

## ESTEQUIOMETRIA (ELETRÓLISE)

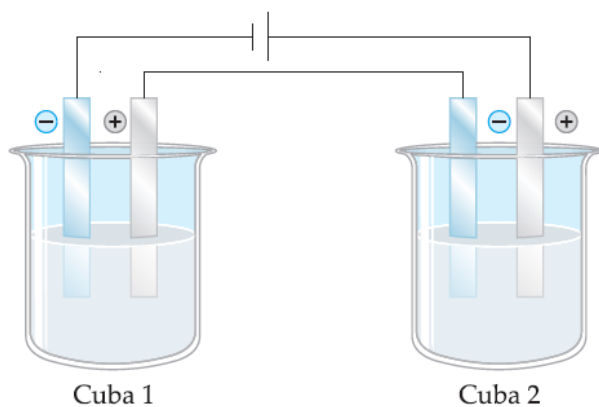
### 1. CARGA ELÉTRICA (Q)

$Q = 1 \text{ faraday (F)} = \text{Carga de } 1 \text{ mol de } e^- = 96\,500 \text{ coulomb (C)}$

Corrente elétrica (i)

$$i_{(A)} = \frac{Q(C)}{t(s)}$$

Eletrólise em série (1 gerador de corrente contínua para duas ou mais cubas)



Carga (Q)  $\therefore Q_{\text{cuba 1}} = Q_{\text{cuba 2}}$

(C) (s) (A)

$$Q = t \cdot i$$

## EXERCÍCIOS DE APLICAÇÃO

**01 (UEL-PR)** A carga elétrica necessária para transformar, por eletrólise, 2 mols de íons  $\text{Cu}^{2+}$  em cobre metálico é igual a:

- a) 1 Faraday.
- b) 2 Faradays.
- c) 3 Faradays.
- d) 4 Faradays.
- e) 5 Faradays.

**02 (FEI-SP)** Duas cubas eletrolíticas dotadas de eletrodos inertes, ligadas em série, contêm, respectivamente, solução aquosa de  $\text{AgNO}_3$  e solução aquosa de  $\text{KI}$ . Certa quantidade de eletricidade acarreta a deposição de 108 g de prata na primeira cuba. Em relação às quantidades e à natureza das substâncias liberadas, respectivamente, no cátodo e no ânodo da segunda cuba, pode-se dizer (massas atômicas (u):  $\text{H} = 1$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{K} = 39$ ;  $\text{Ag} = 108$ ;  $\text{I} = 127$ ):

- a) 39 g de  $\text{K}$  e 8 g de  $\text{O}_2$
- b) 11,2 L (CNTP)  $\text{H}_2$  e 127 g de  $\text{I}_2$
- c) 11,2 L (CNTP)  $\text{H}_2$  e 5,6 g de  $\text{O}_2$
- d) 39 g de  $\text{K}$  e 127 g de  $\text{I}_2$
- e) 1 g de  $\text{H}_2$  e 254 g de  $\text{I}_2$

**03 (UFES-ES)** A quantidade de metal depositado pela passagem de 0,4 Faraday através de uma solução de um sal de zinco é igual a: Dado:  $\text{Zn} = 65$

- a) 13 g
- b) 43 g
- c) 74 g
- d) 26 g
- e) 3,6 g

**04 (E. E. Mauá-SP)** No processo de eletrodeposição de prata ( $\text{Ag}^0$ ) sobre uma peça metálica imersa em solução aquosa de nitrato de prata ( $\text{Ag}^+\text{NO}_3^-$ ), circulou corrente com intensidade de 2,30 A ( $1\text{A} = 1\text{C/s}$ ) durante 7 minutos.

Faça um esquema dessa eletrodeposição e determine a massa de  $\text{Ag}^0$  depositada sobre a peça. Adote: 1 F (carga de 1 mol de elétrons) = 96.500 C, Massa atômica da prata = 108u

**05 (ITA-SP)** Uma cuba eletrolítica com eletrodos de cobre e contendo solução aquosa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  é ligada em série a outra provida de eletrodos de prata e contendo solução aquosa de  $\text{AgNO}_3$ . Este conjunto de cubas em série é ligado a uma fonte durante certo intervalo de tempo. Nesse intervalo de tempo, um dos eletrodos de cobre teve um incremento de massa de 0,64 g. O incremento de massa em um dos eletrodos da outra célula deve ter sido de:

Massas molares (g/mol):  $\text{Cu} = 64$ ;  $\text{Ag} = 108$

- a) 0,32 g
- b) 0,54 g
- c) 0,64 g
- d) 1,08 g
- e) 2,16 g

**06 (FCC-SP)** Admita que o cátodo de uma pilha A seja uma barra de chumbo mergulhada em solução de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Quando o aumento de massa for de 2,07g, isso significa que circulou pelo fio: Dado  $\text{Pb} = 207$  u

- a) 0,01 mol de elétrons.
- b) 0,02 mol de elétrons.
- c) 0,03 mol de elétrons.
- d) 0,04 mol de elétrons.
- e) 0,05 mol de elétrons.

**07 (UNIMEP-SP)** 19.300 C são utilizados na eletrólise do cloreto de sódio fundido. A massa de sódio produzida será igual a: Dados: 1 F = 96.500 C; massa atômica:  $\text{Na} = 23$  u;  $\text{Cl} = 35,5$  u.

- a) 1,15 g
- b) 2,30 g
- c) 3,60 g
- d) 4,60 g
- e) 5,20 g

**08 (UFMG-MG)** Na eletrólise (eletrodos inertes), em série de soluções aquosas de  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{CuSO}_4$ , foram formados 50g de mercúrio metálico no cátodo da primeira cuba. A massa de cobre depositada na segunda cuba é:

Dados:  $\text{Hg} = 200 \text{ u}$ ;  $\text{Cu} = 64 \text{ u}$

- a) 128 g
- b) 64 g
- c) 32 g
- d) 16 g
- e) 8 g

**09 (FAAP-SP)** Uma peça de ferro constitui o cátodo de uma célula eletrolítica, que contém uma solução aquosa de íons níquel ( $\text{Ni}^{2+}$ ). Para niquelar a peça, faz-se passar pela célula uma corrente de 19,3 A. Calcule o tempo, em segundos, necessário para que seja depositada, na peça, uma camada de níquel de massa 0,59 g. (Dado:  $\text{Ni} = 59 \mu$ .)

**10 (UFS-SE)** Numa célula eletrolítica contendo solução aquosa de nitrato de prata flui uma corrente elétrica de 5,0 A durante 9.650 s. Nessa experiência, quantos gramas de prata metálica são obtidos?  $\text{Ag} = 108 \text{ u}$ .

- a) 108
- b) 100
- c) 54,0
- d) 50,0
- e) 10,0

**11 (ITA-SP)** Uma fonte de corrente contínua fornece corrente elétrica a um sistema composto por duas células eletrolíticas, ligadas em série através de um fio condutor. Cada célula é dotada de eletrodos inertes. Uma das células contém somente uma solução aquosa 0,3 molar de  $\text{NiSO}_4$  e a outra, apenas uma solução aquosa 0,2 molar de  $\text{AuCl}_3$ . Se durante todo o período da eletrólise as únicas reações que ocorrem nos cátodos são as deposições dos metais, qual das opções corresponde ao valor da relação: massa de níquel depositado/massa de ouro depositado?

