

# Tabela Periódica

CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS  
(COM MASSAS ATÔMICAS REFERENTES AO ISÓTOPO 12 DO CARBONO)

18  
0

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 0
1 H 1,0	2 He 4,0	3 Li 7,0	4 Be 9,0	5 B 11,0	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0	10 Ne 20,0	11 Na 23,0	12 Mg 24,0	13 Al 27,0	14 Si 28,0	15 P 31,0	16 S 32,0	17 Cl 35,5	18 Ar 40,0
19 K 39,0	20 Ca 40,0	21 Sc 45,0	22 Ti 48,0	23 V 51,0	24 Cr 52,0	25 Mn 55,0	26 Fe 56,0	27 Co 59,0	28 Ni 59,0	29 Cu 63,5	30 Zn 65,0	31 Ga 70,0	32 Ge 73,0	33 As 75,0	34 Se 79,0	35 Br 80,0	36 Kr 84,0
37 Rb 85,5	38 Sr 88,0	39 Y 89,0	40 Zr 91,0	41 Nb 93,0	42 Mo 96,0	43 Tc (99)	44 Ru 101,0	45 Rh 103,0	46 Pd 106,0	47 Ag 108,0	48 Cd 112,0	49 In 115,0	50 Sn 119,0	51 Sb 122,0	52 Te 128,0	53 I 127,0	54 Xe 131,0
55 Cs 133,0	56 Ba 137,0	57 - 71 Série dos Lantanídeos	72 Hf 178,5	73 Ta 181,0	74 W 184,0	75 Re 186,0	76 Os 190,0	77 Ir 192,0	78 Pt 195,0	79 Au 197,0	80 Hg 201,0	81 Tl 204,0	82 Pb 207,0	83 Bi 209,0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 - 103 Série dos Actinídeos	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (262)	108 Uno (265)	109 Une (266)									

↓ Elementos de Transição ↓

## Série dos Lantanídeos

57 La 138,0	58 Ce 140,0	59 Pr 141,0	60 Nd 144,0	61 Pm (147)	62 Sm 150,0	63 Eu 152,0	64 Gd 157,0	65 Tb 159,0	66 Dy 162,5	67 Ho 165,0	68 Er 167,0	69 Tm 169,0	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0
-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------

## Série dos Actinídeos

89 Ac (227)	90 Th 232,0	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (253)	103 Lr (257)
-------------------	-------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Número Atômico

**Símbolo**

Massa Atômica  
( ) = N° de massa do isótopo mais estável

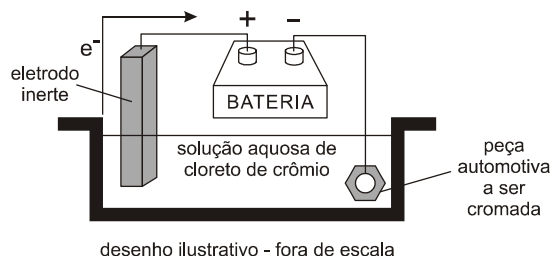
Dados: Constante de Avogadro =  $6,0 \times 10^{23}$  átomos.mol<sup>-1</sup>

Produto iônico da água,  $K_w$ , a 25 °C =  $1,0 \times 10^{-14}$

F = 96500 Coulombs

R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K

1. Algumas peças de motocicletas, bicicletas e automóveis são cromadas. Uma peça automotiva recebeu um “banho de cromo”, cujo processo denominado cromagem consiste na deposição de uma camada de cromo metálico sobre a superfície da peça. Sabe-se que a cuba eletrolítica empregada nesse processo (conforme a figura abaixo), é composta pela peça automotiva ligada ao cátodo (polo negativo), um eletrodo inerte ligado ao ânodo e uma solução aquosa de  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  de  $\text{CrCl}_3$ .



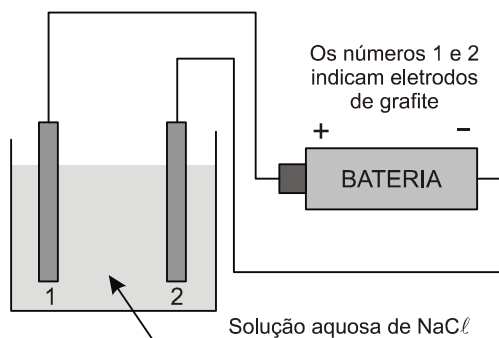
Supondo que a solução esteja completamente dissociada e que o processo eletrolítico durou 96,5 min sob uma corrente de 2 A, a massa de cromo depositada nessa peça foi de

$$1 \text{ Faraday} = 96500 \text{ C/mol de } e^-$$

- 0,19 g
- 0,45 g
- 1,00 g
- 2,08 g
- 5,40 g

2. Algumas reações eletroquímicas ocorrem espontaneamente, resultando em eletrodepósitos. Um experimento demonstrativo de uma dessas reações é a árvore de prata, na qual íons prata ( $\text{Ag}^+$ ) se depositam sobre cobre metálico gerando íons cobre ( $\text{Cu}^{2+}$ ). Considerando-se os valores dos potenciais de oxidação da prata e do cobre iguais a  $-0,80 \text{ V}$  e  $-0,34 \text{ V}$ , respectivamente, escreva as semirreações, a reação global e determine a energia de Gibbs, em kJ/mol, da reação.

3. Um experimento de eletrólise foi apresentado por um estudante na feira de ciências da escola. O esquema foi apresentado como a figura abaixo:



O estudante listou três observações que realizou em sua experiência:

- Houve liberação de gás cloro no eletrodo 1.
- Formou-se uma coloração rosada na solução próxima ao eletrodo 2 quando se adicionaram gotas de fenolftaleína.
- Ocorreu uma reação de redução do cloro no eletrodo 1.

