

Exercícios Eletroquímica - Pilhas

1. (Fuvest) Ferro zincado é ferro que contém pequena quantidade de zinco metálico.

A partir dos potenciais padrão de redução, listados a seguir, explique os seguintes fatos observados no cotidiano:

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

Redução	E^0 (volt)
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}$	-0,763
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al}$	-1,663

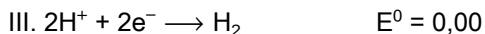
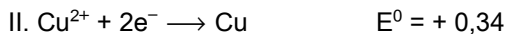
2. (Fuvest) Painéis de alumínio são muito utilizados no cozimento de alimentos. Os potenciais de redução (E^0) indicam ser possível a reação deste metal com água. A não ocorrência dessa reação é atribuída a presença de uma camada aderente e protetora de óxido de alumínio formada na reação do metal com o oxigênio do ar.

- Escreva a equação balanceada que representa a formação da camada protetora.
- Com os dados de E^0 , explique como foi feita a previsão de que o alumínio pode reagir com água.

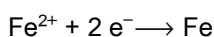
Dados:

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

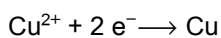
3. (Fuvest) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total. Qual das situações acima será observada com a liga de cobre e zinco (latão)? Justifique utilizando as informações relativas às semi-reações medidas em E^0 (Volt):



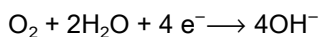
4. (Fuvest) Semi-Reação



$$(E^0 = - 0,41 \text{ V})$$



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

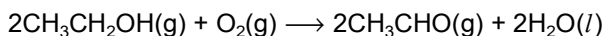


$$(E^0 = + 0,40)$$

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

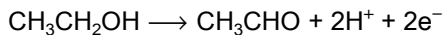
- Qual o efeito do ambiente marinho sobre as placas de cobre? Explique utilizando equações químicas.
- Por que não foi uma boa idéia ter cobre em contato com ferro? Justifique.

5. (Fuvest) Um tipo de bafômetro usado pela polícia rodoviária para medir o grau de embriaguez dos motoristas consiste em uma pilha eletroquímica que gera corrente na presença de álcool (no ar expirado) devido à reação:



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

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



escreva a semi-reação que ocorre no outro eletrodo.

b) Sendo E^0 e E^0_2 , respectivamente, os potenciais padrão de redução, em meio ácido, dos eletrodos (CH_3CHO , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) e (O_2 , H_2O), para que a reação da pilha ocorra é necessário que E^0 seja maior ou menor do que E^0_2 ? Explique.

6. (Fuvest 2000) Deseja-se distinguir, experimentalmente, o estanho do zinco. Para tal, foram feitos três experimentos:

I. Determinou-se a densidade de um dos metais, a 20°C, com margem de erro de 3%, e achou-se o valor 7,2g/cm³.

II. Colocou-se, separadamente, cada um dos metais em uma solução aquosa de ácido clorídrico, de concentração 1mol/L.

III. Colocou-se, separadamente, cada um dos metais em uma solução aquosa de sulfato ferroso, de concentração 1mol/L.

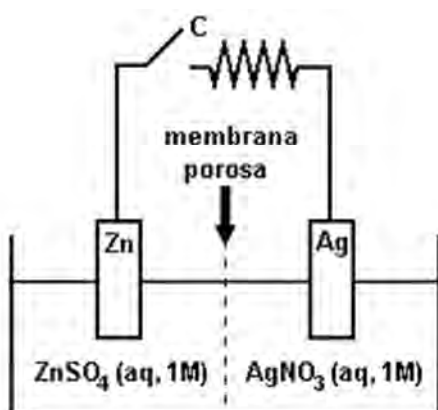
Para cada um dos experimentos, com base nos dados fornecidos, explique se foi possível ou não distinguir um metal do outro.

Dados:

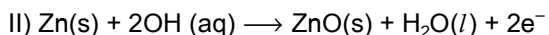
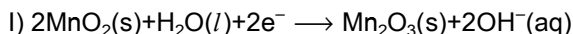
Metal (Me)	Densidade a 20°C (g/cm ³)	$E_{red}^{\theta} (Me^{2+}, Me)$ (V)
Sn	7,29	- 0,14
Zn	7,14	- 0,76
Fe	—	- 0,44

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

"A concentração de ZnSO₄ do lado esquerdo vai aumentar."

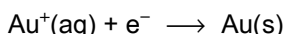


8. (Ufc) As pilhas alcalinas têm substituído com grande sucesso as tradicionais pilhas de zinco do tipo Leclanché. Uma das vantagens dessa nova pilha consiste no fato de não ocorrer a formação de gases durante os processos redox, eliminando-se, portanto, os riscos de explosões. As reações redox que ocorrem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

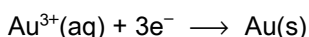


- Identifique as reações catódica e anódica. Justifique sua resposta.
- Qual o número de oxidação do manganês e do zinco nas diferentes formas em que se fazem presentes nas reações?
- Sabendo-se que os potenciais padrão de redução, E° , do zinco e do manganês, nos processos I e II, são $-1,25\text{V}$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

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

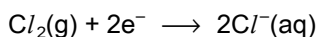


$$\Delta E = 1,69\text{V}$$

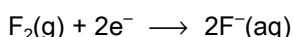


$$\Delta E = 1,50\text{V}$$

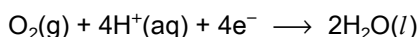
Considere, ainda, as seguintes forças eletromotrizes de redução:



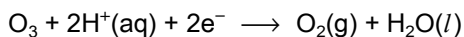
$$\Delta E = 1,36\text{V}$$



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



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

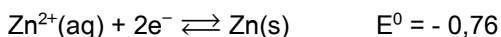
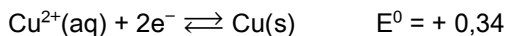


$$\Delta E = 2,08\text{V}$$

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

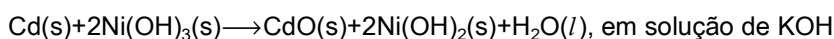
2- INDIQUE, entre as espécies citadas no enunciado, uma que seja capaz de oxidar o ouro metálico e Au^+ . JUSTIFIQUE sua resposta.

