

**EXERCÍCIOS SOBRE ANÁLISE QUANTITATIVA NA ELETRÓLISE- ELETROQUÍMICA**

**01.** (UEL) Nas reações de eletrólise para a obtenção de metais, as massas dos produtos depositados no cátodo podem ser calculados pela aplicação

- a) do Princípio de Le Chatelier.
- b) do Princípio da exclusão de Pauli.
- c) das Regras de fases de Gibbs.
- d) das leis de Faraday.
- e) da Lei de Avogadro.

**02.** (UFRS) A quantidade de eletricidade, expressa em faradays, necessária para eletrodepositar 28 g de  $\text{Fe}^{2+}$  é igual a:

Dado: Fe = 55,8 u.

- a) 1
- b) 2
- c) 22,4
- d) 28
- e) 56

**03.** (UFRS) Sabendo que um faraday é igual a 96500 coulombs, o tempo, em segundos, necessário para eletrodepositar 6,3 g de  $\text{Cu}^{2+}$  utilizando uma corrente de 2 amperes é de:

Dado: Cu = 63,5 u.

- a) 6,3
- b) 12,6
- c) 4825
- d) 9650
- e) 19300

**04.** (UFRS) Na obtenção eletrolítica de cobre a partir de uma solução aquosa de sulfato cúprico, ocorre a seguinte semi-reação catódica:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$ .

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)  $9,65 \times 10^3$ .
- e)  $1,93 \times 10^4$ .

**05.** (UFRS) O número de elétrons necessário para eletrodepositar 5,87 mg de níquel a partir de uma solução de  $\text{NiSO}_4$  é aproximadamente igual a

- a)  $6,0 \times 10^{19}$ .
- b)  $1,2 \times 10^{20}$ .
- c)  $3,0 \times 10^{20}$ .
- d)  $6,0 \times 10^{23}$ .
- e)  $1,2 \times 10^{24}$ .

**06.** (FAAP) "Uma corrente de 0,100 ampere atravessa uma solução aquosa que contém íons níquel. Após 32 minutos e 10 segundos verifica-se no catodo um depósito de 0,0587 g de níquel." O número de faradays que atravessou essa solução e o número da carga do íon níquel são, respectivamente:

Dado: Ni = 58,7.

- a)  $1,00 \times 10^{-3}$ ; 2.
- b)  $2,00 \times 10^{-3}$ ; 2.
- c)  $3,00 \times 10^{-2}$ ; 3.
- d)  $2,00 \times 10^{-3}$ ; 3.
- e)  $3,00 \times 10^{-2}$ ; 2.

**07.** (PUCRIO) Considere 96.500 C como a carga elétrica relativa a 1 mol de elétrons. Assim, é correto afirmar que, na eletrólise ígnea do cloreto de cálcio, pela passagem de oito Amperes de eletricidade, durante cinco horas, deposita-se no catodo, aproximadamente, a seguinte massa de metal:

- a) 10 g. b) 20 g. c) 30 g. d) 40 g. e) 50 g.

**08.** (UFRN) A produção industrial de alumínio pela eletrólise da bauxita fundida é um processo industrial que consome grande quantidade de energia elétrica. A semi-reação de redução do alumínio é dada por:  $Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$ .

Para se produzirem 2,7 g de alumínio metálico, a carga elétrica necessária, em coulombs, é:

Dados:  $1F = 96500\text{ C}$ ; massa Molar do  $Al = 27\text{ g/mol}$ .

- a) 9650 b) 28950 c) 32160 d) 289500

**09.** (PUCCAMP) Em uma experiência verificou-se que para depositar uma massa M do metal Me a partir da eletrólise de uma solução aquosa contendo  $Me^+(aq)$  foram necessários  $9,65 \times 10^4$  coulombs (1 faraday). Sabendo-se que a constante de Avogadro é igual a  $6,02 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1}$  pode-se afirmar que:

I. O quociente  $(9,65 \times 10^4\text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} / 6,02 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1})$  corresponde ao valor da carga de um próton (que é igual e de sinal contrário à carga do elétron).

II. A massa M depositada corresponde à massa atômica do metal Me.

III. O metal depositado poderá ser Ag.

Dessas afirmações,

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

**10.** (PUCRS) Considere duas soluções aquosas, uma de  $NiSO_4$  e outra de  $AgNO_3$ . Quando a mesma quantidade de eletricidade passa através das duas soluções, são depositados 0,1 mol de Ni metálico. Com base nessa informação, podemos determinar que a massa, em grama, de Ag metálica depositada é de, aproximadamente,

- a) 2,2 b) 5,4 c) 10,8 d) 21,6 e) 43,2

**11.** (UERJ) O magnésio, graças a sua leveza, é usado na indústria espacial e aeronáutica, em aparelhos óticos e equipamentos em geral. As ligas de magnésio, muito resistentes, são empregadas na fabricação de motores e fuselagens de aviões. A maior parte deste metal é produzida pela eletrólise ígnea do cloreto de magnésio obtido da água do mar.