Dados:  $\text{Ni} = 59 \text{ u}$   $\text{Au} = 197 \text{ u}$

- a) 0,19
- b) 0,45
- c) 1,0
- d) 2,2
- e) 5,0

**12 (CESGRANRIO-RJ)** Para a deposição eletrolítica de 11,2 gramas de um metal cuja massa atômica é 112 u, foram necessários 19.300 coulombs. Portanto, o número de oxidação do metal é: Dado: 1 Faraday = 96.500 C

- a) + 1
- b) + 2
- c) + 3
- d) + 4
- e) + 5

**13 (ITA-SP)** Em relação à reação de oxidorredução representada pela equação:  $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$  são feitas as seguintes afirmações: Dados:  $\text{Ag} = 108 \text{ u}$ ;  $\text{Zn} = 65 \text{ u}$

I. A produção de 1,0 g de prata requer mol de elétrons.

II. A semi-reação de oxidação é:  $2 \text{Ag} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}^+$

III. Zinco metálico é mais redutor do que prata metálica.

a) Somente III é certa.

b) I e III estão certas.

c) Todas estão certas.

d) Somente a afirmação I é certa.

e) Somente a afirmação II é certa

**14 (PUC-SP)** As massas de cobre depositado e de zinco dissolvido na pilha de Daniel para se obter uma corrente de 0,8A, durante 30 min, são iguais, respectivamente, a: Dados:  $\text{Zn} \cong 65 \text{ u}$  e  $\text{Cu} = 63,5$

a) 0,94 g e 0,97 g

b) 0,23 g e 0,48 g

c) 0,47 g e 0,97 g

d) 0,47 g e 0,48 g

e) 0,23 g e 0,24 g

**15 (FEI-SP)** Durante duas horas passou-se uma corrente elétrica de 1 ampère em uma solução aquosa de  $\text{NaCl}$ . A alternativa que apresenta as substâncias (e suas massas) formadas, respectivamente, no cátodo e ânodo é:

(Massas atômicas:  $\text{H} = 1 \text{ u}$ ;  $\text{O} = 16 \text{ u}$ ;  $\text{Na} = 23 \text{ u}$ ;  $\text{Cl} = 35,5 \text{ u}$ )

a)  $\text{H}_2$  (0,30 g) e  $\text{Cl}_2$  (5,30 g)

b)  $\text{Na}$  (1,72 g) e  $\text{Cl}_2$  (2,65 g)

c)  $\text{Na}$  (3,44 g) e  $\text{O}_2$  (0,60 g)

d)  $\text{H}_2$  (0,075 g) e  $\text{Cl}_2$  (2,65 g)

e)  $\text{Cl}_2$  (2,65 g) e  $\text{H}_2$ (0,15 g)

**16 (UNICAMP-SP)** Em um determinado processo eletrolítico, uma pilha mostrou-se capaz de fornecer  $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de elétrons, esgotando-se depois. (Massa atômica:  $\text{Cu} = 64 \text{ u}$ )

a) Quantas pilhas seriam necessárias para se depositar 0,05 mol de cobre metálico, a partir de uma solução de  $\text{Cu}^{2+}$ , mantendo-se as mesmas condições do processo eletrolítico?

b) Quantos gramas de cobre seriam depositados nesse caso?

**17 (UNICAMP-SP)** Quando o acumulador dos automóveis (bateria de chumbo) fornece uma corrente elétrica, ocorre uma reação química representada por:  $\text{Pb(s)} + \text{PbO}_2\text{(s)} + 4 \text{H}^+\text{(aq)} + 2 \text{SO}_4^{2-}\text{(aq)} \rightarrow 2 \text{PbSO}_4\text{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$

a) Quais as variações do número de oxidação do chumbo nesta reação?

b) O anúncio de uma bateria de automóvel dizia que a mesma poderia fornecer 50 A h. Neste caso, quantos gramas de chumbo metálico seriam consumidos?

Dados:

- Constante de Faraday,  $F = 96.500 \text{ C/mol}$ . Lembre-se de que a constante de Faraday é igual à constante de Avogadro multiplicada pela carga do elétron.

- Massa molar do chumbo =  $207 \text{ g/mol}$

-  $1 \text{ Ah} = 3.600 \text{ C}$

18 O volume de hidrogênio em mililitros (mL) nas CNTP, obtido na eletrólise (eletrodos inertes) de uma solução aquosa de soda cáustica, durante 8 minutos e corrente contínua de 0,1 A, é aproximadamente:

Dados:  $H_2 = 2 \text{ g/mol}$ ;  $1 F \cong 96.000 \text{ C}$

- a) 22,4
- b) 11,2
- c) 5,6
- d) 2,8
- e) 1,4

19 (IME-RJ) Num processo de niquelação, o níquel é depositado eletroliticamente a partir de meio litro de uma solução 0,1 M de  $NiSO_4$ . Passando uma corrente constante de 1 A através da solução, teremos a deposição total do níquel exatamente após: Dado:  $F = 96.500 \text{ C}$

- a) 160,8 s
- b) 160,8 min
- c) 964,8 min
- d) 1.608,8 min

20 (UERJ-RJ) Considere a célula eletrolítica abaixo.



Eletrolisando-se, durante 5 minutos, a solução de  $CuSO_4$  com uma corrente elétrica de 1,93 ampère, verificou-se que a massa de cobre metálico depositada no cátodo foi de 0,18 g. Em função dos valores apresentados acima, o rendimento do processo foi igual a: Dado:  $Cu = 63,5 \text{ u}$ .

- a) 94,5%
- b) 96,3%
- c) 97,2%
- d) 98,5%

21 (FCC-SP) Na eletrólise de ferrocianeto de potássio, realizada entre eletrodos de Pt, ocorre no ânodo o processo:



Qual a carga que deve circular entre os eletrodos para que se formem 2 mols de íons  $\text{Fe(CN)}_6^{3-}$ ?

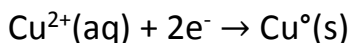
Dado: 1 Faraday = 96.500 C

- a) 3 coulombs
- b) 4 coulombs
- c) 6 coulombs
- d)  $1,93 \cdot 10^5$  coulombs
- e)  $5,79 \cdot 10^5$  coulombs

22 (PUC-SP) Estudando a deposição eletrolítica em série dos íons  $\text{A}^{x+}$ ,  $\text{B}^{y+}$  e  $\text{C}^{z+}$ , 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 z 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

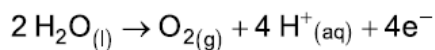
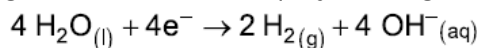
23 (UFRGS-RS) Na obtenção eletrolítica de cobre a partir de uma solução aquosa de sulfato cúprico, ocorre a seguinte semi-reação catódica.



Para depositar 6,35 g de cobre no cátodo da célula eletrolítica, a quantidade de eletricidade necessária, em coulombs, é aproximadamente igual a:

- a) 0, 100
- b) 6,35
- c) 12,7
- d)  $9,65 \cdot 10^3$
- e)  $1,93 \cdot 10^4$

24 (UNIMONTES-MG) Durante a eletrólise de uma solução aquosa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , foram produzidos 2,4 L de oxigênio gasoso, conforme as equações a seguir:



Dados:

Volume de gás a 20 °C e 1 atm = 24 L

F = 96.500 C

$Q = i \cdot \Delta t$ , em que Q = carga(C), i = corrente (A) e  $\Delta t$  = variação de tempo(s)

Considerando-se que foi utilizada uma corrente elétrica de 20 A, o tempo, em segundos, decorrido nesse processo, foi de:

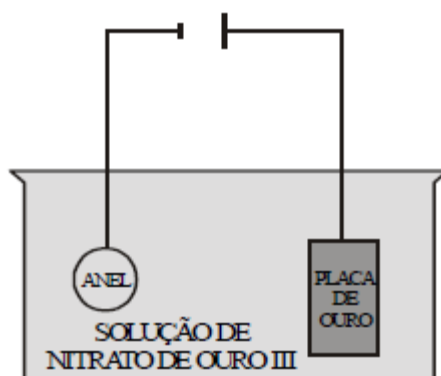
- a) 3.860
- b) 19.300
- c) 1.930
- d) 9.650

