

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)
-------------------	-------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Dados: Constante de Avogadro = $6,0 \times 10^{23}$ átomos.mol⁻¹

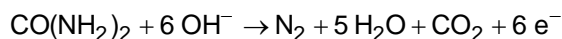
Produto iônico da água, K_w , a 25 °C = $1,0 \times 10^{-14}$

F = 96500 Coulombs

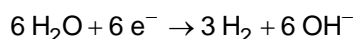
R = 0,082 atm.L.mol⁻¹.K

1. A eletrólise da ureia, substância encontrada na urina, está sendo proposta como forma de obtenção de hidrogênio, gás que pode ser utilizado como combustível. Observe as semirreações da célula eletrolítica empregada nesse processo, realizado com 100% de rendimento:

- reação anódica:



- reação catódica:



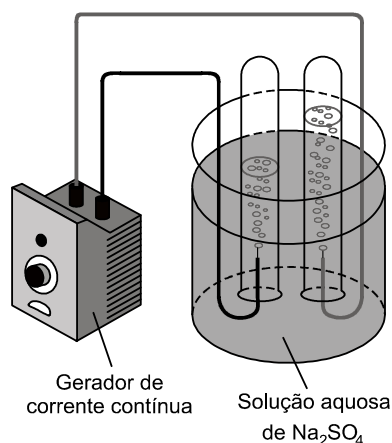
Considere as seguintes informações:

1 - A ureia tem fórmula química $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ e sua concentração na urina é de $20 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

2 - Um ônibus movido a hidrogênio percorre 1 km com 100 g desse combustível.

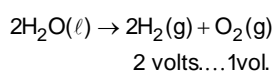
Apresente a reação global da eletrólise da ureia. Em seguida, calcule a distância, em quilômetros, percorrida por um ônibus utilizando o combustível gerado na eletrólise de dez mil litros de urina.

2. Em uma aula de laboratório de Química, a professora propôs a realização da eletrólise da água.



Após a montagem de uma aparelhagem como a da figura acima, e antes de iniciar a eletrólise, a professora perguntou a seus alunos qual dos dois gases, gerados no processo, eles esperavam recolher em maior volume. Um dos alunos respondeu: "O gás oxigênio deve ocupar maior volume, pois seus átomos têm oito prótons e oito elétrons (além dos nêutrons) e, portanto, são maiores que os átomos de hidrogênio, que, em sua imensa maioria, têm apenas um próton e um elétron".

Observou-se, porém, que, decorridos alguns minutos, o volume de hidrogênio recolhido era o dobro do volume de oxigênio (e essa proporção se manteve no decorrer da eletrólise), de acordo com a seguinte equação química:

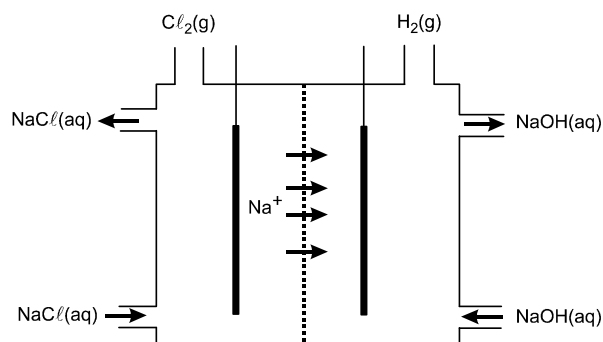


a) Considerando que a observação experimental não corresponde à expectativa do aluno, explique por que a resposta dada por ele está incorreta.

Posteriormente, o aluno perguntou à professora se a eletrólise da água ocorreria caso a solução aquosa de Na_2SO_4 fosse substituída por outra. Em vez de responder diretamente, a professora sugeriu que o estudante repetisse o experimento, porém substituindo a solução aquosa de Na_2SO_4 por uma solução aquosa de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

b) O que o aluno observaria ao realizar o novo experimento sugerido pela professora? Explique.

3. A produção mundial de gás cloro é de 60 milhões de toneladas por ano. Um processo eletroquímico moderno e menos agressivo ao meio ambiente, em que se utiliza uma membrana semipermeável, evita que toneladas de mercúrio, utilizado no processo eletroquímico convencional, sejam dispensadas anualmente na natureza. Esse processo moderno está parcialmente esquematizado na figura abaixo.



a) Se a produção anual de gás cloro fosse obtida apenas pelo processo esquematizado na figura abaixo, qual seria a produção de gás hidrogênio em milhões de toneladas?

b) Na figura, falta representar uma fonte de corrente elétrica e a formação de íons OH^- . Complete o desenho com essas informações, não se esquecendo de anotar os sinais da fonte e de indicar se ela é uma fonte de corrente alternada ou de corrente contínua.

