do zinco e chegando ao magnésio, respectivamente.
- chegando ao cobre em ambos os casos.
- saindo do magnésio no 2º par e chegando ao zinco no 1º par.

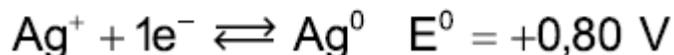
19 Dadas as seguintes semi-reações e seus respectivos potenciais-padrão de redução:



podemos afirmar que:

- O Al é o melhor agente oxidante.
- O Pb é o melhor agente redutor.
- O Pb reduzirá o Al^{3+} .
- O Ag^{+} é o melhor agente oxidante.
- A Ag reduzirá o Al^{3+} .

20 (UNIMEP-SP) São fornecidos os seguintes dados:



O melhor agente redutor é:

- Na^{+}
- Ag°
- Zn^{2+}
- Fe°
- Na°

21 (ESAL-MG) Dados os potenciais-padrão:



Das espécies químicas citadas, a melhor oxidante e a melhor redutora são, respectivamente:

- a) Mg° e Cl^{-}
- b) Mg^{2+} e Cl_2
- c) Cl^{-} e Mg°
- d) Cl^{-} e Mg^{2+}
- e) Cl_2 e Mg°

22 (FATEC-SP) Marcapasso é um dispositivo de emergência para estimular o coração. A pilha utilizada nesse dispositivo é constituída por eletrodos de lítio e iodo. A partir dos valores dos potenciais de redução padrão, afirma-se:

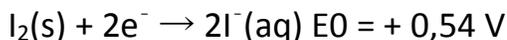
I. O fluxo eletrônico da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem o menor potencial de redução.

II. A semi-reação de oxidação pode ser representada pela equação

III. A diferença de potencial da pilha é de $-3,05 \text{ V}$.

IV. O iodo, por ter maior potencial de redução que o Li, tende a sofrer redução, formando o polo positivo da pilha.

Dados:

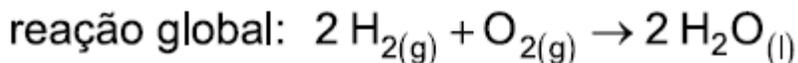
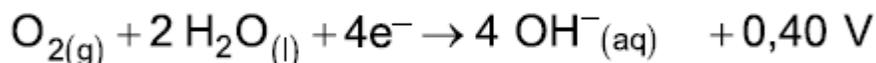
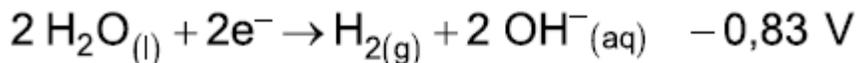


Quanto a essas afirmações, deve-se dizer que apenas:

- a) I, II e III são verdadeiras.
- b) I, II e IV são verdadeiras.
- c) I e III são verdadeiras.
- d) II é verdadeira.
- e) I e IV são verdadeiras.

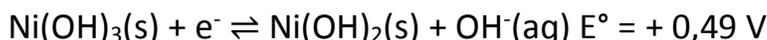
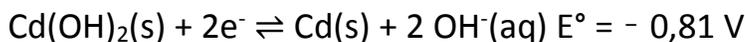
23 (PUC-RJ) A indústria automobilística está desenvolvendo, para a movimentação de veículos, novas tecnologias que são mais limpas e econômicas do que as usadas atualmente com os atuais combustíveis fósseis. Uma das possibilidades é uma pilha composta por terminais onde são injetados oxigênio e hidrogênio. Esses gases passam por um material poroso (níquel), para um meio rico em íons OH^{-} que catalisam o processo a 200°C .

A seguir, são mostradas as meias reações-padrão de redução que ocorrem na pilha e os respectivos potenciais-padrão e a reação global da pilha.



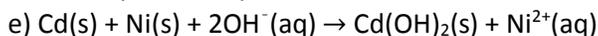
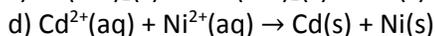
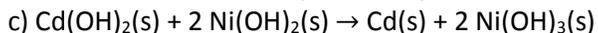
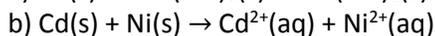
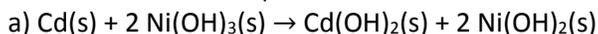
- a) Identifique o ânodo e o cátodo e calcule o potencial padrão da pilha.
- b) Considerando que durante uma hora de operação dessa pilha foram gerados 54 g de água como subproduto, calcule a quantidade de mols de $\text{O}_2(\text{g})$ injetada na pilha durante esse período.

24 (PUC-SP) Dados:



As baterias de níquel-cádmio (“Ni-Cd”) são leves e recarregáveis, sendo utilizadas em muitos aparelhos portáteis, como telefones e câmeras de vídeo. Essas baterias têm como característica o fato de os produtos formados durante a descarga serem insolúveis e ficarem aderidos nos eletrodos, permitindo a recarga quando ligadas a uma fonte externa de energia elétrica.

Com base no texto e nas semi-reações de redução fornecidas, a equação que melhor representa o processo de descarga de uma bateria de níquel-cádmio é:



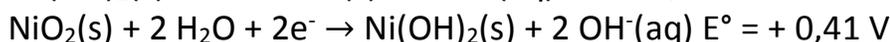
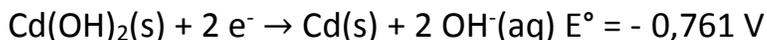
25 (UNIFESP-SP) Quando uma pessoa que tem dente recoberto por ouro (coroa dentária) morde uma folha (ou outro objeto qualquer) de alumínio, pode sentir uma dor aguda, pois os metais alumínio e ouro em contato com a saliva (que funciona como uma solução eletrolítica) podem formar uma pilha. Nesta pilha ocorre passagem de corrente elétrica através dos metais, o que pode estimular um nervo, causando dor.

a) Explique nessa pilha qual dos metais atua como ânodo. Supondo que na saliva existam íons Na^{+} e Cl^{-} , explique em que direção (do Au ou do Al) deve migrar cada um desses íons.

b) Supondo que a espécie reduzida seja a água, escreva a equação que representa a semi-reação de redução.

26 (FMTM-MG) Um problema que vem afetando o bem-estar de nossa sociedade é o uso indiscriminado de telefones celulares. A maioria desses aparelhos contém baterias de níquel-cádmio. Baterias usadas, lançadas no lixo urbano, expostas ao tempo e à chuva, rompem-se e liberam metais pesados que contaminam o solo e os lençóis freáticos.

A seguir, estão representadas as transformações que ocorrem nos eletrodos desse tipo de bateria:



Sobre essa bateria é correto afirmar que:

a) o ânodo é o eletrodo de NiO_2 que tem menor E° de redução, e o cátodo é o eletrodo de Cd.

b) os elétrons circulam pelo fio do eletrodo de Cd para o eletrodo de NiO_2 .

c) A tensão elétrica da pilha é de -1,17 V.

d) o cátodo é o eletrodo de Cd que tem menor E° de redução, e o ânodo é o eletrodo de NiO_2 .

e) os elétrons circulam pelo fio do eletrodo de NiO_2 para o eletrodo de Cd.

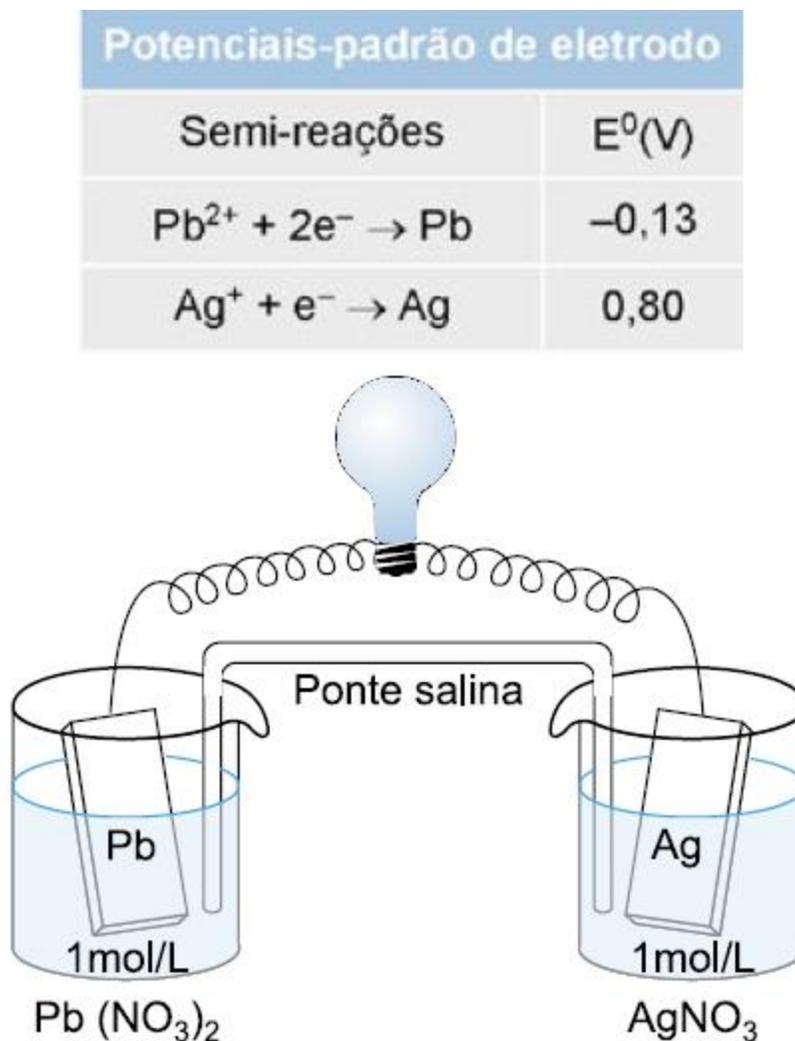
27 (EEM-SP) A pilha utilizada nos marca-passos é constituída por um eletrodo de iodo e outro de lítio. Conhecidos os potenciais de redução padrão para os eletrodos:



Pedem-se:

- a equação da reação global da pilha;
- a força eletromotriz padrão da pilha.

28 (FEI-SP) Considere as semi-reações e os respectivos potenciais-padrão de eletrodo constantes da tabela e a pilha a seguir:



Assinale a alternativa correta.

- Na ponte salina, os elétrons migram do eletrodo de prata para o eletrodo de chumbo.
- O eletrodo de prata é o ânodo.
- A diferença de potencial da célula é 0,54 V.
- A equação global da pilha é $\text{Pb} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}$.
- O polo negativo da pilha é o eletrodo de prata.