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



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

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



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

Dados:

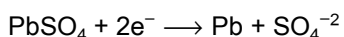
Massas Atômicas

Ni = 58,7 u

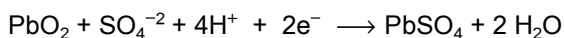
O = 16 u

H = 1 u

12. (Unesp) A bateria de chumbo usada em automóvel é constituída de um conjunto de pilhas com os eletrodos imersos em solução de ácido sulfúrico. As semi-reações e os potenciais padrões de redução a 25°C são:



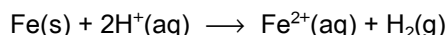
$$E^{\circ} = - 0,356 \text{ V}$$



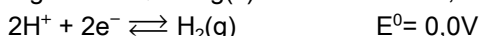
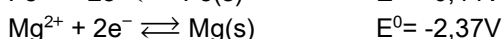
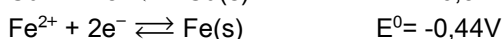
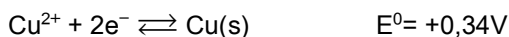
$$E^{\circ} = 1,615 \text{ V}$$

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

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



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



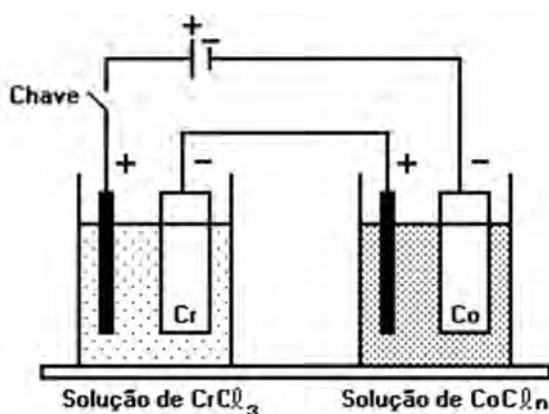
e dispendo-se de barras de magnésio e cobre, propõe-se:

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

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

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

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



O circuito foi ligado durante um certo tempo, após o qual se verificaram aumentos de massa de 0,3467g na placa de cromo e de 0,5906g na placa de cobalto.

A partir destes resultados, um estudante fez as seguintes afirmações:

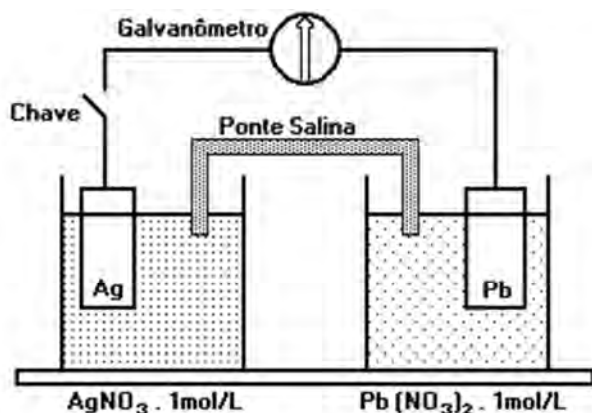
- A carga do cobalto em seu sal é igual a +2.
- considerando a eficiência do processo igual a 100%, pode-se calcular que circulou uma carga igual a 1930 coulombs pela montagem.

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

(1 Faraday = 96 500 coulombs).

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

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

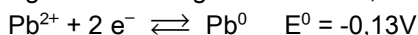
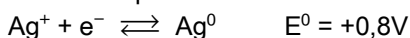


Sobre esta pilha, um estudante fez a seguinte afirmações:

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

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

Potenciais padrão:



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

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

- na lâmina de níquel;
- na solução.

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

Explique o que ocorreu:

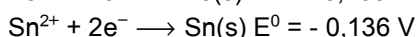
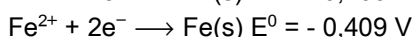
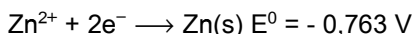
- na placa de zinco;
- na solução.

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

Explique por que:

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

Dados: Potenciais padrões de redução a 25°C .



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

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

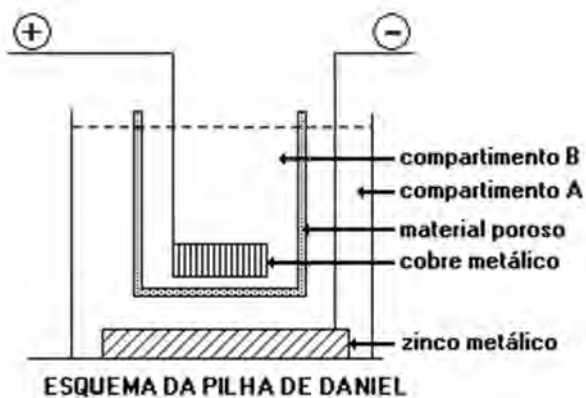
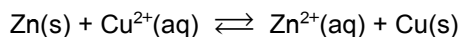
21. (Unesp 2002) A corrosão (oxidação) de móveis de ferro para praia pode ser evitada pelo recobrimento da superfície com alguns metais que, embora sejam mais ativos do que o ferro, quando se oxidam formam revestimentos aderentes de óxidos, que são resistentes à corrosão.

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

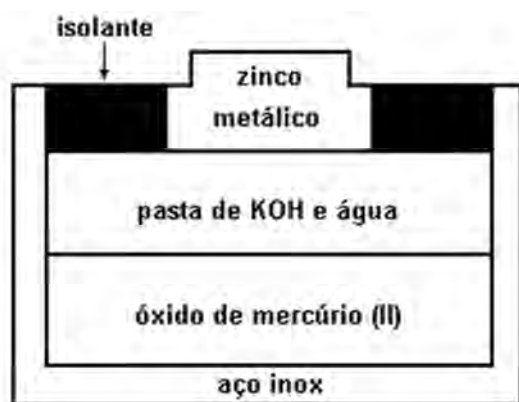
22. (Unicamp) Na pilha de Daniel (veja esquema adiante) ocorre a reação:



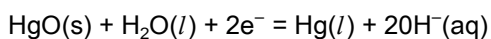
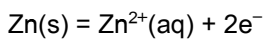
Qual das substâncias da lista a seguir, dissolvida em água, você escolheria para colocar no compartimento B, a fim de que a pilha possa produzir eletricidade? Justifique.

Lista: HCl, ZnCl₂, CuSO₄, H₂SO₄, Na₂SO₄, PbSO₄, ZnSO₄.

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



As reações que ocorrem nesta pilha são:



a) De qual eletrodo partem os elétrons quando a pilha está fornecendo energia? Justifique.

b) Cite duas substâncias cujas quantidades diminuem com o funcionamento da pilha. Justifique.

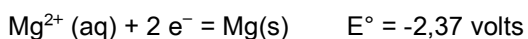
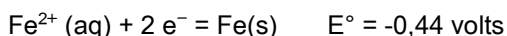
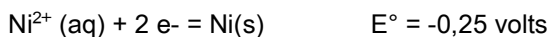
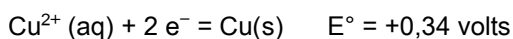
24. (Unicamp) Um corpo metálico quando exposto ao ar e à umidade pode sofrer um processo de corrosão (oxidação), o que pode deixá-lo impróprio para a função a que se destinava.

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

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

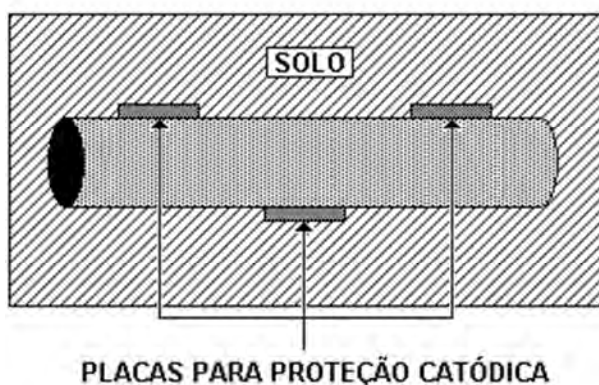
Potenciais padrão de redução:

Semi-reação de redução



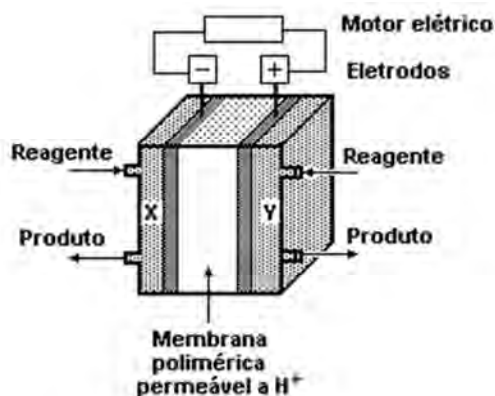
b) Uma outra forma de evitar a corrosão é a

galvanização: deposita-se sobre o corpo metálico uma camada de um outro metal que o proteja da oxidação. Das substâncias da tabela acima, qual você usaria para galvanizar uma tubulação em ferro metálico? Justifique.