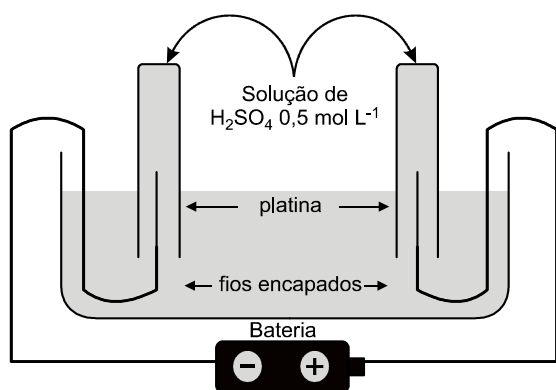
4. Em um processo de eletrodeposição, níquel metálico é eletrodepositado no catodo de uma célula eletrolítica e permanece coeso e aderido a esse eletrodo. Sabendo que a massa específica do níquel metálico ($\rho_{\text{Ni},25^\circ\text{C}}$) é igual a $8,9 \times 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ e que a espessura total da camada eletrodepositada, medida no final do processo, foi de $2,0 \times 10^{-6} \text{ m}$, calcule a densidade de corrente aplicada (admitida constante), expressa em $\text{A}\cdot\text{m}^{-2}$, considerando nesse processo uma eficiência de corrente de eletrodeposição de 100% e um tempo de operação total de 900 s.

Dado: $1F=96.500 \text{ C}$.

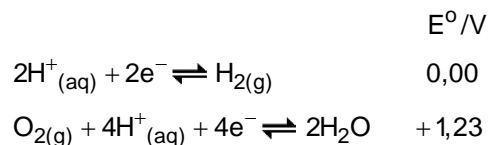
5. O alumínio pode ser produzido industrialmente pela eletrólise do cloreto de alumínio fundido, o qual é obtido a partir do minério bauxita, cujo principal componente é o óxido de alumínio. Com base nas informações acima, calcule quantos dias são necessários para produzir 1,00 tonelada de alumínio puro, operando-se uma cuba eletrolítica com cloreto de alumínio fundido, na qual se faz passar uma corrente elétrica constante de 10,0 kA.

Dado: $1F = 96.500 \text{ C}$.

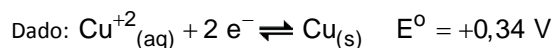
6. A figura abaixo representa um processo eletroquímico de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, utilizando-se eletrodos inertes de platina. Responda as questões relacionadas a esse processo.



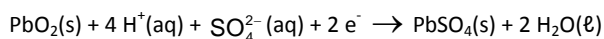
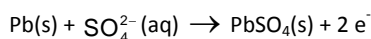
Semirreações:



- O processo acima é espontâneo ou não? Qual é o nome desse processo?
- Quais são as semirreações que ocorrem no ânodo e no cátodo?
- Qual gás é formado no polo negativo?
- Se a platina for substituída por cobre, quais serão as reações nos polos (+) e (-)?



7. As baterias utilizadas em automóveis são formadas, em geral, por placas de chumbo imersas em solução aquosa de ácido sulfúrico. Durante seu processo de descarga, ocorrem as seguintes reações de oxidação-redução:



Com o objetivo de determinar a carga fornecida por uma dessas baterias, foram realizadas algumas medidas, cujos resultados estão apresentados na tabela a seguir.

estado da bateria	Solução de H_2SO_4		
	concentração (% m/m)	densidade ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	volume (L)
carregada	40	1,3	2,0
descarregada	27	1,2	2,0

Determine a carga, em Coulombs, fornecida pela bateria durante o processo de descarga.

8. Segundo o Conselho Nacional do Meio Ambiente – CONAMA, a concentração de íons cobre, dissolvidos numa água classificada como doce, não pode ser superior a 0,009 mg de Cu^{2+} por litro de água. Num determinado processo industrial, a concentração de íons Cu^{2+} no efluente é igual a 350 mg/L.