29 Sabe-se que os potenciais de redução da prata e do níquel são respectivamente + 0,80 volt e - 0,25 volt. Numa pilha eletrolítica formada por esses dois metais mergulhados em soluções de seus sais, afirma-se:

- o fluxo eletrônico irá da prata para o níquel, já que a prata tem menor potencial de oxidação.
- o níquel tendo menor potencial de redução do que a prata, é o agente oxidante e forma o polo negativo da pilha.
- a prata, tendo maior potencial de redução que o níquel, tende a sofrer redução, formando o polo negativo da pilha.
- a lâmina de níquel sofre corrosão, emitindo o fluxo eletrônico para o circuito.
- a diferença de potencial inicial dessa pilha é 0,55 volt.

30 Com base no diagrama da pilha Zn / Zn²⁺ (1mol/L) //Ag⁺ (1mol/L) / Ag e nos potenciais-padrão, a 25°C, das semi-reações:



é **incorreto** afirmar que:

- os átomos de zinco sofrerão oxidação.
- os átomos de prata perderão elétrons.
- o cátodo da pilha será o eletrodo de prata.
- entre os eletrodos de Zn e Ag existe uma diferença de potencial-padrão de 1,56 volt.
- a massa do eletrodo de zinco diminui com o tempo.

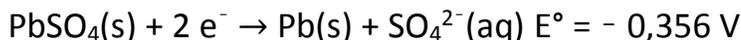
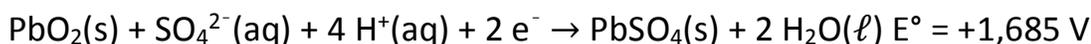
31 (IME-RJ) Em uma pilha, Ni⁰/Ni²⁺//Ag⁺/Ag⁰, os metais estão mergulhados em soluções aquosas 1,0 mol/L de seus respectivos sulfatos, a 25°C.

Reação	E ⁰ _{redução} (volts)
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}^0$	-0,25
$\text{Ag}^{2+} + 1\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}^0$	+0,80

Determine:

- a equação global da pilha;
- o sentido do fluxo de elétrons;
- o valor da força eletromotriz (fem) da pilha.

32 (UNIFEI-MG) Dadas as seguintes semi-reações-padrão de redução:



Lembrando que ΔE (pilha) = E(cátodo) - E(ânodo).

Ânodo: eletrodo onde ocorre oxidação.

- Escreva a reação global da cela acima e calcule o potencial da mesma.
- Juntando-se um total de seis celas idênticas à cela acima, obtém-se uma “bateria de chumbo ácido” (ou acumulador de carga), largamente usada em automóveis.
Qual a tensão (em volts) fornecida por essas baterias? Que ácido é utilizado nas baterias?

33 (FUVEST-SP) Considere três metais A, B e C, dos quais apenas A reage com ácido clorídrico diluído, liberando hidrogênio. Varetas de A, B e C foram espetadas em uma laranja, cujo suco é uma solução aquosa de pH = 4. A e B foram ligados externamente por um resistor (formação da pilha 1). Após alguns instantes, removeu-se o resistor, que foi então utilizado para ligar A e C (formação da pilha 2). Nesse experimento, o polo positivo e o metal corroído na pilha 1 e o polo positivo e o metal corroído na pilha 2 são, respectivamente:

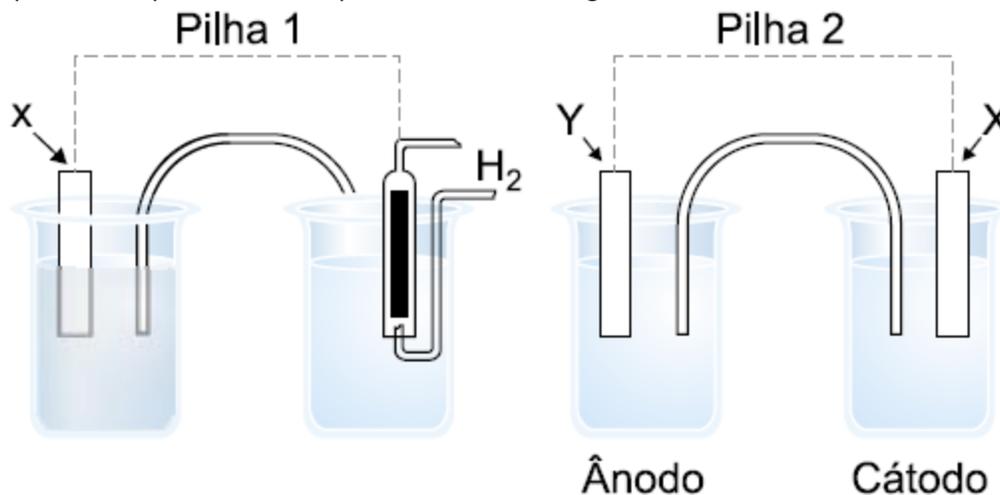
	Pilha 1		Pilha 2	
	Pólo positivo	Metal corroído	Pólo positivo	Metal corroído
a)	B	A	A	C
b)	B	A	C	A
c)	B	B	C	C
d)	A	A	C	A
e)	A	B	A	C

34 (UNIRIO-RJ) Com base nas semi-reações relacionadas na tabela adiante:

Semi-reação	$E^0(V)$
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	-0,74
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al_{(s)}$	-1,67
$Bi^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Bi_{(s)}$	0,31
$U^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons U_{(s)}$	-1,64

- a) escreva as semi-reações do cátodo e do ânodo e a reação global da pilha de maior diferença de potencial;
 b) determine a diferença de potencial da pilha.

35 (UFRJ-RJ) Duas pilhas são apresentadas esquematicamente a seguir; os metais X e Y são desconhecidos.



$$\Delta E^0 = + 0,23 \text{ V}$$

$$\Delta E^0 = + 0,21 \text{ V}$$

A tabela a seguir apresenta alguns potenciais-padrão de redução: potenciais-padrão de redução / volts

$\text{Zn}^{2+} + 2 e \rightarrow \text{Z}^0$	-0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2 e \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,44
$\text{Ni}^{2+} + 2 e \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,23
$\text{Pb}^{2+} + 2 e \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,13
$\text{Cu}^{2+} + 2 e \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34
$\text{Ag}^+ + 1 e \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,80

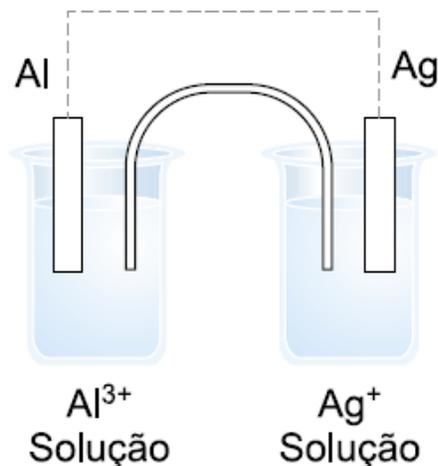
a) Utilizando as informações da tabela, identifique o metal Y da pilha 2. Justifique sua resposta.

b) De acordo com os potenciais de redução apresentados, verifica-se que a reação $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$ é espontânea. Indique o agente oxidante dessa reação. Justifique sua resposta.

36 (UFRJ-RJ) As manchas escuras que se formam sobre objetos de prata são, geralmente, películas de sulfeto de prata (Ag_2S) formadas na reação da prata com compostos que contêm enxofre e que são encontrados em certos alimentos e no ar. Para limpar a prata, coloca-se o objeto escurecido para ferver em uma panela de alumínio com água e detergente. O detergente retira a gordura da mancha e do alumínio, facilitando a reação do alumínio da panela com o sulfeto de prata, regenerando a prata, com o seu brilho característico.

a) Escreva a equação da reação de “limpeza da prata” referida no texto.

Com base no processo de “limpeza da prata” descrito, podemos construir uma pilha de alumínio e prata, de acordo com o esquema a seguir:



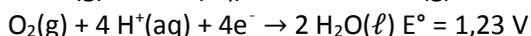
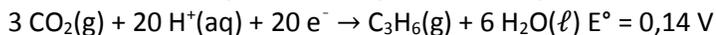
b) Escreva a semi-reação que ocorre no cátodo dessa pilha.

37 (UFES-ES) O propano e o oxigênio podem ser utilizados na obtenção de energia, sem que necessariamente tenham que se combinar em uma reação de combustão convencional.

Esses gases podem ser tratados eletroquimicamente para produzir energia de forma limpa, barata e eficiente. Um dos dispositivos onde esse tratamento ocorre é conhecido como célula de combustível ou pilha de combustível e funciona como uma pilha convencional.

A reação global de uma pilha de propano é: $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

Dadas as semi-reações de redução e os seus potenciais:



pode-se afirmar que a voltagem, nas condições-padrão, de uma pilha de propano é:

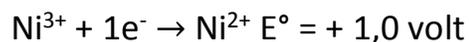
- a) - 1,37 V
- b) - 1,09 V
- c) 1,09 V
- d) 1,37 V
- e) 6,15 V

38 (FEI-SP) A corrosão eletroquímica opera como uma pilha. Ocorre uma transferência de elétrons, quando dois metais de diferentes potenciais são colocados em contato.

Considere uma lata de aço revestida com estanho: se a camada de estanho for riscada ou perfurada, o ferro funciona como ânodo e o estanho como cátodo, o que acelera a corrosão. Isso acontece porque:

- a) o Fe tem maior capacidade de ganhar e^- .
- b) o Fe tem menor potencial de redução que o Sn.
- c) o Sn é um agente redutor.
- d) o Fe tem maior potencial de redução que o Sn.
- e) o Sn tem maior capacidade de doar elétrons.

39 (UFSC-SC) Uma pilha “recarregável” alcalina de uso comercial é formada pelos elementos químicos níquel e cádmio. Participam também o hidróxido de níquel (III) e o hidróxido de potássio. Os potenciais-padrão de redução das semi-reações envolvidas são os seguintes:



Considerando os dados acima, é correto afirmar que:

(01) A diferença de potencial da pilha Ni-Cd vale 0,6 volt.

(02) O fluxo de elétrons, no circuito externo, vai do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel (III).

(04) Na pilha Ni-Cd o metal cádmio é o agente redutor dos íons Ni^{2+} .

