Eletrólise e leis de Faraday

Simulado com 10 questões de múltipla escolha, uma no estilo de cada banca, e 2 discursivas.

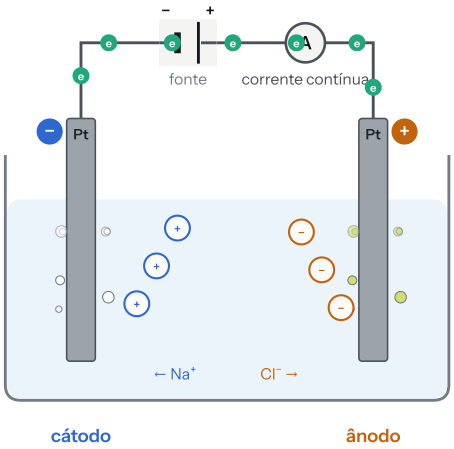
Aqui Tem Química · aquitemquimica.com.br/eletrolise

Nome: _____ Turma: _____ Data: ___/___/_____

---

1. ENEM

Em muitas piscinas, o cloro não é mais comprado em galões: ele é produzido na própria casa de máquinas por um **gerador de cloro salino**. A água da piscina recebe um pouco de sal de cozinha e passa por uma célula com dois eletrodos inertes ligados a uma fonte de corrente contínua. No eletrodo positivo forma-se o cloro, que se dissolve e desinfeta a água. No eletrodo negativo também se observa a formação de bolhas, e o fabricante recomenda conferir o pH da piscina toda semana, porque ele tende a subir.



As bolhas formadas no eletrodo negativo e a tendência de aumento do pH se devem à

(A) redução dos íons sódio, que se depositam no eletrodo como sódio metálico.

(B) oxidação da água, que libera gás oxigênio e forma íons H^+.

(C) redução do cloro dissolvido, que volta a formar íons cloreto.

(D) oxidação dos íons cloreto, que libera o gás cloro usado na desinfecção.

(E) redução da água, que libera hidrogênio e forma íons OH^-.

---

2. FUVEST

Um drone de entregas é movido por uma célula a combustível que consome hidrogênio e oxigênio do ar e produz apenas água. No ânodo da célula, cada molécula de H_2 é oxidada a íons H^+; os elétrons liberados percorrem o motor e voltam pelo cátodo, onde o O_2 é reduzido. Em voo de cruzeiro, o drone consome **0,090 g de H_2 por minuto**.

Note e adote: *carga de 1 mol de elétrons = 96 500 C; massa molar do H = 1,0 g/mol; 1 A = 1 C/s.*

A corrente elétrica média fornecida pela célula ao motor, em voo de cruzeiro, é de aproximadamente

(A) 36 A

(B) 72 A

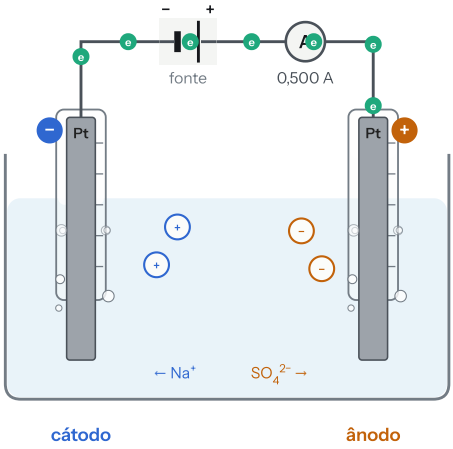
(C) 145 A

(D) 290 A

(E) 8 685 A

3. UNESP

Num laboratório, uma solução aquosa de sulfato de sódio, Na_2SO_4, foi eletrolisada com eletrodos de platina. Uma corrente constante de 0,500 A passou pela solução durante 32 minutos e 10 segundos. No polo positivo, recolheu-se o gás produzido.



Dados: constante de Faraday = 96 500 C/mol; volume molar dos gases nas CATP = 25 L/mol.