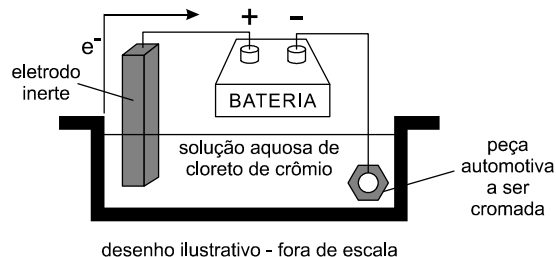
A equipe técnica da indústria optou por usar um processo de eletrodeposição para reduzir a concentração de íons cobre no efluente. Para isso, utilizou corrente elétrica igual a 10 A por 2 horas 40 min e 50 s, considerando-se um volume de 100 litros de efluente.

Dados: Massa atômica: $\text{Cu} = 63,5 \text{ u}$; $1 F = 96500 \text{ C/mol}$; $Q = i \times t$

Considerando o processo de eletrodeposição descrito, assinale a alternativa que apresenta a afirmativa **CORRETA**.

- 95% dos íons Cu^{2+} presentes no efluente foram eletrodepositados.
- Após a eletrodeposição, a concentração de íons Cu^{2+} é igual a 32,5 mg/L.
- A concentração de íons Cu^{2+} é dez vezes maior que a estabelecida pelo CONAMA.
- A concentração de íons Cu^{2+} dissolvidos no efluente não é alterada pelo processo de eletrodeposição.
- A equipe técnica atuou corretamente, uma vez que a concentração de íons Cu^{2+} ficou abaixo da estabelecida pelo CONAMA.

9. 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 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

- a) 0,19 g
- b) 0,45 g
- c) 1,00 g
- d) 2,08 g
- e) 5,40 g

10. Utilizando eletrodos inertes, foram submetidas a uma eletrólise aquosa em série, duas soluções aquosas de nitrato, uma de níquel (II) e outra de um metal **Z**, cuja carga catiônica é desconhecida. Após, 1 hora, 20 minutos e 25 segundos, utilizando uma corrente de 10 A, foram obtidos 14,500 g de níquel (II) e 25,875 g do metal **Z**.

Dados: massas molares (g/mol) Ni = 58 e **Z** = 207

1 Faraday = 96500 C

De acordo com essas informações, é correto afirmar que a carga iônica do elemento químico **Z** é igual a

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

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Leia o texto:

O uso mais popular do cloreto de sódio é na cozinha, onde é utilizado para acrescentar sabor a uma infinidade de alimentos e também como conservante e material de limpeza. É na indústria química, no entanto, que ele é mais consumido. São inúmeros os processos que fazem uso de produtos do processamento desse sal.

11. O uso industrial do cloreto de sódio se dá principalmente no processo de obtenção de alguns importantes produtos de sua eletrólise em meio aquoso. Simplificadamente, esse processo é feito pela passagem de uma corrente elétrica em uma solução aquosa desse sal. Pode-se afirmar que, a partir desse processo, seriam obtidos:

- a) gás hidrogênio, gás oxigênio e ácido clorídrico.
- b) gás hidrogênio, gás cloro e ácido clorídrico.
- c) gás hidrogênio, gás cloro e hidróxido de sódio em solução.
- d) gás hidrogênio, gás oxigênio e hidróxido de sódio em solução.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Ano Internacional da Cooperação pela Água

A Organização das Nações Unidas (ONU) declarou 2013 como o "Ano Internacional da Cooperação pela Água" com a finalidade de uma reflexão mundial sobre os desafios da gestão, acesso, distribuição e serviços relacionados a este recurso cada vez mais escasso no planeta.

Tratamento de Águas

Entres os grandes exploradores de fontes aquáticas estão as

indústrias têxteis. Estas requerem grandes quantidades de água, corantes, entre outros produtos. O processamento têxtil é um grande gerador de dejetos poluidores de recursos hídricos. Uma técnica promissora para a minimização desse problema é a eletrofloculação, que tem se mostrado eficiente tanto no processo de reciclagem da água quanto do corante. A Fig. 1 mostra uma representação esquemática de um dispositivo de eletrofloculação e a estrutura química do corante índigo, bastante usado nas indústrias têxteis

(extraído do artigo "Tratamento da água de purificação do biodiesel utilizando eletrofloculação". *Química Nova*. vol.35. n.4. 2012)

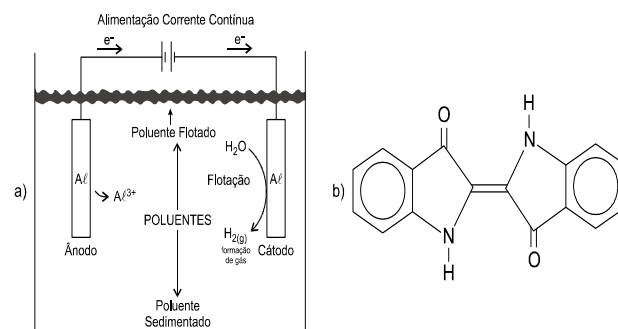


Fig 1: a) Representação esquemática de um dispositivo de eletrofloculação. b) Estrutura do corante índigo usado em indústrias têxteis.