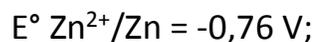
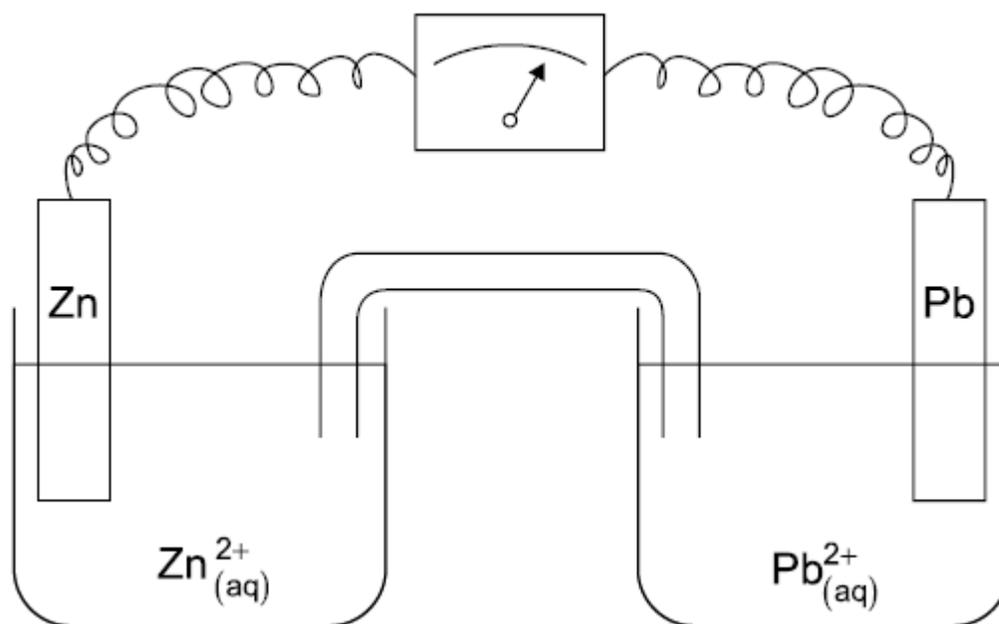
(08) Durante a descarga da pilha os íons Ni^{3+} sofrem oxidação.

(16) A pilha cessará seu funcionamento quando o potencial de redução do Cd° for igual ao potencial de redução do Ni^{3+} .

(32) A reação global da pilha é: $\text{Cd}^{\circ} + 2 \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{Ni}^{3+}$.

Some os números dos itens corretos.

40 (UFPR-PR) A figura abaixo representa uma pilha.



(01) a placa de zinco se oxida e a concentração de Pb^{2+} aumenta.

(02) Pb° deposita-se sobre o eletrodo de chumbo, aumentando sua massa.

(04) Zn° deposita-se sobre o eletrodo de zinco, aumentando sua massa.

(08) os elétrons se deslocam da placa de zinco para a placa de chumbo.

(16) a diferença de potencial dessa pilha é de + 0,63 V.

Some os números dos itens corretos.

41 (FUVEST-SP) Recentemente, foi lançado no mercado um tira-manchas cujo componente ativo é $2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}_2$. Este, ao se dissolver em água, libera peróxido de hidrogênio, que atua sobre as manchas.

a) Na dissolução desse tira-manchas, em água, forma-se uma solução neutra, ácida ou básica?

Justifique sua resposta por meio de equações químicas balanceadas.

b) A solução aquosa desse tira-manchas (incolor) descora rapidamente uma solução aquosa de iodo (marrom). Com base nos potenciais-padrão de redução indicados, escreva a equação química que representa essa transformação.

Semi-reação de redução	E^0 redução / Volt
I. $\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1,77
II. $\text{I}_{2(s)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^-_{(aq)}$	0,54
III. $\text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)}$	-0,15

c) No experimento descrito no item b, o peróxido de hidrogênio atua como oxidante ou como redutor? Justifique.

42 (MACKENZIE-SP) Nas semi-reações:



O ânodo, o cátodo e o ΔE da pilha são, respectivamente: Dados: E^0 red (Au) = + 1,50 V; E^0 red (Cu) = + 0,34 V

- a) cobre, ouro e + 1,16 V
- b) ouro, cobre e + 1,16 V
- c) ouro, cobre e + 2,32 V
- d) cobre, ouro e - 2,32 V
- e) ouro, cobre e - 1,16 V

43 (UEM-PR) Considere uma célula eletroquímica montada com os elementos a seguir, com seus respectivos potenciais-padrão de redução (em volts) e assinale a(s) alternativa(s) correta(s).



(01) O elemento G_2 é o agente oxidante.

(02) O elemento J é o que sofrerá oxidação.

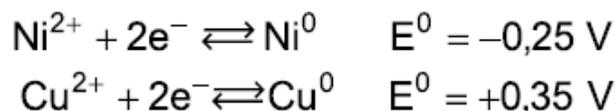
(04) A diferença de potencial de uma pilha (ΔE^0) montada com os elementos acima é igual a + 2,43 V.

(08) O elemento J se oxida espontaneamente na presença do elemento G_2 .

(16) O potencial-padrão de oxidação do elemento J é igual a +0,44 V.

Some os números dos itens corretos.

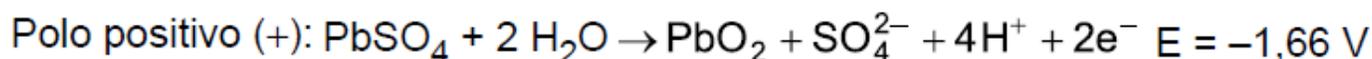
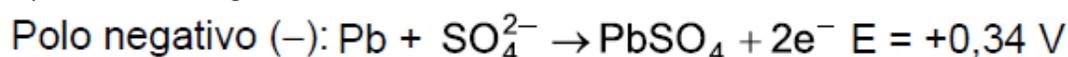
44 (UFU-MG) Acima estão representadas as semi-reações de redução de uma pilha que se encontra em circuito fechado, com seus respectivos potenciais-padrão. Considerando as informações sobre a pilha, assinale para cada afirmação (V) verdadeira ou (F) falsa.



- () Os íons Cu^{2+} sofrem oxidação.
 () Os íons Ni^{2+} sofrem redução.
 () A força eletromotriz da célula é 0,60 V.
 () $\text{Ni}^0/\text{Ni}^+//\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$ representam a pilha.

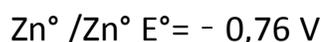
45 (VUNESP-SP) As baterias dos automóveis são cheias com soluções aquosas de ácido sulfúrico. Sabendo-se que essa solução contém 38% de ácido sulfúrico em massa e densidade igual a $1,29 \text{ g/cm}^3$, pergunta-se:

- a) Qual é a concentração do ácido sulfúrico em mol por litro [massa molar do $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$]?
 b) Uma bateria é formada pela ligação em série de 6 pilhas eletroquímicas internas, onde ocorrem as semi-reações representadas a seguir:



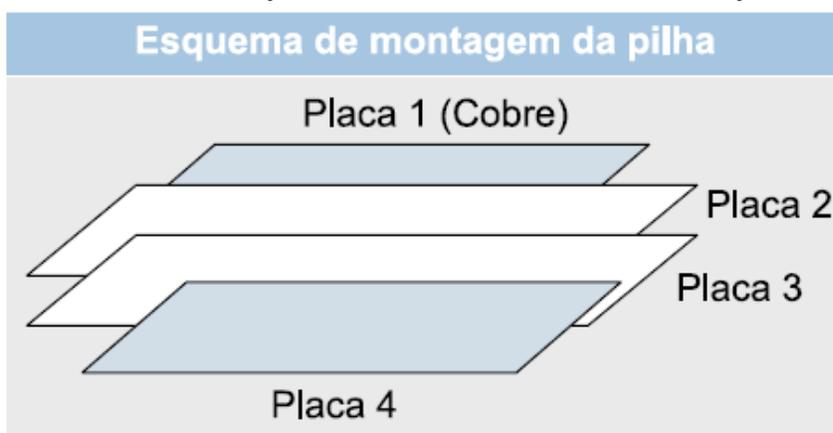
Qual a diferença de potencial (voltagem) dessa bateria?

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



a) Com base no esquema apresentado, responda aos seguintes itens:

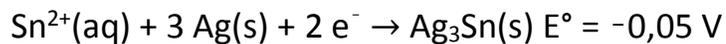
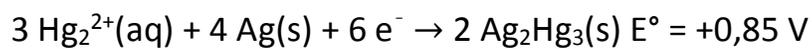
- I. indique a sequência de montagem da pilha, identificando as placas 2, 3 e 4.
- II. escreva a equação da semi-reação correspondente ao eletrodo formado pela placa onde ocorre depósito metálico.
- III. identifique a placa onde será conectada a extremidade do fio correspondente ao polo positivo da pilha.
- IV. identifique a placa de feltro contendo a solução onde ocorre aumento da concentração de íons positivos.



b) Para que uma lâmpada de 1,5 V seja acesa, é necessário repetir o empilhamento sugerido no experimento, constituindo duas pilhas em série.

Justifique esse procedimento com base nos potenciais-padrão de redução.

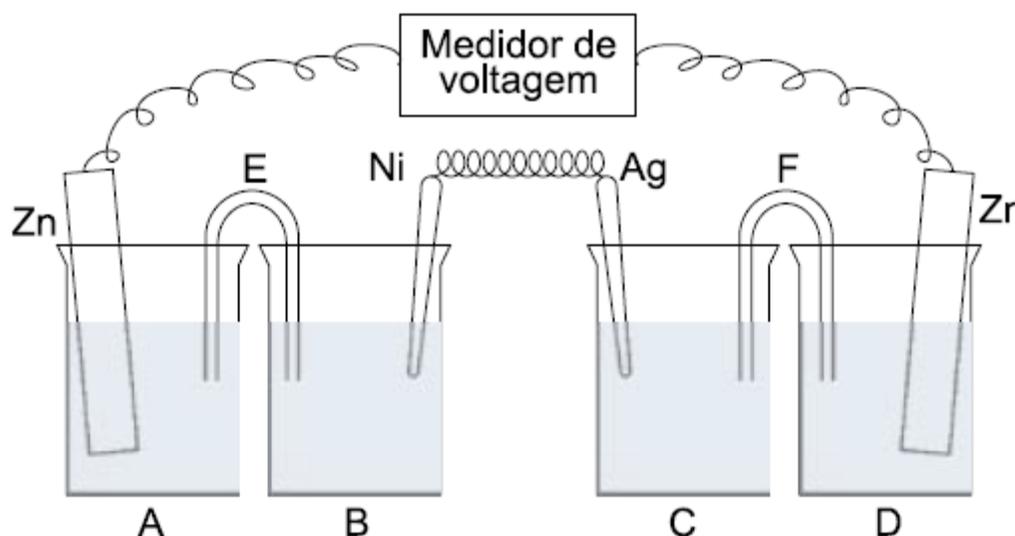
47 (UFG-GO) Os amálgamas utilizados em obturações de dentes são soluções sólidas de prata, estanho e mercúrio. Esses componentes podem reagir de acordo com as seguintes semi-reações:



Utilizando esses dados, responda à seguinte pergunta, feita por um leitor à Revista Superinteressante: “Por que, quando temos uma obturação no dente, sentimos um choque ao morder um papel-alumínio”? Dado: $E^\circ \text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,66 \text{ V}$

48 (UFMG-MG) São dados os potenciais-padrão de oxidação:

Semi-reação	E° (volts)
$\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow 2 \text{e}^- + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$	+ 0,76
$\text{Ni}_{(\text{s})} \rightarrow 2 \text{e}^- + \text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})}$	+ 0,25
$\text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{e}^- + \text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	- 0,80



As voltagens nas células (A - B) e (C - D), quando elas estão operando isoladamente, são, respectivamente:

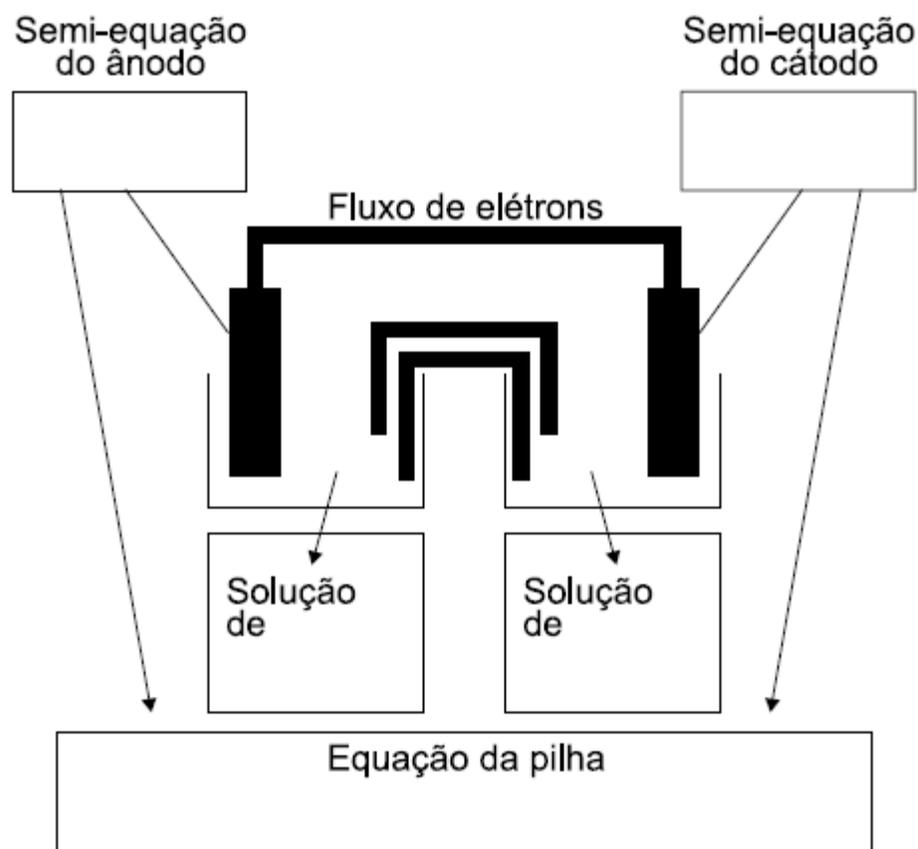
- a) 0,51 e 1,56 volt.
- b) 0,51 e 0,04 volt.
- c) 1,01 e 1,56 volt.
- d) 1,01 e 0,04 volt.

49 (UFG-GO) A ordem crescente dos potenciais-padrão de redução de alguns elementos é : Zn < Ni < Ag

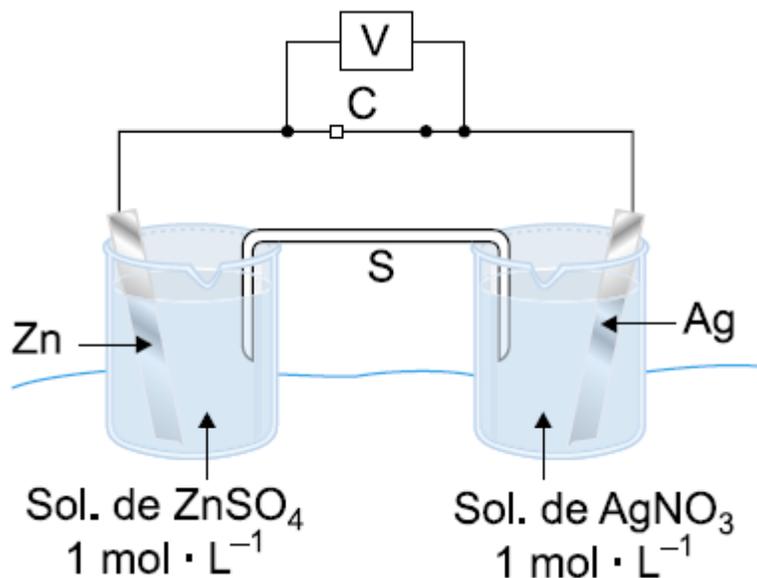
a) Marque, com um X, as combinações entre metais e soluções, em que há reação química espontânea.

Solução 1 mol/L	Metal		
	Zn	Ni	Ag
ZnSO ₄			
NiCl ₂			
AgNO ₃			

b) Utilizando-se de dois metais e de duas soluções do item anterior, complete o esquema, a seguir, que representa uma pilha. Indique, com uma seta, o fluxo de elétrons.



50 (UFV-MG) A figura adiante representa uma pilha, em que V é um voltímetro, C é uma chave e S é a ponte salina, que contém solução saturada de nitrato de potássio (KNO₃). O eletrodo de zinco está imerso na solução de sulfato de zinco (ZnSO₄), e o eletrodo de prata está imerso na solução de nitrato de prata (AgNO₃).

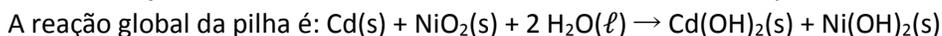
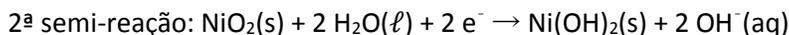


Considerando esta pilha e os potenciais-padrão de redução acima representados, assinale a afirmativa correta.

- O eletrodo de prata perderá massa.
- Com o decorrer da reação, a solução de ZnSO₄ ficará mais concentrada e a de AgNO₃, mais diluída.
- O potencial em V será +0,799 volts, com a chave C aberta.
- À medida que a reação se processa, os cátions K⁺ da ponte salina se dirigem para a solução de ZnSO₄.
- De acordo com os valores dos potenciais-padrão, o Zn²⁺ é mais oxidante que Ag⁺.

51 (UFRGS-RS) Um tipo comum de célula galvânica recarregável é a bateria “nicad”, utilizada em pequenos aparelhos e calculadoras.

As reações de descarga desta pilha são:



Os hidróxidos insolúveis de níquel e cádmio depositam-se nos eletrodos e por esta razão as semi-reações são facilmente revertidas no recarregamento da bateria. O potencial-padrão de cada semi-reação acima, quando escrita na forma de redução, é:



Assinale a alternativa correta.

	Reção do ânodo	Espécie que reage no ânodo	Reação do cátodo	Espécie que reage no cátodo	Potencial padrão da pilha
a)	1ª semi-reação: redução	Cd	2ª semi-reação: oxidação	Ni	+1,305 V
b)	2ª semi-reação: oxidação	NiO ₂	1ª semi-reação: redução	Cd	- 1,305 V
c)	1ª semi-reação: oxidação	Cd	2ª semi-reação: redução	NiO ₂	+ 1,305 V
d)	1ª semi-reação: oxidação	Cd	2ª semi-reação: redução	NiO ₂	- 0,325 V
e)	2ª semi-reação: redução	NiO ₂	1ª semi-reação: oxidação	Cd	+ 0,325 V

52 (VUNESP-SP) Pilhas recarregáveis, também denominadas células secundárias, substituem, com vantagens para o meio ambiente, as pilhas comuns descartáveis. Um exemplo comercial são as pilhas de níquel-cádmio (Nicaid), nas quais, para a produção de energia elétrica, ocorrem os seguintes processos:

I. o cádmio metálico, imerso em uma pasta básica contendo íons OH⁻(aq), reage produzindo hidróxido de cádmio (II), um composto insolúvel.

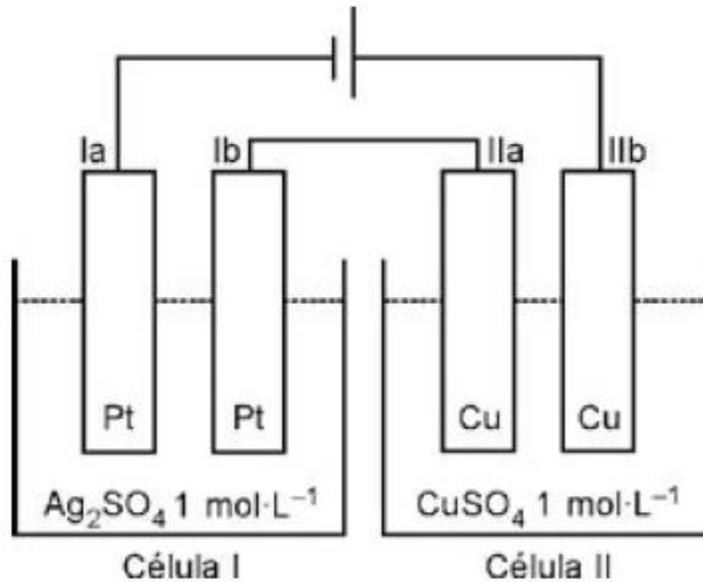
II. o hidróxido de níquel (III) reage produzindo hidróxido de níquel (II), ambos insolúveis e imersos numa pasta básica contendo íons OH⁻(aq).

a) Escreva a semi-reação que ocorre no ânodo de uma pilha de Nicaid.

b) Uma TV portátil funciona adequadamente quando as pilhas instaladas fornecem uma diferença de potencial entre 12,0 e 14,0 V. Sabendo-se que E° (Cd²⁺, Cd) = - 0,81V e E° (Ni³⁺, Ni²⁺) = +0,49V, nas condições de operação descritas, calcule a diferença de potencial em uma pilha de níquel cádmio e a quantidade de pilhas, associadas em série, necessárias para que a TV funcione adequadamente.