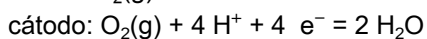
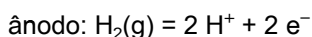


25. (Unicamp 2000) Há quem afirme que as grandes questões da humanidade simplesmente restringem-se às necessidades e à disponibilidade de energia. Temos de concordar que o aumento da demanda de energia é unia das principais preocupações atuais. O uso de motores de combustão possibilitou grandes mudanças, porém seus dias estão contados. Os problemas ambientais pelos quais estes motores podem ser responsabilizados, além de seu baixo rendimento, têm levado à busca de outras tecnologias.

Uma alternativa promissora para os motores de combustão são as células de combustível que permitem, entre outras coisas, rendimentos de até 50 % e operação em silêncio. Uma das mais promissoras células de combustível é a de hidrogênio, mostrada no esquema adiante:



Nessa cela, um dos compartimentos é alimentado por hidrogênio gasoso e o outro, por oxigênio gasoso. As semi-reações Eletrodos que ocorrem nos eletrodos são dadas pelas equações:



- Por que se pode afirmar, do ponto de vista químico, que esta célula de combustível é "não poluente"?
- Qual dos gases deve alimentar o compartimento X? Justifique.
- Que proporção de massa entre os gases você usaria para alimentar a célula de combustível? Justifique.

26. (Fuvest 2001) A constante do equilíbrio $\text{Co}(\text{s}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s}) + \text{Co}^{2+}(\text{aq})$, em termos de concentrações em mol/L, a 25°C, é igual a 10.

- Escreva a expressão matemática dessa constante de equilíbrio.

A 25°C, monta-se uma pilha na qual um dos eletrodos é uma barra de cobalto mergulhada numa solução de sulfato de cobalto, e outro eletrodo é uma barra de níquel mergulhada numa solução de sulfato de níquel. As soluções estão ligadas por meio de uma ponte salina e o circuito é fechado por um voltímetro.

- Qual é o pólo positivo da pilha quando as soluções de $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ têm, ambas, concentração igual a 1,0 mol/L?
- Qual será a relação entre as concentrações de $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$ e $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ quando esta pilha deixar de funcionar? Justifique as respostas aos itens b e c, utilizando argumentos de constante de equilíbrio.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

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

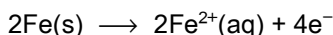
27. Ao se colocar um certo metal pulverizado em um copo de água, observa-se a formação de uma grande quantidade de bolhas e o consumo do metal. Após algum tempo, o interior do copo contém somente um líquido incolor. Pode-se concluir que:

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

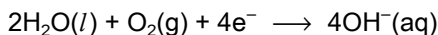
TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

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

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



$$E^{\circ} = + 0,44 \text{ V}$$



$$E^{\circ} = + 0,40 \text{ V}$$

Assinale as alternativas corretas:

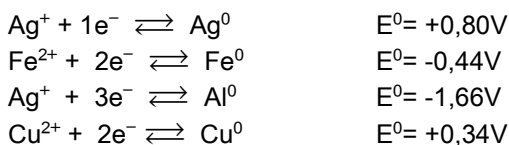
- 01. A reação catódica é uma reação de oxidação que libera elétrons, proporcionando a corrosão do metal.
- 02. O processo total de corrosão do ferro, apresentado anteriormente, é espontâneo e tem potencial de +0,84V.
- 04. O alto teor de umidade associado à maresia facilita a formação do eletrólito.
- 08. A ocorrência na atmosfera de poluentes industriais, tal como o SO_2 , contribui para a aceleração da corrosão pela possibilidade da presença do ácido sulfúrico na superfície do metal.
- 16. Metais com potenciais padrão de redução mais negativos do que o do Ferro são indicados para serem utilizados como eletrodos de sacrifício, isto é, se oxidam preferencialmente ao ferro.

Soma ()

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO

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

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



é correto afirmar que;

01) Uma pilha formada por um eletrodo de ferro em contato com uma solução contendo íons Fe^{2+} , e um eletrodo de prata em contato com uma solução contendo íons Ag^+ , ligados por uma ponte salina, apresenta um potencial padrão de +1,24V.

02) Na mesma pilha da alternativa anterior ocorrerá a oxidação da prata com formação de Ag^+ .

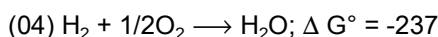
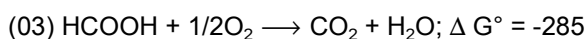
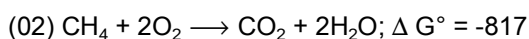
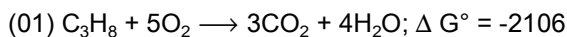
04) A reação $2\text{Ag}^0 + \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Fe}^0$ é espontânea.

08) Uma lâmina de alumínio mergulha em uma solução 1mol/L de CuSO_4 apresentará a formação de um depósito de cobre metálico sobre ela.

16) O alumínio (Al^0) é um redutor mais forte do que o ferro (Fe^0).

Soma = ()

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



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

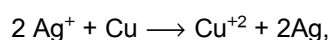
31. (Cesgranrio) Considere a pilha representada abaixo:



Assinale a afirmativa falsa:

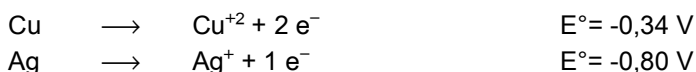
- a) A reação de redução que ocorre na pilha é $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$;
- b) O eletrodo de cobre é o anodo;
- c) A semi-reação que ocorre no catodo é $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{e}^-$;
- d) A reação total da pilha é $2\text{Fe}^{3+} + \text{Cu (s)}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

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



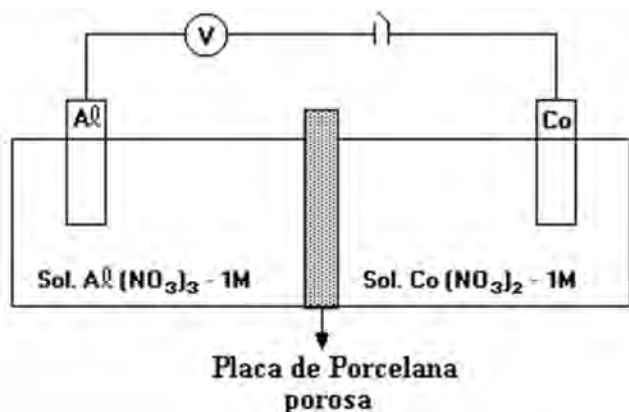
o valor da força eletromotriz, em condições-padrão, é:

Dados:

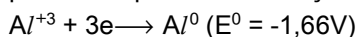


- a) 1,26 V
- b) 0,46 V
- c) 0,12 V
- d) -0,46 V
- e) -1,14 V

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



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



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

- I - A força eletromotriz (F.E.M) da célula será 1,38 volts.
- II - O agente redutor da célula será o Al^0 .
- III - O agente oxidante da célula será o Co^0 .