12. Qual das alternativas abaixo apresenta equações químicas que representam graficamente semirreações químicas que ocorrem no processo de eletrofloculação?

- a) $Al^0 \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$ e $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$
- b) $Al^{3+} \rightarrow Al^0 + 3e^-$ e $H_2(g) + 2OH^- \rightarrow 2H_2O + 2e^-$
- c) $Al^0 + 3e^- \rightarrow Al^{3+}$ e $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-$
- d) $Al^{3+} \rightarrow Al^0 + 3e^-$ e $H_2O \rightarrow H_2(g) + O_2(g)$
- e) $Al^{3+} \rightarrow Al^0 + 3e^-$ e $H_2(g) + O_2(g) \rightarrow H_2O$

13. A purificação do cobre é essencial para sua aplicação em fios condutores de corrente elétrica. Como esse metal contém impurezas de ferro, zinco, ouro e platina, é preciso realizar um processo de purificação na indústria para obtê-lo com mais de 99% de pureza. Para isso, é necessário colocá-lo no anodo de uma cuba com solução aquosa de sulfato de cobre e aplicar corrente elétrica de forma a depositá-lo no catodo, fazendo-o atingir essa pureza. Apesar de ser um método lento e de consumir grande quantidade de energia, os custos de produção são compensados pelos subprodutos do processo, que são metais como ouro, platina e prata. O método de purificação do cobre é conhecido como

- a) pilha galvânica, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- b) eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a oxidação do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da redução dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.
- c) eletrólise, sendo que, no anodo, ocorre a redução do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da oxidação dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.

d) pilha galvânica, sendo que, no anodo, ocorre a redução do cobre metálico, e o metal que se deposita no catodo é resultado da oxidação dos íons Cu^{2+} da solução aquosa.

14. Um brinquedo, movido a pilha, fica ligado durante 1,5 hora até ser desligado. Sabe-se que a pilha é recarregável e o seu metal é o magnésio, que possui uma corrente de 10800 mA. Qual foi o desgaste aproximado de magnésio nesse período?

- a) 17,8 g.
- b) 14,2 g.
- c) 8,9 g.
- d) 7,3 g.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Investigadores da Stanford University (Estados Unidos) estão desenvolvendo um processo para obtenção de energia que é praticamente o inverso do que acontece na dessalinização de água: O protótipo de dispositivo é formado por um eletrodo que atrai íons positivos como Na^+ , e por outro que atrai íons negativos como Cl^- . Quando os dois eletrodos são imersos em água salgada captam os respectivos íons presentes no sal, e o movimento destes íons cria corrente elétrica. Os eletrodos são em seguida recarregados através da drenagem da água salgada e da sua substituição por água doce, que é acompanhada de uma corrente elétrica de tensão relativamente baixa, o que permite libertar os íons dos eletrodos. Quando esta leva de água doce é por sua vez drenada, os já referidos eletrodos estão prontos para atrair mais íons da água salgada. Para alcançar elevadas eficiências de conversão, um eletrodo de prata foi utilizado para estabelecer uma boa ligação com os íons cloreto.

Fonte: <http://www.technologyreview.com/news/423903/salty-solution-for-energy-generation/#>

15. Com relação aos eletrodos do sistema é correto afirmar:
- a) O eletrodo de prata só atrai pares NaCl para garantir a neutralidade do sistema.
 - b) O eletrodo de prata é o polo negativo.
 - c) A prata foi utilizada como eletrodo por ser um material barato e pouco poluente.
 - d) O eletrodo de prata também atrai os Na^+ .
 - e) O eletrodo de prata é o polo positivo.

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.