Ao passarmos uma corrente elétrica de carga de 19.300 C através de cloreto de magnésio fundido, são produzidas massas de magnésio metálico e de gás cloro, em gramas, respectivamente iguais a:

(Dados:  $Mg = 24$ ,  $Cl = 35,5$ ;  $1F = 96500\text{ C}$ )

- a) 2,4 e 3,55  
b) 2,4 e 7,10  
c) 4,8 e 7,10  
d) 4,8 e 14,2

**12.** (UFRRJ) Por uma solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , contida em uma cuba eletrolítica, faz-se passar durante 965 segundos uma corrente de 10A. Nas CNTP, os volumes de  $\text{O}_2$  e de  $\text{H}_2$  produzidos no ânodo e cátodo, respectivamente, são

- a) 1,12 e 0,56 litros.
- b) 0,56 e 0,56 litros.
- c) 5,6 e 11,2 litros.
- d) 0,56 e 1,12 litros.
- e) 1,12 e 1,12 litros.

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

Dado: 1 faraday = carga elétrica de 1 mol de elétrons.

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

**14.** (UEL) A eletrólise de certo composto iônico XY fundido, sob corrente elétrica de 1 ampere, durante  $9,65 \times 10^4$  segundos foi suficiente para depositar certa massa de metal X que, em gramas, corresponde à metade do valor de sua massa molar. Sendo assim, conclui-se que o número de carga do íon X é:

Dado: 1 faraday =  $9,65 \times 10^4$  C mol<sup>-1</sup>.

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

**15.** (UEL) A vantagem principal do magnésio como material de construção é a sua leveza ( $1,74 \text{ g/cm}^3$ ) quando comparado com o alumínio ( $2,7 \text{ g/cm}^3$ ) e o aço inoxidável ( $7,8 \text{ g/cm}^3$ ). É usado em ligas leves e fortes, não só na indústria espacial e aeronáutica, mas também em aparelhos óticos e equipamentos. As ligas de magnésio podem ser extraordinariamente resistentes, sendo empregadas na fabricação de motores e fuselagens de aviões. Anualmente, são produzidas mais de 300.000 toneladas de magnésio, sendo a maior parte pela eletrólise do  $\text{MgCl}_2$ , presente em grandes quantidades na água do mar.

Fonte: Garritz, A & Chamizo, J. A. "Química". Tradução de Giovanni S. Crisi. São Paulo. Prentice Hall, 2002. p. 565.

(Dado:  $F = 96.500 \text{ C}$ )

Com base no texto e nos conhecimentos sobre o tema, é correto afirmar:

- a) A eletrólise é uma reação química conduzida sempre em sua direção espontânea pela aplicação de uma corrente elétrica.
- b) Na eletrólise do  $\text{MgCl}_2$  fundido, a oxidação do  $\text{Cl}_2$  para cloreto ocorre no cátodo e a semi-reação que ocorre no ânodo é  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}^0$ .
- c) Se forem passados 50.000 C através do  $\text{MgCl}_2$  fundido, as massas de Mg e de  $\text{Cl}_2$  produzidas serão, respectivamente, de 6,29 g e 18,4 g.
- d) A quantidade de Mg depositado na célula eletroquímica é proporcional ao seu número atômico.
- e) Neste processo de eletrólise, o íon cloreto é reduzido mais facilmente que o magnésio porque este último é mais eletronegativo que o cloro.

**16.** (UFAL) Um cubo de 1 cm de aresta foi utilizado como eletrodo em uma eletrólise de solução aquosa contendo íons  $\text{Ag}^+$ , sob corrente elétrica de 1 A para que nele se deposite uma película de prata de  $5 \times 10^{-4}$  cm de espessura. O tempo de eletrólise deverá ser de, aproximadamente, Dados:

Densidade da prata =  $10,5 \text{ g/cm}^3$   
Massa molar da prata =  $108 \text{ g/mol}$   
1 faraday =  $1 \times 10^5 \text{ C/mol}$

- a) 10 s
- b) 20 s
- c) 30 s
- d) 40 s
- e) 50 s

**17.** (UFES) Em uma eletrólise, ocorre, em um dos eletrodos, a seguinte reação de redução:  
 $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni(s)}$ .

A carga, em Coulombs, necessária para produzir 0,5 mol de níquel metálico é:

(1 Faraday = 96500 C)

- a)  $19,3 \times 10^3$ .
- b)  $48,2 \times 10^3$ .
- c)  $60,0 \times 10^3$ .
- d)  $96,5 \times 10^3$ .
- e)  $193 \times 10^3$ .