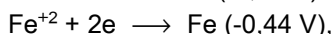
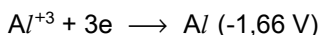
IV - O fluxo de elétrons na célula se dará do eletrodo de alumínio para o cobalto.

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

Assinale a opção que indica apenas as afirmativas corretas:

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

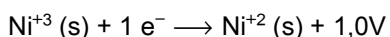
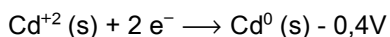
34. (Cesgranrio) Dados os potenciais - padrão de redução:



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

- a) 2,10 V
- b) 1,32 V
- c) 1,22 V
- d) 1,08 V
- e) 0,88 V

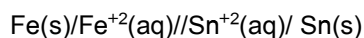
35. (Cesgranrio) As pilhas alcalinas entraram em moda recentemente e são usadas em quase tudo que exige em trabalho contínuo e duradouro, desde relógios de pulso até calculadoras eletrônicas. Uma das destas pilhas mais usadas é a de níquel/cádmio, que chega a ter uma duração maior do que a da bateria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



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

- a) Do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel III --- + 1,4V
- b) Do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel III --- + 1,6V
- c) Do eletrodo de cádmio para o eletrodo de hidróxido de níquel III --- + 2,4V
- d) Do eletrodo de hidróxido de níquel III para o eletrodo de cádmio --- + 1,4V
- e) Do eletrodo de hidróxido de níquel III para o eletrodo de cádmio --- + 2,4V

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



Nessa representação, está correto inferir que reage:

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

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

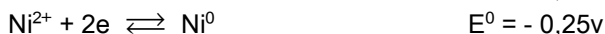
Dados:



- a) 0,42 v $\text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0$
- b) 1,60 v $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+}$
- c) 0,76 v $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+}$
- d) 1,18 v $\text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0$
- e) 1,94 v $\text{Mn}^{2+} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{Mn}^0 + \text{Zn}^{2+}$

38. (Faap) Uma indústria dispõe de dois tanques para estocar uma solução de sulfato de níquel, de concentração 1mol/L. Um deles é constituído em ferro e o outro tem um revestimento interno de chumbo. Relativamente à contaminação da solução a estocar, por parte do material de construção do tanque, podemos concluir que:

Dados:



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

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

Dados:

Potenciais padrão de oxidação (25°C e 1 atm)

Cu: - 0,35 V

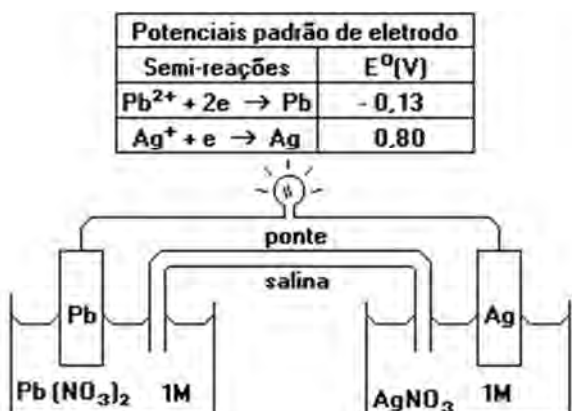
Zn: + 0,76 V

Al: + 1,67 V

Mg: + 2,34 V

- a) Al
- b) Mg
- c) Zn
- d) Cu
- e) não dá para determinar

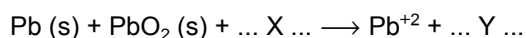
40. (Fei) Considere as semi-reações e os respectivos potenciais padrão de eletrodo constantes da tabela e a pilha a seguir:



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 0,54V
- 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

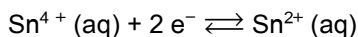
41. (Fei) A questão a seguir, ocorre em baterias de automóveis (descarga):



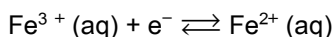
X e Y são respectivamente

- 4 H^{+} e 2 H_2O
- 2 H_2O e 4 H^{+}
- 4 OH^{-} e 2 H_2O
- 8 H^{+} e 4 H_2O
- 2 H^{+} e H_2O

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



$$E^{\circ} = + 0,15\text{V}$$

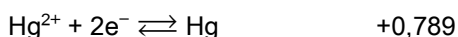
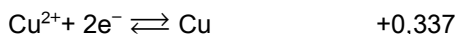


$$E^{\circ} = + 0,77\text{V}$$

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

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

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



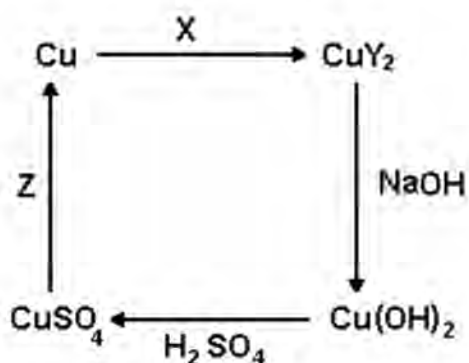
Relativamente às afirmações a seguir:

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

São corretas:

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

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

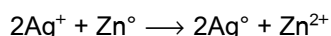


semi-reação	E°/V
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-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

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

- a) HNO_3 , NO_3^- e Ag.
- b) NO, NO_3^- e Zn.
- c) Cl_2 , Cl^- e Ag.
- d) NO, NO_3^- e Ag.
- e) HNO_3 , NO_2^- e Zn.

45. (Fuvest) Para recuperar prata de soluções aquosas contendo íons Ag^+ , costuma-se adicionar zinco metálico às soluções, pois a transformação



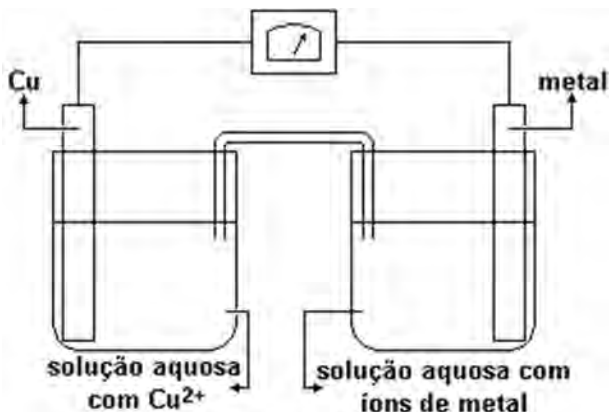
é espontânea. Pode-se concluir então que:

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

46. (Fuvest) Objetos de prata escurecidos (devido principalmente à formação de Ag_2S) podem ser limpos eletroquimicamente, sem perda da prata, mergulhando-os em um recipiente de alumínio contendo solução quente de bicarbonato de sódio. Neste processo, a prata em contato com o Ag_2S atua como catodo e o alumínio como anodo de uma pilha. A semi-reação que ocorre no catodo pode ser representada por:

- $\text{Ag}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-}$
- $\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}^{2-}$
- $\text{Ag}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}^{2-} + 2\text{e}^-$
- $\text{Ag}_2\text{S} + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}$
- $\text{Ag}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{S}$

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



- pilha: cobre-alumínio
 ΔE^* (volt): 2,00
- pilha: cobre-chumbo
 ΔE^* (volt): 0,47
- pilha: cobre-magnésio
 ΔE^* (volt): 2,71
- pilha: cobre-níquel
 ΔE^* (volt): 0,59

* diferença de potencial elétrico nas condições padrão

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

- níquel (catodo) - chumbo (anodo)
- magnésio (catodo) - chumbo (anodo)
- magnésio (catodo) - alumínio (anodo)
- alumínio (catodo) - níquel (anodo)
- chumbo (catodo) - alumínio (anodo)

48. (Fuvest)

Potenciais padrão de redução (volt)	
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$ -0,76
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$ -0,44
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}$ -0,14
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$ +0,34

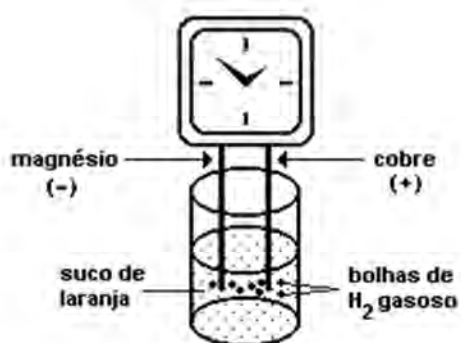
Quer-se guardar, a 25°C, uma solução aquosa 1mol/L de SnCl_2 . Dispõe-se de recipientes de

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

Examinando-se a tabela dos potenciais padrão apresentada acima, conclui-se que essa solução de SnCl_2 pode ser guardada sem reagir com o material do recipiente, apenas em

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

49. (Fuvest 2000) Um relógio de parede funciona normalmente, por algum tempo, se substituirmos a pilha original por dois terminais metálicos mergulhados em uma solução aquosa ácida (suco de laranja), conforme esquematizado adiante.



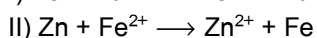
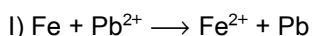
Durante o funcionamento do relógio,

- I. o pH do suco de laranja aumenta.
- II. a massa do magnésio diminui.
- III. a massa do cobre permanece constante.

Dessas afirmações,

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

50. (Fuvest 2000) I e II são equações de reações que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições padrão.



Analisando tais reações, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições padrão,

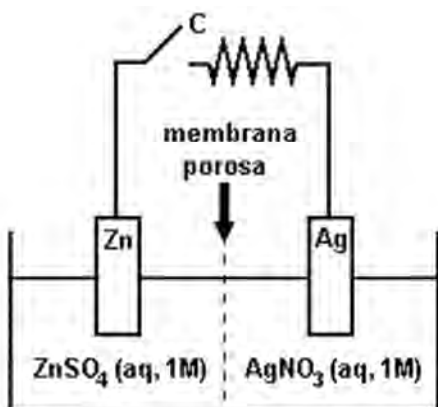
- elétrons são transferidos do Pb^{2+} para o Fe.
- reação espontânea deve ocorrer entre Pb e Zn^{2+} .
- Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Fe^{2+} .
- Zn deve reduzir espontaneamente Pb^{2+} a Pb.
- Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Pb^{2+} .

51. (Fuvest 2002) 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 $\text{pH}=4$. 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 pólo positivo e o metal corroído na pilha 1 e o pólo positivo e o metal corroído na pilha 2 são, respectivamente,

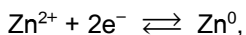
	pilha 1		pilha 2	
	pólo positivo	metal corroído	pólo positivo	metal corroído
a)	B	A	A	C
b)	B	A	C	A
c)	B	B	C	C
d)	A	A	C	A
e)	A	B	A	C

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

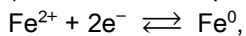


- A corrente elétrica convencional vai circular no sentido anti-horário.
- Elétrons irão circular pelo fio da esquerda para a direita.
- Ânions nitrato vão migrar, através da membrana porosa, da direita para a esquerda.
- A concentração de ZnSO_4 do lado esquerdo vai aumentar.
- Cátions de zinco vão migrar, através da membrana porosa, da esquerda para a direita.

53. (Mackenzie) Nas semi-reações:



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



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

Sobre a pilha, é correto afirmar que:

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

54. (Mackenzie) Nas semi-reações:



Dados:

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

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

O ânodo, o cátodo e o ΔE da pilha são, respectivamente:

- 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

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

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

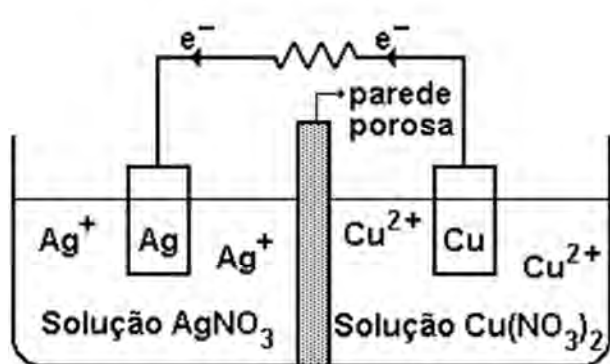
- a F.E.M. da pilha 1 é menor do que a da 2.
- o eletrodo de alumínio é o cátodo na pilha 1.
- o eletrodo de cobalto é o ânodo na pilha 2.
- a notação química da pilha 1 é $Al^{3+}/S^{2-} // Al/S$.
- o zinco sofre redução na pilha 2.

56. (Mackenzie) $Zn + HgO + 2KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + Hg + H_2O$

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

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

57. (Mackenzie)



Relativamente à pilha anterior, começando a funcionar, fazem-se as afirmações:

- A reação global da pilha é dada pela equação $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$.
- O eletrodo de prata é o pólo positivo.
- No ânodo, ocorre a oxidação do cobre.
- A concentração de íons de Ag^+ na solução irá diminuir.
- A massa da barra de cobre irá diminuir.

São corretas:

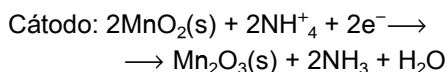
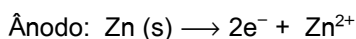
- I, IV e V somente.
- I, II, III, IV e V.
- III, IV e V somente.

- I, III e V somente.
- II e V somente.

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



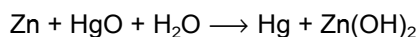
As reações são complexas, porém quando o fluxo de corrente é pequeno, podem ser representadas por:



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

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

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



Nessa reação há

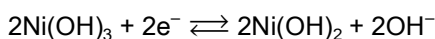
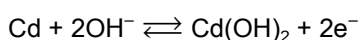
- redução do zinco.
- oxidação do zinco.
- redução da água.
- oxidação da água.
- oxidação do mercúrio.