O volume de gás recolhido no polo positivo, nas CATP, foi de

(A) 56,0 mL

(B) 62,5 mL

(C) 125 mL

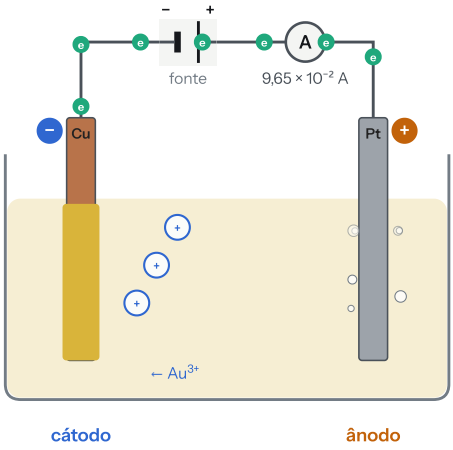
(D) 250 mL

(E) 1 000 mL

---

4. Unicamp

Bijuterias "folheadas a ouro" recebem uma camada finíssima do metal por eletrodeposição. Numa oficina, a peça é presa ao polo negativo de uma fonte e mergulhada numa solução que contém íons Au^{3+}; uma placa de platina, que não reage, é ligada ao polo positivo. Aplica-se uma corrente constante de $9{,}65 \times 10^{-2}$ A durante 10 minutos.



Dados: 1 mol de elétrons corresponde a uma carga de 96 500 C; Au: 197 g·mol^{-1}.

Ao final do processo, a massa de ouro depositada na peça é de aproximadamente

(a) 39 mg, e, no processo, energia elétrica é transformada em energia química.

(b) 39 mg, e, no processo, energia química é transformada em energia elétrica.

(c) 118 mg, e, no processo, energia elétrica é transformada em energia química.

(d) 118 mg, e, no processo, energia química é transformada em energia elétrica.

5. UERJ

O hidrogênio verde é obtido pela eletrólise da água com eletricidade de fontes renováveis. Uma pequena usina-piloto produz **1,0 kg de H_2** por hora, com rendimento de 100%.

Dado: constante de Faraday = 96 500 C·mol^{-1}. Utilize a classificação periódica (H = 1).

A carga elétrica, em coulombs, consumida a cada hora na produção do hidrogênio é igual a:

(A) $2{,}41 \times 10^{7}$

(B) $4{,}83 \times 10^{7}$

(C) $9{,}65 \times 10^{7}$

(D) $1{,}93 \times 10^{8}$

---

6. Santa Casa

A tintura de iodo usada como antisséptico pode ser preparada a partir de iodeto de potássio por via eletroquímica. Numa cuba com solução de KI e eletrodos inertes, o iodo se forma de acordo com a semirreação:

$2\ I^-(aq) \rightarrow I_2(aq) + 2\ e^-$

Em um ensaio, uma corrente de 0,200 A atravessou a cuba durante 2 horas, 40 minutos e 50 segundos.

Dado: constante de Faraday = 96 500 C/mol.

A quantidade de iodo produzida e o eletrodo em que ele se forma são, respectivamente,

(A) $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol, no ânodo.

(B) $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol, no cátodo.

(C) $2{,}00 \times 10^{-2}$ mol, no ânodo.

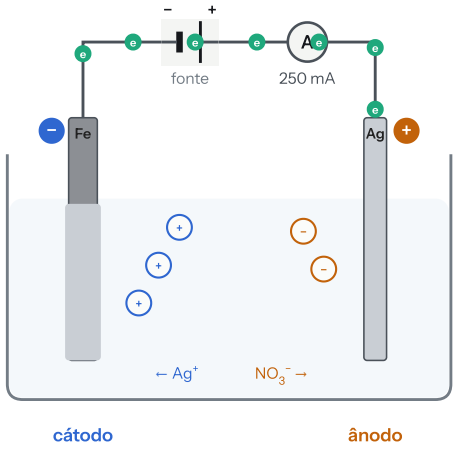
(D) $2{,}00 \times 10^{-2}$ mol, no cátodo.

(E) $4{,}00 \times 10^{-2}$ mol, no ânodo.

---

7. Einstein

Para recuperar o brilho de um talher prateado, um técnico monta a cuba representada abaixo: o talher fica ligado ao polo negativo de uma fonte, uma lâmina de prata ao polo positivo, e os dois mergulham numa solução que contém íons Ag^+. A fonte é ajustada para fornecer **250 mA** durante **64 minutos e 20 segundos**.