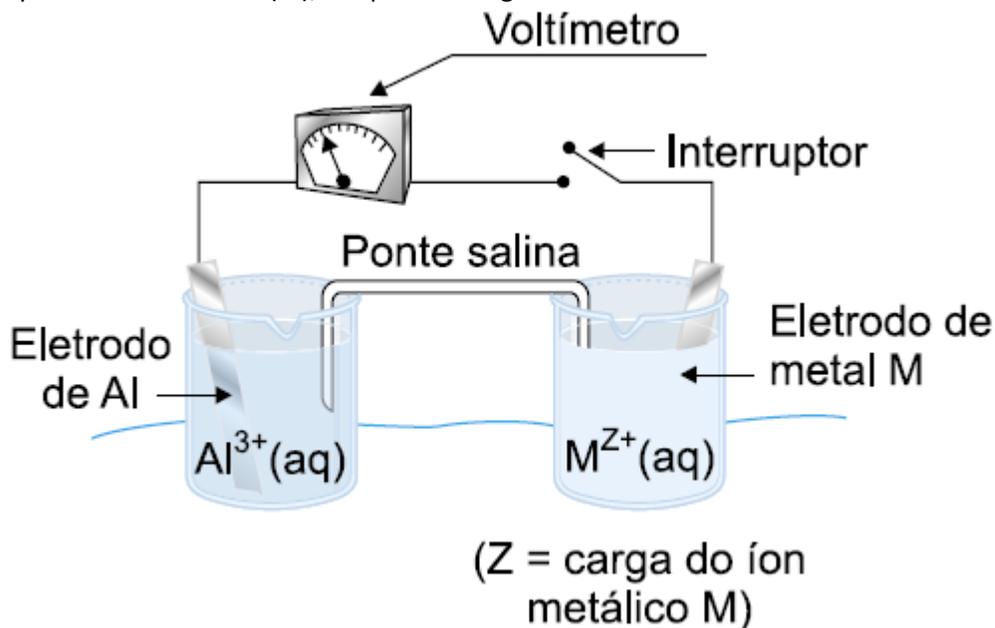
53 (ITA-SP) Duas células (I e II) são montadas como mostrado na figura. A célula I contém uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em sulfato de prata e duas placas de platina. A célula II contém uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em sulfato de cobre e duas placas de cobre. Uma bateria fornece uma diferença de potencial elétrico de 12 V entre os eletrodos Ia e IIb, por um certo intervalo de tempo.

Assinale a opção que contém a afirmativa **errada** em relação ao sistema descrito.

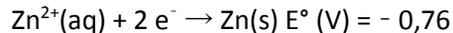
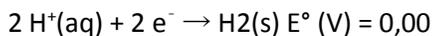
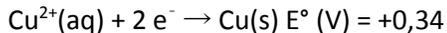


- a) Há formação de $\text{O}_2(\text{g})$ no eletrodo Ib.
- b) Há aumento da massa do eletrodo Ia.
- c) A concentração de íons Ag^+ permanece constante na célula I.
- d) Há aumento de massa do eletrodo IIa.
- e) A concentração de íons Cu^{2+} permanece constante na célula II.

54 (UFPE-PE) O desenvolvimento de novas baterias recarregáveis é importante para a miniaturização de equipamentos portáteis (celulares) e médicos (marcapassos). A escolha dos materiais ativos destas baterias envolve inúmeras variáveis, como diferença de potencial gerada, toxicidade, custo etc. Considere o esquema de uma pilha apresentado a seguir e os dados de potenciais padrão de eletrodos (E°), do quadro a seguir:



Semi-reação



Com relação a esta pilha, após o interruptor ser fechado, julgue as afirmativas a seguir baseando-se nos dados de potencial-padrão.

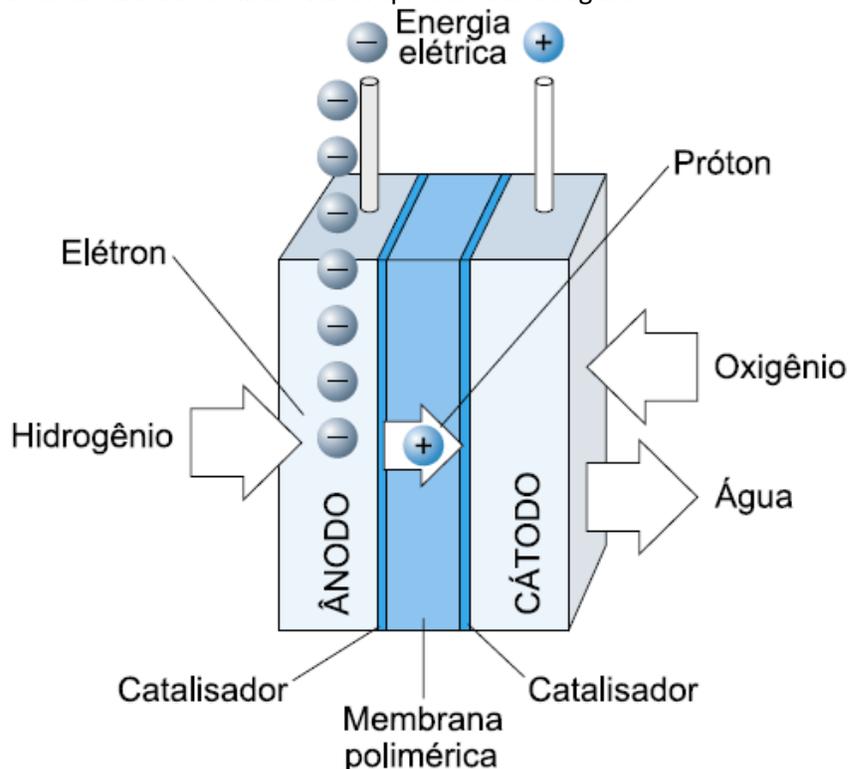
- () Quando $M = \text{Zn}(\text{s})$, o alumínio se reduzirá.
- () Quando $M = \text{Ag}(\text{s})$, o voltímetro marcará o valor 0,86 V.
- () Quando $M = \text{Mg}(\text{s})$, ocorrerá um fluxo de elétrons do eletrodo de Mg para o de Al.
- () Quando $M = \text{Pb}(\text{s})$, o eletrodo de Pb será consumido.
- () Quando $M = \text{Cu}(\text{s})$, a seguinte semi-reação ocorrerá: $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$

55 As células a combustível funcionam como uma bateria ou uma pilha, transformando energia química em energia elétrica, quebrando as moléculas de hidrogênio que reagem com o oxigênio do ar. Na forma estacionária são parecidas e fazem as funções de um gerador, mas em tamanho reduzido. A diferença mais importante é que fazem isso de forma silenciosa e sem emitir poluentes.

Quem já ficou ao lado de um gerador a diesel em funcionamento sabe bem o barulho e a fumaça que ele emite. Assim, as células abrem novos espaços e servem de poderosa ferramenta em que a preocupação ambiental e o silêncio ganham pontos.

Fapesp, outubro/2003, n. 92

O funcionamento básico de uma célula a combustível é representado a seguir.

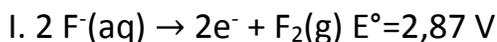


São dados os potenciais de redução:

Baseando-se no texto e nos potenciais de redução, responda ao que se pede.

- a) Com o uso de célula a combustível, é possível obter energia limpa? Explique.
- b) Represente a semi-reação catódica, anódica e a equação global da pilha.
- c) Calcule a ddp da pilha.

56 (ITA-SP) Considere os dois eletrodos (I e II) seguintes e seus respectivos potenciais na escala do eletrodo de hidrogênio (E^0) e nas condições-padrão:



A força eletromotriz de um elemento galvânico construído com os dois eletrodos acima é de:

- a) -1,81 V
- b) -1,13 V
- c) 0,68 V
- d) 1,36 V
- e) 4,38 V

57 (FUVEST-SP) Considere os seguintes potenciais-padrão de redução:

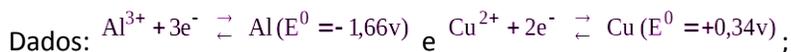
semi-reação em solução aquosa	Potencial (volts)
I. $Ce^{4+} + 1 e \rightarrow Ce^{3+}$	+ 1,61
II. $Sn^{4+} + 2 e \rightarrow Sn^{2+}$	+ 0,15

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

58 (UFF-RJ) O uso do alumínio é muito importante economicamente. O Alumínio puro é maleável e frágil, porém, suas ligas com pequenas quantidades de Cobre, Manganês, Silício, Magnésio e outros elementos apresentam características adequadas às mais diversas aplicações. Uma dessas é no uso de latinhas de refrigerantes, as quais representam, no Brasil, liderança de reciclagem, servindo como segunda fonte de renda para algumas famílias.

Com relação aos elementos citados no texto, pode-se afirmar que:

- I. os elementos Cobre e Alumínio deslocam o Hidrogênio de ácidos;
- II. o Silício é um semimetal enquanto que o Cobre, Manganês, Magnésio e Alumínio são metais;
- III. o Alumínio não tem potencial de oxidação grande o suficiente para reduzir o íon Cu^{+2} de uma solução a Cobre metálico.



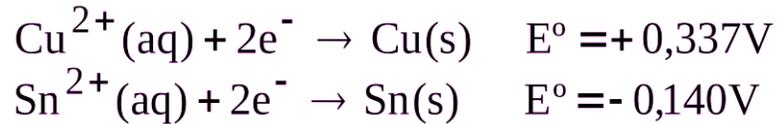
IV. os números de oxidação do Alumínio no metal e no mineral Bauxita (Al_2O_3), usado para obter o alumínio são, respectivamente, zero e +3;

V. a configuração eletrônica do Alumínio é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ e a do Magnésio é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Assinale a opção correta.

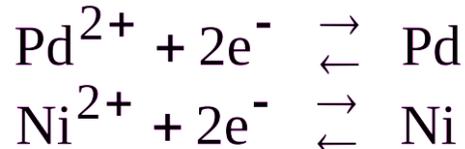
- a) Apenas as afirmativas I, II e V estão corretas.
- b) Apenas as afirmativas I, III e V estão corretas.
- c) Apenas as afirmativas II e III estão corretas.
- d) Apenas as afirmativas II, IV e V estão corretas.
- e) Apenas a afirmativa IV está correta.

59 (UEG GO) Uma solução de 1 mol L^{-1} de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ é colocada em uma proveta com uma lâmina de cobre metálico. Outra solução de 1 mol L^{-1} de SnSO_4 é colocada em uma segunda proveta com uma lâmina de estanho metálico. Os dois eletrodos metálicos são conectados por fios a um voltímetro, enquanto as duas provetas são conectadas por uma ponte salina. Considerando os potenciais-padrão de redução listados abaixo, responda ao que se pede.



- a) Dê o potencial registrado no voltímetro, justificando sua resposta.
 b) Escreva a equação que representa o processo que ocorre nesse sistema e, em seguida, aponte o eletrodo que ganhará e aquele que perderá massa no decorrer da reação.