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

- a) 4, 2 e 4
- b) 2, 4 e 1
- c) 1, 4 e 2
- d) 1, 2 e 4
- e) 4, 1 e 2

61. (Pucsp) As pilhas de níquel-cádmio têm sido muito usadas na construção de baterias empregadas como fonte de energia, tanto em pequenos aparelhos (calculadoras, brinquedos, telefones sem fio, etc.) como, até mesmo, em satélites espaciais.

Semi-reações, que possivelmente ocorrem nesse, tipo de pilhas alcalinas, estão representadas a seguir:



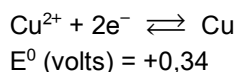
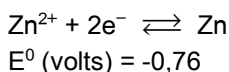
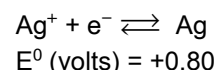
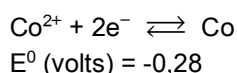
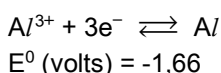
Assinale a alternativa incorreta:

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

62. (Uel) Quatro lâminas de alumínio são colocadas em contato com soluções aquosas de: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 e $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. Após certo tempo constata-se que a massa do alumínio permanece inalterada apenas na primeira solução. Com este resultado, é possível afirmar que, dentre os seguintes metais, o mais redutor é

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

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

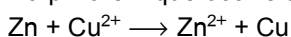


Desses metais, o MAIS redutor é

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

64. (Uel) Considere a tabela anterior de potenciais padrão de redução:

Na pilha em que ocorre a reação

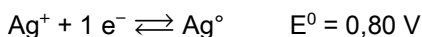
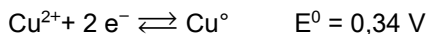


prevê-se força eletromotriz, em volts, de

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

65. (Uff) Em uma pilha galvânica, um eletrodo é cobre imerso em solução de Cu^{2+} 1,0M e o outro é prata imerso em solução de Ag^{1+} 1,0 M.

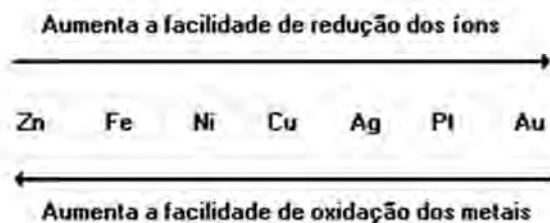
Dados: potenciais-padrão de redução a 25°C



O potencial padrão da célula para esta pilha é:

- a) 1,14 V
- b) 0,46 V
- c) 1,26 V
- d) 1,94 V
- e) 0,16 V

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

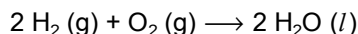


Com relação ao exposto, assinale a afirmativa FALSA.

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

67. (Ufmg) Pilhas a combustível são dispositivos eletroquímicos em que a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica.

O diagrama representa, simplificada, uma pilha a combustível, que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, conforme a equação



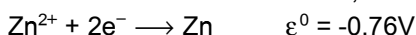
Com relação a essa pilha, todas as afirmativas a seguir estão corretas, EXCETO

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

68. (Ufmg 2001) Um fio de ferro e um fio de prata foram imersos em um mesmo recipiente contendo uma solução de sulfato de cobre (II), de cor azul. Após algum tempo, observou-se que o fio de ferro ficou coberto por uma camada de cobre metálico, o de prata permaneceu inalterado e a solução adquiriu uma coloração amarelada. Com relação a essas observações, é CORRETO afirmar que

- a) a oxidação do ferro metálico é mais fácil que a do cobre metálico.
- b) a solução ficou amarelada devido à presença dos íons Cu^{2+} .
- c) a substituição do sulfato de cobre (II) pelo cloreto de cobre (II) não levaria às mesmas observações.
- d) o cobre metálico se depositou sobre o ferro por este ser menos reativo que a prata.

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



É correto afirmar que:

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

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

01. A reação iônica global que representa a pilha é $2Cr^{+++} + 3Mg^0 \rightarrow 3Mg^{++} + 2Cr^0$.

02. A semi-reação de oxidação é $2Cr^{+++} + 6e^- \rightarrow 2Cr^0$.

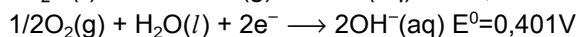
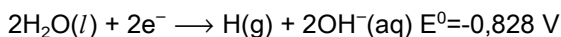
04. Os elétrons fluem pelo fio que liga os dois eletrodos, no sentido da placa de magnésio para a placa de cromo.

08. Após um certo tempo de funcionamento da pilha, o eletrodo de magnésio será parcialmente consumido.

16. Após um certo tempo de funcionamento da pilha, a solução de $Cr_2(SO_4)_3$ terá aumentada sua concentração em íons Cr^{+++} .

Soma ()

71. (Unesp) O funcionamento de uma pilha de combustível é baseado nas semi-reações a seguir, cada uma delas representada com o respectivo potencial padrão de redução, E^0 :



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

I) A reação global da pilha de combustível é $H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$

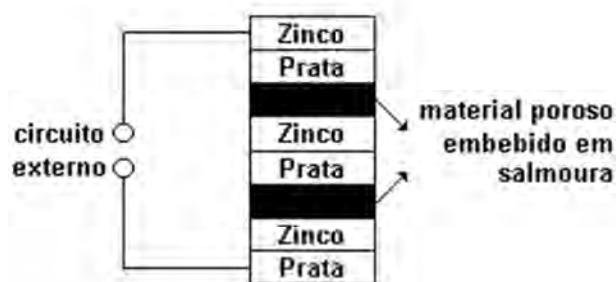
II) O hidrogênio sofre oxidação no processo.

III) A diferença de potencial desta pilha de combustível, em condição padrão, é igual a 1,229V.

Estão corretas as afirmações:

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

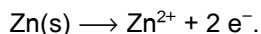
72. (Unesp 2001) Em maio de 1800, Alessandro Volta anunciou a invenção da pilha elétrica, a primeira fonte contínua de eletricidade. O seu uso influenciou fortemente o desenvolvimento da Química nas décadas seguintes. A pilha de Volta era composta de discos de zinco e de prata sobrepostos e intercalados com material poroso embebido em solução salina, como mostrado a seguir.



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos de zinco sofrem corrosão.

A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

I - Nos discos de zinco ocorre a semi-reação:



II - Os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.

III - O aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia na tensão fornecida pela pilha.

Das três afirmações apresentadas,

a) apenas I é verdadeira.

b) apenas II é verdadeira.

c) apenas I e II são verdadeiras.

d) apenas I e III são verdadeiras.

e) apenas II e III são verdadeiras.