Dados: constante de Faraday = 96 500 C/mol; Ag = 108 g/mol.

Estima-se que a massa de prata depositada sobre o talher seja próxima de

(A) 0,0100 g

(B) 0,0180 g

(C) 0,540 g

(D) 1,08 g

(E) 1080 g

8. Famerp

Um laboratório de materiais simula, em pequena escala, a obtenção industrial do alumínio: alumina dissolvida em criolita fundida é eletrolisada, e o alumínio se forma no cátodo segundo a semirreação

$Al^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Al$

A corrente utilizada é constante e igual a 19,3 A.

Dados: 1 faraday = 96 500 C; Al = 27 g/mol.

Para obter 5,4 g de alumínio, o tempo de eletrólise deve ser de

(A) 0,83 minuto

(B) 5,6 minutos

(C) 17 minutos

(D) 50 minutos

(E) 3 000 minutos

---

9. Mackenzie

Uma metalúrgica zinca parafusos de aço por eletrodeposição, mergulhando-os numa solução aquosa de sulfato de zinco. Cada parafuso é ligado a um circuito próprio, que fornece 1,93 A durante 16 minutos e 40 segundos. Num lote, são zincados **8 parafusos**. Considere que toda a corrente é usada na deposição do zinco.

Dados: *constante de Faraday = 96 500 C; massa molar do Zn = 65,4 g·mol^{-1}.*

A massa total de zinco depositada no lote é, aproximadamente,

(a) 0,08 g

(b) 0,65 g

(c) 1,31 g

(d) 2,62 g

(e) 5,23 g

---

10. PUC-Campinas

Uma pequena estação de tratamento de água produz o próprio cloro pela eletrólise de salmoura. Na célula, passa uma corrente de 5,0 A durante 1 hora, 4 minutos e 20 segundos. Por causa de reações paralelas, apenas **90%** da carga é aproveitada na formação do cloro.

Dados: constante de Faraday = 96 500 C·mol^{-1}; volume molar dos gases nas CATP = 25 L·mol^{-1}.

O volume de cloro obtido, medido nas CATP, é de

(A) 2,02 L

(B) 2,25 L

(C) 2,50 L

(D) 2,78 L

(E) 4,50 L

11. Unifesp (discursiva)

Uma cuba eletrolítica contém uma solução aquosa de um sal de estanho em que o íon é representado por Sn^{x+}. Uma corrente contínua de 0,400 A passa pela cuba durante 1 hora, 20 minutos e 25 segundos, e 1,19 g de estanho metálico se depositam em um dos eletrodos.

Dados: constante de Faraday = 96 500 C/mol de elétrons; Sn = 119 g/mol.

a) Escreva a equação genérica da semirreação que forma estanho metálico a partir do íon Sn^{x+}. Em qual eletrodo da cuba o estanho se deposita?

b) Calcule a carga elétrica que circulou pela cuba, em coulombs, e determine o valor de x.

12. UERJ (discursiva)

Em um experimento, uma pilha formada por eletrodos de zinco e de prata, mergulhados em soluções de seus íons, foi usada como fonte para a eletrólise de 250 mL de uma solução aquosa de $CuSO_4$ de concentração 0,040 $mol \cdot L^{-1}$, com eletrodos inertes. A eletrólise prosseguiu até a deposição de todos os íons cobre da solução. As semirreações de redução da pilha são:

$Zn^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightarrow Zn(s) \quad E° = -0,76\ V$

$Ag^{+}(aq) + e^- \rightarrow Ag(s) \quad E° = +0,80\ V$

Utilize a classificação periódica (Zn = 65,5).

a) Calcule a diferença de potencial da pilha, em volts.

b) Calcule a massa, em gramas, do eletrodo da pilha que é consumido durante a deposição de todo o cobre.

