

QUÍMICA

COM

**PEDRO
NUNES**

Química é a ciência que estuda a composição, estrutura, propriedades da matéria, as mudanças sofridas por ela durante as reações químicas e a relação com a energia. É considerada uma ciência exata e é muitas vezes de ciência central porque é a ponte entre outras ciências, como a física, matemática e a biologia. A química possui parâmetros de avaliação e utilização dos conceitos químicos, além de outros aspectos.

química
os conceitos
energético
escalas macroscópicas
materiais e ajuda a compreender
químicos). Áreas interdisciplinares
ensino de química

No Brasil são encontrados
com registros

químico:
industrial
gregos
formação
discorria

por átomos, a
mínima da matéria

Abdera, não foi popularizada

Aristóteles na Europa. No entanto,

ideia ficou presente até o presente

Entre os séculos III a.C. e o século XV,

pela alquimia. O objetivo de investigação mais conhecido era a

procura da pedra filosofal, um método hipotético capaz de transformar

o chumbo em ouro e o elixir da longa vida. Na investigação científica,



CURSO
FERNANDA PESSOA
ONLINE

ELETRÓLISE
EXERCÍCIOS

 Exercícios

1. (FATEC 2019) As duas maiores esperanças para as fontes de energia do futuro são as células a combustível por hidrogênio e as células por energia solar. O uso combinado das duas células, no qual usa-se a energia solar para quebrar moléculas de água na produção de gás hidrogênio e, posteriormente, abastecer células a combustível por hidrogênio, seria ideal, por ser particularmente limpo.

Esta é a chamada fotossíntese artificial, que vem sendo alvo de pesquisa de vários grupos de cientistas, ao redor do mundo.

Sobre o processo descrito, assinale a alternativa correta.

- a) A fotossíntese artificial é igual à fotossíntese natural, produzindo glicose e oxigênio.
- b) O processo apresenta, como desvantagem, a produção de metais pesados tóxicos.
- c) A quebra da molécula de água não necessita de energia, pois é um processo exotérmico.
- d) Uma das finalidades do processo é produzir hidrogênio para ser utilizado em células a combustível.
- e) Os cientistas conseguiram reproduzir, em laboratório, glicose e oxigênio a partir de gás carbônico e água.

2. (UECE 2022) O tempo gasto para obter-se 14,8 g de cobre, sabendo que a constante de Faraday é 96500 C e utilizando uma corrente elétrica de 5 ampères é, aproximadamente,
Dados: Cu = 63,5

- a) 2,0 horas.
- b) 3,0 horas.
- c) 2,5 horas.
- d) 3,5 horas.

3. (ENEM PPL 2021) Um produto, obtido industrialmente da eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio, tem sido amplamente empregado na indústria, por exemplo, na fabricação de papéis, tecidos e sabões. Normalmente, esse produto é usado na desobstrução de encanamentos e sumidouros, pois é capaz de reagir com gorduras. No entanto, a sua manipulação exige cuidados, pois é altamente corrosivo, podendo, em contato com a pele, provocar vermelhidão, irritação ou “queimaduras” de tecidos vivos. Além disso, se o frasco do produto for abandonado aberto por um longo período de tempo, ele pode absorver CO_2 , convertendo-se em um sal.

Esse produto industrial é o

- a) cloro molecular, Cl_2 .
- b) ácido clorídrico, HCl .

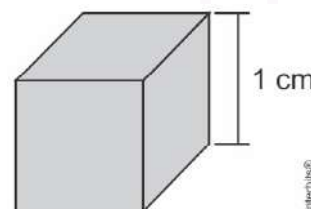
- c) ácido sulfúrico, H_2SO_4 .
- d) hidróxido de sódio, NaOH .
- e) carbonato de sódio, Na_2CO_3 .

4. (ENEM PPL 2020) Um cidadão que se mudou de Brasília para Recife, após algum tempo, percebeu que partes de seu carro estavam enferrujando muito rapidamente. Perguntou para seu filho, estudante do ensino médio, a explicação para o fenômeno. O filho pesquisou na internet e descobriu que, por causa da maresia, gotículas de água do mar atingem os objetos de aço (liga de ferro e carbono) e intensificam sua corrosão. Com base nessa informação, o estudante explicou corretamente ao pai o efeito do cloreto de sódio na corrosão.