**25 (ITA-SP)** Para niquelar uma peça de cobre, usou-se uma solução de sulfato de níquel (II) e aparelhagem conveniente para eletrodeposição. Terminada a niquelação, verificou-se que havia passado pelo circuito  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol de elétrons. Conclui-se, então, que a quantidade de níquel depositada sobre a peça de cobre foi de: Dado: Ni = 58,71 u

- a)  $5,0 \cdot 10^{-4}$  mol, isto é,  $29,35 \cdot 10^{-3}$  g
- b)  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol, isto é,  $58,71 \cdot 10^{-3}$  g
- c)  $2,0 \cdot 10^{-3}$  mol, isto é,  $117,42 \cdot 10^{-3}$  g
- d)  $2,5 \cdot 10^{-4}$  mol, isto é,  $14,67 \cdot 10^{-3}$  g
- e)  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol, isto é,  $29,35 \cdot 10^{-3}$  g

**26 (E. E. Mauá-SP)** Uma calota de automóvel de  $675 \text{ cm}^2$  de área constitui o cátodo de uma célula eletrolítica que contém uma solução aquosa de íons de níquel +2. Para niquelar a calota, faz-se passar através da célula uma corrente de 32,9 ampères. Calcule o tempo (em minutos) necessário para que seja depositada na calota uma camada de níquel de 0,1 mm de espessura. Dados:  $d_{\text{Ni}} = 8,9 \text{ g/cm}^3$ ; Ni = 58 u; F = 96.500 C

**27 (FEPECS-DF)** O esquema abaixo consiste em uma placa de ouro mergulhada em uma solução do íon desse metal. Nessa mesma solução encontra-se também mergulhado um anel de alumínio que se deseja banhar com ouro (processo de eletrodeposição), sendo o sistema ligado a um gerador. A partir desse esquema, são feitas as seguintes afirmações:



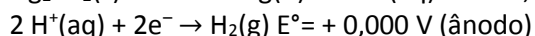
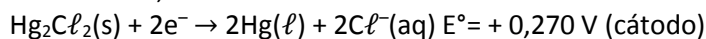
- I. a placa de ouro deve ser conectada ao polo positivo do gerador;
- II. o anel de alumínio atua como o catodo do sistema;
- III. durante o processo a placa de ouro sofre oxidação;
- IV. a cada  $1,8 \cdot 10^{21}$  elétrons que circulam na célula eletrolítica, a massa do anel é aumentada em aproximadamente 0,197 g.

São corretas as afirmações: (Au = 197u)

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

**28 (UFC-CE)** O pH é um dos parâmetros físico-químicos utilizados no monitoramento ambiental de lagos e rios. Este parâmetro pode ser medido experimentalmente montando-se uma célula galvânica com um eletrodo de hidrogênio (ânodo), sendo a pressão do gás hidrogênio igual a 1,0 bar, e com um eletrodo de calomelano (cátodo), com a concentração de cloreto igual a  $1,0 \text{ mol L}^{-1}$ . As semirreações e os respectivos valores de potenciais de eletrodo padrão para os dois eletrodos são dados abaixo. Assinale a alternativa que corretamente indica o pH de uma solução aquosa em que o potencial de eletrodo da célula medido experimentalmente a 298,15 K foi de 0,565 V.

Dados:  $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  e  $F = 96.500 \text{ C mol}^{-1}$



- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

**29 (VUNESP-SP)** A pilha esquematizada, de resistência desprezível, foi construída usando-se, como eletrodos, uma lâmina de cobre mergulhada em solução aquosa, contendo íons  $\text{Cu}^{2+}$  ( $1\text{mol.L}^{-1}$ ) e uma lâmina de zinco mergulhada em solução aquosa contendo íons  $\text{Zn}^{2+}$  ( $1\text{mol.L}^{-1}$ ). Além da pilha, cuja diferença de potencial é igual a 1,1 volts, o circuito é constituído por uma lâmpada pequena e uma chave interruptora Ch. Com a chave fechada, o eletrodo de cobre teve um incremento de massa de  $63,5\ \mu\text{g}$  após 193s.

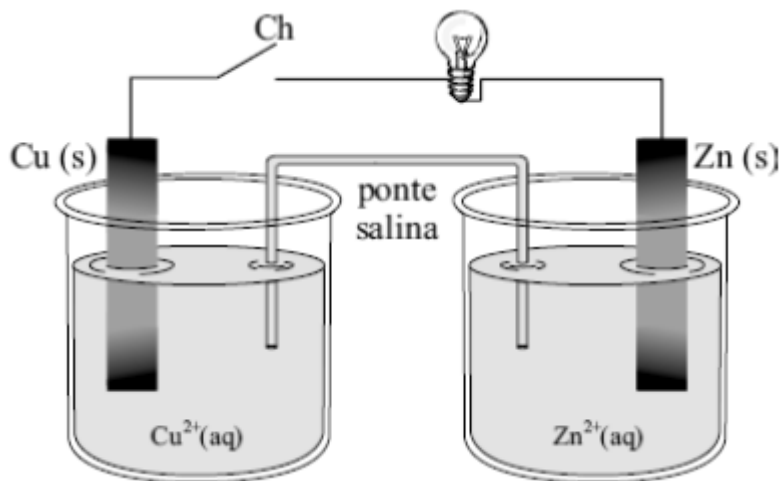
Dados:  $P = U.i$

Carga de um mol de elétrons = 96 500C

Massas molares ( $\text{g.mol}^{-1}$ ):  $\text{Zn} = 65,4$ ;  $\text{Cu} = 63,5$

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

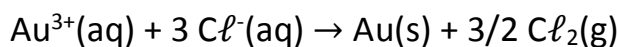
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$



Considerando que a corrente elétrica se manteve constante nesse intervalo de tempo, a potência dissipada pela lâmpada nesse período foi de:

- a) 1,1 mW.
- b) 1,1 W.
- c) 0,55 mW.
- d) 96 500 W.
- e) 0,22 mW.

**30 (UFT-TO)** Atualmente, César Cielo é o brasileiro mais rápido do mundo na natação estilo livre. Após ter vencido os 50 metros livres nas Olimpíadas de Pequim, em 2008, é o campeão e recordista mundial dos 100 metros livres e campeão dos 50 metros livres. Estas três medalhas de ouro são um marco para a natação brasileira e César Cielo, um exemplo de atleta para os jovens do Brasil. As medalhas conquistadas, ao contrário do que muitos pensam, não possuem valor financeiro relevante, pois são feitas de prata e apenas recobertas com uma fina camada de ouro. O uso de corrente elétrica para produzir uma reação química, chamada de eletrólise, é a técnica aplicada para recobrir a prata com o ouro, produzindo assim a tão almejada medalha de ouro. O processo consiste em reduzir uma solução aquosa de Ouro(III) contendo excesso de íons cloreto, a ser depositada sobre a Prata, que atua como um eletrodo, conforme a reação total a seguir:



Supondo que tenha sido utilizada uma corrente elétrica constante de 3,5 ampere durante 35 minutos, determine qual das alternativas abaixo representa corretamente a quantidade de ouro depositada em cada medalha:

(Dados: constante de Faraday =  $9,65 \cdot 10^4\text{ coulomb mol}^{-1}$ ; 1 ampere =  $1\text{ coulomb s}^{-1}$ ;  $\text{Au} = 197\text{u}$ )

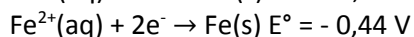
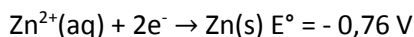
- a) 15 gramas
- b) 5,0 gramas
- c) 7,0 gramas
- d) 12 gramas
- e) 10 gramas



**31 (UFC-CE)** Revestimento metálico de zinco sobre ferro é obtido pela redução de íons  $\text{Zn}^{2+}$  a partir da eletrólise de uma solução aquosa contendo estes íons.