**18.** (UFPR) Considere o sistema eletrolítico composto por uma solução aquosa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  ( $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ ) e por dois eletrodos que não sofrem modificações ao longo da eletrólise. Suponha que uma corrente  $i$  passa por este sistema em um intervalo de tempo igual a  $\Delta t$ , provocando a eletrodeposição de  $x$  mols de cobre metálico em um dos eletrodos. Considere ainda que este sistema obedece à lei de Faraday ( $Q = n \cdot Z \cdot F$ ) e que  $Q = i \cdot \Delta t$ , onde:

$Q$  = carga elétrica total utilizada na eletrólise.

$n$  = quantidade de matéria do produto (expressa em mol) que é gerado na eletrólise.

$Z$  = número de elétrons transferidos por mol de produto obtido na eletrólise.

$F$  = constante de Faraday ( $1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}$ ).

Com base nas informações acima e supondo-se que a lei de Faraday seja obedecida em sistemas análogos, é correto afirmar:

(01) Se o intervalo de tempo  $\Delta t$  fosse dobrado e a corrente  $i$  fosse diminuída pela metade, a quantidade de cobre depositada cairia pela metade.

(02) Se a solução aquosa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  fosse substituída por uma solução aquosa de  $\text{AgNO}_3$ , de igual concentração, mantendo-se a corrente  $i$  e o intervalo de tempo  $\Delta t$  inalterados, haveria a deposição de  $2x$  mol de prata metálica.

(04) Se a corrente  $i$  e o intervalo de tempo  $\Delta t$  fossem dobrados, a massa de cobre eletrodepositado também seria aumentada em duas vezes.

(08) O cobre metálico seria depositado sobre o cátodo, onde ocorre um processo de redução.

(16) Se a solução de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  fosse substituída por uma solução aquosa de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ , de igual concentração, mantendo-se a corrente  $i$  e o intervalo de tempo  $\Delta t$  inalterados, haveria a deposição de  $1,5x$  mol de cromo metálico.

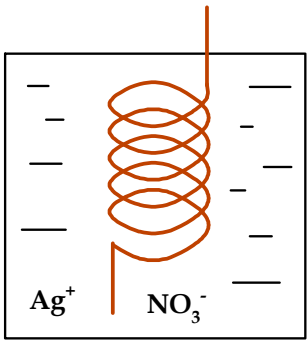
(32) A constante de Faraday é igual à carga de um mol de elétrons.

(64) O processo de eletrólise ocorre espontaneamente.

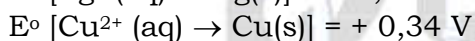
Soma (\_\_\_).



19. (FATEC) Uma espiral feita de cobre, de massa igual a 2,73 g, foi imersa em solução de nitrato de prata,  $\text{AgNO}_3$ , sendo assim mantida por um período de 48 horas. A tabela a seguir contém as observações registradas após ter decorrido esse tempo.

Sistema	Estado inicial	Estado final (após 48 h)
	Espiral de cobre (cor característica do metal) Massa da espiral = 2,73 g Solução incolor de $\text{AgNO}_3$	Espiral recoberta de prata; massa de prata depositada = 2,56 g Massa da espiral após a remoção da prata = 1,96 g Solução azul

Dados: Massas molares (g/mol): Ag - 108; Cu - 63



A análise dos dados registrados conduz às seguintes afirmações:

I. A cor azul da solução final indica presença de íons de cobre (II), provenientes da transformação  $\text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}_2^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^-$ .

II. O depósito de prata deve-se à oxidação dos íons  $\text{Ag}^+$  assim representada:  $\text{Ag}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + 1\text{e}^-$ .

III. A tendência dos íons prata em se reduzir é maior do que a dos íons cobre (II).

IV. A razão molar Cu oxidado / Ag formada é 1 mol de Cu / 2 mol de Ag.

É correto o que se afirma apenas em

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

20. (UCS) Halogênios são muito reativos e por esse motivo não são encontrados na natureza na forma de substâncias simples. Entretanto, os mesmos podem ser obtidos industrialmente a partir de um processo conhecido como eletrólise ígnea. No caso do cloro, esse processo é realizado em uma cuba eletrolítica com o cloreto de sódio fundido. Aproximadamente 12 milhões de toneladas de  $\text{Cl}_2$  são produzidas anualmente nos Estados Unidos. Cerca de metade desse cloro é utilizada na fabricação de compostos orgânicos halogenados, enquanto o restante é empregado como alvejante na indústria do papel e de tecidos. O volume de  $\text{Cl}_2$ , medido nas CNTP, quando uma corrente elétrica de intensidade igual a 10 ampéres atravessa uma cuba eletrolítica contendo cloreto de sódio fundido durante 965 segundos é de

(Dado:  $F = 96.500 \text{ C/mol}$ ).