A explicação correta de a maresia acelerar a corrosão do aço é porque

- a) reduz o ferro.
- b) oxida o carbono.
- c) dissolve a pintura do carro.
- d) torna a água mais condutora.
- e) diminui a dissolução do oxigênio na água.

5. (UNESP 2020) Considere um cubo de aço inoxidável cujas arestas medem 1 cm.



Deseja-se recobrir as faces desse cubo com uma camada uniforme de cobre de $1 \times 10^{-2} \text{ cm}$ de espessura. Para isso, o cubo pode ser utilizado como cátodo de uma cuba eletrolítica contendo íons $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$. Admita que a eletrólise se realize sob corrente elétrica de 200 mA, que a constante de Faraday seja igual a $1 \times 10^5 \text{ C/mol}$ e que a densidade do cobre seja 9 g/cm^3 . Assim, estima-se que o tempo de eletrólise necessário para que se deposite no cubo a camada de cobre desejada será próximo de:

Dado: Cu = 63,5

- a) 17000s.
- b) 2200s.
- c) 8500s.
- d) 4.300s.
- e) 3.600s.

6. (UECE 2019) Uma pilha de alumínio e prata foi montada e, após algum tempo, constatou-se que o eletrodo de alumínio perdeu 135 mg desse metal. O número de elétrons transferidos de um eletrodo para outro durante esse tempo foi de:

Dados: $A_l = 27$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

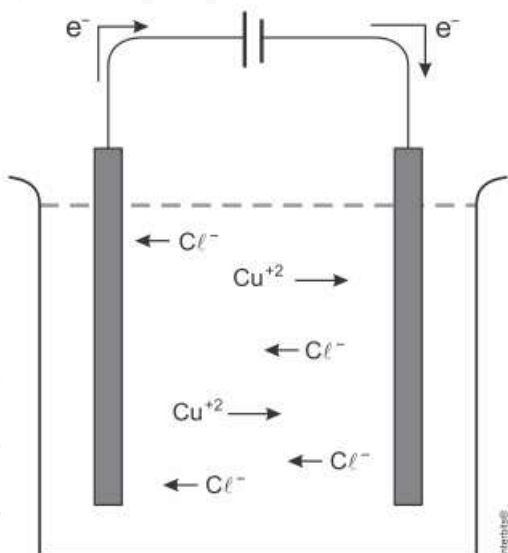
- a) $6,02 \times 10^{23}$.
- b) $6,02 \times 10^{21}$.
- c) $9,03 \times 10^{21}$.
- d) $9,03 \times 10^{23}$.

7. (UFJF-PISM 3 2019) Os banhos eletrolíticos que fazem revestimento metálico têm uma sequência: uma peça para ser cromada necessariamente precisa ser primeiro cobreada, depois niquelada e, por fim, receber uma camada de cromo. [...] A deposição eletrolítica pode levar a produção de peças prateadas e douradas, além de outras onde ocorre estanhagem, cadmiagem e latonagem.

Sobre o processo descrito acima, assinale a alternativa **CORRETA**:

- a) Energia elétrica é fornecida para que um metal mais nobre (com menor potencial de oxidação) se deposite sobre outro menos nobre (com maior potencial de oxidação).
- b) Na maior parte das vezes, o cátodo será do metal com o qual se quer revestir o objeto.
- c) Nas etapas de cobreação, niquelação e cromação, para que ocorra a deposição metálica é necessário que haja a oxidação do cobre, do níquel e do cromo sobre as peças.
- d) O objeto que vai receber o revestimento metálico é ligado ao polo negativo de uma fonte de corrente contínua e se torna cátodo. O metal que vai dar o revestimento é ligado ao polo positivo e se torna o ânodo.
- e) O objeto que vai receber o revestimento metálico é ligado ao polo positivo de uma fonte de corrente contínua e se torna cátodo. O metal que vai dar o revestimento é ligado ao polo negativo e se torna o ânodo.

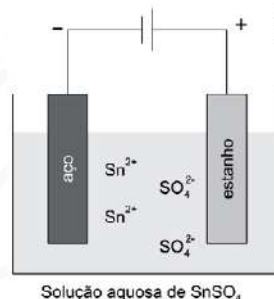
8. (G1 - IFSUL 2019) Um dos processos industriais mais importantes é a eletrólise. A figura a seguir mostra a eletrólise do cloreto de cobre II com emprego de eletrodos inertes.