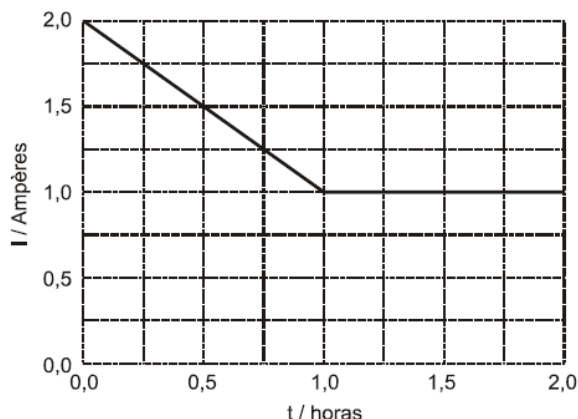
a) Considerando que ferro e zinco formam um par galvânico, indique, a partir dos valores de potencial padrão de eletrodo, fornecidos abaixo, que metal atuará como ânodo e que metal atuará como cátodo neste par galvânico. Justifique sua resposta em função dos valores de potencial padrão de eletrodo fornecidos.

Dados:

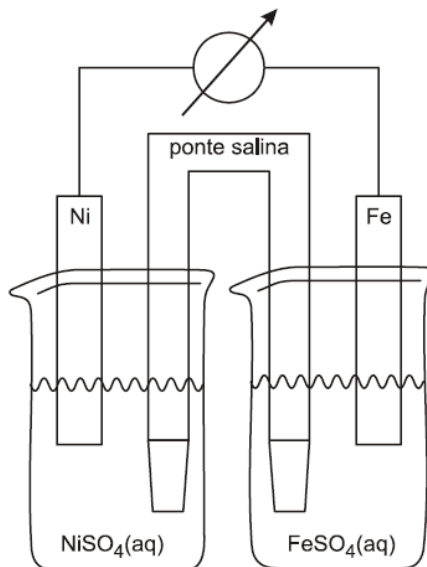


b) Considerando que, em uma célula eletrolítica, a intensidade de corrente elétrica para a redução de íons  $\text{Zn}^{2+}$  varia com o tempo, de acordo com o gráfico abaixo, determine o número de moles de zinco metálico reduzido sobre ferro.

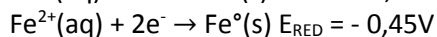
Dado: Assuma que um mol de elétrons corresponde a uma carga de 96.500 C.



**32 (UFG-GO)** O esquema de uma pilha de Ni-Fe é ilustrado abaixo.



As semirreações que ocorrem em cada compartimento dessa pilha e os potenciais de redução das espécies são os seguintes:



Com base nestas informações,

a) escreva a equação eletroquímica da reação global para o processo espontâneo e a distribuição eletrônica do metal que é produto dessa reação;

b) determine o número de mols de metal depositado quando essa pilha é ligada a um gerador externo, com FEM = 1,5 V e corrente de 1 A durante  $1 \cdot 10^6$  s, sabendo que a massa, em gramas, do metal depositado, é igual a  $3,4 \cdot 10^{-4} \cdot i \cdot t$  ( $i$  = corrente em Ampères e  $t$  = tempo em segundos).

**33 (FUVEST-SP)** Quantos mols de hidrogênio se obtêm por eletrólise de 108 g de água?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 6
- e) 8

**34 (UFRO-RO)** Para a produção de alumínio, partimos da bauxita, que, após uma “lavagem”, é processada para formar a alumina ( $Al_2O_3$ ), a qual sofre decomposição eletrolítica para formar o  $Al$ . Se considerarmos 102 toneladas de alumina, a que corresponderá o alumínio produzido?

- a) 13,5 toneladas no cátodo da cuba eletrolítica.
- b) 27,0 toneladas no ânodo da cuba eletrolítica.
- c) 27,0 toneladas no cátodo da cuba eletrolítica.
- d) 54,0 toneladas no ânodo da cuba eletrolítica.
- e) 54,0 toneladas no cátodo da cuba eletrolítica.

**35 (PUC-PR)** Na eletrólise aquosa, com eletrodos inertes, de uma base de metal alcalino, obtêm-se 8,00 g de  $O_2(g)$  no ânodo. Qual é o volume de  $H_2(g)$ , medido nas CNTP, liberado no cátodo? (Dados:  $M_H = 1,00 \text{ g/mol}$ ;  $M_O = 16,00 \text{ g/mol}$ ; volume molar = 22,4 L)

- a) 22,4 L
- b) 5,6 L
- c) 11,2 L
- d) 33,6 L
- e) 7,50 L

**36 (UFS-SE)** Numa célula eletrolítica contendo solução aquosa de nitrato de prata flui uma corrente elétrica de 5,0 A durante 9.650 s. Nessa experiência, quantos gramas de prata metálica são obtidos?

- a) 108
- b) 100
- c) 54,0
- d) 50,0
- e) 10,0

**37 (FMTM-MG)** O magnésio é um metal leve, prateado e maleável. Dentre as diversas aplicações desse metal, destacam-se as ligas metálicas leves para a aviação, rodas de magnésio para automóveis e como metal de sacrifício em cascos de navios e tubulações de aço. Industrialmente, o magnésio é obtido por eletrólise de  $MgCl_2$  fundido. Qual a massa de magnésio metálico produzida quando uma corrente elétrica de 48.250 A atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de magnésio fundido durante 5 horas de operação em kg?

Dados:  $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$

massa molar do Mg = 24 g/mol

96.500 C = carga elétrica transportada por um mol de elétrons

1 coulomb (C) = 1 ampère (A) x 1 segundo (s)

- a) 108,0
- b) 81,0
- c) 30,0
- d) 22,5
- e) 12,0

**38 (FAAP-SP)** Uma peça de ferro constitui o catodo de uma célula eletrolítica, que contém uma solução aquosa de íons níquel ( $\text{Ni}^{+2}$ ). Para niquelar a peça, faz-se passar pela célula uma corrente de 19,3 A. Calcule o tempo, em segundos, necessário para que seja depositada, na peça, uma camada de níquel de massa 0,59 g (dado:  $\text{Ni} = 59 \text{ u}$ ).

(Dado: massa atômica do níquel = 59 g/mol.)

**39 (FEI-SP)** A deposição eletrolítica de 2,975 g de um metal de peso atômico 119 requereu 9.650 coulombs. Qual o número de oxidação desse metal?

**40 (CESGRANRIO-RJ)** Na composição química da célula estão presentes sais minerais que desempenham importantes papéis. As espécies  $\text{Na}^+$  e  $\text{K}^+$ , por exemplo, respondem pelas cargas elétricas que provocam o potencial de ação responsável pelo impulso nervoso, como ocorre com os neurônios.

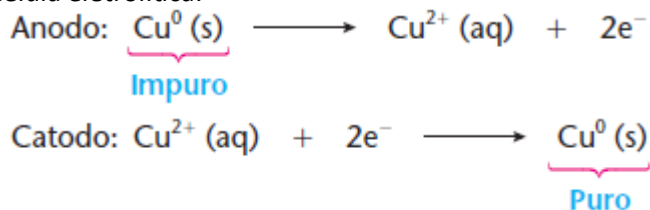
Para a espécie  $\text{Na}^+$  ganhar 1 mol de elétrons e se reduzir a  $\text{Na}^0$ , a quantidade de eletricidade, em coulomb, será aproximadamente igual a: (Dado: carga do elétron =  $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ )

- a) 19.300
- b) 38.600
- c) 57.900
- d) 77.200
- e) 96.500

**41 (FEI-SP)** Calcule o volume de hidrogênio liberado a  $27^\circ\text{C}$  e 700 mmHg pela passagem de uma corrente de 1,6 A durante 5 min por uma cuba contendo hidróxido de sódio.

**42 (VUNESP-SP)** 0,5 g de cobre comercial foi “dissolvido” em ácido nítrico, e a solução resultante foi eletrolisada até deposição total do cobre, com uma corrente de 4,0 A em 5 min. Qual a pureza desse cobre comercial?