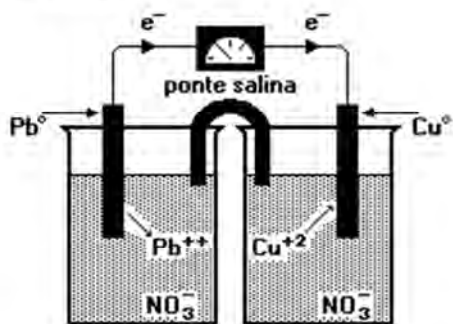
73. (Unirio) Dispondo de soluções aquosas de CuSO_4 , MgCl_2 e $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e também de placas dos metais cobre, magnésio e chumbo, um estudante fez algumas experiências colocando as placas metálicas em recipientes contendo essas soluções. Com os resultados, ele montou a seguinte tabela:

		PLACAS METÁLICAS		
		Cu	Mg	Pb
S O L U Ç Õ E S	CuSO_4	—	ocorre reação	ocorre reação
	MgCl_2	não ocorre reação	—	não ocorre reação
	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	não ocorre reação	ocorre reação	—

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

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

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



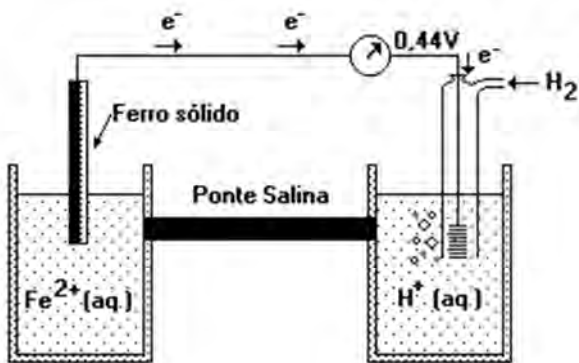
Os potenciais padrões dos metais indicados são:



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

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

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



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

- a) eletrodo de ferro e $-0,44\text{V}$
- b) eletrodo de ferro e $+0,22\text{V}$
- c) eletrodo de ferro e $+0,44\text{V}$
- d) eletrodo de hidrogênio e $-0,44\text{V}$
- e) eletrodo de hidrogênio e $+0,44\text{V}$

GABARITO

1. a) Porque o potencial de oxidação do alumínio é maior que o do ferro.

b) Porque o zinco oxida-se protegendo o ferro da corrosão.

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

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

3. O latão (Cu/Zn) sofre dissolução parcial, pois somente o zinco reduz o H^+ a H_2 .

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

I) cátodo: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$ +0,40V
(redução)

II) ânodo: $2\text{Cu} \rightarrow 2\text{Cu}^{2+} + 4\text{e}^-$ -0,34V (oxidação)

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

$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cu} \rightarrow 2\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$ +0,06V

A ação do ambiente marinho sobre as placas de cobre é neutralizada com o estabelecimento da pilha eletroquímica $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0//\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}$ onde o ferro age como ânodo de sacrifício:

(I) cátodo: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ +0,34V

(II) ânodo: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ +0,41V

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

$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^0$ +0,75V

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

5. a) A semi-reação de redução de oxigênio à água, em meio ácido, será dada por:

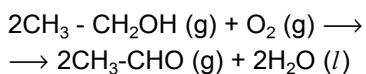
$\text{O}_2(g) + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+(aq) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$

A equação da reação global será dada pela soma das reações (I) e (II) a seguir:

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

(II) $2\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(g) \rightarrow 2\text{CH}_3\text{-CHO}(g) + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$

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



b) Em uma pilha, o eletrodo com maior potencial padrão de redução sofre REDUÇÃO. Na questão, é o que ocorre com o eletrodo (O_2 , H_2O). Logo, o potencial padrão E° será MENOR que E°_2 .

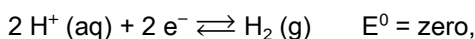
6. EXPERIMENTO I

Levando-se em consideração o erro com margem de 3%, o valor $7,2\text{g}/\text{cm}^3$ ficará compreendido entre $7,416\text{g}/\text{cm}^3$ e $6,984\text{g}/\text{cm}^3$.

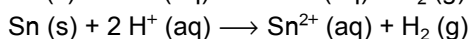
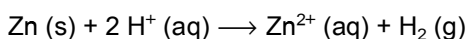
Como ambos os metais possuem densidades situadas entre esses valores, o experimento I não permitirá a distinção entre estanho e zinco.

EXPERIMENTO II

Como ambos os metais apresentam potencial normal de redução menor que o dos íons H^+ :



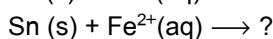
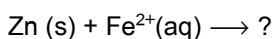
devemos esperar que ambos os metais sofram reação na solução aquosa de ácido clorídrico, com formação de gás hidrogênio:



Assim, o experimento II também não permitirá a distinção entre zinco e estanho.

EXPERIMENTO III

Devemos prever se ocorrerão as transformações:



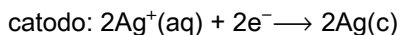
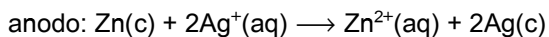
A tabela com os valores de E^0 nos mostra que haverá reação entre zinco e solução de íons Fe^{2+} , já que o potencial de redução do ferro é maior que o do zinco:



Assim, não ocorrerá reação na mistura entre o estanho e a solução de íons Fe^{2+} , pois o estanho neste caso, apresenta maior potencial de redução que o ferro.

Portanto, o experimento III permite a identificação do zinco em relação ao estanho.

7. Equações:



A frase está errada. A concentração do íon Zn^{+2} aumenta por causa da oxidação e a concentração de SO_4^{-2} fica constante.

8. a) cátodo: I \rightarrow redução

ânodo: II \rightarrow oxidação

b) Mn: +4 \rightarrow +3

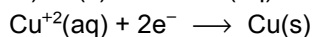
Zn: 0 \rightarrow +2

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

9. 1) O oxigênio tem maior tendência para se oxidar que o ouro (E real do ouro é maior).

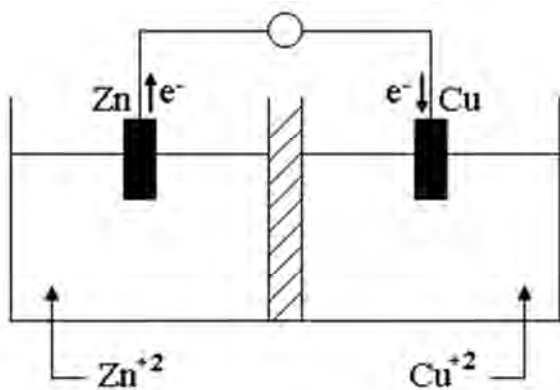
2) O F_2 é capaz de oxidar o ouro pois tem maior E real.

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



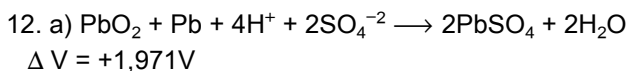
b) $\Delta V = 1,10 \text{ V}$

c) Observe a figura a seguir:

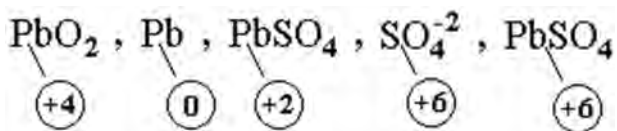


11. a) $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{+2} + 2e^-$

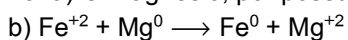
b) 185,4 g



b) Observe a figura a seguir:

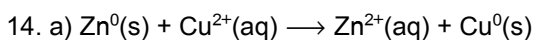


13. a) O magnésio, por possuir potencial de oxidação maior que o do ferro.



Oxidante: Fe^{+2}

Redutor: Mg^0



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

b) Não ocorrerá reação química.