Considerando o exposto acima, é correto afirmar que o

- a) gás Cl_2 é produzido no cátodo.
- b) gás Cl_2 é produzido no polo negativo.
- c) cobre metálico é produzido no polo positivo.
- d) cobre metálico é produzido no cátodo.

9. (UNICAMP 2018) A galvanoplastia consiste em revestir um metal por outro a fim de protegê-lo contra a corrosão ou melhorar sua aparência. O estanho, por exemplo, é utilizado como revestimento do aço empregado em embalagens de alimentos. Na galvanoplastia, a espessura da camada pode ser controlada com a corrente elétrica e o tempo empregados. A figura abaixo é uma representação esquemática desse processo.



Considerando a aplicação de uma corrente constante com intensidade igual a $9,65 \times 10^{-3} \text{ A}$, a massa depositada de estanho após 1min 40s será de aproximadamente
Dados: 1mol de elétrons corresponde a uma carga de 96.500C; $\text{Sn} : 119 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- a) 0,6mg e ocorre, no processo, a transformação de energia química em energia elétrica.
- b) 0,6mg e ocorre, no processo, a transformação de energia elétrica em energia química.
- c) 1,2mg e ocorre, no processo, a transformação de energia elétrica em energia química.
- d) 1,2mg e ocorre, no processo, a transformação de energia química em energia elétrica.

10. (ITA 2017) Deseja-se depositar uma camada de 0,85 g de níquel metálico no cátodo de uma célula eletrolítica, mediante a passagem de uma corrente elétrica de 5A através de uma solução aquosa de nitrato de níquel. Assinale a opção que apresenta o tempo necessário para esta deposição, em minutos.

- a) 4,3
- b) 4,7
- c) 5,9
- d) 9,3
- e) 17,0

11. (ESPCEx (AMAN) 2017) No ano de 2014, os alunos da EsPCEX realizaram um experimento de eletrólise durante uma aula prática no Laboratório de Química. Nesse experimento, foi montado um banho eletrolítico, cujo objetivo era o depósito de cobre metálico sobre um clipe de papel, usando no banho eletrolítico uma solução aquosa $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de sulfato de cobre II. Nesse sistema de eletrólise,

por meio de uma fonte externa, foi aplicada uma corrente constante de 100 mA, durante 5 minutos.

Após esse tempo, a massa aproximada de cobre depositada sobre a superfície do clipe foi de:

Dados: massa molar Cu = 64 g/mol; 1Faraday = 96.500 C.

- a) 2,401 g. d) 0,095 g.
 b) 1,245 g. e) 0,010 g.
 c) 0,987 g.

12. (MACKENZIE 2017) Um dos modos de se produzirem gás hidrogênio e gás oxigênio em laboratório é promover a eletrólise (decomposição pela ação da corrente elétrica) da água, na presença de sulfato de sódio ou ácido sulfúrico. Nesse processo, usando para tal um recipiente fechado, migram para o cátodo (polo negativo) e ânodo (polo positivo), respectivamente, H₂ e O₂. Considerando-se que as quantidades de ambos os gases são totalmente recolhidas em recipientes adequados, sob mesmas condições de temperatura e pressão, é correto afirmar que
 Dados: massas molares (g.mol⁻¹) H = 1 e O = 16

- a) o volume de H_{2(g)} formado, nesse processo, é maior do que o volume de O_{2(g)}.
 b) serão formados 2mols de gases para cada mol de água decomposto.
 c) as massas de ambos os gases formados são iguais no final do processo.
 d) o volume de H_{2(g)} formado é o quádruplo do volume de O_{2(g)} formado.
 e) a massa de O_{2(g)} formado é o quádruplo da massa de H_{2(g)} formado.