60 (FUVEST-SP) Foi montada uma pilha em que o polo positivo era constituído por um bastão de paládio, mergulhado numa solução de cloreto de paládio e o polo negativo, por um bastão de níquel, mergulhado numa solução de sulfato de níquel. As semi-reações que representam os eletrodos são:



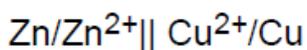
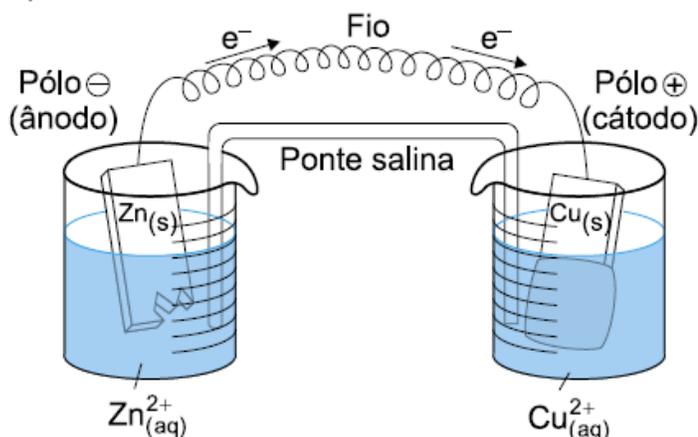
- a) Escreva a equação que representa a reação química que ocorre quando a pilha está funcionando (sentido espontâneo).
 b) O que acontece com as concentrações de Pd^{2+} e Ni^{2+} durante o funcionamento da pilha? Explique.
 c) Os dados da tabela abaixo sugerem que o princípio de Le Chatelier se aplica à reação química que acontece nessa pilha. Explique por quê.

Experimento	$[\text{Pd}^{2+}]/\text{molL}^{-1}$	$[\text{Ni}^{2+}]/\text{molL}^{-1}$	E/V
A	1,00	0,100	1,27
B	1,00	1,00	1,24
C	0,100	1,00	1,21

E = diferença de potencial elétrico

GABARITO

01-
a)



b) Do eletrodo a zinco para o eletrodo de cobre.

c) Zn: diminui a massa.

Cu: aumenta de massa.

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

e) Manter a neutralidade dos eletrodos da pilha, fornecendo cátions para o cátodo e ânions para o ânodo.

02-30 (02 + 04 + 08 + 16)

Eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = 0,34 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reduzidor) – polo negativo
 $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = 0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo
 $2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Ag}$

Reação global: $\text{Cu}_{(\text{s})} + 2\text{Ag}^{1+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Ag}_{(\text{s})}$. $\Delta E^\circ = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,80) - (+0,34) = +0,46\text{V}$

Com isso ficamos com:

(01) No eletrodo de cobre ocorre a redução.

Falso. O eletrodo de cobre ocorre a oxidação pois possui menor potencial de redução.

(02) Os elétrons fluem do eletrodo de cobre para o eletrodo de prata.

Verdadeiro.

(04) O cobre é o agente redutor.

Verdadeiro.

(08) A reação global da pilha é: $\text{Cu}_{(\text{s})} + 2\text{Ag}^{1+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Ag}_{(\text{s})}$.

Verdadeiro.

(16) A diferença de potencial da pilha é 0,46 V, nas condições indicadas.

Verdadeiro.

(32) A representação correta da pilha é: $\text{Ag}^{1+}_{(\text{aq})} \mid \text{Ag}_{(\text{s})} \parallel \text{Cu}_{(\text{s})} \mid \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.

Falso. A representação correta da pilha é: $\text{Cu}_{(\text{s})} \mid \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} \parallel \text{Ag}^{1+}_{(\text{aq})} \mid \text{Ag}_{(\text{s})}$

03-
a)

Semi-reação de oxidação: $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ $E^\circ = 0,0 \text{ V}$

Semi-reação de redução: $\frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $E^\circ = +1,2\text{V}$

Reação global: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta E^\circ = +1,2\text{V}$

b) Ocorre formação de água no cátodo.

04- Alternativa E

O melhor agente oxidante (sofre redução) possui maior $E^\circ_{\text{redução}}: +0,34\text{V} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

O melhor agente redutor (sofre oxidação) possui menor $E^\circ_{\text{redução}}: -1,66\text{V} \rightarrow \text{Al}$

05- Alternativa E

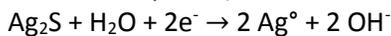
Segundo o texto: O alumínio, com meio ácido da boca, provoca a transferência de elétrons para o metal da restauração, sendo assim, constitui o ânodo, sofre oxidação (agente redutor) polo negativo.

06- Alternativa A

Eletrodo de zinco ($E_{\text{red}} = -0,763\text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (redutor) – polo negativo



Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,344\text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo



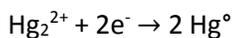
Reação Global: $\text{Zn}^\circ + \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^\circ + 2\text{OH}^-$ $\Delta E^\circ = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,344) - (-0,763) = +1,107\text{V}$

07- Alternativa E

Eletrodo de alumínio ($E_{\text{red}} = -1,66\text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (redutor) – polo negativo



Eletrodo de mercúrio ($E_{\text{red}} = +0,85\text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo



Reação Global: $2\text{Al}^\circ + 3\text{Hg}_2^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 2\text{Hg}^\circ$ $\Delta E^\circ = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,85) - (-1,66) = +2,51\text{V}$

08-

a) A corrosão do ferro é um processo complexo com várias etapas. Nas regiões praianas, a presença de sais dissolvidos nas gotículas de água da maresia torna a solução eletrolítica. O aumento do fluxo de cargas elétricas (íons) na solução potencializa o processo de corrosão (aumenta o poder oxidante do oxigênio do ar atmosférico).

b) O cromo (Cr) e o zinco (Zn) apresentam potenciais de redução padrão (E°_{Red}) menores que os do ferro, sendo portanto mais reativos (oxidam mais facilmente) que este. O ferro cromado (ferro recoberto com cromo) e o ferro galvanizado (ferro recoberto com zinco) são exemplos típicos desse tipo de proteção.

09- Alternativa C

I. No cátodo ocorre redução dos íons da solução.

Verdadeiro.

II. A passagem de elétrons, no circuito externo, é do cátodo para o ânodo.

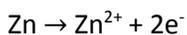
Falso. A passagem de elétrons, no circuito externo, é do ânodo para o cátodo.

III. O ânodo sofre redução de massa.

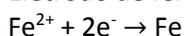
Verdadeiro.

10- Alternativa A

Eletrodo de zinco ($E_{\text{red}} = -0,76\text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (redutor) – polo negativo



Eletrodo de ferro ($E_{\text{red}} = -0,44\text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

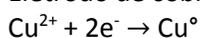


11- Alternativa E

Eletrodo de magnésio ($E_{\text{red}} = -2,37\text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (redutor) – polo negativo



Eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = +0,34\text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo



12- Alternativa A

Eletrodo de magnésio ($E_{\text{red}} = -2,37 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo
 $\text{Mg}^{\circ} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Eletrodo de cromo ($E_{\text{red}} = -0,74 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo
 $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cr}^{\circ}$

Reação Global: $2 \text{Mg}^{\circ} + 2 \text{Cr}^{3+} \rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cr}^{\circ}$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (-0,74) - (-2,37) = +1,63\text{V}$

13- Alternativa A

Eletrodo de chumbo ($E_{\text{red}} = -0,13 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo
 $\text{Pb}^{\circ} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = +0,34 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^{\circ}$

Reação Global: $\text{Pb}^{\circ} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Cu}^{\circ}$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,34) - (-0,13) = +0,47\text{V}$

14- Alternativa B

Eletrodo de zinco ($E_{\text{red}} = -0,76 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo
 $\text{Zn}^{\circ} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = -0,74 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo
 $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cr}^{\circ}$

Reação Global: $2 \text{Zn}^{\circ} + 2 \text{Cr}^{3+} \rightarrow 2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Cr}^{\circ}$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (-0,74) - (-0,76) = +0,02\text{V}$

15- Alternativa C

Eletrodo de zinco ($E_{\text{red}} = -0,76 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo
 $\text{Zn}^{\circ} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo
 $\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}^{\circ}$

Reação Global: $\text{Zn}^{\circ} + 2 \text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}^{\circ}$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,80) - (-0,76) = +1,56\text{V}$

16- Alternativa C

$\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (-0,44) - (-1,18) = +0,74\text{V}$

17- Alternativa C

Eletrodo de chumbo ($E_{\text{red}} = -0,13 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo
 $\text{Pb}^{\circ} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo
 $\text{Ag}^{+} + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag}^{\circ}$

Reação Global: $\text{Pb}^{\circ} + 2 \text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}^{\circ}$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,80) - (-0,13) = +0,93\text{V}$

I. Ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de prata para o de chumbo.

Falso. Ao se fechar o circuito, haverá um fluxo de elétrons do eletrodo de chumbo para o de prata.

II. O eletrodo de prata será o cátodo nesta célula.

Verdadeiro.

III. Quando 0,01 mol de elétrons circular através do circuito, haverá diminuição de 1,036 g do eletrodo de chumbo. ($\text{Pb} = 207,2$).

Verdadeiro. $0,01 \text{ mol elétrons} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{2 \text{ mol elétrons}} \cdot \frac{207,2 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 1,036 \text{ g Pb}$

IV. A reação total, para esta célula, pode ser representada por: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag} \rightarrow 2 \text{Ag}^{+} + \text{Pb}$

Falso. A reação total, para esta célula, pode ser representada por: $\text{Pb}^{\circ} + 2 \text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{Ag}^{\circ}$

18- Alternativa D

1ª associação

Eletrodo de zinco ($E_{\text{red}} = -0,76 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo

Eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = +0,34 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

2ª associação

Eletrodo de magnésio ($E_{\text{red}} = -2,37 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo

Eletrodo de cobre ($E_{\text{red}} = +0,34 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

19- Alternativa

O melhor agente oxidante (sofre redução) possui maior $E^{\circ}_{\text{redução}}: +0,80\text{V} \rightarrow \text{Ag}^+$

O melhor agente reductor (sofre oxidação) possui menor $E^{\circ}_{\text{redução}}: -1,66\text{V} \rightarrow \text{Al}$

20- Alternativa E

O melhor agente oxidante (sofre redução) possui maior $E^{\circ}_{\text{redução}}: +0,80\text{V} \rightarrow \text{Ag}^+$

O melhor agente reductor (sofre oxidação) possui menor $E^{\circ}_{\text{redução}}: -2,71\text{V} \rightarrow \text{Na}^{\circ}$

21- Alternativa E

O melhor agente oxidante (sofre redução) possui maior $E^{\circ}_{\text{redução}}: +1,36\text{V} \rightarrow \text{Cl}_2$

O melhor agente reductor (sofre oxidação) possui menor $E^{\circ}_{\text{redução}}: -2,71\text{V} \rightarrow \text{Mg}^{\circ}$

22- Alternativa E

Eletrodo de lítio ($E_{\text{red}} = -3,05 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo

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

Eletrodo de iodo ($E_{\text{red}} = +0,54 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$

Reação Global: $2 \text{Li(s)} + \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Li}^+(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,54) - (-3,05) = +3,59 \text{ V}$

I. O fluxo eletrônico da pilha irá do lítio para o iodo, pois o lítio tem o menor potencial de redução.

Verdadeiro.