15. a) Verdadeira,

Ne do Cr = Ne do Co

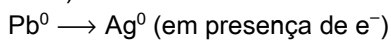
portanto, $V = +2$

b) Verdadeira,

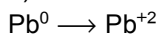
pela Lei de Faraday: $m = Q.E/F$

$Q = 1930$ coulombs

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

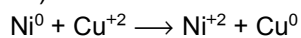


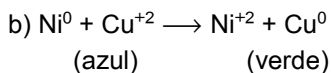
b) Verdadeira.



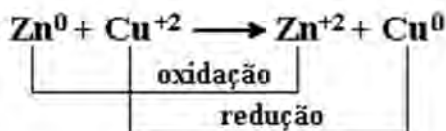
massa do $\text{Pb}^0 = 2,072\text{g}$

17. a) Ni desloca o Cu^0 da solução de CuSO_4





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

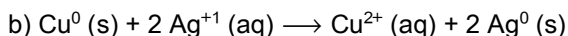


b) Como os íons Cu^{+2} sofrem redução haverá a diminuição destes íons e aumentando o número de íons Zn^{+2} incolor, tornando a solução mais clara.

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

b) o estanho tem maior potencial de redução, na lata a proteção de estanho evita contato com O_2 do ar

20. a) A migração de íons Ag^{+1} para o fio de cobre causa o depósito sólido. O íon Ag^{+1} sofre redução formando prata metálica $\text{Ag}^0(\text{s})$. A oxidação do cobre metálico $\text{Cu}^0(\text{s})$ torna a solução azul pois se transforma em íons Cu^{2+} . A reação ocorre porque o Cu_2^+ tem menor potencial de redução que o Ag^+ .



21. a) A corrosão do ferro ocorre principalmente devido à presença de gás oxigênio e de água. O processo de corrosão do ferro ocorre mais facilmente em regiões praianas devido à elevada umidade do ar.

b) No que se refere à corrosão, o metal será tanto mais reativo quanto menor for seu potencial de redução. Na lista apresentada, portanto, os metais crômio e zinco são mais reativos que o ferro - ou seja, mais facilmente sofrerão corrosão (oxidação).

Entretanto, apenas o crômio formará um revestimento de óxido resistente à corrosão.

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

23. a) Eletrodo de zinco.

Fluxo de elétrons : redutor \longrightarrow oxidante

b) $\text{Zn}(\text{s})$ (oxidação do zinco)

$\text{HgO}(\text{s})$ (redução do mercúrio)

$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ consumo na reação com o HgO

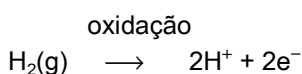
24. a) O cátion do metal de sacrifício deve possuir menor potencial de redução que o cátion Fe^{2+} , portanto devemos utilizar magnésio como protetor catódico, uma vez que o metal magnésio tem maior potencial de oxidação que o metal ferro, o que o leva a sofrer a oxidação.

b) Das substâncias citadas, a mais adequada para galvanizar a tubulação de ferro é o metal níquel, embora o ferro sofra oxidação mais facilmente que o níquel. A escolha se justifica porque a película de níquel impede o contato do ferro com o oxigênio do ar. Isso se dá porque o níquel reage com o oxigênio do ar, formando uma camada de óxido de níquel que fica aderente à superfície do níquel, impedindo o prosseguimento da oxidação. Não se deve usar o metal magnésio, pois é extremamente reativo.

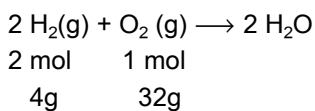
O cobre e a prata poderiam ser usados para a proteção do ferro. Entretanto, na prática isso não ocorre, devido ao alto custo implicado, e também porque o cobre sofre oxidação lentamente, produzindo azinhavre (carbonato básico de magnésio), e a prata reage com composto que têm enxofre, ficando preta com o passar do tempo.

25. a) Como o produto é apenas a substância água, pode-se afirmar que o processo, quimicamente, é "não poluente".

b) O compartimento X é pólo negativo da pilha, ou seja, ânodo, local onde ocorrerá a semi-reação de oxidação. Assim, o gás que deverá alimentar o compartimento X é o hidrogênio.



c) Utilizando a equação global da pilha:



Teremos:

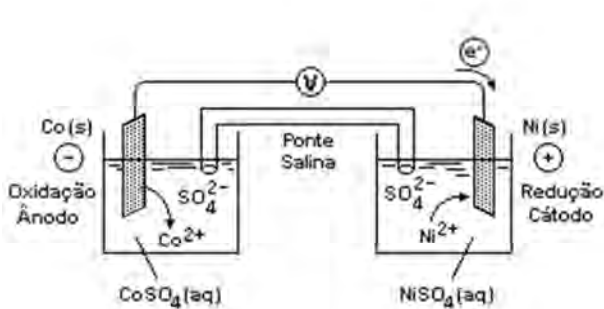
$$(\text{massa de O}_2(\text{g})) / (\text{massa de H}_2(\text{g})) = 32\text{g}/4\text{g} = 8$$

$$26. \text{ a) } K = [\text{Co}^{2+}] / [\text{Ni}^{2+}]$$

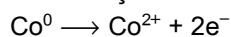
b) Quando $[\text{Co}^{2+}] = [\text{Ni}^{2+}] = 1,0 \text{ mol/L}$, calculando o quociente da reação (Q_c), temos:

$$Q_c = [\text{Co}^{2+}] / [\text{Ni}^{2+}] = 1 < K \text{ (constante de equilíbrio).}$$

Portanto, a reação irá caminhar para a direita, no sentido de aumentar a concentração de Co^{2+} (favorecendo a oxidação do $\text{Co}(\text{s})$) e diminuir a concentração de Ni^{2+} (favorecendo a redução do Ni^{2+}). Esquemáticamente, temos:



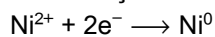
Semi-reação anódica:



[Co²⁺] aumenta.

Há corrosão da placa de Co(s).

Semi-reação catódica:



[Ni²⁺] diminui.

Há deposição de Ni(s).

Portanto, o pólo positivo é o eletrodo de níquel.

c) A pilha deixará de funcionar quando a reação atingir o equilíbrio, ou seja, quando a razão entre as concentrações de cobalto e níquel se igualar à constante de equilíbrio: $[\text{Co}^{2+}]/[\text{Ni}^{2+}] = K = 10$.

27. V F F V F

28. $02 + 04 + 08 + 16 = 30$

29. $01 + 08 + 16 = 25$

30. 3

49. [E]

68. [A]

31. [A]

40. [D]

50. [D]

59. [B]

69. F F V F V

32. [B]

41. [A]

51. [B]

60. [C]

70. $01 + 04 + 08 = 13$

33. [D]

42. [C]

52. [D]

61. [E]

71. [E]

34. [C]

43. [A]

53. [B]

62. [D]

72. [D]

35. [A]

44. [E]

54. [A]

63. [A]

73. [A]

36. [B]

45. [A]

55. [A]

64. [B]

74. [C]

37. [A]

46. [B]

56. [C]

65. [B]

75. [A]

38. [D]

47. [E]

57. [D]

66. [C]

39. [B]

48. [C]

58. [E]

67. [C]