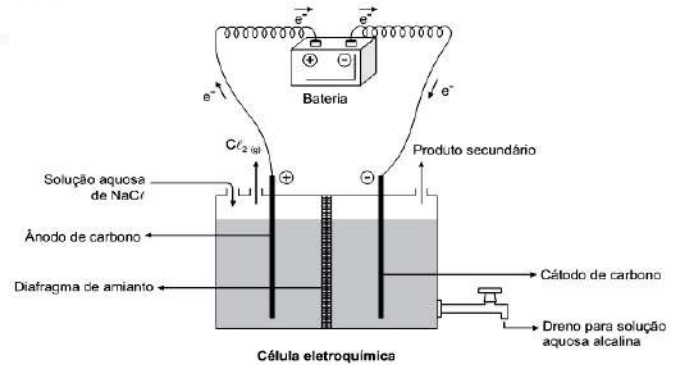
13. (IME 2017) Uma empresa de galvanoplastia produz peças especiais recobertas com zinco. Sabendo que cada peça recebe 7g de Zn, que é utilizada uma corrente elétrica de 0,7A e que a massa molar do zinco é igual a 65g/mol qual o tempo necessário para o recobrimento dessa peça especial?
 (Constante de Faraday: 1F = 96.500C.mol⁻¹)

- a) 4h e 45min
 b) 6h e 30min
 c) 8h e 15min
 d) 10h e 30min
 e) 12h e 45min

14. (UNESP 2017) Em um experimento, um estudante realizou, nas Condições Ambiente de Temperatura e Pressão (CATP), a eletrólise de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, utilizando uma fonte de corrente elétrica contínua de 0,200 A durante 965 s. Sabendo que a constante de Faraday é 96.500 C/mol e que o volume molar de gás nas CATP é 25.000mL/mol, o volume de H_{2(g)} desprendido durante essa eletrólise foi igual a:

- a) 30,0mL
 b) 45,0mL
 c) 10,0mL
 d) 25,0mL
 e) 50,0mL

15. (ENEM 2017) A eletrólise é um processo não espontâneo de grande importância para a indústria química. Uma de suas aplicações é a obtenção do gás cloro e do hidróxido de sódio, a partir de uma solução aquosa de cloreto de sódio. Nesse procedimento, utiliza-se uma célula eletroquímica, como ilustrado.



No processo eletrolítico ilustrado, o produto secundário obtido é o:

- a) vapor de água.
 b) oxigênio molecular.
 c) hipoclorito de sódio.
 d) hidrogênio molecular.
 e) cloreto de hidrogênio.

Gabarito:

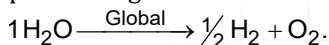
15. [D]	10. [D]	5. [C]
14. [D]	9. [B]	4. [D]
13. [C]	8. [D]	3. [D]
12. [A]	7. [D]	2. [C]
11. [E]	6. [C]	1. [D]

Gabarito e resolução:

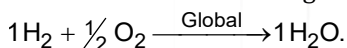
Resposta da questão 1: [D]

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]

As células por energia solar produzem hidrogênio (H₂) a partir de água:



O hidrogênio (H₂) produzido pode ser utilizado nas células a combustível formando água (H₂O):

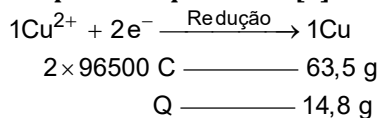


Conclusão: uma das finalidades do processo é produzir hidrogênio para ser utilizado em células a combustível criando um ciclo de reaproveitamento.

[Resposta do ponto de vista da disciplina de Biologia]

A fotossíntese artificial tem a finalidade de produzir hidrogênio, por meio da energia solar, para ser utilizado em células a combustível.

Resposta da questão 2: [C]



$$Q = \frac{2 \times 96500 \text{ C} \times 14,8 \text{ g}}{63,5 \text{ g}}$$

$$1 \text{ C} = 1 \text{ A} \cdot \text{s}$$

$$Q = \left(\frac{2 \times 96500 \times 14,8}{63,5} \right) \text{ A} \cdot \text{s}$$

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

$$Q = i \times t$$

$$\left(\frac{2 \times 96500 \times 14,8}{63,5} \right) \text{ A} \cdot \text{s} = 5 \text{ A} \times t$$

$$t = \frac{2 \times 96500 \times 14,8}{5 \times 63,5} \text{ s} = 8996,5 \text{ s}$$

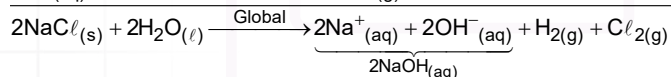
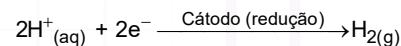
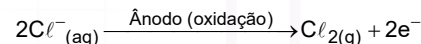
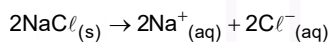
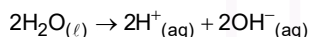
$$1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$$

$$\text{Tempo gasto} = \frac{8996,5}{3600} = 2,499 \text{ h}$$

$$\text{Tempo gasto} = 2,5 \text{ h}$$

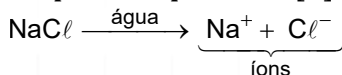
Resposta da questão 3: [D]

Eletrólise (simplificada) em solução aquosa de cloreto de sódio (NaCl):



Conclusão: o produto industrial é o hidróxido de sódio, NaOH .