II. A semi-reação de oxidação pode ser representada pela equação $2 \text{Li}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Li(s)}$

Falso. $2\text{Li(s)} \rightarrow 2\text{Li}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

III. A diferença de potencial da pilha é de $-3,05 \text{ V}$.

Falso. $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,54) - (-3,05) = +3,59 \text{ V}$

IV. O iodo, por ter maior potencial de redução que o Li, tende a sofrer redução, formando o polo positivo da pilha.

Verdadeiro.

23-

a)

Eletrodo de hidrogênio ($E_{\text{red}} = -0,83 \text{ V}$): menor potencial de redução → ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo

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

Eletrodo de oxigênio ($E_{\text{red}} = +0,40 \text{ V}$): maior potencial de redução → cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

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

Reação Global: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,40) - (-0,83) = +1,23 \text{ V}$

b)

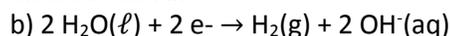
$$54\text{g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{mol } \text{H}_2\text{O}}{18\text{g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1\text{mol } \text{O}_2}{2\text{mol } \text{H}_2\text{O}} = 1,5\text{mol } \text{O}_2$$

24- Alternativa A

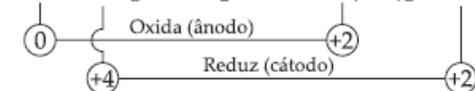


25-

a) O alumínio atua como ânodo. Os cátions Na^+ se dirigem para o eletrodo de Au e os ânions Cl^- se dirigem para o eletrodo de Al.

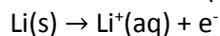


26- Alternativa B

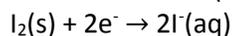


27-

Eletrodo de lítio ($E_{\text{red}} = -3,045 \text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo

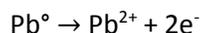


Eletrodo de iodo ($E_{\text{red}} = +0,536 \text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

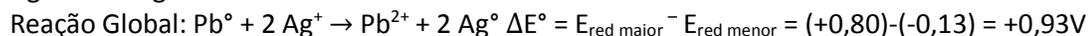


28- Alternativa D

Eletrodo de chumbo ($E_{\text{red}} = -0,13 \text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo



Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

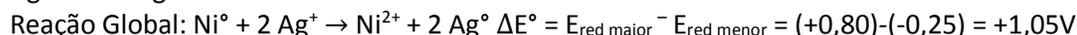


29- Alternativa D

Eletrodo de níquel ($E_{\text{red}} = -0,25 \text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo



Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

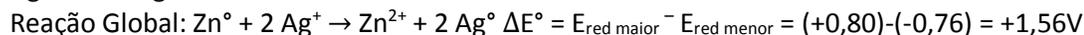


30- Alternativa B

Eletrodo de zinco ($E_{\text{red}} = -0,76 \text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo



Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo

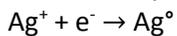


31-

Eletrodo de níquel ($E_{\text{red}} = -0,25 \text{ V}$): menor potencial de redução \rightarrow ânodo – oxidação (reductor) – polo negativo

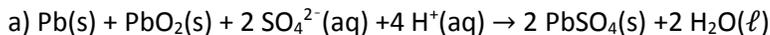


Eletrodo de prata ($E_{\text{red}} = +0,80 \text{ V}$): maior potencial de redução \rightarrow cátodo – redução (oxidante) – polo positivo



$$\text{Reação Global: Ni}^{\circ} + 2 \text{Ag}^{+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2 \text{Ag}^{\circ} \quad \Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,80) - (-0,25) = +1,05\text{V}$$

32-



Potencial da cela: $\Delta E = 2,041 \text{ V}$

b) 12,246 V. Ácido sulfúrico.

33- Alternativa B

Considere três metais A, B e C, dos quais apenas A reage com ácido clorídrico diluído, liberando hidrogênio:

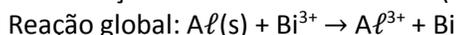
$2\text{A} + 2 \text{H}^{+} \rightarrow 2\text{A}^{+} + \text{H}_2$, com isso temos: $E^{\circ}_{\text{redução A}} < E^{\circ}_{\text{redução Hidrogênio}}$, desta forma o metal A será sempre o polo negativo (sofrerá oxidação).

Pilha 1: A (polo negativo) B (polo positivo)

Pilha 2: A (polo negativo) C (polo positivo)

34-

a) A pilha com maior ddp é proveniente da associação entre os metais com maior (+0,31 V) e menor (-1,67 V) potencial de redução.



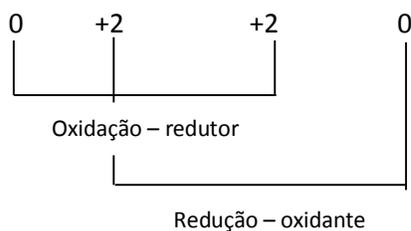
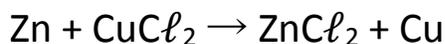
$$\text{b) } \Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+0,31) - (-1,67) = +1,98\text{V}$$

35-

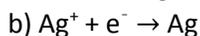
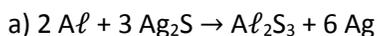
a) A pilha 1 possui $\Delta E = +0,23\text{V}$, como o H_2 possui $E^{\circ}_{\text{redução}} = 0 \text{ V}$, com isso temos: $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} \rightarrow +0,23 = 0 - E_{\text{red menor}} \rightarrow E_{\text{red menor}} = -0,23 \text{ V}$, desta forma concluímos que o metal X é o níquel.

A pilha 2 possui $\Delta E = +0,21\text{V}$, como o metal X possui $E^{\circ}_{\text{redução}} = -0,23 \text{ V}$, com isso temos: $\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} \rightarrow +0,21 = (-0,23) - E_{\text{red menor}} \rightarrow E_{\text{red menor}} = -0,44 \text{ V}$, desta forma concluímos que o metal Y é o ferro.

b)



36-



37- Alternativa C

$$\Delta E^{\circ} = E_{\text{red maior}} - E_{\text{red menor}} = (+1,23 \text{ V}) - (+0,14 \text{ V}) = +1,09 \text{ V}$$

38- Alternativa B

Com o contato entre ferro e estanho, para que o estanho funcione como cátodo e sofra redução (oxidante) é necessário que seu potencial de redução seja maior que o ferro.

39- Soma = 18 (02+16)

(01) A diferença de potencial da pilha Ni-Cd vale 0,6 volt.

Falso. $\Delta E = E^{\circ}_{\text{red maior}} - E^{\circ}_{\text{red menor}} = (+1,0) - (-0,4) = + 1,4 \text{ V}$

(02) O fluxo de elétrons, no circuito externo, vai do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel (III).
Verdadeiro.

(04) Na pilha Ni-Cd o metal cádmio é o agente redutor dos íons Ni^{2+} .

Falso. Na pilha Ni-Cd o metal cádmio é o agente redutor dos íons Ni^{3+} .

(08) Durante a descarga da pilha os íons Ni^{3+} sofrem oxidação.

Falso. Durante a descarga da pilha os íons Ni^{3+} sofrem redução pois possuem $E^{\circ}_{\text{red maior}}$.

(16) A pilha cessará seu funcionamento quando o potencial de redução do Cd° for igual ao potencial de redução do Ni^{3+} .
Verdadeiro.

(32) A reação global da pilha é: $\text{Cd}^{\circ} + 2 \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{Ni}^{3+}$.

Falso. A reação global da pilha é: $\text{Cd}^{\circ} + 2 \text{Ni}^{3+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{Ni}^{2+}$.

40- Soma = 26 (02+08+16)

(01) a placa de zinco se oxida e a concentração de Pb^{2+} aumenta.

Falso. A placa de zinco se oxida e a concentração de Pb^{2+} diminui.

(02) Pb° deposita-se sobre o eletrodo de chumbo, aumentando sua massa.

Verdadeiro.

(04) Zn° deposita-se sobre o eletrodo de zinco, aumentando sua massa.

Falso. Pb° deposita-se sobre o eletrodo de chumbo, aumentando sua massa.

(08) os elétrons se deslocam da placa de zinco para a placa de chumbo.

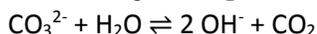
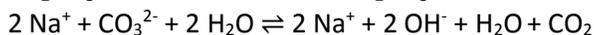
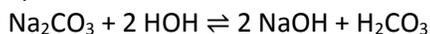
Verdadeiro.

(16) a diferença de potencial dessa pilha é de + 0,63 V.

Verdadeiro.

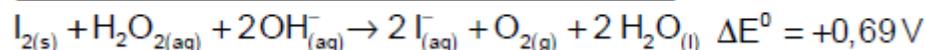
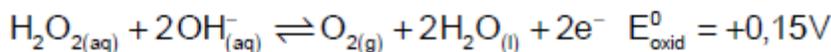
41-

a) Hidrólise do sal:



Meio básico devido a presença dos íons OH^- livres em solução.

b)



c) Atua como agente redutor, pois provoca a redução do iodo.

42- Alternativa A

Polo +, cátodo, redução: $\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}^{\circ}$ $E^{\circ}_{\text{red}}(\text{Au}) = + 1,50 \text{ V}$

Polo -, ânodo, oxidação: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{\circ}$ $E^{\circ}_{\text{red}}(\text{Cu}) = + 0,34 \text{ V}$

Reação Global: $2 \text{Au}^{3+} + 3 \text{Cu}^{\circ} \rightarrow 2 \text{Au}^{\circ} + 3 \text{Cu}^{2+}$ $\Delta E = (+1,50) - (+0,34) = + 1,16 \text{ V}$

43- Soma = 27 (01 + 02 + 08 + 16)

Polo negativo – ânodo – oxidação – redutor: $J^{\circ} \rightarrow J^{2+} + 2e^{-}$

Polo positivo – cátodo – redução – oxidante: $G_2 + 2e^{-} \rightarrow 2G^{-}$

Reação Global: $J + G_2 \rightarrow J^{2+} + 2G^{-}$ $\Delta E = (+2,87) - (-0,44) = +3,31 V$

(01) O elemento G_2 é o agente oxidante.