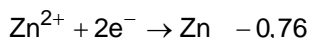
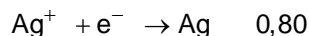
Assinale a alternativa que indica as observações corretas quanto à experiência:

- I e III
- II
- I e II
- I, II e III
- III

4. As baterias são indispensáveis para o funcionamento de vários dispositivos do dia a dia. A primeira bateria foi construída por Alessandro Volta em 1800, cujo dispositivo consistia numa pilha de discos de zinco e prata dispostos alternadamente, contento espaçadores de papelão embebidos em solução salina. Daí vem o nome “pilha” comumente utilizado.

Dados:

$$E^\circ(\text{V})$$

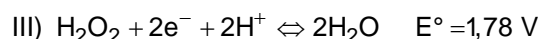
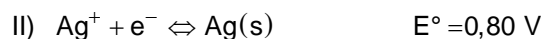
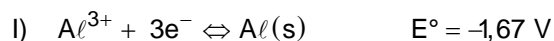


$1 \text{ A} = \text{C} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; Massa molar ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ):  
 $\text{Ag}=108$ ;  $\text{Zn}=65$ .

- De posse dos valores de potencial padrão de redução ( $E^\circ$ ), calcule o potencial padrão da pilha de Zn/Ag.
- Considere que, com uma pilha dessas, deseja-se manter uma lâmpada acesa durante uma noite (12h). Admita que não haverá queda de tensão e de corrente durante o período. Para mantê-la acesa, a corrente que passa pela lâmpada é de 10 mA. Calcule a massa de zinco que será consumida durante esse período.

5. Os talheres de prata, embora considerados valiosos e prazerosos ao olhar, têm como inconveniente o escurecimento. Sabe-se que o contato desses utensílios com alimentos que contêm enxofre, como ovos ou cebola, escurece a prata através da formação do sal insolúvel de cor preta, o  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Em um laboratório, duas experiências foram realizadas com o intuito de recuperar o brilho da prata. A primeira delas, realizada com eficiência, consistiu do uso de  $\text{H}_2\text{O}_2$  para oxidar o  $\text{S}^{2-}$ , na forma de  $\text{Ag}_2\text{S}$ , em  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  de coloração branca. Na segunda experiência, recobriu-se o fundo de uma caixa de plástico com uma folha de alumínio, acrescentou-se água quente e uma colher de sopa de sal de cozinha; depois depositou-se os talheres enegrecidos de tal maneira que ficaram em contato com o alumínio.

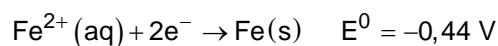
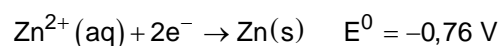
Dados:



- a) Escreva a equação química balanceada do processo de transformação do  $\text{Ag}_2\text{S}$  em  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  por meio do uso de  $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- b) Analise se a segunda experiência pode ser usada com eficiência para recuperar o brilho dos talheres de prata. Justifique sua resposta.

6. Sobre armazenadores de energia, condutividade elétrica, capacitância e reações redox, assinale o que for **correto**.

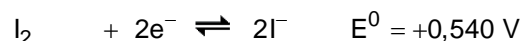
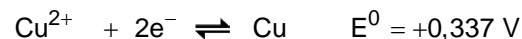
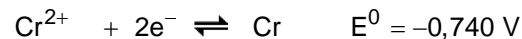
Dados:



- 01) Um tambor de ferro enterrado, do tipo usado em postos de combustível, pode ser protegido da oxidação colocando em contato com ele placas de zinco, em um processo chamado de proteção catódica.
- 02) Processos de carga ou descarga elétrica de uma bateria ou de um capacitor envolvem reações de oxidação e redução.
- 04) Em uma pilha de Daniell, os elétrons podem ser deslocados do ânodo até o cátodo por um fio feito de um material dielétrico.
- 08) A eletrólise de uma solução diluída de ácido sulfúrico ou hidróxido de sódio em água gera hidrogênio no cátodo e oxigênio no ânodo.
- 16) Capacitores podem ser utilizados em processos que necessitam de rápida movimentação de cargas elétricas, como no acionamento de um *flash* de uma câmera fotográfica.

7. Tudo o que consumimos gera resíduos, e com os aparelhos eletroeletrônicos não é diferente. Do ponto de vista ambiental, a produção cada vez maior de novos eletroeletrônicos traz dois grandes riscos: o elevado consumo de recursos naturais empregados na fabricação e a destinação final inadequada. Se descartados sem tratamento específico, os metais encontrados nas pilhas e baterias podem trazer danos ao meio ambiente e à saúde humana. A reciclagem das pilhas e baterias no Brasil ainda não é satisfatória, pois não há consciência por parte do consumidor, postos de coleta nas lojas, fiscalização nos procedimentos de retirada por parte das empresas e, sobretudo, legislação que incentive a reciclagem. Além disso, o processo de reciclagem das pilhas e baterias é bastante complexo, envolvendo diversas etapas como reações em série de precipitação e técnicas de separação de misturas.

A seguir, são fornecidos as semirreações e os valores de potencial padrão de redução (em Volts, a 1 atm e 25°C) de alguns constituintes das pilhas:

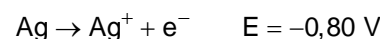
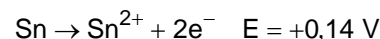


Sobre este assunto, é **CORRETO** afirmar que:

- 01) a notação química de uma pilha formada pela interligação entre eletrodos de zinco e de cobre será  $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ .
- 02) se uma placa metálica de cobre for imersa em uma solução aquosa de  $\text{MnSO}_4$ , haverá corrosão na placa metálica e redução dos íons  $\text{Mn}^{2+}$ .
- 04) o lítio metálico perde elétrons mais facilmente que o cromo metálico.
- 08) na pilha de lítio-iodo, desenvolvida para ser utilizada em aparelhos de marca-passo, o lítio ganha elétrons e o iodo perde elétrons.
- 16) na pilha alcalina de zinco-manganês ocorre, no ânodo, oxidação do manganês e, no cátodo, redução do zinco.
- 32) o manganês recebe elétrons mais facilmente que o zinco.
- 64) o lítio metálico é um agente redutor mais fraco que o cromo metálico.

8. São fornecidos a um técnico de laboratório os seguintes materiais: fio de estanho, fio de prata, cloreto de estanho (sólido), cloreto de prata (sólido) e água. Além disso, há disponibilidade de uma balança, béqueres e uma ponte salina de cloreto de potássio.

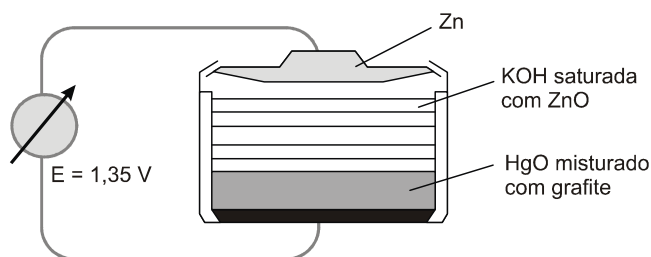
Dados:



Considerando-se os materiais fornecidos e os dados apresentados,

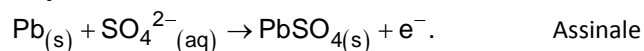
- a) desenhe uma célula galvânica padrão que contenha os materiais fornecidos ao técnico. Indique, no desenho, a direção do fluxo de elétrons;
- b) calcule as massas dos sais que serão utilizadas para preparar 100 mL das soluções eletrolíticas utilizadas na célula galvânica;
- c) escreva as equações químicas das semirreações, a reação global balanceada e, em seguida, calcule o potencial padrão da célula galvânica construída com os materiais fornecidos.

9. Atualmente, parece ser impossível a vida cotidiana sem equipamentos eletrônicos, que nos tornam dependentes de energia e especificamente de baterias e pilhas para o funcionamento dos equipamentos portáteis. A seguir está esquematizado o corte de uma bateria de mercúrio, utilizada comumente em relógios e calculadoras. No desenho está indicado também que um voltímetro foi conectado aos terminais da pilha, com o conector comum na parte superior (onde se encontra o eletrodo de zinco) e o conector de entrada na parte inferior (eletrodo que contém mercúrio).



- a) Com base na figura, indique quem é o ânodo, quem é o cátodo, quem sofre oxidação e quem sofre redução.  
b) Considerando que o potencial de redução do par HgO/Hg, nas condições da pilha, é 0,0972 V, qual o valor do potencial de redução do par ZnO/Zn?

10. Uma bateria de chumbo de 10 A·h funciona durante meia hora fornecendo 10 A de corrente. Sabe-se que a Constante de Faraday é  $96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$  e a reação não balanceada é:



alternativa que possui o número de moles de chumbo consumido.

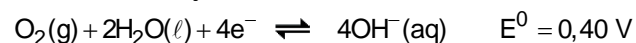
- a) 0,187 mol.  
b) 0,481 mol.  
c) 0,093 mol.  
d) 0,041 mol.  
e) 0,047 mol.

11. A corrosão, processo eletroquímico espontâneo, é responsável pela deterioração de utensílios e eletrodomésticos em nossos lares, pelos custos de manutenção e substituição de equipamentos, pela perda de produtos e por impactos ambientais decorrentes de vazamentos em tanques e tubulações corroídos, nas indústrias. Em equipamento feito de aço, ligas formadas de ferro e carbono, a corrosão pode ser ocasionada pela oxidação do ferro e a redução da água, em meio neutro ou básico.

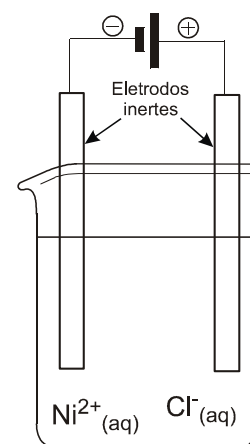
- a) Escreva as equações químicas balanceadas que descrevem a oxidação do ferro em meio aquoso neutro e a formação de hidróxido ferroso.  
b) Explique a influência do pH na formação do hidróxido ferroso.

- c) Calcule o potencial da reação de oxidação de ferro e justifique a espontaneidade desse processo eletroquímico.  
d) Dê a configuração eletrônica do átomo de ferro e do íon ferroso.

**Dados:** Semirreações:



12. Em metalurgia, um dos processos de purificação de metais é a eletrodeposição. Esse processo é representado pelo esquema abaixo, no qual dois eletrodos inertes são colocados em um recipiente que contém solução aquosa de  $\text{NiCl}_2$ .



Baseando-se no esquema apresentado,

- a) escreva as semirreações, que ocorrem no cátodo e no ânodo, e calcule a corrente elétrica necessária para depositar 30 g de  $\text{Ni}_{(s)}$  em um dos eletrodos durante um período de uma hora;  
b) calcule a massa de  $\text{NiCl}_2$ , com excesso de 50%, necessária para garantir a eletrodeposição de 30 g de  $\text{Ni}_{(s)}$ .

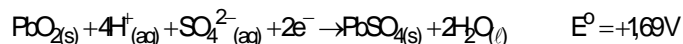
13. Uma importante aplicação das células galvânicas é seu uso nas fontes portáteis de energia a que chamamos de baterias. Considerando a reação espontânea de uma bateria alcalina descrita abaixo, é correto afirmar:  
$$\text{Zn}_{(s)} + \text{MnO}_2{}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{ZnO}_{(s)} + \text{Mn}(\text{OH})_2{}_{(s)}$$

- a) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu redução no ânodo, perdendo dois elétrons.  
b) O óxido de manganês sofre oxidação no cátodo, ao ganhar dois elétrons.  
c) O óxido de manganês sofre redução no ânodo, ao ganhar dois elétrons.  
d) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu oxidação no cátodo, perdendo dois elétrons.  
e) Zinco metálico é o agente redutor, pois sofreu oxidação no ânodo, perdendo dois elétrons.

14. As baterias classificadas como células secundárias são aquelas em que a reação química é reversível, possibilitando a recarga da bateria. Até pouco tempo atrás, a célula secundária mais comum foi a bateria de chumbo/ácido, que ainda é empregada em carros e outros veículos. As semirreações padrões que ocorrem nesta bateria são descritas abaixo:



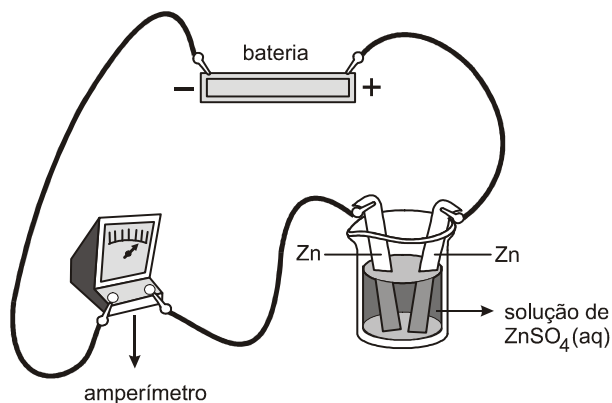
II.



Considerando a reação de célula espontânea, assinale a alternativa que apresenta a direção da semirreação I e seu eletrodo; a direção da semirreação II e seu eletrodo; e o potencial-padrão da bateria, respectivamente.

- direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +1,33 V
- direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +2,05V
- direção inversa no cátodo; direção direta no ânodo; + 2,05 V
- direção direta no ânodo; direção inversa no cátodo; +2,05 V
- direção inversa no ânodo; direção direta no cátodo; +1,33V

15.



A determinação da carga do elétron pode ser feita por método eletroquímico, utilizando a aparelhagem representada na figura ao lado. Duas placas de zinco são mergulhadas em uma solução aquosa de sulfato de zinco ( $\text{ZnSO}_4$ ). Uma das placas é conectada ao polo positivo de uma bateria. A corrente que flui pelo circuito é medida por um amperímetro inserido entre a outra placa de Zn e o polo negativo da bateria. A massa das placas é medida antes e depois da passagem de corrente elétrica por determinado tempo. Em um experimento, utilizando essa aparelhagem, observou-se que a massa da placa, conectada ao polo positivo da bateria, diminuiu de 0,0327 g. Este foi, também, o aumento de massa da placa conectada ao polo negativo.

- Descreva o que aconteceu na placa em que houve perda de massa e também o que aconteceu na placa em que houve ganho de massa.
- Calcule a quantidade de matéria de elétrons (em mol) envolvida na variação de massa que ocorreu em uma das placas do experimento descrito.
- Nesse experimento, fluiu pelo circuito uma corrente de 0,050 A durante 1920 s. Utilizando esses resultados experimentais, calcule a carga de um elétron.

16. Em uma eletrólise ígnea do cloreto de sódio, uma corrente elétrica, de intensidade igual a 5 ampères, atravessa uma cuba eletrolítica, com o auxílio de dois eletrodos inertes, durante 1930 segundos. O volume do gás cloro, em litros, medido nas CNTP, e a massa de sódio, em gramas, obtidos nessa eletrólise, são, respectivamente:

Volume Molar nas CNTP =  $22,71 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 2,4155 L e 3,5 g
- 1,1355 L e 2,3 g
- 2,3455 L e 4,5 g
- 3,5614 L e 3,5 g
- 4,5558 L e 4,8 g

17. O processo de eletrodeposição em peças metálicas como: talheres, instrumentos cirúrgicos, automóveis, não é utilizado apenas para embelezamento das mesmas, mas também para sua proteção contra a corrosão. Deseja-se niquelar 10 peças de aço idênticas utilizando-se uma solução de sulfato de níquel II. Para niquelar cada uma, gasta-se 1,18g de níquel utilizando uma corrente elétrica de 38,6 A. Devido às dimensões reduzidas do equipamento, só é possível niquelar uma peça por vez. Desprezando o tempo necessário para colocação das peças no equipamento, assinale a alternativa que indica corretamente o tempo gasto para fazer a niquelação das 10 peças.

- 16 min e 40 segundos
- 20 min e 50 segundos
- 42 min e 20 segundos
- 35 min. e 10 segundos
- 14 min. e 29 segundos

18. Considere duas cubas eletrolíticas ligadas em série, montadas com eletrodos inertes, sendo que a primeira (cuba 1) contém  $\text{MgCl}_2$  fundido e a segunda (cuba 2) contém uma solução aquosa de  $\text{NiCl}_2$ . Faz-se atravessar uma corrente elétrica pelo circuito e observa-se que, após um determinado tempo, houve um depósito de 3,0 g de Mg metálico. Com base nessas informações, assinale o que for correto.

- A massa de Ni metálico depositada, no mesmo tempo, na cuba 2, é de aproximadamente 7,4 g.
- Na superfície do ânodo da cuba 1, forma-se cloro gasoso.

04) Na superfície do polo negativo da cuba 2, forma-se  $H_2(g)$ .

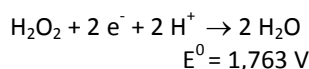
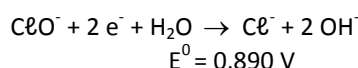
08) Na superfície do ânodo da cuba 2, forma-se cloro gasoso.

16) A equação da reação global referente à cuba 2 é  $NiCl_2(aq) \Rightarrow Ni^0(s) + Cl_2(g)$ , e o que resta no meio eletrolítico, após uma eletrólise completa, é apenas água.

19. Em um experimento eletrolítico, uma corrente elétrica circula através de duas células durante 5 horas. Cada célula contém condutores eletrônicos de platina. A primeira célula contém solução aquosa de íons  $Au^{3+}$  enquanto que, na segunda célula, está presente uma solução aquosa de íons  $Cu^{2+}$ . Sabendo que 9,85 g de ouro puro foram depositados na primeira célula, assinale a opção que corresponde a massa de cobre, em gramas, depositada na segunda célula eletrolítica.

- a) 2,4
- b) 3,6
- c) 4,8
- d) 6,0
- e) 7,2

20. A ação branqueadora da água sanitária deve-se ao íon hipoclorito, um forte agente oxidante. Uma alternativa à água sanitária é a utilização de detergentes que contêm peróxido de hidrogênio, chamados alvejantes seguros. O poder oxidante de uma espécie pode ser avaliado comparando-se valores de potencial padrão de redução das reações envolvidas. A seguir são fornecidas semirreações de redução do íon hipoclorito ( $ClO^-$ ) e do peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ) e respectivos valores de potencial padrão de redução.



a) Qual é o agente oxidante mais forte: hipoclorito ou peróxido?

b) Escreva a equação química balanceada da reação entre os íons hipoclorito e iodeto.



c) Calcule a variação de potencial padrão da reação entre os íons hipoclorito e iodeto.

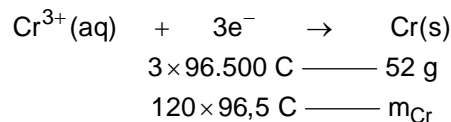
## COMENTÁRIOS

**Resposta da questão 1:**

[D]

Teremos:

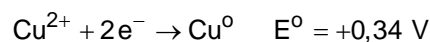
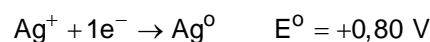
$$Q = i \times t = 96,5 \text{ min} \times 2A = 96,5 \times 60 \text{ s} \times 2A = 120 \times 96,5 C$$



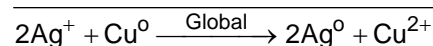
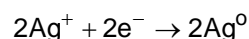
$$m_{Cr} = 2,08 g$$

**Resposta da questão 2:**

Teremos:



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



$$\Delta E = +0,80 - 0,34 = +0,46 V$$

A energia livre de Gibbs é dada por  $\Delta G = -n \times F \times E$ , então:

$$\Delta G = -n \times F \times E$$

$n = 2$  mol de elétrons transferidos

$$F = 96.500 C$$

$$E = +0,46 V$$

$$\Delta G = -2 \times 96.500 \times 0,46$$

$$\Delta G = -88.780 C \times V \times \text{mol}^{-1}$$

$$C \times V = 1 J$$

$$\Delta G = -88.780 \times 1 J \times \text{mol}^{-1}$$

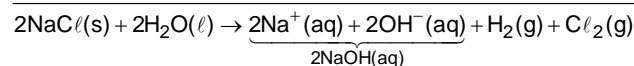
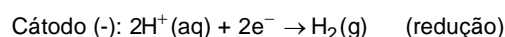
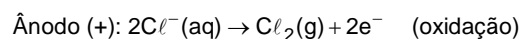
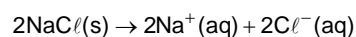
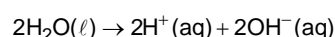
$$\Delta G = -88.780 \times J \times \text{mol}^{-1} = -88,78 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G = -88,78 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Resposta da questão 3:**

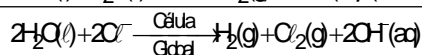
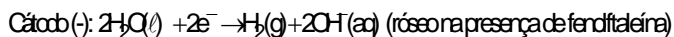
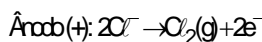
[C]

Teremos:



ou

eletrólise do NaCl (cloreto de sódio) não simplificada em solução aquosa:

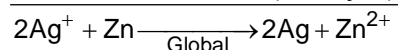
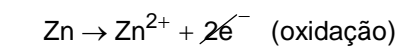
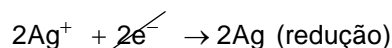


**Observação:** Como a concentração de água (H<sub>2</sub>O) é muito maior que a dos íons Na<sup>+</sup>, a reação catódica é dada por  $2\text{H}_2\text{O}(\ell) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$  e não por  $2\text{Na}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$ .

#### Resposta da questão 4:

a)  $E_{\text{Redução Ag}} > E_{\text{Redução Zn}}$

Então,



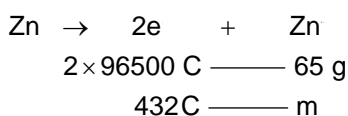
$$\Delta E = +0,80\text{V} - (-0,76\text{V}) = +1,56\text{V}$$

b) Teremos:

$$Q = i \times t$$

$$Q = 10 \times 10^{-3} \text{ A} \times 12 \times 3600 \text{ s}$$

$$Q = 432 \text{ A} \times \text{s}$$

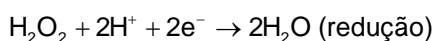
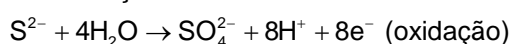


$$m = 0,145 \text{ g}$$

#### Resposta da questão 5:

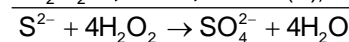
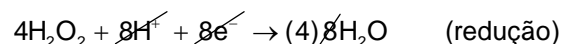
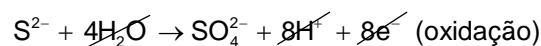
a) De acordo com o enunciado têm-se o uso de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> para oxidar o S<sup>2-</sup>, na forma de Ag<sub>2</sub>S, em Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de coloração branca, então:

Semirreações:

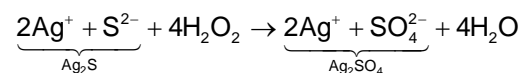


Balaceando os elétrons, vem:

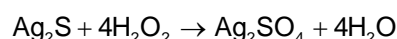
Semirreações:



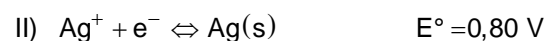
Acrescentando Ag<sup>+</sup>:



Então:

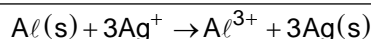
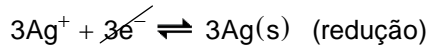
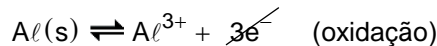


b) Sim. A partir dos dados:



Verifica-se que o potencial de redução do cátion prata (sofre redução) é maior do que o do cátion alumínio (sofre oxidação).