- a) 0,71 L
- b) 1,12 L
- c) 2,14 L
- d) 3,55 L
- e) 4,48 L

21. (ACAFE) Sob condições apropriadas em uma cuba eletrolítica ocorreu a eletrólise de uma solução aquosa de sulfato de cobre II. Nesse processo ocorreu a formação de 6,35 g de cobre e o desprendimento de um gás.

Dados: O = 16 g / mol; Cu = 63,5 g / mol.

semi reação catódica:  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$

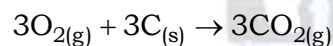
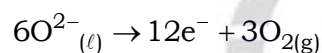
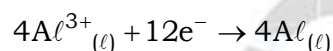
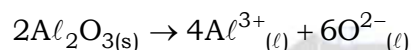
semi reação anódica:  $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})} + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+_{(\text{aq})}$

O volume do gás produzido quando medido na CNTP é:

- a) 2,24 L      b) 1,12 L      c) 6,35 L      d) 3,2 L

22. (ACAFE) Qual o volume do dióxido de carbono formado medido nas CNTP na eletrólise de 102 g de óxido de alumínio?

Dados:

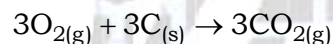
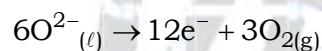
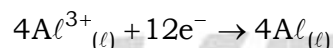
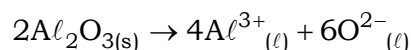


$\text{Al} = 27 \text{ g / mol}$ ;  $\text{O} = 16 \text{ g / mol}$ ;  $\text{C} = 12 \text{ g / mol}$ .

- a) 11,2 L      b) 33,6 L      c) 67,2 L      d) 22,4 L

23. (ACAFE) Metalurgia é como pode ser denominado o processo que produza um metal a partir de seu minério. Na metalurgia do alumínio (processo Hall-Hérault) o alumínio pode ser produzido através da eletrólise ígnea da bauxita (que contém óxido de alumínio) com eletrodos de grafite.

Reações:



Dados:

$1\text{F} = 96500\text{C}$ ;  $Q = \text{i.t}$ ;  $\text{Al} = 27 \text{ g / mol}$ .

Considere as informações e os conceitos químicos e analise as afirmações a seguir.

I. A produção do alumínio ocorre no ânodo.

II. O gás oxigênio é produzido no cátodo que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.

III. À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite.

IV. Na eletrólise ígnea do óxido de alumínio após 965 segundos com corrente elétrica (i) igual a 10 A produz 0,9 g de alumínio.

Assinale a alternativa **correta**.

- a) Apenas a afirmação III está correta.  
 b) Apenas I, II e III estão corretas.  
 c) Apenas III e IV estão corretas.  
 d) Apenas II e IV estão corretas.

**24.** (UERJ) Em uma célula eletrolítica, com eletrodos inertes, uma corrente de 1,00 A passa por uma solução aquosa de cloreto de ferro, produzindo Fe(s) e Cl<sub>2</sub>(g).

Admita que 2,80 g de ferro são depositados no catodo, quando a célula funciona por 160 min 50 s. Determine a fórmula do cloreto de ferro utilizado na preparação da solução originalmente eletrolisada e escreva a equação eletroquímica que representa a descarga ocorrida no anodo.

Dados: Fe = 56; 1F = 96.500 C.

**25.** (UFF) O cloro pode ser produzido pela eletrólise ígnea do cloreto de zinco (ZnCl<sub>2</sub>) à temperatura de 17 °C e sob pressão de 1,0 atm.

Sabendo-se que uma corrente de 5 A passa pela célula durante 10 horas, informe por meio de cálculos:

- o número de Coulombs envolvidos no processo;
- a massa de Cl<sub>2</sub>, em grama, produzida na reação;
- o volume de Cl<sub>2</sub> produzido nas condições apresentadas.

Dados para os itens:

1F = 96.500 C (para 1 mol de elétrons);

Cl = 35,5

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

**26.** (UFMG) Considere a eletrólise de 200 mL de solução 0,10 mol/L de sulfato de cobre II, numa cuba com eletrodos de platina, por uma corrente de 0,20 A. (Faraday = 96.500 C/mol e<sup>-</sup>)

- ESCREVA a equação da semi-reação catódica.
- ESCREVA a equação da semi-reação anódica.
- CALCULE o tempo necessário para reduzir à metade a concentração dos íons Cu<sup>2+</sup>.