Verdadeiro.

(02) O elemento J é o que sofrerá oxidação.

Verdadeiro.

(04) A diferença de potencial de uma pilha (ΔE°) montada com os elementos acima é igual a + 2,43 V.

Falso. $\Delta E = (+2,87) - (-0,44) = +3,31 V$

(08) O elemento J se oxida espontaneamente na presença do elemento G_2 .

Verdadeiro.

(16) O potencial-padrão de oxidação do elemento J é igual a +0,44 V.

Verdadeiro.

44-

Polo negativo – ânodo – oxidação: $Ni^{\circ} \rightarrow Ni^{2+} + 2e^{-}$

Polo positivo – cátodo – redução: $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu^{\circ}$

Reação global: $Ni^{\circ} + Cu^{2+} \rightarrow Ni^{2+} + Cu^{\circ}$ $\Delta E = (+0,35) - (-0,25) = + 0,60 V$

(F) Os íons Cu^{2+} sofrem oxidação.

(F) Os íons Ni^{2+} sofrem redução.

(V) A força eletromotriz da célula é 0,60 V.

(V) $Ni^{\circ}/Ni^{\circ} // Cu^{2+}/Cu^{\circ}$ representam a pilha.

45-

a)

$$\frac{38g H_2SO_4}{100g \text{ solução}} \cdot \frac{1290g \text{ solução}}{1L \text{ solução}} \cdot \frac{1mol H_2SO_4}{98g H_2SO_4} = 5mol.L^{-1}$$

b) Cálculo da ddp de 1 pilha: $\Delta E = (+0,34) - (-1,66) = +2,00 V$

Para 6 pilhas temos: $6 \times 2,00 V = 12,00 V$

46-

a)

I. Placa 2: feltro embebido em solução de sulfato de cobre.

Placa 3: feltro embebido em solução de sulfato de zinco.

Placa 4: placa metálica de zinco.

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

III. Placa 1: (Cu°)

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

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

47-

Ao se morder o papel alumínio, ocorrerá oxidação do mesmo e redução do amálgama de mercúrio, havendo uma condução de corrente elétrica, o que de certa forma provoca a sensação de choque, pois trata-se de uma reação espontânea de oxi-redução (pilha).

48- Alternativa A

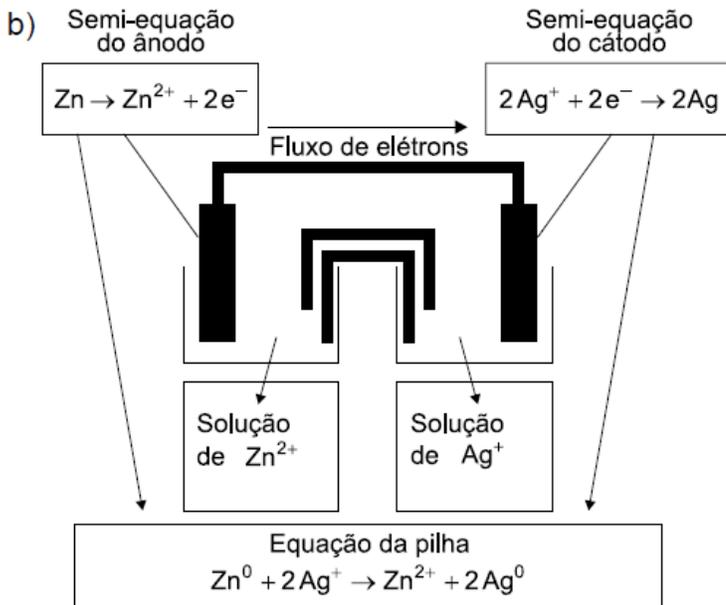
Cálculo da ddp da pilha (A-B): $\Delta E = (-0,25) - (-0,76) = +0,51 V$

Cálculo da ddp da pilha (C-D): $\Delta E = (+0,80) - (-0,76) = +1,56 V$

49-

a)

Solução 1 mol/L	Metal		
	Zn	Ni	Ag
ZnSO ₄			
NiCl ₂	X		
AgNO ₃	X	X	



50- Alternativa B

Polo negativo – ânodo – oxidação – redutor – corrosão: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$ Polo positivo – cátodo – redução – oxidante – deposição: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$ Reação global: $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}^0$ $\Delta E = (+0,799) - (-0,763) = +1,562\text{ V}$

51- Alternativa C

Polo negativo – ânodo: $\text{Cd}(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{e}^-$ $E^\circ = -0,815\text{ V}$ Polo positivo – cátodo: $\text{NiO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ $E^\circ = +0,490\text{ V}$ A reação global da pilha é: $\text{Cd}(\text{s}) + \text{NiO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{Ni}(\text{OH})_2(\text{s})$ $\Delta E = (+0,490) - (-0,815) = +1,305\text{ V}$

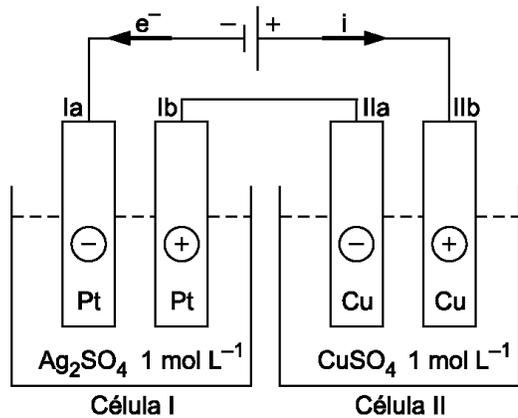
52-

a) Ânodo, Polo –, oxidação: $\text{Cd}(\text{s}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{e}^-$

b) Para funcionar adequadamente, serão necessárias 10 pilhas em série, fornecendo uma ddp de 13 V, que é superior ao limite inferior e menor que o limite superior.

53- Alternativa C

O esquema de polaridade dos eletrodos nesta eletrólise é:



As semi-reações do processo são:

- Ia - cátodo \ominus : $Ag_{(aq)}^{1+} + e^- \xrightarrow{\text{redução}} Ag_{(s)}$;
- Ib - ânodo \oplus : $2 H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{oxidação}} O_{2(g)} + 4 H_{(aq)}^{1+} + 4 e^-$;
- IIa - cátodo \ominus : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \xrightarrow{\text{redução}} Cu_{(s)}$;
- IIb - ânodo \oplus : $Cu_{(s)} \xrightarrow{\text{oxidação}} Cu_{(aq)}^{2+} + 2 e^-$.

54-

(F) Quando M = Zn(s), o alumínio se reduzirá.

O alumínio possui menor potencial de redução e sofrerá oxidação.

(F) Quando M = Ag(s), o voltímetro marcará o valor 0,86 V.

$$\Delta E = (+0,80) - (-1,66) = + 2,46 \text{ V}$$

(V) Quando M = Mg(s), ocorrerá um fluxo de elétrons do eletrodo de Mg para o de Al.

(F) Quando M = Pb(s), o eletrodo de Pb será consumido.

O metal chumbo possui um potencial de redução maior que o alumínio e sofrerá redução ocorrendo deposição no eletrodo.

(F) Quando M = Cu(s), a seguinte semi-reação ocorrerá: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$

O metal cobre possui um potencial de redução maior que o alumínio e sofrerá redução: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

55-

a) Sim, pois o produto obtido é a água.

b) Cátodo (semi-reação de redução): $O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4e^- \rightarrow 2 H_2O(l)$

Ânodo (Semi-reação de oxidação): $2 H_2(g) \rightarrow 4 H^+(aq) + 4e^-$

Equação global: $2 H_2(g) + O_2(g) = 2 H_2O(g)$

c) $\Delta E^\circ = E^\circ \text{ maior} - E^\circ \text{ menor} \rightarrow \Delta E^\circ = + 1,20 \text{ V}$

56- Alternativa D

$$\Delta E^\circ = E^\circ \text{ maior} - E^\circ \text{ menor} = (+2,87) - (+1,51) \rightarrow \Delta E^\circ = + 1,36 \text{ V}$$

57-

Cátodo (semi-reação de redução): $2 Ce^{4+} + 2e^- \rightarrow 2 Ce^{3+}$

Ânodo (Semi-reação de oxidação): $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$

Equação global: $2 Ce^{4+} + Sn^{2+} \rightarrow 2 Ce^{3+} + Sn^{4+}$

Redução Oxidação
 Oxidante Redutor

58- Alternativa D

I. os elementos Cobre e Alumínio deslocam o Hidrogênio de ácidos;

Falso. Somente o alumínio desloca o hidrogênio dos ácidos.

II. o Silício é um semimetal enquanto que o Cobre, Manganês, Magnésio e Alumínio são metais;
Verdadeiro.

III. o Alumínio não tem potencial de oxidação grande o suficiente para reduzir o íon Cu^{2+} de uma solução a Cobre metálico.

Falso. O alumínio possui menor $E_{\text{redução}}$ e sofrerá oxidação provocando a redução dos íons Cu^{2+} .

IV. os números de oxidação do Alumínio no metal e no mineral Bauxita (Al_2O_3), usado para obter o alumínio são, respectivamente, zero e +3;

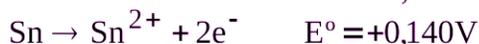
Verdadeiro.

V. a configuração eletrônica do Alumínio é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ e a do Magnésio é $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

Verdadeiro.

59-

a)

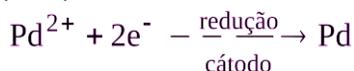


b) Como pode ser visto na reação escrita no item (a), o eletrodo de cobre ganhará massa e o eletrodo de estanho perderá.

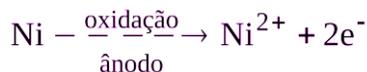
60-

a) As semi-reações e a equação global da pilha níquel-paládio são:

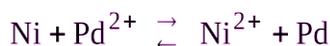
polo positivo:



polo negativo:



equação global:



b) Durante o funcionamento da pilha, a concentração de Pd^{2+} diminui (reagente) e a concentração de Ni^{2+} aumenta (produto).

c) Analisando-se os dados tabelados, nota-se que a diminuição da concentração molar de Ni^{2+} (produto) faz com que a diferença de potencial aumente em relação ao valor padrão (1,24 V). Em contrapartida, a diminuição da concentração molar de Pd^{2+} (reagente) diminui a diferença de potencial da pilha. Isto está de acordo com o Princípio de Le Chatelier, uma vez que a diminuição da concentração de um produto desloca o equilíbrio no sentido direto (aumento do potencial) e a diminuição da concentração de um reagente desloca o equilíbrio no sentido inverso (diminuição do potencial).