Resposta da questão 4: [D]



O cloreto de sódio dissociado ionicamente nas gotículas de água (maresia) torna a água mais condutora, favorecendo a oxidação do ferro presente no aço.

Resposta da questão 5: [C]

Cálculo do volume de cobre que recobrirá o cubo:

h: altura da camada (espessura)

A: área da face do cubo

$$\left. \begin{aligned} h &= 1 \times 10^{-2} \text{ cm} \\ A &= 1 \text{ cm} \end{aligned} \right\} V = h \times A$$

$$V = 1 \times 10^{-2} \text{ cm} \times 1 \text{ cm} \times 1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ cm}^3 \text{ (1 face)}$$

O cubo tem seis faces.

$$V_{\text{total}} = 6 \times 1 \times 10^{-2} \text{ cm}^3 = 6 \times 10^{-2} \text{ cm}^3$$

$$d_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{V_{\text{total}}}$$

$$9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = \frac{m_{\text{Cu}}}{6 \times 10^{-2} \text{ cm}^3}$$

$$m_{\text{Cu}} = 9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \times 6 \times 10^{-2} \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{Cu}} = 54 \times 10^{-2} \text{ g}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow Q = 200 \times 10^{-3} \times t$$

$$1 \text{ F} = 1 \times 10^5 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$2 \text{ F} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$2(1 \times 10^5) \text{ C} \text{ — } 63,5 \text{ g}$$

$$(200 \times 10^{-3} \times t) \text{ C} \text{ — } 54 \times 10^{-2} \text{ g}$$

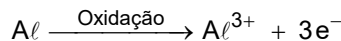
$$(200 \times 10^{-3} \times t) = \frac{2(1 \times 10^5 \text{ C}) \times 54 \times 10^{-2} \text{ g}}{63,5 \text{ g}}$$

$$t = \frac{2(1 \times 10^5 \text{ C}) \times 54 \times 10^{-2} \text{ g}}{200 \times 10^{-3} \times 63,5 \text{ g}} = 0,0085 \times 10^6 \text{ s}$$

$$t = 8500 \text{ s}$$

Resposta da questão 6: [C]

Constatou-se que o eletrodo de alumínio perdeu 135 mg ($135 \times 10^{-3} \text{ g}$) desse metal, ou seja, sofreu oxidação.



$$27 \text{ g} \text{ — } 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ elétrons}$$

$$135 \times 10^{-3} \text{ g} \text{ — } n_{\text{elétrons transferidos}}$$

$$n_{\text{elétrons transferidos}} = \frac{135 \times 10^{-3} \text{ g} \times 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ elétrons}}{27 \text{ g}}$$

$$n_{\text{elétrons transferidos}} = 9,03 \times 10^{21} \text{ elétrons}$$

Resposta da questão 7: [D]

Para fazer uma eletrólise devemos utilizar uma célula eletrolítica que possui um gerador ligado a placas metálicas ou eletrodos, que podem ser metálicos ou de grafite, estes eletrodos ficam imersos em substâncias colocadas no recipiente denominado cuba eletrolítica.

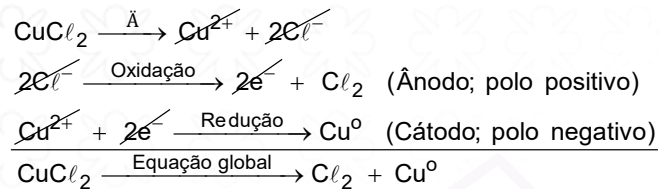
Colocamos uma substância fundida ou dissolvida em água na cuba eletrolítica. Os ânions (partículas negativas)

dirigem-se ao polo positivo do gerador (ânodo) no qual sofrem oxidação, ou seja, perdem elétrons.