**27.** (UNESP) Após o Neolítico, a história da humanidade caracterizou-se pelo uso de determinados metais e suas ligas. Assim, à idade do cobre (e do bronze) sucedeu-se a idade do ferro (e do aço), sendo que mais recentemente iniciou-se o uso intensivo do alumínio. Esta seqüência histórica se deve aos diferentes processos de obtenção dos metais correspondentes, que envolvem condições de redução sucessivamente mais drásticas.

a) Usando os símbolos químicos, escreva a seqüência destes metais, partindo do menos nobre para o mais nobre, justificando-a com base nas informações apresentadas.

b) Para a produção do alumínio (grupo 13 da classificação periódica), utiliza-se o processo de redução eletrolítica (Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup> → Al). Qual a massa de alumínio produzida após 300 segundos usando-se uma corrente de 9,65 C.s<sup>-1</sup>?

(Dados: massa molar do Al = 27g.mol<sup>-1</sup> e a constante de Faraday, F = 96.500 C.mol<sup>-1</sup>)

**28.** (PUCSP) O LIXO PRODUZIDO pelos grandes centros urbanos, como é o caso da cidade de São Paulo, representa um dos seus graves problemas e requer soluções a curto e médio prazos. Na maioria das vezes, o lixo urbano é colocado em aterros sanitários ou simplesmente despejado em lixões, causando um grande impacto no ambiente e na saúde humana.

Dentre as possíveis soluções, programas ambientais alertam para a necessidade de reduzir a quantidade de resíduos e de aumentar a reutilização e a reciclagem dos materiais.

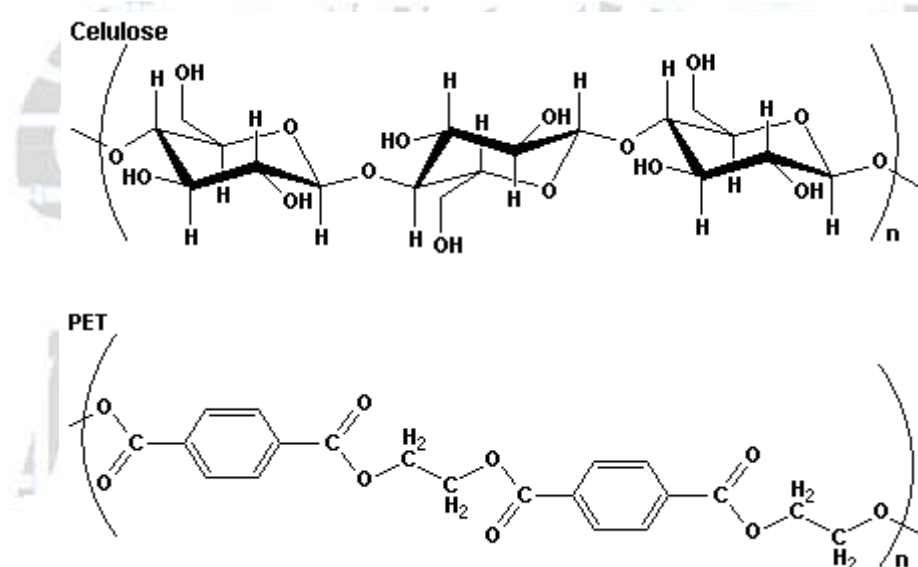
Na natureza, também ocorre a contínua reciclagem de materiais promovida pelos ciclos biogeoquímicos. No ciclo do carbono, por exemplo, os átomos desse elemento são incorporados

nos organismos através da fotossíntese e, após percorrerem a cadeia trófica, retornam à atmosfera.

Muitos materiais descartados no lixo dos centros urbanos podem ser reciclados. A reciclagem do papel permite a confecção de diversos produtos a partir do reprocessamento de suas fibras de celulose. O plástico de embalagens de bebidas tipo PET, poli(etilenotereftalato), pode ser derretido e transformado em filmes úteis para outros tipos de embalagens ou em fibra de tecido. Em relação às embalagens de alumínio, a reciclagem é bastante simples e eficiente. A produção de uma tonelada de alumínio reciclado consome somente 5 % da energia necessária na obtenção da mesma massa desse metal quando obtido diretamente de seu minério, a bauxita. Este processo, por sua vez, requer muita energia por envolver a eletrólise ígnea do óxido de alumínio ( $Al_2O_3$ ), principal componente da bauxita.

Já a matéria orgânica pode ser degradada em tanques chamados biodigestores onde, sob a ação de certos microorganismos, é decomposta. Entre outros produtos, forma-se o gás metano ( $CH_4$ ) que pode ser utilizado como combustível residencial e industrial.

De modo geral, a reciclagem ainda apresenta um custo elevado em relação à utilização de matéria-prima virgem. Entretanto, esta deve ser incentivada, pois nesses custos não está contabilizada a degradação do ambiente.