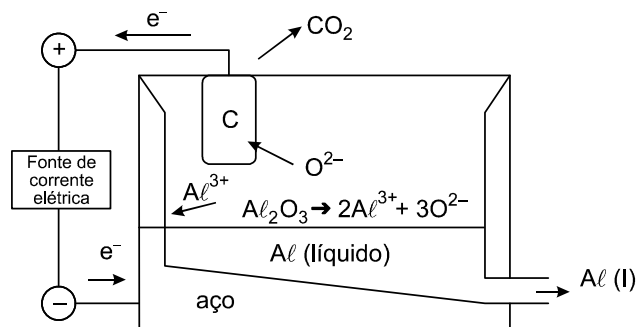
O volume do gás cloro, em litros, medido nas CNTP, e a massa de sódio, em gramas, obtidos nessa eletrólise, são, respectivamente:

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

1 Faraday(F) = 96500 Coulombs(C)

- a) 2,4155 L e 3,5 g
- b) 1,1355 L e 2,3 g
- c) 2,3455 L e 4,5 g
- d) 3,5614 L e 3,5 g
- e) 4,5558 L e 4,8 g

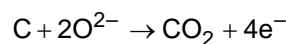
17. O Brasil é o sexto principal país produtor de alumínio. Sua produção é feita a partir da bauxita, mineral que apresenta o óxido Al_2O_3 . Após o processamento químico da bauxita, o óxido é transferido para uma cuba eletrolítica na qual o alumínio é obtido por processo de eletrólise ígnea. Os eletrodos da cuba eletrolítica são as suas paredes de aço, polo negativo, e barras de carbono, polo positivo.



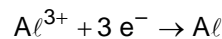
O processo ocorre em alta temperatura, de forma que o óxido se funde e seus íons se dissociam. O alumínio metálico é formado e escoado na forma líquida.

As semirreações que ocorrem na cuba eletrolítica são

Polo +



Polo -



A quantidade em mols de CO_2 que se forma para cada um mol de Al e o polo negativo da cuba eletrolítica são respectivamente

- a) 4/3 e ânodo, onde ocorre a redução.
- b) 3/4 e ânodo, onde ocorre a oxidação.
- c) 4/3 e cátodo, onde ocorre a redução.
- d) 3/4 e cátodo, onde ocorre a redução.
- e) 3/4 e cátodo, onde ocorre a oxidação.

18. Uma bateria de chumbo de $10 \text{ A} \cdot \text{h}$ 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: $\text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{PbSO}_4_{(s)} + \text{e}^-$.

Assinale 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.

19. Em um experimento eletrolítico, uma corrente elétrica circula através de duas células durante 5 horas. Cada célula contem condutores eletrônicos de platina. A primeira célula contem solução aquosa de íons Au^{3+} enquanto que, na segunda célula, esta 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. Um dos processos industriais mais importantes é a eletrólise de soluções de salmoura (solução aquosa de NaCl). Quando uma corrente elétrica é passada através da salmoura, o NaCl e a água produzem $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$ e $\text{NaOH}(\text{aq})$, todos valiosos reagentes químicos.

Considerando o exposto acima, é correto afirmar que o gás

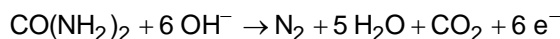
- a) Cl_2 é produzido no cátodo.
- b) Cl_2 é produzido no polo negativo.
- c) H_2 é produzido no polo positivo.
- d) H_2 é produzido no cátodo.

COMENTÁRIOS

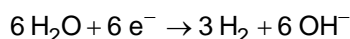
Resposta da questão 1:

A reação global corresponde à soma das semirreações anódica e catódica.

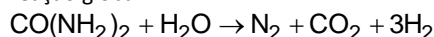
Reação anódica:



Reação catódica:



Reação global:



Cálculo da massa de ureia presente em 10000 L de urina:

$$1 \text{ L} \text{ ————— } 20 \text{ g}$$

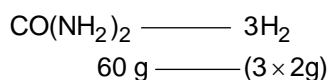
$$10.000 \text{ L} \text{ ————— } x \text{ g}$$

$$x = 20 \times 10^5 \text{ g}$$

Pela estequiometria da reação global, 1 mol de ureia produz 3 mols de gás hidrogênio.