Os cátions (partículas positivas) dirigem-se ao polo negativo (cátodo) no qual sofrem redução, ou seja, recebem elétrons.

Conclusão: o objeto que vai receber o revestimento metálico é ligado ao polo negativo de uma fonte de corrente contínua e se torna cátodo. O metal que vai dar o revestimento é ligado ao polo positivo e se torna o ânodo.

Resposta da questão 8: [D]



Conclusão: o cobre metálico (Cu^0) é produzido no cátodo (polo negativo).

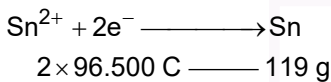
Resposta da questão 9: [B]

$$i = 9,65 \times 10^{-3} \text{ A}$$

$$t = 1 \text{ min } 40 \text{ s} = 100 \text{ s}$$

$$Q = i \times t$$

$$Q = 9,65 \times 10^{-3} \text{ A} \times 100 \text{ s} = 9,65 \times 10^{-1} \text{ C}$$



$$9,65 \times 10^{-1} \text{ C} \text{ — } m_{\text{Sn}}$$

$$m_{\text{Sn}} = \frac{9,65 \times 10^{-1} \text{ C} \times 119 \text{ g}}{2 \times 96.500 \text{ C}}$$

$$m_{\text{Sn}} = 0,000595 \text{ g}$$

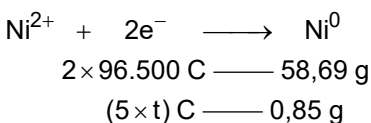
$$m_{\text{Sn}} \approx 0,6 \text{ mg}$$

No processo de eletrólise ocorre transformação de energia elétrica em energia química.

Resposta da questão 10: [D]

$$Q = i \times t; \text{ Ni} = 58,69.$$

$$Q = (5 \times t) \text{ C}$$



$$t = 559,039 \text{ s}$$

$$t_{\text{min}} = \frac{559,039}{60} = 9,3173 \text{ min} \approx 9,3 \text{ min}$$

Resposta da questão 11: [E]

$$Q = i \times t$$

$$Q = 100 \times 10^{-3} \text{ A} \times 5 \times 60 \text{ s} = 30 \text{ C}$$

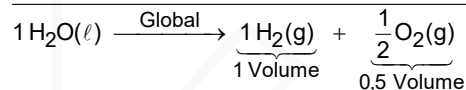
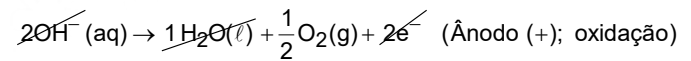
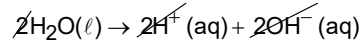


$$2 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 64 \text{ g}$$

$$30 \text{ C} \text{ — } m_{\text{Cu}}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,0099481 \text{ g} \approx 0,010 \text{ g}$$

Resposta da questão 12: [A]



Resposta da questão 13: [C]



$$2 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 65 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 7 \text{ g}$$

$$Q = 20.784,615 \text{ C}$$

$$i = 0,7 \text{ A}$$

$$Q = i \times t$$

$$20.784,615 = 0,7 \times t$$

$$t = 29.692,307 \text{ s}$$

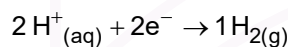
$$t = 8,247863 \text{ h} = 8 \text{ h e } 14,87 \text{ min}$$

$$t \approx 8 \text{ h e } 15 \text{ min}$$

Resposta da questão 14: [D]

$$Q = i \times t$$

$$Q = 0,200 \text{ A} \times 965 \text{ s} = 0,200 \times 965 \text{ C}$$



$$2 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 25.000 \text{ mL}$$

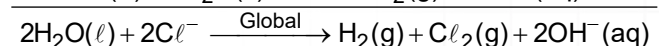
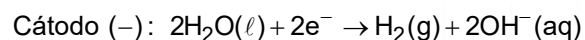
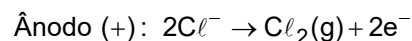
$$0,200 \times 965 \text{ C} \text{ — } V_{\text{H}_2}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{0,200 \times 965 \text{ C} \times 25.000 \text{ mL}}{2 \times 96.500 \text{ C}} = 25,0 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2} = 25,0 \text{ mL}$$

Resposta da questão 15: [D]

Eletrólise de uma solução aquosa de NaCl :



Produto secundário: $\text{H}_2(\text{g})$.