Com base nos seus conhecimentos de química responda às questões:

a) No ciclo biogeoquímico mencionado no texto, como ocorre a restituição do carbono para a atmosfera? Os átomos de carbono do metano ( $CH_4$ ) produzido nos biodigestores podem ser reintegrados diretamente na biomassa? Justifique.

b) Equacione a reação da eletrólise ígnea do óxido de alumínio ( $Al_2O_3$ ). Indique os produtos obtidos no cátodo (pólo -) e no ânodo (pólo +) da cuba eletrolítica. Determine a massa de alumínio produzida em uma cuba eletrolítica com corrente constante de  $1 \times 10^5$  A durante 80 horas ( $2,88 \times 10^5$  s).

Dados: Considere a constante de Faraday =  $9,6 \times 10^4$  C . mol<sup>-1</sup>

$Q$  (carga, C) =  $i$  (corrente, A)  $\times \Delta t$  (tempo, s)

$Al = 27,0$  g . mol<sup>-1</sup>;  $O = 16,0$  g . mol<sup>-1</sup>.

c) Determine a relação entre a massa de alumínio obtida por reciclagem e a obtida por eletrólise ígnea do óxido de alumínio empregando-se a mesma quantidade de energia.



01. D 02. A 03. D 04. E

05. B 06. B 07. C 08. B

09. E 10. D 11. B 12. D

13. D 14. B 15. C 16. C 17. D

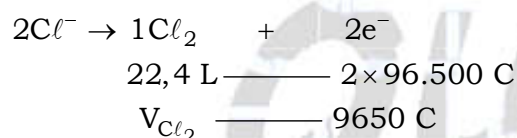
18. Soma = 02 + 08 + 32 = 42

19. E

20. Alternativa B

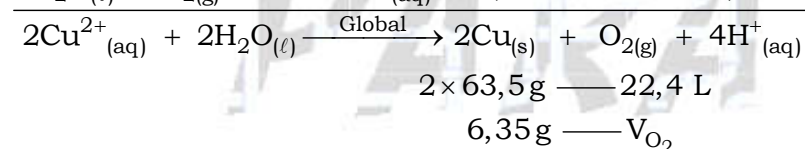
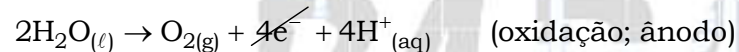
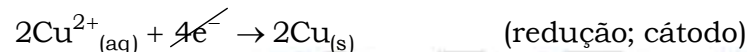
$$Q = i \times t$$

$$Q = 10 \text{ A} \times 965 \text{ s} = 9650 \text{ C}$$



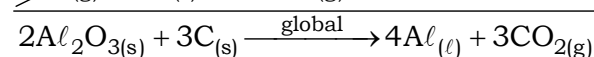
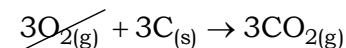
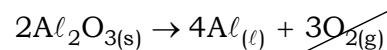
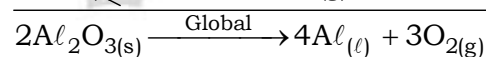
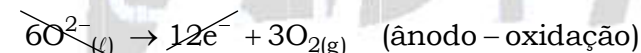
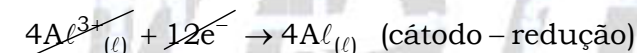
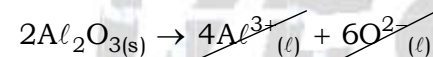
$$V_{\text{Cl}_2} = 1,12 \text{ L}$$

21. Alternativa B

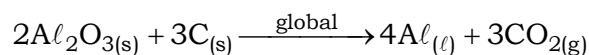


$$V_{\text{O}_2} = 1,12 \text{ L}$$

22. Alternativa B



$$\text{Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g/mol}$$



$$2 \times 102 \text{ g} \quad \text{---} \quad 3 \times 22,4 \text{ L}$$

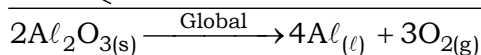
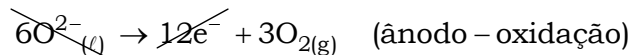
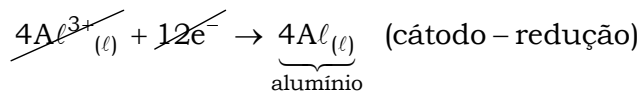
$$1 \times 102 \text{ g} \quad \text{---} \quad \frac{3}{2} \times 22,4 \text{ L}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 33,6 \text{ L}$$

23. Alternativa C

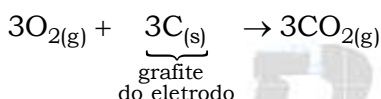
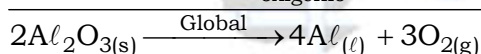
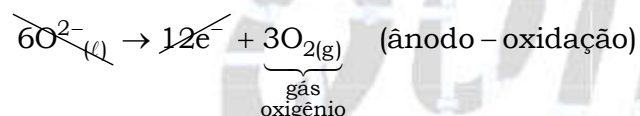
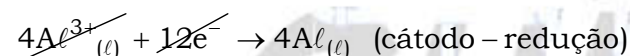
I. Incorreta.

A produção do alumínio ocorre no cátodo.



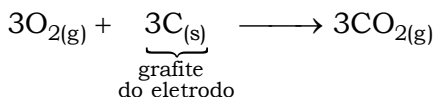
II. Incorreta.

O gás oxigênio é produzido no ânodo que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.



III. Correta.

À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite devido à reação com o gás oxigênio formado.

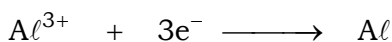
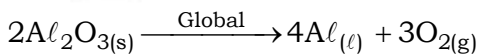


IV. Correta.

Na eletrólise ígnea do óxido de alumínio após 965 segundos com corrente elétrica (i) igual a 10 A produz 0,9 g de alumínio.

$$Q = i \times t$$

$$Q = 10 \text{ A} \times 965 \text{ s} = 9650 \text{ A} \times \text{s} = 9650 \text{ C}$$



$$3 \times 96.500 \text{ C} \longrightarrow 27 \text{ g}$$

$$9650 \text{ C} \longrightarrow m_{Al}$$

$$m_{Al} = 0,9 \text{ g}$$

24. Teremos:

$$i = 1,00 \text{ A}$$

$$t = 160 \text{ min} + 50 \text{ s} = 160 \times 60 \text{ s} + 50 \text{ s} = 9.650 \text{ s}$$

$$Q = i \times t$$

$$Q = 1,00 \text{ A} \times 9.650 \text{ s}$$

$$Q = 9.650 \text{ C}$$

$$2,80 \text{ g de ferro} \text{ ————— } 9.650 \text{ C}$$

$$m_{\text{ferro}} \text{ ————— } 96.500 \text{ C}$$

$$m_{\text{ferro}} = \frac{2,80 \text{ g} \times 96.500 \text{ C}}{9.650 \text{ C}}$$

$$m_{\text{ferro}} = 28 \text{ g}$$

$$n_{\text{ferro}} = \frac{m_{\text{ferro}}}{M_{\text{ferro}}} = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g}} = 0,5 \text{ mol}$$

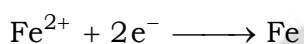
$$0,5 \text{ mol de Fe} \text{ ————— } 96.500 \text{ C}$$

$$1 \text{ mol de Fe} \text{ ————— } Q'$$

$$Q' = \frac{1 \text{ mol} \times 96.500 \text{ C}}{0,5 \text{ mol}}$$

$$Q' = 193.000 \text{ C} = 2 \times 96.500 \text{ C} \Rightarrow 2 \text{ F (2 mol de elétrons)}$$

Então :



Conclusão :



Equação eletroquímica que representa a descarga ocorrida no anodo:  $2\text{Cl}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2\text{e}^-$ .

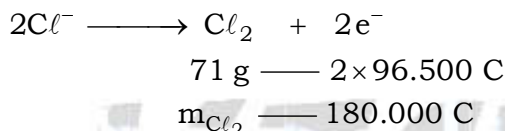
25. a) Teremos:

$$i = 5 \text{ A}$$

$$t = 10 \text{ h} = 10 \times 3.600 \text{ s} = 36.000 \text{ s}$$

$$Q = i \times t = 5 \text{ A} \times 10 \times 3.600 \text{ s} = 180.000 \text{ C}$$

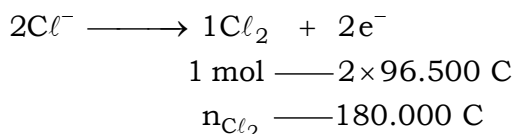
b)  $1\text{F} = 96.500 \text{ C}$  (para 1 mol de elétrons);  $\text{Cl}_2 = 2 \times 35,5 = 71$ .



$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{71 \text{ g} \times 180.000 \text{ C}}{2 \times 96.500 \text{ C}}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = 66,2176 \text{ g} \approx 66,22 \text{ g}$$

c) Condições:  $17^\circ \text{C}$  ( $17 + 273 = 290 \text{ K}$ ) sob pressão de  $1,0 \text{ atm}$ .