Logo, 60 g de ureia forma 6 g de H_2 . Então, a massa de

H_2 gerada a partir de $2 \times 10^5 \text{ g}$ de ureia será:



$$2 \times 10^5 \text{ g ————— } x$$

$$x = 2 \times 10^4 \text{ g}$$

Distância que o ônibus percorreu:

$$100 \text{ gH}_2 \text{ ————— } 1 \text{ km}$$

$$2 \times 10^4 \text{ gH}_2 \text{ ————— } s$$

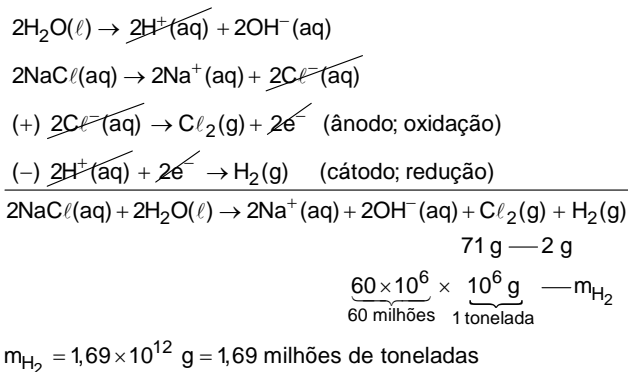
$$s = 200 \text{ km}$$

Resposta da questão 2:

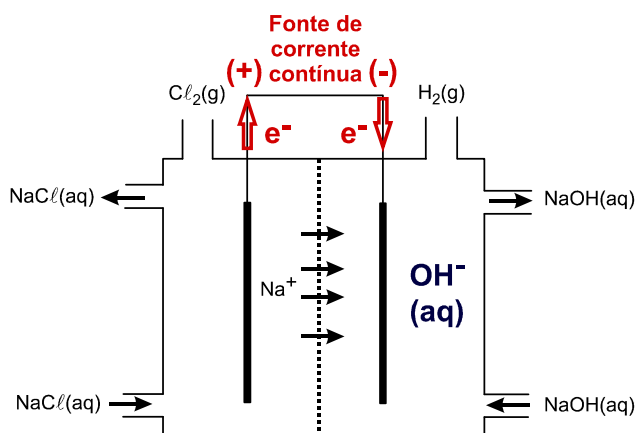
- a) O volume do gás depende das condições de pressão e temperatura e, também, do número de mols de moléculas. A massa atômica, número de prótons ou de nêutrons não interfere na medição.
- b) Com a solução de sacarose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) não ocorreria eletrólise, pois o aluno estaria testando uma solução molecular que não conduz corrente elétrica.

Resposta da questão 3:

- a) A produção mundial de gás cloro é de 60 milhões de toneladas por ano, então:



b) Teremos:



Resposta da questão 4:

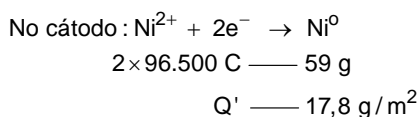
A massa específica do níquel metálico ($\rho_{\text{Ni}, 25^\circ\text{C}}$) é igual a $8,9 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$ ($8,9 \times 10^6 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3}$) e a espessura total da camada eletrodepositada, medida no final do processo, foi de $2,0 \times 10^{-6} \text{ m}$, então:

$$\text{Área} = (2,0 \times 10^{-6} \text{ m})^2 \Rightarrow 4,0 \times 10^{-12} \text{ m}^2$$

$$1 \text{ m}^3 \text{ — } 8,9 \times 10^6 \text{ g}$$

$$2,0 \times 10^{-6} \text{ m} \text{ — } x_{\text{Ni}} \text{ (massa por m}^2\text{)}$$

$$x_{\text{Ni}} = 17,8 \text{ g/m}^2$$



$$Q' = 58.227,1186 \text{ C/m}^2$$

$$Q' = 900 \text{ i'}$$

$$58.227,1186 \text{ C/m}^2 = 900 \text{ s} \times \text{i'}$$

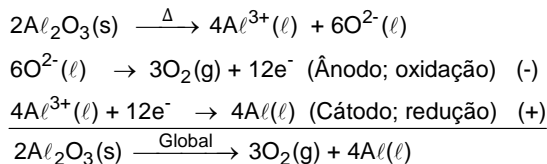
$$\text{i}' = 64,6979849 \text{ A/m}^2$$

$$\text{i}' \approx 64,7 \text{ A/m}^2$$

$$\text{Densidade de corrente} \approx 64,7 \text{ A} \cdot \text{m}^{-2}$$

Resposta da questão 5:

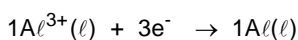
Observe o equacionamento da eletrólise ígnea da alumina (Al_2O_3) que faz parte do processo de obtenção do alumínio na indústria.