Folha de respostas

Questão	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Resposta										

Gabarito comentado

1. ENEM: E · O eletrodo negativo é o **cátodo**: ali há redução. Os candidatos são o Na^+ e a água, e o Na^+ (família 1) perde para a água: $2\,H_2O + 2\,e^- \rightarrow H_2 + 2\,OH^-$. As bolhas são de **hidrogênio**, e os OH^- que sobram deixam a água mais básica. É a mesma química da indústria cloro-soda, em escala de piscina.
(A) O Na^+ é da família 1: em água, ele perde para a própria água, que se reduz antes. Sódio metálico só sai da eletrólise do sal **fundido**, sem água (e reagiria com a água na hora).
(B) Oxidação acontece no eletrodo **positivo** (ânodo), não no negativo. E, com cloreto na solução, quem se oxida no ânodo é o Cl^-, que forma o cloro.
(C) O cloro é formado no ânodo e se dissolve; ele não chega ao cátodo como gás para formar bolhas, e a redução de Cl_2 não aumentaria o pH.
(D) Essa é a reação do eletrodo **positivo**, a que o texto descreve. No negativo há redução, e o cloreto não se reduz.
Inspirada em ENEM 2017, 2º dia (caderno azul), Q95: https://download.inep.gov.br/educacao_basica/enem/provas/2017/2017_PV_impresso_D2_CD7.pdf#page=3

2. FUVEST: C · Em 1 minuto (60 s): 0,090 g ÷ 2,0 g/mol = 0,045 mol de H_2. Cada $H_2 \rightarrow 2\,H^+ + \mathbf{2\,e^-}$: 0,090 mol de elétrons. Q = 0,090 × 96 500 = 8 685 C. i = Q ÷ t = 8 685 C ÷ 60 s ≈ **145 A**. É a ponte de Faraday andando de trás para frente: da massa para a carga, e da carga para a corrente.
(A) Dividiu o mol de H_2 por 2 em vez de multiplicar: cada H_2 **libera** 2 elétrons, então há o dobro de mols de elétrons, não a metade.
(B) Contou 1 elétron por molécula de H_2. São dois átomos de H, e cada um vira H^+ soltando um elétron.
(D) Usou 4 elétrons por molécula, que é a conta do O_2 no cátodo. O combustível gasto foi o H_2, com 2 elétrons cada.
(E) Dividiu a carga de 1 minuto por 1 em vez de 60: ampère é coulomb **por segundo**.
Inspirada em FUVEST 2017, 1ª fase, Q76: https://www.fuvest.br/wp-content/uploads/fuvest_2017_1fase_prova_V.pdf#page=24

3. UNESP: B · No polo positivo (ânodo) está a oxidação. O sulfato é um ânion oxigenado e não descarrega: quem se oxida é a água, $2\,H_2O \rightarrow O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-$. Q = i · t = 0,500 A × 1 930 s = 965 C → 965 ÷ 96 500 = 0,010 0 mol de e^- → ÷ 4 = 0,002 50 mol de O_2 → × 25 L/mol = 0,062 5 L = **62,5 mL**.
(A) Usou 22,4 L/mol, o volume molar a 0 °C. A questão pede o gás nas CATP, em que 1 mol ocupa 25 L: 0,002 50 mol × 22,4 L/mol = 56,0 mL.
(C) Contou 2 elétrons por O_2. Na oxidação da água, $2\,H_2O \rightarrow O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^-$: cada O_2 custa 4 elétrons. Com 2, sai o volume do H_2 do outro polo (o dobro do O_2).
(D) Tratou o mol de elétrons como se fosse mol de O_2 (1 elétron por molécula): 0,010 0 mol × 25 L/mol = 250 mL.
(E) Multiplicou os 0,010 0 mol de elétrons por 4 em vez de dividir: cada O_2 consome 4 elétrons, então há 4 vezes menos O_2 que elétrons, e não 4 vezes mais.
Inspirada em UNESP 2017, 1ª fase, Q71: https://www.curso-objetivo.br/vestibular/resolucao-comentada/unesp/2017/1fase/UNESP2017_1fase_prova.pdf#page=27

4. Unicamp: a · Q = 9,65 × 10^{-2} A × 600 s = 57,9 C → 57,9 ÷ 96 500 = 6,0 × 10^{-4} mol de e^-. Cada Au^{3+} pede **3** elétrons: 2,0 × 10^{-4} mol de Au × 197 g/mol ≈ **39 mg**. A fonte força uma reação que não aconteceria sozinha: é eletrólise, e a energia **elétrica** vira energia **química** (o contrário de uma pilha).
(b) A massa está certa, mas o sentido não: quem transforma energia química em elétrica é a pilha. Aqui a fonte **gasta** energia elétrica para forçar o depósito.
(c) Tratou o Au^{3+} como se recebesse 1 elétron: cada átomo de ouro pede **3**, então a massa é um terço disso. Foi o erro mais comum na questão original da Unicamp.
(d) Dois erros: o ouro pede 3 elétrons por átomo, e a eletrólise transforma energia elétrica em química, não o contrário.
Inspirada em Unicamp 2018, 1ª fase (prova Q), Q60: https://www.comvest.unicamp.br/vest2018/F1/f12018Q.pdf#page=19

5. UERJ: C · No cátodo: $2\,H_2O + 2\,e^- \rightarrow H_2 + 2\,OH^-$. 1 000 g ÷ 2 g/mol = 500 mol de H_2 × **2** mol de elétrons = 1 000 mol de e^- × 96 500 C = **$9{,}65 \times 10^7$ C**.
(A) Dividiu os 500 mol de H_2 por 2: cada H_2 **consome** 2 elétrons, então os mols de elétrons são o dobro, não a metade.
(B) Contou 1 elétron por molécula de H_2. São 2: a molécula tem dois átomos, e cada H^+ (ou cada H da água) recebe um elétron.
(D) Usou 1 g/mol como massa molar do H_2 (é a do átomo): achou 1 000 mol de H_2 e o dobro da carga.
Inspirada em UERJ 2026, Exame Discursivo de Química, Q05: https://www.vestibular.uerj.br/anexos/263/provas/Quimica.pdf#page=7

6. Santa Casa: A · 2 h 40 min 50 s = 7 200 + 2 400 + 50 = 9 650 s. Q = 0,200 A × 9 650 s = 1 930 C → 1 930 ÷ 96 500 = 0,0200 mol de e^- → ÷ 2 = **0,0100 mol de I_2**. Os elétrons aparecem do lado dos produtos: é uma **oxidação**, e oxidação acontece no **ânodo** (o polo positivo da eletrólise).
(B) O número está certo, mas o polo não: a semirreação libera elétrons, então é uma oxidação, e oxidação é sempre no ânodo.
(C) Parou no mol de **elétrons**. Cada I_2 custa 2 elétrons: divida por 2.
(D) Dois tropeços: parou no mol de elétrons (falta dividir por 2) e pôs uma oxidação no cátodo.
(E) Multiplicou o mol de elétrons por 2 em vez de dividir: cada I_2 **consome** a saída de 2 elétrons.
Inspirada em Santa Casa 2020, Conhecimentos Gerais, Q57: https://www.curso-objetivo.br/vestibular/resolucao-comentada/santacasa/2020/2dia/santacasa2020_2dia_prova.pdf#page=17

7. Einstein: D · 64 min 20 s = 3 860 s; 250 mA = 0,250 A. Q = 0,250 × 3 860 = 965 C → 965 ÷ 96 500 = 0,0100 mol de e^-. $Ag^+ + e^-$ → Ag: 0,0100 mol de Ag × 108 g/mol = **1,08 g**.
(A) É o número de **mols** (de elétrons, e também de prata) lido como se fosse massa em gramas. Falta multiplicar pela massa molar.
(B) Usou o tempo em minutos (64,33) como se fosse em segundos: 60 vezes menos carga.
(C) Tratou a prata como se recebesse 2 elétrons. O íon é Ag^+: um elétron por átomo.
(E) Usou 250 em vez de 0,250 A: miliampère é um milésimo de ampère.
Inspirada em Einstein 2023, Prova I, Q34: https://www.curso-objetivo.br/vestibular/resolucao-comentada/alberteinstein/2023/alberteinstein2023_prova_I.pdf#page=10

8. Famerp: D · 5,4 g ÷ 27 g/mol = 0,20 mol de Al × **3** = 0,60 mol de e^- × 96 500 = 57 900 C. t = Q ÷ i = 57 900 ÷ 19,3 = 3 000 s = **50 minutos**.
(A) Dividiu os 3 000 s por 3 600, o que dá o tempo em **horas** (0,83 h), e chamou de minutos.
(B) Dividiu o mol de Al por 3: é ao contrário. Cada Al pede 3 elétrons, então há **três vezes mais** mols de elétrons que de alumínio.
(C) Usou 1 elétron por Al^{3+}. Com 3 elétrons por átomo, a carga e o tempo triplicam.
(E) Esse é o tempo em **segundos**. Falta dividir por 60.
Inspirada em Famerp 2024, Conhecimentos Gerais, Q59: https://www.curso-objetivo.br/vestibular/resolucao-comentada/famerp/2024/1dia/famerp2024_1dia_prova.pdf#page=16

9. Mackenzie: e · Por parafuso: 16 min 40 s = 1 000 s; Q = 1,93 × 1 000 = 1 930 C = 0,0200 mol de e^-. Zn^{2+} + **2** e^- → Zn: 0,0100 mol × 65,4 g/mol = 0,654 g. Para os **8 parafusos**: 8 × 0,654 ≈ **5,23 g**.
(a) É o número de **mols** de zinco do lote (8 × 0,0100) lido como se fosse massa.
(b) É a massa de **um** parafuso. O enunciado dá a corrente de cada circuito e pede o lote de 8.
(c) Massa de um parafuso, e ainda com 1 elétron por Zn^{2+} (o íon pede 2).
(d) Multiplicou o mol de elétrons por 2 (em vez de dividir) e ficou na massa de um parafuso só.
Inspirada em Mackenzie 2019, Grupos II e III, Q36: https://www.curso-objetivo.br/vestibular/resolucao-comentada/mackenzie/2019/manha/mackenzie2019_manha_prova.pdf#page=28

10. PUC-Campinas: B · 1 h 4 min 20 s = 3 860 s. Q = 5,0 × 3 860 = 19 300 C → 0,200 mol de e^-. No ânodo, 2 Cl^- → Cl_2 + **2** e^-: 0,100 mol de Cl_2 se toda a carga fosse aproveitada. Com 90%: 0,090 mol × 25 L/mol = **2,25 L**.
(A) Usou 22,4 L/mol, o volume molar a 0 °C. Nas CATP (25 °C) a prova manda usar 25 L/mol.
(C) Ignorou o rendimento: só 90% da carga forma cloro.
(D) Dividiu por 0,90 em vez de multiplicar. Rendimento menor que 100% dá **menos** produto, nunca mais.
(E) Contou 1 elétron por Cl_2. Dois Cl^- entregam 2 elétrons para formar cada molécula.
Inspirada em PUC-Campinas 2024, Demais cursos (verão), Q36: https://vestibular.puc-campinas.edu.br/wp-content/uploads/2024/09/PROVA_GERAL_DEMAIS_CURSOS_VESTIBULAR_2024_compressed.pdf#page=14

11. Unifesp (discursiva) · Sn^{x+}(aq) + x e^- → Sn(s). É uma redução, que ocorre no **cátodo** (o polo negativo da cuba). t = 3 600 + 1 200 + 25 = 4 825 s; Q = 0,400 × 4 825 = **1 930 C** → 1 930 ÷ 96 500 = 0,0200 mol de e^-. Estanho: 1,19 ÷ 119 = 0,0100 mol. Cada átomo recebeu 0,0200 ÷ 0,0100 = 2 elétrons: **x = 2** (o íon é Sn^{2+}).
Inspirada em Unifesp 2026, Conhecimentos Específicos (discursiva), Q08: https://www.curso-objetivo.br/vestibular/resolucao-comentada/unifesp/2026/2dia/unifesp2026_2dia_prova.pdf#page=10

12. UERJ (discursiva) · ΔE = E°(cátodo) − E°(ânodo) = 0,80 − (−0,76) = **+1,56 V**. O zinco, de menor potencial de redução, é o ânodo da pilha. Cobre na solução: 0,250 L × 0,040 mol/L = 0,010 mol de Cu^{2+}, que pedem 0,020 mol de e^-. Os mesmos elétrons saem do ânodo da pilha: Zn → Zn^{2+} + 2 e^- → 0,010 mol de Zn × 65,5 g/mol ≈ **0,66 g** de zinco.
Inspirada em UERJ 2016, Exame Discursivo de Química, Q10: http://www.vestibular.uerj.br/wp-content/uploads/2019/03/2016_ED_Quimica.pdf#page=12