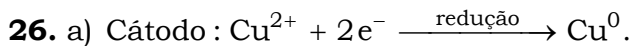
$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{1 \text{ mol} \times 180.000 \text{ C}}{2 \times 96.500 \text{ C}}$$

$$n_{\text{Cl}_2} \approx 0,93 \text{ mol}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

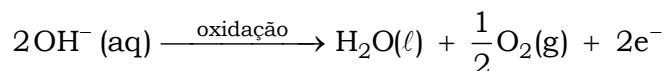
$$1 \text{ atm} \times V_{\text{Cl}_2} = 0,93 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 290 \text{ K}$$

$$V_{\text{Cl}_2} = 22,1154 \text{ L} \approx 22,12 \text{ L}$$

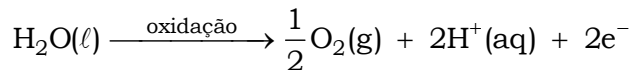


b) A prioridade, de acordo com a fila de descarga é o ânion  $\text{OH}^-$ :

Ânodo:



ou



c) Teremos:

$$200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$$

Metade da concentração :

$$[\text{CuSO}_4] = \frac{0,10}{2} \text{ mol/L} = 0,05 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CuSO}_4] \times V = n_{\text{CuSO}_4}$$

$$n_{\text{CuSO}_4} = 0,05 \times 0,2 = 0,01 \text{ mol}$$



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

$$0,01 \text{ mol} \longrightarrow 0,01 \text{ mol}$$



$$1 \text{ mol} \longrightarrow 2 \times 96.500 \text{ C}$$

$$0,01 \text{ mol} \longrightarrow Q$$

$$Q = 1.930 \text{ C}$$

$$i = 0,20 \text{ A}$$

$$Q = i \times t$$

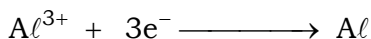
$$1.930 \text{ C} = 0,20 \text{ A} \times t$$

$$t = 9.650 \text{ s}$$

27. a) Condições de redução mais drásticas significam condições de oxidação menos drásticas, logo:

Potencial de oxidação ( $\text{Al}$ ) > Potencial de oxidação ( $\text{Fe}$ ) > Potencial de oxidação ( $\text{Cu}$ ). O que sugere a seqüência  $\text{Al}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Cu}$ .

b)  $Q = i \times t$ ;  $Q = 9,65 \times 300 \text{ C}$ .



$$3 \times 96500 \text{ C} \longrightarrow 27 \text{ g}$$

$$300 \times 9,65 \text{ C} \longrightarrow m$$

$$m = \frac{300 \times 9,65 \text{ C} \times 27 \text{ g}}{3 \times 96500 \text{ C}}$$

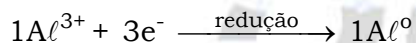
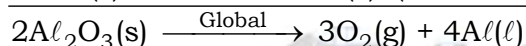
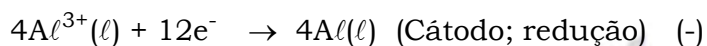
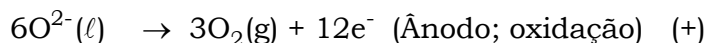
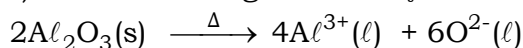
$$m = 0,27 \text{ g de alumínio.}$$

28. a) No ciclo biogeoquímico do carbono ele pode ser incorporado ao ambiente de várias maneiras:

- I) Pela fermentação.
- II) Pela respiração anaeróbica celular.
- III) Pela decomposição da matéria orgânica.
- IV) Pela combustão.

Os átomos de carbono existentes nas moléculas do gás metano (CH<sub>4</sub>), produzido pelos biodigestores, não podem ser reintegrados diretamente à biomassa. O elemento carbono só pode ser fixado na forma de CO<sub>2</sub> pelo processo da fotossíntese.

b) Teremos as seguintes reações:



$$3 \text{ mols } e^- \text{ ————— } 27 \text{ g}$$

$$3 \times 9,6 \times 10^4 \text{ C ————— } 27 \text{ g}$$

$$2,88 \times 10^{10} \text{ C ————— } m_{Al}$$

$$m_{Al} = 2,7 \times 10^6 \text{ g} = 2,7 \text{ t (Al)}.$$

c) De acordo com o texto, a produção de uma tonelada de alumínio reciclado consome 5 % da energia necessária para a obtenção da mesma massa desse metal quando obtido diretamente da bauxita, cujo principal componente é o Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (alumina). Então, na eletrólise:

$$1 \text{ t (Al)} \text{ ————— } 100 \% \text{ de energia}$$

$$m(Al) \text{ ————— } 5 \% \text{ de energia}$$

$$m(Al) = 0,05 \text{ t}$$

(massa de Al obtido pela mesma quantidade de energia do que o alumínio reciclado).

Teremos:

$$\frac{1 \text{ t (Al reciclado)}}{0,05 \text{ t (Al da eletrólise)}} = 20.$$