Sabemos que $Q = i \times t$, então:

$$Q = (10,0 \times 10^3 \text{ A} \times t) \text{ C}$$

$$1 \text{ ton} = 10^6 \text{ g}$$



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

$$10,0 \times 10^3 \times t \text{ — } 10^6 \text{ g}$$

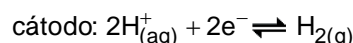
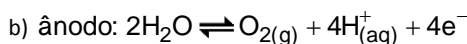
$$t = \frac{3 \times 96.500 \times 10^6}{27 \times 10,0 \times 10^3} = 1,072 \times 10^6 \text{ s}$$

$$1 \text{ dia} = 24 \times \text{h} = 24 \times 3600 \text{ s}$$

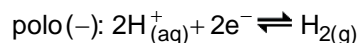
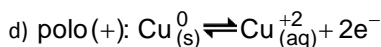
$$t_{\text{dias}} = \frac{1,072 \times 10^6 \text{ s}}{24 \times 3600 \text{ s}} = 12,41 \text{ dias}$$

Resposta da questão 6:

a) O processo usado é uma eletrólise e toda eletrólise é um processo não espontâneo.



c) Na eletrólise, o polo negativo é o cátodo, onde se forma o gás hidrogênio.



Resposta da questão 7:

Massa de H_2SO_4

$$\text{carregada: } \frac{40}{100} \times 1,3 \text{ g/cm}^3 \times 2000 \text{ cm}^3 = 1.040 \text{ g}$$

$$\text{descarregada: } \frac{27}{100} \times 1,2 \text{ g/cm}^3 \times 2000 \text{ cm}^3 = 648 \text{ g}$$

$$\text{consumida: } 1040 - 648 = 392 \text{ g}$$

2 mols H_2SO_4 — 2 mols de e^-

$$2 \times 98 \text{ g} \text{ — } 2 \times 96500 \text{ C}$$

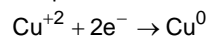
$$392 \text{ g} \text{ — } Q$$

$$Q = 3,86 \times 10^5 \text{ C}$$

Resposta da questão 8:

[B]

Tempo = 2h 40min 50s = 9650 segundos



$$2 \cdot 96500\text{C} \text{ — } 63,5\text{g}$$

$$9650 \cdot 10 \text{ — } x$$

$$x = 31,75\text{g}$$

Em 100ℓ de efluente:

$$350\text{mg} \text{ — } 1\ell$$

$$x \text{ — } 100\ell$$

$$x = 35\text{g}$$

Após a eletrodeposição, tem-se:

$$35\text{g} - 31,75\text{g} = 3,25\text{g}/100\ell \text{ de } \text{H}_2\text{O}$$

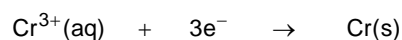
$$\text{ou } 32,5\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Resposta da questão 9:

[D]

Teremos:

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



$$3 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 52 \text{ g}$$

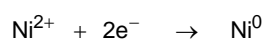
$$120 \times 96,5 \text{ C} \text{ — } m_{\text{Cr}}$$

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

Resposta da questão 10:

[D]

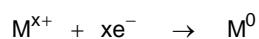
Numa eletrólise em série, a carga é igual nas duas cubas eletrolíticas, então:



$$2 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 58 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 14,5 \text{ g}$$

$$Q = 48.250 \text{ C}$$



$$96.500 \times \text{C} \text{ — } 207 \text{ g}$$

$$48.250 \text{ C} \text{ — } 28,875 \text{ g}$$

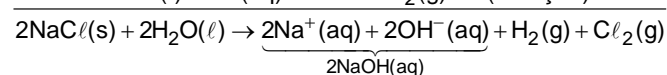
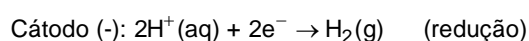
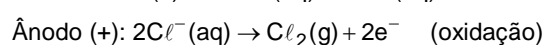
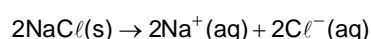
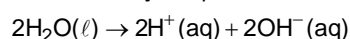
$$x = 4$$

$$\text{Carga} = +4$$

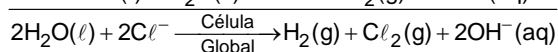
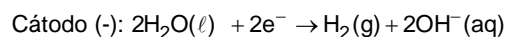
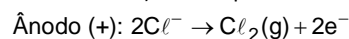
Resposta da questão 11:

[C]

Observe o equacionamento da eletrólise do NaCl (cloreto de sódio) simplificada em solução aquosa:

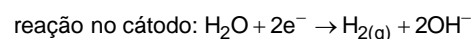
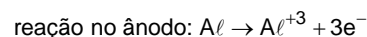