**43 (PUC-RJ)** A massa de uma barra de cobre contendo impurezas é de 100 g. Para separar tais impurezas do cobre metálico, utilizou-se a seguinte célula eletrolítica:



Após cerca de 5 h e 22 min (19.320 s) sob corrente de 10 A, todo cobre havia sido purificado. Qual a massa correspondente às impurezas que havia na barra não tratada?

**44 (UFES-ES)** Uma célula eletrolítica industrial, para produzir alumínio, utiliza uma corrente de 19.300 A. Admitindo uma eficiência de 90% no processo industrial, pode-se afirmar que em um dia são produzidos aproximadamente:

- a) 420 kg
- b) 500 kg
- c) 210 kg
- d) 350 kg
- e) 140 kg

**45 (CESGRANRIO-RJ)** Em uma cuba eletrolítica, utilizou-se uma corrente de 3 A para depositar toda a prata existente em 400 mL de uma solução 0,1 M de  $\text{AgNO}_3$  (Dados: 1 F = 96.500 C; massas atômicas: Ag = 108; N = 14; O = 16). Com base nesses dados, podemos afirmar que o tempo necessário para realizar a operação foi próximo de:

- a) 21 min
- b) 10 min
- c) 5 min
- d) 3 min
- e) 2 min

**46 (UFSCar-SP)** Para decompor totalmente o  $\text{NaCl}$  presente em 0,2 L de uma solução, usando uma corrente de 6 A, o tempo necessário foi de 2 h 40 min 50 s. Qual a molaridade da solução?

**47** Através de 100 mL de uma solução contendo 2,841 g de  $\text{Zn(NO}_3)_2$ , fizeram-se passar 965 coulombs. Qual é a concentração mol/L de  $\text{Zn}^{2+}$ , na solução, após a eletrólise? (Dados: massas atômicas: N = 14; O = 16; Zn = 65,4)

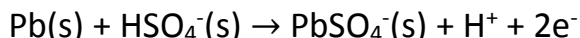
**48 (UEL-PR)** Considere duas soluções aquosas, uma de nitrato de prata ( $\text{AgNO}_3$ ) e outra de um sal de um metal X, cuja carga catiônica não é conhecida. Quando a mesma quantidade de eletricidade passa através das duas soluções, 1,08 g de prata e 0,657 g de X são depositados (massas molares: Ag = 108 g/mol; X = 197 g/mol).

Com base nessas informações, é correto afirmar que a carga iônica de X é:

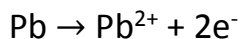
- a) -1
- b) +1
- c) +2
- d) +3
- e) +4

**49 (EEM-SP)** Um rádio de pilha ficou ligado durante a partida de um jogo de futebol. Nesse período sua cápsula de zinco sofreu um desgaste de 0,3275 g, tendo originado uma corrente de 0,3216 A. Qual foi a duração da narração do jogo, em minutos? (Dados: massa atômica do Zn = 65,5; 1 F = 96.500 C.)

**50 (CESGRANRIO-RJ)** A reação que ocorre no anodo da bateria do automóvel é representada pela equação:



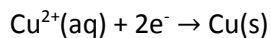
Ou seja:



Verifica-se que 0,207 g de chumbo no anodo é convertido em  $\text{PbSO}_4$ , quando a bateria é ligada por 1 s. Qual a corrente fornecida pela bateria?

- a) 48,3A
- b) 193A
- c) 193.000A
- d) 96,5A
- e) 96.500 A

## 01- Alternativa D

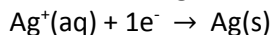


1 mol      2 mols (2F)

2 mols      4 mols (4F)

## 02- Alternativa B

Cálculo da carga elétrica disponível na 1ª cuba:



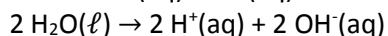
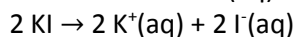
1 mol      1 mol

↓

↓

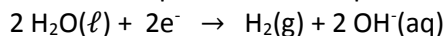
1 Faraday    108g

Na eletrólise do KI(aq) na 2ª cuba temos:



Prioridade de descarga:  $\text{H}^{+} > \text{K}^{+}$  e  $\text{I}^{-} > \text{OH}^{-}$

Cálculo das quantidades dos produtos obtidos nos eletrodos:



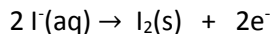
2 mols      1 mol

↓

↓

2 Faraday    22,4L

1 Faraday    X = 11,2L



1 mol      2 mols

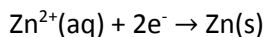
↓

↓

254g      2 Faraday

X = 127g    1 Faraday

## 03- Alternativa A



Cálculo da massa de zinco depositada:

$$0,4\text{Faraday} \cdot \frac{1\text{mol elétrons}}{1\text{Faraday}} \cdot \frac{1\text{mol Zn}}{2\text{mols elétrons}} \cdot \frac{65\text{g Zn}}{1\text{mol Zn}} = 13\text{g Zn}$$



$$t = 7 \text{ min} \times 60 \text{ s/min} = 420 \text{ s} \quad \text{Ag}^+ + \underbrace{e^-}_{96.500 \text{ C}} \longrightarrow \text{Ag} \quad 108 \text{ g}$$

$$Q = i \cdot t \quad \quad \quad 966 \text{ C} \quad \quad \quad x$$

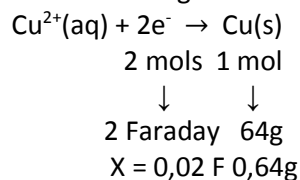
$$Q = 2,30 \cdot 420$$

$$Q = 966 \text{ C}$$

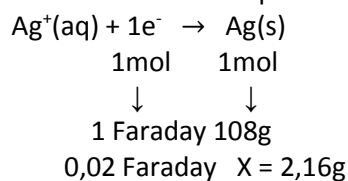
$$x \cong 1,08 \text{ g}$$

## 05- Alternativa E

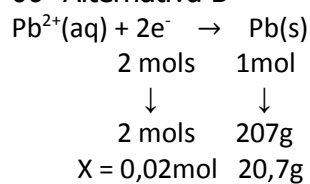
Cálculo da carga elétrica disponibilizada na formação de 0,64g de cobre:



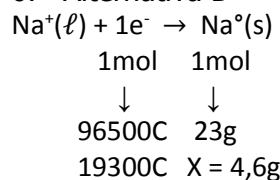
Cálculo da massa de prata depositada no outro eletrodo:



## 06- Alternativa B

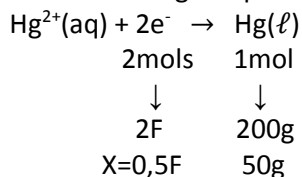


## 07- Alternativa D

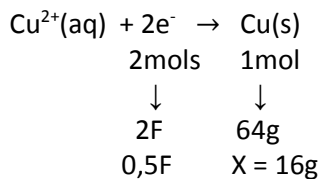


### 08- Alternativa D

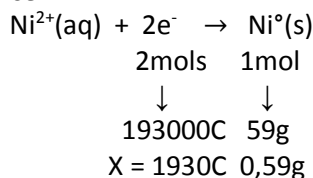
Cálculo da carga disponibilizada na formação de 50g de mercúrio na primeira cuba eletrolítica:



Cálculo da massa de cobre depositada na segunda cuba eletrolítica:



### 09-

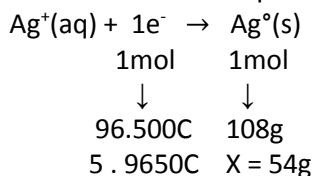


Cálculo do tempo em segundos:  $Q = i \cdot t \rightarrow 1930 = 19,3 \cdot t \rightarrow t = 100\text{s}$

### 10- Alternativa C

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 5 \cdot 9650\text{C}$

Cálculo da massa de prata depositada:

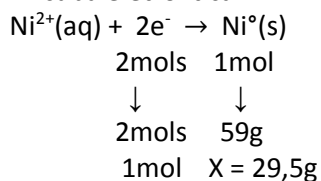


### 11- Alternativa B

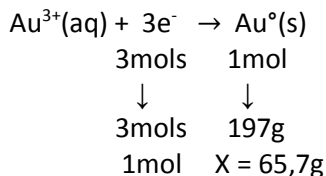
Como as cubas estão ligadas em série, a carga elétrica que atravessa as cubas é igual. Vamos admitir uma carga correspondente a 1 mol de elétrons.

Calculando as massas depositadas nas cubas eletrolíticas:

1ª cuba eletrolítica:



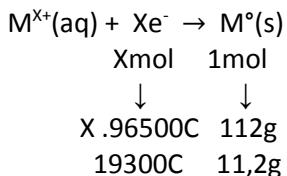
2ª cuba eletrolítica:



Calculando a razão das massas obtidas temos:

$$\frac{\text{massa de níquel}}{\text{massa de ouro}} = \frac{29,5\text{g}}{65,7\text{g}} = 0,45$$

### 12- Alternativa B



Com isso temos:  $X = +2$

### 13- Alternativa B

I. A produção de 1,0 g de prata requer  $1/108$  mol de elétrons.

Verdadeiro.

II. A semi-reação de oxidação é:  $2 \text{Ag} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}^+$

Falso.  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

III. Zinco metálico é mais redutor do que prata metálica.

Verdadeiro.

### 14- Alternativa D

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 0,8 \cdot 1800 = 1440 \text{C}$

Cálculo da massa de cobre:  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

$$1440 \text{Coulomb} \cdot \frac{1 \text{ mol elétrons}}{96500 \text{ Coulomb}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mols elétrons}} \cdot \frac{63,5 \text{g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,47 \text{g Cu}$$

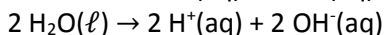
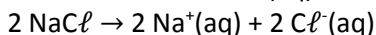
Cálculo da massa de zinco:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

$$1440 \text{Coulomb} \cdot \frac{1 \text{ mol elétrons}}{96500 \text{ Coulomb}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mols elétrons}} \cdot \frac{65 \text{g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 0,48 \text{g Zn}$$

### 15- Alternativa D

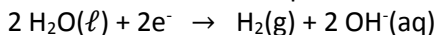
Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 1 \cdot 7200 = 7200 \text{Coulomb}$

Na eletrólise do  $\text{NaCl}(\text{aq})$  temos:

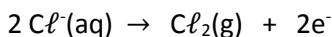


Prioridade de descarga:  $\text{H}^+ > \text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^- > \text{OH}^-$

Cálculo das massas dos produtos obtidos nos eletrodos:

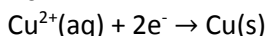


$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ mols} & & 1 \text{ mol} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 2 \cdot 96500 \text{C} & & 2 \text{g} \\ 7200 \text{C} & & X = 0,075 \text{g} \end{array}$$



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol} & & 2 \text{ mols} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 71 \text{g} & & 2 \cdot 96500 \text{C} \\ X = 2,65 \text{g} & & 7200 \text{C} \end{array}$$

### 16-



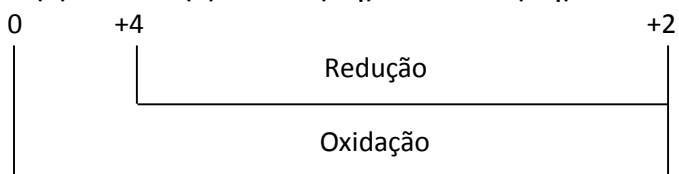
$$\text{a) } 0,05 \text{ mol Cu} \cdot \frac{2 \text{ mols elétrons}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ pilha}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol elétrons}} = 20 \text{ pilhas}$$

$$\text{b) } 0,05 \text{ mol Cu} \cdot \frac{64 \text{g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 32 \text{g Cu}$$



17-

a)

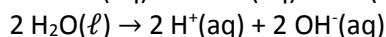
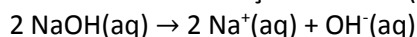


$$\text{b) } 50\text{Ah} \cdot \frac{3600\text{C}}{1\text{Ah}} \cdot \frac{1\text{mol elétrons}}{96500\text{C}} \cdot \frac{1\text{mol Pb}}{2\text{mols elétrons}} \cdot \frac{207\text{g Pb}}{1\text{mol Pb}} = 193\text{g Pb}$$

### 18- Alternativa C

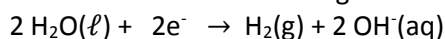
Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 0,1\text{A} \cdot 480\text{s} = 48\text{C}$

Na eletrólise da solução de  $\text{NaOH(aq)}$  temos:



Prioridade de descarga:  $\text{H}^+ > \text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$  (base)  $> \text{OH}^-$  (água)

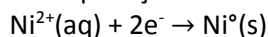
Cálculo do volume de hidrogênio obtido nas CNTP:



2mols	1mol
↓	↓
2.96500C	22,4L
48C	$X = 5,6 \cdot 10^{-3}\text{L}$ ou 5,6L

### 19- Alternativa B

Na niquelação temos:



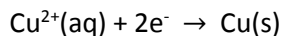
Cálculo do tempo para deposição de 0,5L de solução de  $\text{Ni}^{2+}$  com corrente de 1 A (C/s):

$$\frac{0,5\text{L solução}}{1\text{A}} \cdot \frac{0,1\text{mol Ni}^{2+}}{1\text{L solução}} \cdot \frac{2\text{mols elétrons}}{1\text{mol Ni}^{2+}} \cdot \frac{96500\text{A.s}}{1\text{mol elétrons}} \cdot \frac{1\text{minuto}}{60\text{s}} = 160,8 \text{ min}$$

### 20- Alternativa A

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 1,93 \cdot 300 = 579\text{C}$

Cálculo da massa teórica de cobre depositada:



2mols	1mol
↓	↓
2.96500C	63,5g
579C	$X = 0,1905\text{g}$

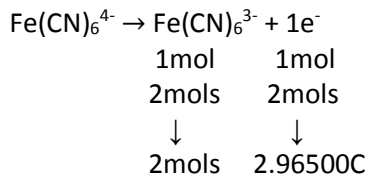
Cálculo do rendimento do processo:

$0,1905\text{g} \rightarrow 100\%$  (teórico)

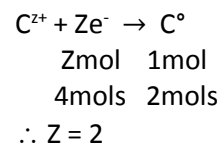
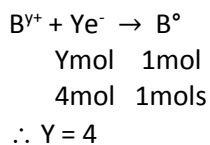
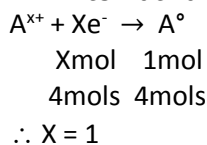
$0,180\text{g} \rightarrow X$  (real)

$$X = 94,5\%$$

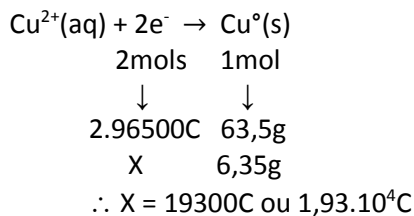
### 21- Alternativa D



### 22- Alternativa C

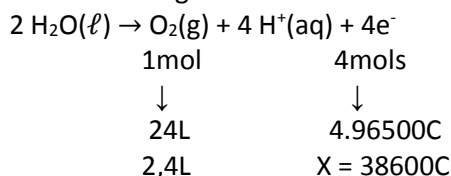


### 23- Alternativa E



### 24- Alternativa C

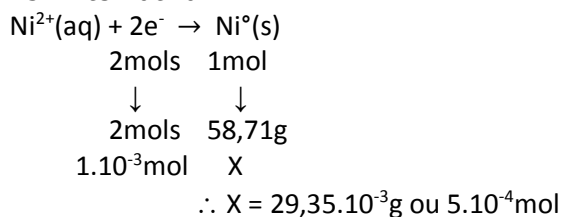
Cálculo da carga elétrica:



Cálculo do tempo necessário para produzir 2,4L de oxigênio:

$$Q = i \cdot t \rightarrow 38600 = 20 \cdot t \rightarrow t = 1930 \text{ segundos}$$

### 25- Alternativa A

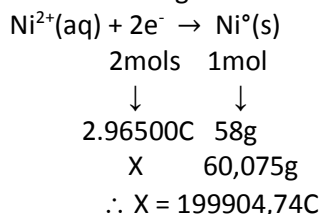


### 26-

Cálculo do volume de níquel a ser depositado:  $V = \text{área} \cdot \text{espessura} = 675\text{cm}^2 \cdot 0,01\text{cm} = 6,75 \text{ cm}^3$

Cálculo da massa de níquel a ser depositado:  $m = d \cdot v = 8,9 \text{ g/cm}^3 \cdot 6,75 \text{ cm}^3 = 60,075\text{g}$

Cálculo da carga elétrica necessária na deposição:



Cálculo do tempo necessário para deposição:  $Q = i \cdot t \rightarrow 199904,74 = 32,9 \cdot t \rightarrow t = 6076,13\text{seg}$  ou 101,3min

## 27- Alternativa E

Na eletrólise com eletrodos ativos temos:

Polo positivo – (ânodo):  $\text{Au}^0(\text{s}) \rightarrow \text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^-$

Polo negativo – ânodo a ser galvanizado (cátodo):  $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}^0(\text{s})$

I. a placa de ouro deve ser conectada ao polo positivo do gerador;

Verdadeiro.

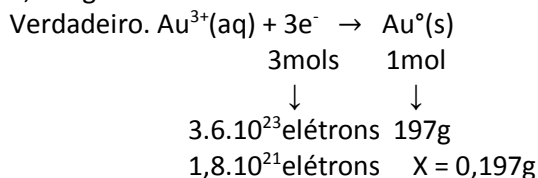
II. o ânodo de alumínio atua como o cátodo do sistema;

Verdadeiro.

III. durante o processo a placa de ouro sofre oxidação;

Verdadeiro.

IV. a cada  $1,8 \cdot 10^{21}$  elétrons que circulam na célula eletrolítica, a massa do ânodo é aumentada em aproximadamente 0,197 g.



## 28- Alternativa E

Semi-reação do polo negativo:  $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Semi-reação do polo positivo:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$

Reação global:  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{Hg}(\ell) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq})$

Pela equação de Nernst temos:  $E = E^0 - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln Q$ , substituindo os valores de R, T e F, ficamos com:

$$E = E^0 - \frac{8,314 \cdot 298,15}{n \cdot 96500} \ln Q \rightarrow E = E^0 - \frac{0,0257}{n} \ln Q \rightarrow E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

Substituindo os dados temos:

$$E = E^0 - \frac{0,0592}{n} \cdot \log Q \rightarrow 0,565 = 0,270 - \frac{0,0592}{2} \cdot \log \frac{[\text{Cl}^-]^2 \cdot [\text{H}^+]^2}{(\text{pH}_2)} \rightarrow 0,295 = -0,0295 \cdot 2 \cdot \log[\text{H}^+] \rightarrow$$

$$-\log[\text{H}^+] = \frac{10}{2} = 5 \rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 5$$

## 29- Alternativa A

Cálculo da carga elétrica:

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0(\text{s})$

$$\begin{array}{ccc} \downarrow & & \downarrow \\ 2\text{mols} & & 1\text{mol} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 2 \cdot 96500\text{C} & & 63,5\text{g} \\ X & & 63,5 \cdot 10^{-6}\text{g} \\ X = 0,193\text{C} \end{array}$$

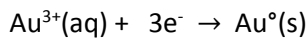
Cálculo da corrente elétrica:  $Q = i \cdot t \rightarrow 0,193 = i \cdot 193 \rightarrow i = 1 \cdot 10^{-3}\text{A}$  ou 1mA

Cálculo da potência:  $P = U \cdot i = 1,1\text{V} \cdot 1\text{mA} = 1,1\text{mW}$

### 30- Alternativa B

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 3,5 \cdot (35.60) = 7350C$

Cálculo da massa de ouro depositada:

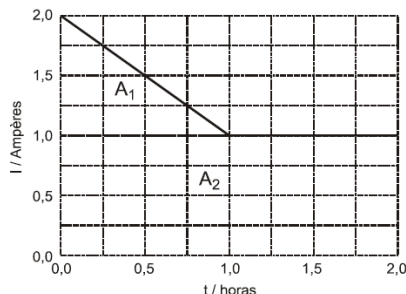


3mols	1mol
↓	↓
3.96500C	197g
7350C	X
$\therefore X = 5,0g$	

### 31-

a) O zinco e o ferro formarão um par galvânico. Por possuir um potencial padrão de eletrodo mais negativo que o ferro, o zinco atuará como ânodo e o ferro como cátodo.

b) Cálculo da carga elétrica através das áreas ( $A_1$  e  $A_2$ ):

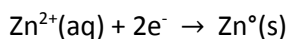


$$\text{Área } A_1: A_1 = \frac{b \cdot h}{2} = \frac{3600s \cdot 1A}{2} = 1800C$$

$$\text{Área } A_2: A_2 = b \cdot h = 7200s \cdot 1,0A = 7200C$$

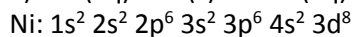
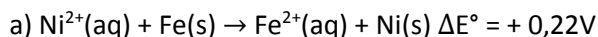
$$\text{Cálculo da área total: } A_T = A_1 + A_2 = 1800C + 7200C = 9000C$$

Cálculo do número de mols de zinco obtido:



2mols	1mol
↓	↓
2.96500C	1mol
9000C	X
$\therefore X = 0,045mol$	

### 32-



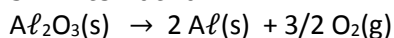
$$b) n = 3,4 \cdot 10^{-4} \cdot 1,1 \cdot 10^6 / 56 = 6 \text{ mols de ferro}$$

### 33- Alternativa D



2mols	2mol
↓	↓
2.18g	2mol
108g	X = 6mols

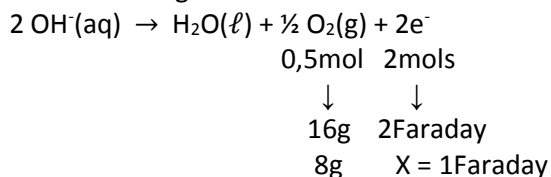
### 34- Alternativa E



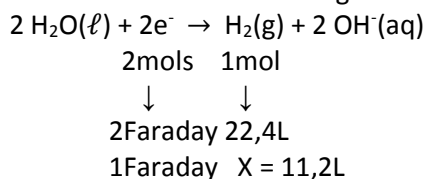
1mol	2mols
↓	↓
102g	2.27g
102ton	X = 54ton

### 35- Alternativa C

Cálculo da carga elétrica:



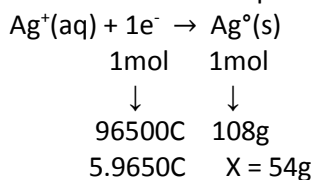
Cálculo do volume de hidrogênio medido nas CNTP:



### 36- Alternativa C

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 5 \cdot 9650 \text{ C}$

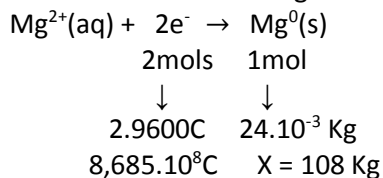
Cálculo da massa de prata obtida:



### 37- Alternativa A

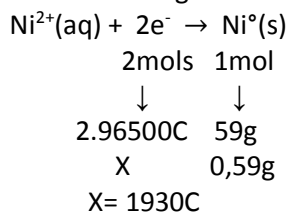
Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 48250 \cdot 18000 = 8,685 \cdot 10^8 \text{ C}$

Cálculo da massa de magnésio obtida:



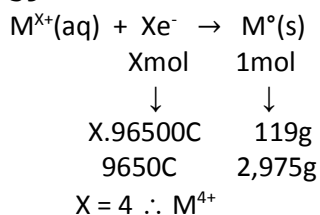
### 38-

Cálculo da carga elétrica:

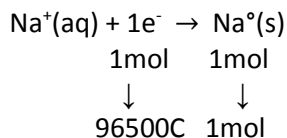


Cálculo do tempo:  $Q = i \cdot t \rightarrow 1930 = 19,3 \cdot t \rightarrow t = 100 \text{ segundos}$

### 39-



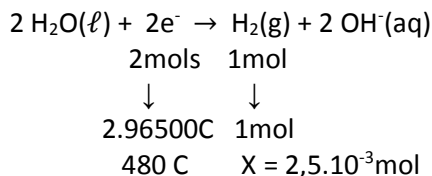
#### 40- Alternativa E



41-

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 1,6 \cdot 300 = 480 \text{ C}$

Cálculo do número de mols de hidrogênio obtido:



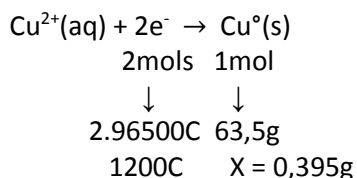
Cálculo do volume de hidrogênio obtido nas condições especificadas:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow 700 \cdot V = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 62,3 \cdot 300 \rightarrow V = 0,06675 \text{ L ou } 66,75 \text{ mL}$$

42-

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 4 \cdot 300 = 1200 \text{ C}$

Cálculo da massa de cobre obtida:



Cálculo da porcentagem de pureza da amostra:

0,5g cobre impuro  $\rightarrow 100\%$

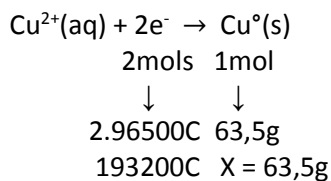
0,395g cobre puro  $\rightarrow X$

$$\therefore X = 79\% \text{ de pureza}$$

43-

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 10 \cdot 19320 = 193200 \text{ C}$

Cálculo da massa de cobre puro obtido:

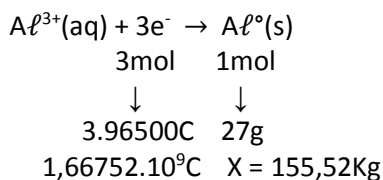


Cálculo da massa de impurezas:  $100,0\text{g de cobre impuro} - 63,5\text{g de cobre puro} = 36,5\text{g de impurezas}$

#### 44- Alternativa E

Cálculo da carga elétrica:  $Q = i \cdot t = 19300 \cdot (24 \cdot 60 \cdot 60) = 19300 \cdot 86400 = 1,66752 \cdot 10^9 \text{ C}$

Cálculo da massa de alumínio com 100% de eficiência:



Cálculo da massa de alumínio obtido com 90% de eficiência:

$$155,52\text{Kg} \rightarrow 100\%$$

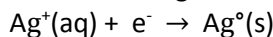
$$X \rightarrow 90\%$$

$$X = 140\text{Kg}$$

#### 45- Alternativa A

$$\text{Cálculo do número de mols de prata em solução: } 0,4\text{L solução} \cdot \frac{0,1\text{mol AgNO}_3}{1\text{L solução}} \cdot \frac{1\text{mol Ag}^+}{1\text{mol AgNO}_3} = 0,04\text{mol Ag}^+$$

Cálculo da carga elétrica:



$$\begin{array}{ccc} 1\text{mol} & 1\text{mol} & \\ \downarrow & \downarrow & \\ 96500\text{C} & 1\text{mol} & \\ X & 0,04\text{mol} & \\ X = 3860\text{C} & & \end{array}$$

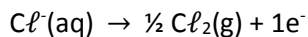
$$\text{Cálculo do tempo: } Q = i \cdot t \rightarrow 3860 = 3 \cdot t \rightarrow t = 1286,7\text{segundos ou } 21,4\text{min}$$

#### 46-

$$\text{Cálculo do tempo em segundos: } 2\text{h } 40\text{min } 50\text{s} = 120\text{min} + 40\text{min } 50\text{s} = 160\text{min } 50\text{s} = 9600\text{s} + 50\text{s} = 9650\text{C}$$

$$\text{Cálculo da carga elétrica: } Q = i \cdot t = 6 \cdot 9650 = 57900\text{C}$$

Cálculo do número de mols de íons cloreto em solução:



$$\begin{array}{ccc} 1\text{mol} & & 1\text{mol} \\ \downarrow & & \downarrow \\ 1\text{mol} & & 96500\text{C} \\ X & & 57900\text{C} \\ X = 0,6\text{mol} & & \end{array}$$

$$\text{Cálculo da concentração molar da solução: } [\text{Cl}^-] = \frac{0,6\text{mol}}{0,2\text{L}} = 3\text{mol/L}$$

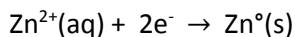
#### 47-

$$\text{Cálculo da massa molar do } \text{Zn}(\text{NO}_3)_2: M = 189,4\text{g/mol}$$

Cálculo da concentração molar de  $\text{Zn}^{2+}$  antes da eletrólise:

$$\frac{2,841\text{g } \text{Zn}(\text{NO}_3)_2}{0,1\text{L solução}} \cdot \frac{1\text{mol } \text{Zn}(\text{NO}_3)_2}{189,4\text{g } \text{Zn}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{1\text{mol } \text{Zn}^{2+}}{1\text{mol } \text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 0,15\text{mol/L}$$

Cálculo do número de mols de  $\text{Zn}^{2+}$  consumido na eletrólise:



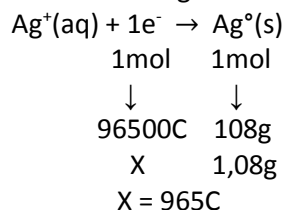
$$\begin{array}{ccc} 1\text{mol} & 2\text{mol} & \\ \downarrow & \downarrow & \\ 1\text{mol} & 2.96500\text{C} & \\ X & 965\text{C} & \\ X = 0,005\text{mol} & & \end{array}$$

$$\text{Cálculo da concentração molar de } \text{Zn}^{2+} \text{ consumido na eletrólise: } [\text{Zn}^{2+}] = \frac{0,005\text{mol}}{0,1\text{L}} = 0,05\text{mol/L}$$

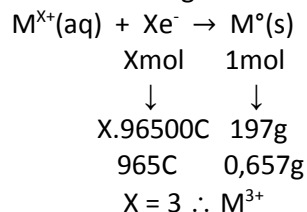
$$\text{Cálculo da concentração molar de } \text{Zn}^{2+} \text{ restante na solução: } 0,15\text{M} - 0,05\text{M} = 0,10\text{M}$$

#### 48- Alternativa D

Cálculo da carga elétrica:

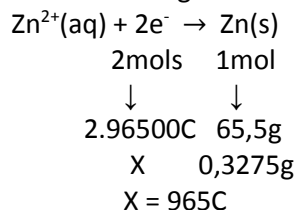


Cálculo da Carga do metal:



#### 49-

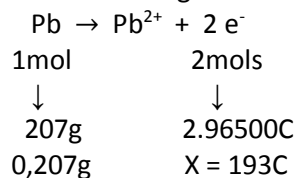
Cálculo da carga elétrica:



Cálculo do tempo:  $Q = i \cdot t \rightarrow 965 = 0,3216 \cdot t \rightarrow t = 3000$  segundos ou 50 minutos

#### 50- Alternativa B

Cálculo da carga elétrica:



Cálculo da corrente elétrica:  $Q = i \cdot t \rightarrow 193 = i \cdot 1 \rightarrow i = 193\text{A}$