Conseqüentemente o brilho é recuperado na segunda experiência, pois o cátion prata é reduzido à prata metálica:

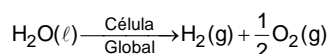
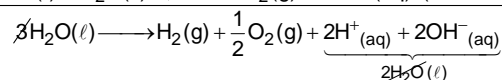
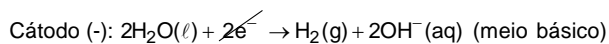
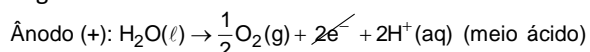


#### Resposta da questão 6:

$$01 + 08 + 16 = 25.$$

Um tambor de ferro enterrado, do tipo usado em postos de combustível, pode ser protegido da oxidação colocando em contato com ele placas de zinco, em um processo chamado de proteção catódica, pois o potencial de redução do ferro (-0,44) é maior do que o do zinco (-0,76).

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



Capacitores podem ser utilizados em processos que necessitam de rápida movimentação de cargas elétricas,

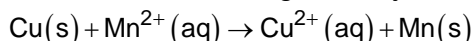
como no acionamento de um *flash* de uma câmera fotográfica, devido ao acúmulo de carga elétrica.

**Resposta da questão 7:**

01 + 04 + 16 = 21.

[01] **Verdadeira.** De acordo com os potenciais-padrão de redução, observa-se uma maior tendência do cobre a reduzir. Dessa forma, na pilha Zn-Cu, o cobre sofre redução, enquanto que o zinco sofre oxidação.

[02] **Falsa.** De acordo com o que foi sugerido na afirmativa, teríamos a seguinte reação:



Para o cálculo do potencial dessa reação teremos:

$$E^{\circ}_{\text{REAÇÃO}} = E^{\circ}_{\text{OXIDAÇÃO}} + E^{\circ}_{\text{REDUÇÃO}} = -0,337\text{V} + (-1,180) = -1,2137\text{V}$$

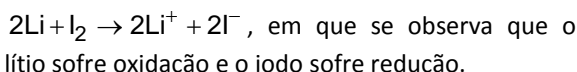
O sinal negativo do resultado indica que o processo não é espontâneo.

[04] **Verdadeira.** Trocando os sinais dos potenciais de redução, teremos os seguintes potenciais de oxidação:

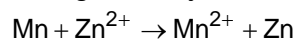
$$E^{\circ}(\text{Li/Li}^+) = +3,045\text{V}$$

$$E^{\circ}(\text{Cr/Cr}^{2+}) = +0,740\text{V}$$

[08] **Falsa.** Na pilha lítio-iodo, ocorre a seguinte equação:



[16] **Verdadeira.** De acordo com o sugerido na afirmativa, ocorre a seguinte reação:



Para o cálculo do potencial dessa reação, teremos:

$$E^{\circ}_{\text{REAÇÃO}} = E^{\circ}_{\text{OXIDAÇÃO}} + E^{\circ}_{\text{REDUÇÃO}} = +1,18\text{V} + 0,760\text{V} = +1,94\text{V}$$

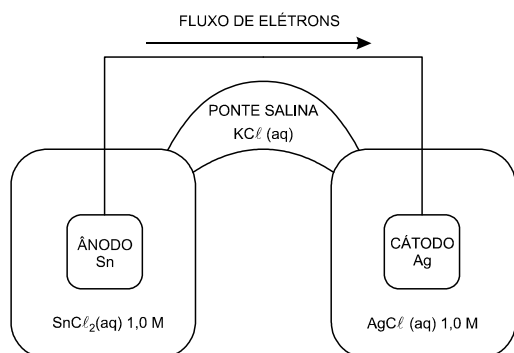
O sinal positivo do resultado indica que o processo é espontâneo.

[32] **Falsa.** O potencial de redução do manganês é menor em relação ao do zinco.

[64] **Falsa.** Como o lítio tem maior potencial de oxidação, apresenta maior facilidade em ceder elétrons e, assim, podemos dizer que esse metal é o melhor agente redutor.

**Resposta da questão 8:**

a)



b) Se a célula galvânica é padrão, as concentrações das soluções de eletrólitos devem ser 1 mol/L.

Assim:

Para  $\text{AgCl}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{143,5 \text{ g de AgCl}} \cdot \text{---} \cdot 1\text{L}$$

$$m_1 \text{---} 0,1\text{L}$$

$$m_1 = 14,35 \text{ g de AgCl}$$

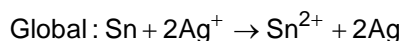
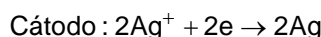
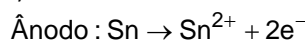
Para  $\text{SnCl}_2$

$$\frac{1 \text{ mol}}{154,2 \text{ g de SnCl}_2} \cdot \text{---} \cdot 1\text{L}$$

$$m_1 \text{---} 0,1\text{L}$$

$$m_1 = 15,42 \text{ g de SnCl}_2$$

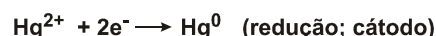
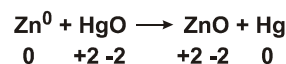
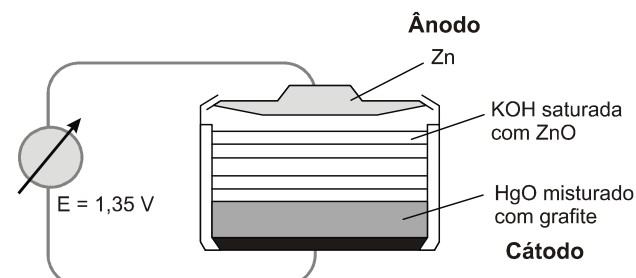
c)



$$\text{Potencial} = +0,14 + 0,80 = +0,94\text{V}$$

**Resposta da questão 9:**

a) De acordo com a figura:



b) O ânodo apresenta menor potencial de redução do que o cátodo, então:

$$\Delta E = 1,35 \text{ V}; E_{\text{redução maior}} = E_{\text{HgO/Hg}} = 0,0972 \text{ V}; E_{\text{redução menor}} = E_{\text{ZnO/Zn}}$$

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

$$\Delta E = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ânodo}}$$

$$1,35 \text{ V} = 0,0972 \text{ V} - E_{\text{ânodo}}$$

$$E_{\text{ânodo}} = -1,2528 \text{ V}$$

**Resposta da questão 10:**

[C]



De acordo com a definição de corrente elétrica, temos:

$$i = \frac{Q}{\Delta t}, \text{ em que } 10 \text{ A} = 10 \text{ C/s:}$$

Cálculo da carga fornecida pela bateria.

$$\begin{array}{l} 10 \text{ C} \text{ ----- } 1 \text{ s} \\ Q \text{ ----- } 1800 \text{ s} \\ Q = 18000 \text{ C} \end{array}$$

Cálculo do número de mols e elétrons usando a constante de Faraday:

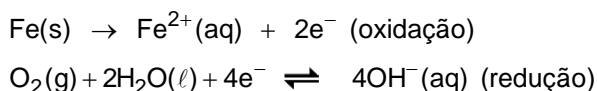
$$\begin{array}{l} 96500 \text{ C} \text{ ----- } 1 \text{ mol de elétrons} \\ 18000 \text{ C} \text{ ----- } n \\ n = 0,187 \text{ mol de elétrons.} \end{array}$$

Cálculo do número de mols de chumbo formado:

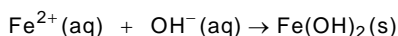
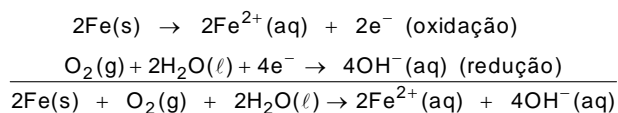
$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Pb} \text{ ----- } 2 \text{ mol de elétrons} \\ x \text{ ----- } 0,187 \text{ mol} \\ n = 0,093 \text{ mol de Pb.} \end{array}$$

### Resposta da questão 11:

a) Equações químicas balanceadas que descrevem a oxidação do ferro em meio aquoso neutro e a formação de hidróxido ferroso:



Multiplicando a primeira equação por 2 e somando com a segunda, vem:



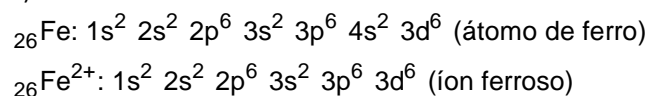
b) Como a formação do hidróxido ferroso depende da concentração de ânions hidróxido, quanto maior o pH maior a produção de  $\text{Fe(OH)}_2$ .

c) O potencial pode ser calculado por:

$$\begin{array}{l} \Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} \\ \Delta E = 0,40 - (-0,44) = 0,84 \text{ V} \end{array}$$

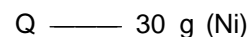
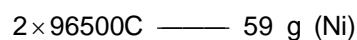
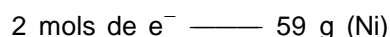
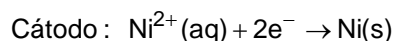
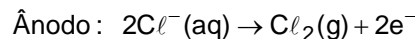
O processo é espontâneo, pois  $\Delta E > \text{zero}$ .

d) Teremos:



### Resposta da questão 12:

a) Teremos:

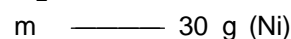
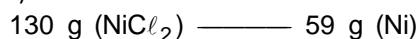


$$Q = 98135,59 \text{ C}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow 98135,59 = i \times 3600$$

$$i = 27,26 \text{ A}$$

b) Teremos:



$$m = 66,10 \text{ g}$$

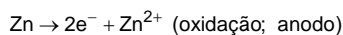
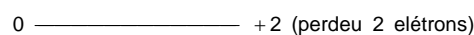
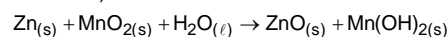
$$m_{(\text{com excesso})} = 66,10 \text{ g} + 0,50(66,10 \text{ g}) = 99,15 \text{ g}$$

### Resposta da questão 13:

[E]

Teremos:

(agente redutor)



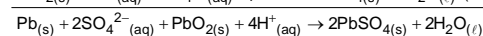
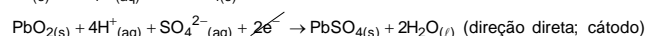
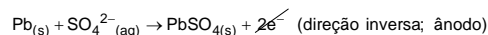
### Resposta da questão 14:

[B]

Teremos:

$$+1,69 \text{ V} > -0,36 \text{ V}$$

Então:

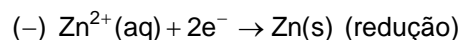


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = +1,69 - (-0,36) = +2,05 \text{ V}$$

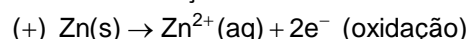
### Resposta da questão 15:

a) De acordo com a figura fornecida, verifica-se que o zinco se torna um eletrodo positivo, ou negativo de acordo com os terminais da bateria.

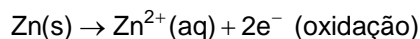
Na placa de zinco acoplada ao polo negativo da bateria, teremos aumento de massa:



Na placa de zinco acoplada ao polo positivo da bateria, teremos diminuição de massa:



b) A partir da reação de oxidação, vem:



$$65,4 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mols e}^-$$

$$0,0327 \text{ g} \text{ ————— } n \text{ mols e}^-$$

$$n = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mols e}^-$$

Observação: O número de mols envolvidos na reação de redução é igual ao de oxidação.

c) Notações:

Q = carga (coulomb)

i = intensidade da corrente elétrica (A; ampère)

t = tempo (s; segundo)

$$Q = i \times t$$

$$Q = 0,050 \times 1920 = 96 \text{ coulomb}$$

$$1,0 \times 10^{-3} \text{ mol e}^- \text{ — } 96 \text{ coulomb}$$

$$1,0 \times 10^{-3} \times 6,0 \times 10^{23} \text{ e}^- \text{ — } 96 \text{ coulomb}$$

$$1 \text{ e}^- \text{ — } Q'$$

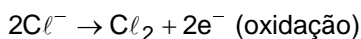
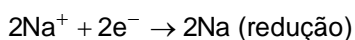
$$Q' = 16 \times 10^{-20} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ coulomb}$$

A carga de um elétron corresponde a  $1,6 \times 10^{-19}$  coulomb.

**Resposta da questão 16:**

[B]

Na eletrólise, teremos:



$$Q = i \times t = 5 \times 1930 = 9650 \text{ C}$$

$$2 \text{ mol e}^- \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$$

↓

$$1 \text{ mol Cl}_2 \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$$

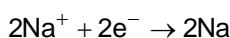
$$n\text{Cl}_2 \text{ — } 9650 \text{ C}$$

$$n\text{Cl}_2 = 0,05 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol — } 22,71\text{L}$$

$$0,05 \text{ mol — } V$$

$$V = 1,1355 \text{ L}$$



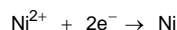
$$2 \times 96500 \text{ C — } 2 \times 23 \text{ g}$$

$$9650 \text{ C — } m_{\text{Na}}$$

$$m_{\text{Na}} = 2,3 \text{ g}$$

**Resposta da questão 17:**

[A]



$$2 \text{ mole}^- \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$2 \text{ F — } 59 \text{ g}$$

$$2 \times 96500 \text{ C — } 59 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 1,18 \text{ g} \times 10 \text{ (10 peças)}$$

$$Q = 38600 \text{ C}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow 38600 \text{ C} = 38,6\text{A} \times t$$

$$t = 1000 \text{ s} \Rightarrow 16,66667 \text{ min (16min+0,66667s = 16min+0,66667} \times 60\text{s)}$$

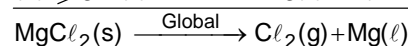
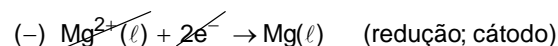
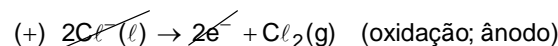
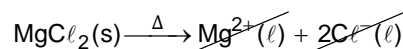
$$t = 16 \text{ min e } 40\text{s}$$

**Resposta da questão 18:**

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

Teremos:

Cuba 1:



Conhecendo as filas de descarga:

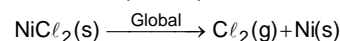
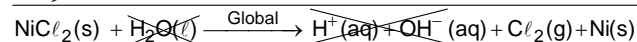
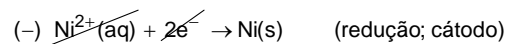
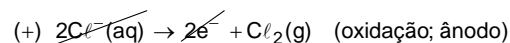
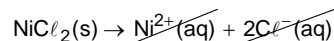
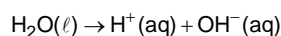
Cátions:

1A, 2A,  $\text{Al}^{3+}$  <  $\text{H}^+$  <  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  ...  
(outros cátions)

Ânions:

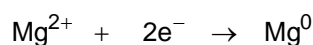
$\text{F}^-$  e  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  <  $\text{OH}^-$  <  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  ...  
(ânions oxigenados) (outros ânions não oxigenados)

Cuba 2:



Na superfície do polo negativo da cuba 2, forma-se Ni(s).

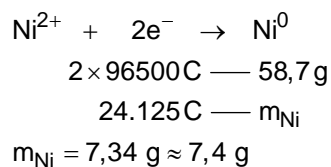
Como as cubas eletrolíticas estão ligadas em série, elas devem ser percorridas pela mesma corrente elétrica. Chamando a quantidade de eletricidade que percorre as duas cubas de Q, teremos:



$$2 \times 96500 \text{ C — } 24 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 3 \text{ g}$$

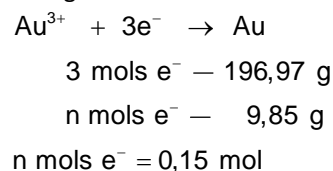
$$Q = 24.125 \text{ C}$$



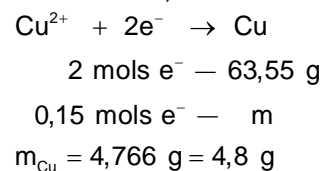
**Resposta da questão 19:**

[C]

A carga elétrica é a mesma nas duas células. Então:



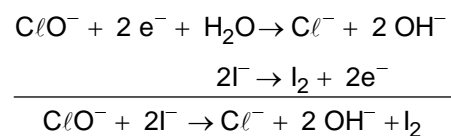
Como temos 0,15 mol de elétrons, vem:



**Resposta da questão 20:**

a) Como  $1,763 \text{ V} > 0,890 \text{ V}$ ; o agente oxidante mais forte é o peróxido de hidrogênio (apresenta maior potencial de redução).

b) Teremos:



c)  $\Delta E = 0,890 - 0,535 = 0,355 \text{ V}$