Agora, observe o equacionamento da eletrólise do NaCl (cloreto de sódio) não simplificada em solução aquosa:



Resposta da questão 12:

[A]

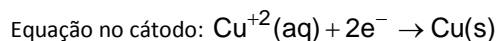
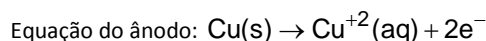


Resposta da questão 13:

[B]

Considerações:

1. O processo eletroquímico pode ser chamado de eletrólise, pois ocorre com consumo de energia, ou seja, de forma não espontânea.
2. Se o objeto de cobre for colocado no ânodo, significa que sofrerá oxidação, e os íons cobre-II serão depositados, por redução, no cátodo do processo eletrolítico.

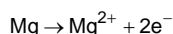


Resposta da questão 14:

[D]

Teremos:

$$Q = i \times t$$



$$24 \text{ g} \text{ — } 2 \times 96.500\text{C}$$

$$m \text{ — } 10.800 \times 10^{-3} \times 1,5 \times 3.600$$

$$m = 7,252 \text{ g} \approx 7,3 \text{ g}$$

Resposta da questão 15:

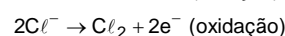
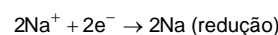
[E]

Um eletrodo de prata foi utilizado para estabelecer uma boa ligação com os ânions cloreto, logo este eletrodo tem carga positiva.

Resposta da questão 16:

[B]

Na eletrólise, teremos:



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

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

↓

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

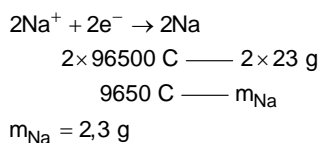
$$n\text{Cl}_2 \text{ — } 9650 \text{ C}$$

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

$$1 \text{ mol} \text{ --- } 22,71 \text{ L}$$

$$0,05 \text{ mol} \text{ --- } V$$

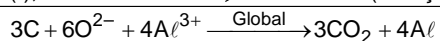
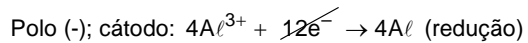
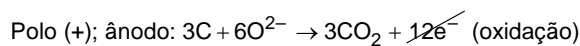
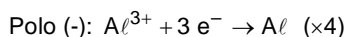
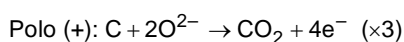
$$V = 1,1355 \text{ L}$$



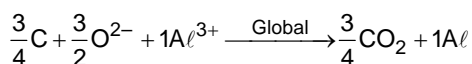
Resposta da questão 17:

[D]

Analisando as reações, vem:



Para 1 mol de Al :



Resposta da questão 18:

[C]

De acordo com a definição de corrente elétrica, temos: $i = \frac{Q}{\Delta t}$,

em que $10 \text{ A} = 10 \text{ C/s}$:

Cálculo da carga fornecida pela bateria.

$$10 \text{ C} \text{ ----- } 1 \text{ s}$$

$$Q \text{ ----- } 1800 \text{ s}$$

$$Q = 18000 \text{ C}$$

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

$$96500 \text{ C} \text{ ----- } 1 \text{ mol de elétrons}$$

$$18000 \text{ C} \text{ ----- } n$$

$$n = 0,187 \text{ mol de elétrons.}$$

Cálculo do número de mols de chumbo formado:

$$1 \text{ mol de Pb} \text{ ----- } 2 \text{ mol de elétrons}$$

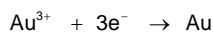
$$x \text{ ----- } 0,187 \text{ mol}$$

$$n = 0,093 \text{ mol de Pb.}$$

Resposta da questão 19:

[C]

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

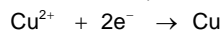


$$3 \text{ mols e}^- \text{ --- } 196,97 \text{ g}$$

$$n \text{ mols e}^- \text{ --- } 9,85 \text{ g}$$

$$n \text{ mols e}^- = 0,15 \text{ mol}$$

Como temos 0,15 mol de elétrons, vem:



$$2 \text{ mols e}^- \text{ --- } 63,55 \text{ g}$$

$$0,15 \text{ mols e}^- \text{ --- } m$$

$$m_{\text{Cu}} = 4,766 \text{ g} = 4,8 \text{ g}$$

Resposta da questão 20:

[D]

Lembrando que na eletrólise, o ânodo é o polo positivo e o cátodo é o polo negativo, teremos as seguintes reações:

