

Nome: _____ Data: / / 2025

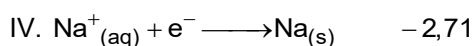
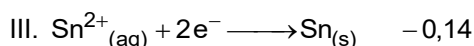
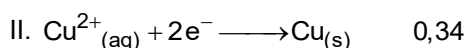
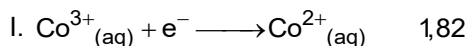
Professor: Rodolpho

2º Ano do Ensino Médio - IFI

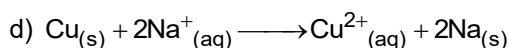
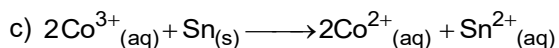
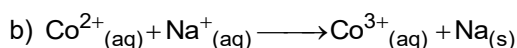
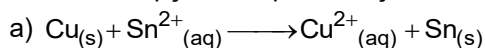
Turma: _____

Química – Revisão para o 8º Simulado

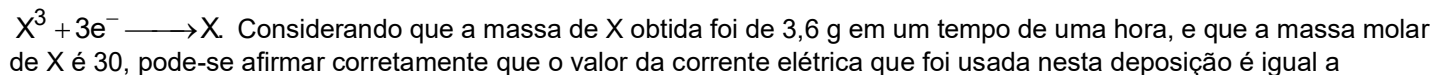
1. Para que uma pilha funcione, é necessário que a reação de oxidação-redução seja espontânea. Só assim o ânodo envia os elétrons do circuito elétrico até o cátodo onde ocorre a redução. Considere as seguintes semirreações de redução com seus respectivos potenciais padrões em volts:



Assinale a opção em que a reação de oxidação-redução de duas dessas semirreações são espontâneas.



2. A deposição por eletrólise de uma determinada substância X ocorre de acordo com a seguinte reação química:



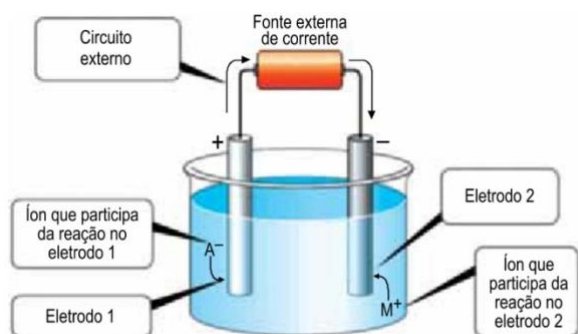
a) 96,5 A.

b) 45,3 A.

c) 9,65 A.

d) 4,53 A.

3. Na eletrólise, uma fonte externa de corrente conduz uma reação que não seria espontânea de outra forma. Essa tecnologia é empregada em processos metalúrgicos de eletrodeposição e na obtenção de certos metais. A figura representa uma cuba em que são realizados esses processos eletrolíticos.



(Lawrence S. Brown e Thomas A. Holme.
Chemistry for Engineering Students, 2011. Adaptado.)

Na cuba eletrolítica apresentada, o eletrodo 1 é o _____, no eletrodo 2 ocorre a reação de _____, e, pelo circuito externo, os _____ migram do polo positivo para o polo negativo.

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

a) ânodo – redução – elétrons.

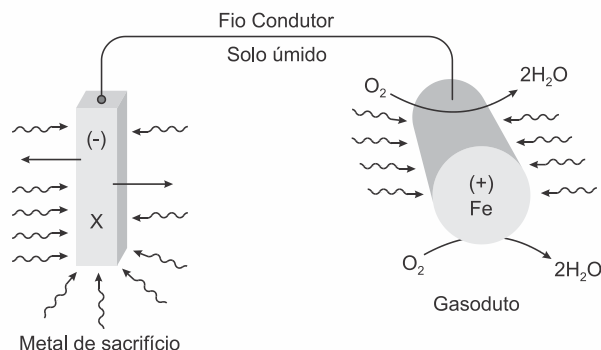
b) ânodo – redução – ânions.

c) cátodo – redução – elétrons.

d) cátodo – oxidação – ânions.

e) ânodo – oxidação – elétrons.

4. Para proteger tubulações de ferro usa-se um metal de sacrifício como representado a seguir.



(Adaptado de: Metais de sacrifício » Oito Metais (8metais.com.br))

Dos metais apresentados no quadro a seguir.

Semirreação de redução	E° (V)
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu(s)}$	+0,34
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Pb(s)}$	-0,13
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Fe(s)}$	-0,44
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Zn(s)}$	-0,76
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Al(s)}$	-1,66

Pode(m) ser usado(s) como metal de sacrifício, APENAS

- Cu(s).
- Pb(s).
- Cu(s) e Pb(s).
- Zn(s) e Al(s).
- Pb(s), Zn(s) e Al(s).

5. A tabela a seguir apresenta os potenciais de redução de alguns elementos metálicos.

Metal	Equação da semirreação	E°red
Magnésio	$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	- 2,38 V
Zinco	$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	- 0,76 V
Ferro	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	- 0,44 V
Chumbo	$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})}$	- 0,13 V
Cobre	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+ 0,34 V
Prata	$\text{Ag}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}$	+ 0,80 V

Assinale a alternativa que apresenta a dupla de elementos que fornece o maior valor de diferença de potencial (d.d.p.).

bem como o valor derivado desta combinação em uma célula eletrolítica formada por estes elementos.

- a) Mg e Ag, d.d.p. de + 3,18 V.
- b) Fe e Pb, d.d.p. de + 0,31 V.
- c) Cu e Ag, d.d.p. de + 1,14 V.
- d) Mg e Zn, d.d.p. de + 3,08 V.
- e) Mg e Ag, d.d.p. de + 1,58 V.

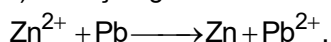
6. O contato entre diferentes metais seguindo determinadas condições propicia a movimentação dos elétrons e consequentemente a geração de uma diferença de potencial que pode ser aproveitada para geração de energia elétrica. A principal aplicação deste fenômeno está no produto comercial que conhecemos como pilha, entretanto, há outras aplicações importantes como a proteção contra oxidação (ânodo de sacrifício) que vai desse ao processo anticorrosivo nas ligas metálicas até a fabricação de cosméticos que previnem o envelhecimento da pele.

Considere a tabela com alguns potenciais de redução de elementos metálicos apresentadas a seguir.

Metal	Equação da semirreação	E°_{red}
Magnésio	$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	- 2,38 V
Zinco	$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	- 0,76 V
Ferro	$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	- 0,44 V
Chumbo	$\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})}$	- 0,13 V
Cobre	$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{s})}$	+ 0,34 V
Prata	$\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}_{(\text{s})}$	+ 0,80 V

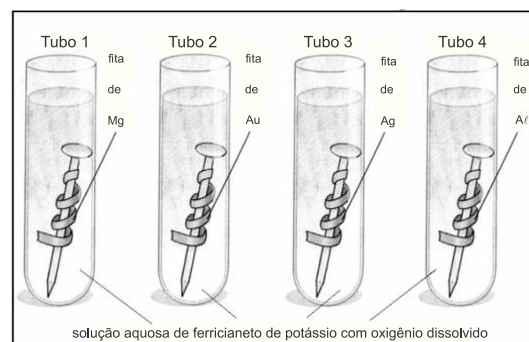
A respeito dos processos eletroquímicos, assinale a alternativa CORRETA.

- a) Um fio de cobre pode ter sua oxidação postergada quando este for combinado com prata na composição de uma liga metálica.
- b) Uma célula eletroquímica composta por placas metálicas de zinco e chumbo em meio aquoso propício tem uma diferença de potencial ideal de + 0,89 V.
- c) O aço inoxidável produzido prioritariamente com ferro pode ter sua oxidação postergada ainda mais com a utilização de magnésio em sua composição.
- d) A reação global de uma célula eletroquímica espontânea entre zinco e chumbo é representada por:



- e) Uma célula eletroquímica formada por grandes placas metálicas de ferro e chumbo pode gerar uma diferença de potencial maior que uma célula formada por pequenas placas de magnésio e prata.

7. Durante o curso de formação, um dos experimentos de investigação realizados pelos alunos da EsPCEEx, utilizando o conceito de proteção por meio de ânodo de sacrifício, consiste em polir quatro pregos de ferro, envolver cada um deles com uma fita metálica de diferentes metais e mergulhá-los em uma solução aquosa de ferricianeto de potássio com oxigênio dissolvido. O ferricianeto de potássio é um sal que, em meio aquoso, atua como um indicador de corrosão do ferro, pois adquire coloração azul na presença de íons de ferro. O experimento está representado na imagem abaixo:



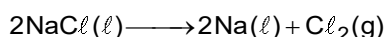
Adaptado de: USBERCO, João; SALVADOR, Edgard. *Química*, 12. ed. São Paulo: Editora Saraiva, 2009, v. 2, p. 296.

Potenciais padrão de redução	E° (T = 298,18 K)
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Mg}(\text{s})$	E° = -2,37 V
$\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Au}(\text{s})$	E° = +1,50 V
$\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + 1\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Ag}(\text{s})$	E° = +0,80 V
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Al}(\text{s})$	E° = -1,67 V
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{s})$	E° = -0,44 V
$2\text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{e}^{-} \longrightarrow 4\text{OH}^{-}(\text{aq})$	E° = +0,40 V

Considerando as informações apresentadas, após certo tempo, surgirá coloração azul apenas nos tubos

- 1 e 2.
- 1 e 3.
- 3 e 4.
- 2 e 3.
- 1 e 4.

8. As células voltaicas são baseadas nas reações de oxirredução espontâneas. Contrariamente, é possível usar a energia elétrica para fazer com que as reações redox não espontâneas ocorram. Tais processos, produzidos por uma fonte externa de energia elétrica, são chamados reações de eletrólise e ocorrem em células eletrolíticas. Por exemplo, a eletricidade pode ser usada para decompor o cloreto de sódio fundido em seus elementos componentes:



Fonte: BROWN, T.L. et al. *Química, a ciência central*. 9. ed. São Paulo: Ed. Pearson, 2005, p.754.

O gás cloro produzido nessa reação é extremamente tóxico. Foi inclusive utilizado como agente químico de guerra em diversos conflitos. Considerando-se uma eletrólise ígnea de cloreto de sódio fundido durante 1h04m20s (3.860s), sob uma corrente elétrica constante de 10 A, o volume de gás cloro formado nas CNTP será de, aproximadamente

Dados: volume molar gasoso nas Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP) = 22,4 L/mol⁻¹ constante de Faraday: 1 F = 96.500 C/mol de elétrons.

- 1,3 L.
- 2,8 L.
- 4,5 L.
- 5,6 L.
- 6,9 L.

9. A eletroquímica estuda a relação entre a eletricidade e as reações químicas. As células galvânicas e eletrolíticas são exemplos de dispositivos eletroquímicos, que convertem energia química em elétrica e vice-versa, respectivamente. Estes processos são fundamentados por reações de oxirredução.

Semireação de redução	Potencial de Redução (E° _{Red})
$\text{Sr}^{+2} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sr}$	- 2,89 V
$\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2 + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons 2\text{OH}^{-}$	+ 0,40 V
$\text{Fe}^{+2} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}$	- 0,44 V
$\text{Ag}^{+} + 1\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,80 V

$\text{Al}^{+3} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	- 1,66 V
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+ 1,36 V

Observe a tabela e assinale a alternativa CORRETA:

- Uma pilha, representada por $\text{Fe}/\text{Fe}^{+2}//\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$, apresenta a prata metálica como cátodo e o ferro metálico como ânodo, gerando uma diferença de potencial de +1,16V.
- Em uma eletrólise aquosa do cloreto de sódio, é formado gás cloro no ânodo (polo negativo) e hidrogênio gasoso no cátodo (polo positivo), gerando como subproduto o hidróxido de sódio.
- Uma análise permite concluir que o estrôncio é o elemento da tabela que oxida mais facilmente, atuando como ânodo em uma pilha formada por estrôncio e alumínio.
- Quando uma amostra de ferro é deixada em um ambiente úmido ela oxida. Nesse processo é possível perceber que ocorre a reação de redução do oxigênio do ar, gerando no processo uma diferença de potencial de -0,04V.

10. "A eletrólise é uma reação química não espontânea de oxirredução provocada pela passagem de corrente elétrica através de um composto iônico fundido (eletrólise ígnea) ou em uma solução aquosa de um eletrólito (eletrólise aquosa). O processo eletroquímico ígneo é amplamente utilizado na obtenção de alumínio a partir da alumina (Al_2O_3), que é fundida em presença de criolita ($3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$), para diminuir o seu ponto de fusão. "

A respeito do processo de eletrólise ígnea, é INCORRETO afirmar que:

- a equação global do processo de obtenção do alumínio é $2\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 4\text{Al}^0 + 3\text{O}_2$.
- a semirreação $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}^0$ ocorre no catodo da célula eletrolítica.
- no anodo ocorre o processo de redução.
- há um elevado consumo de energia na realização desse processo.
- os eletrodos mais utilizados são os de grafita e platina.

Gabarito:

Resposta da questão 1:

[C]

Analisando os potenciais de redução dados pelo exercício, e analisando cada reação, temos o seguinte:

Na reação A, o cobre (Cu) está se oxidando enquanto o estanho (Sn) está se reduzindo. Isso não é possível pelo fato do cobre ter um potencial de redução (tendência em se reduzir) maior que o do estanho, respectivamente +0,34V e – 0,14V, fazendo com que a reação ocorra de forma forçada (não espontânea)

Na reação B, o cobalto (Co) está se oxidando enquanto o sódio (Na) está se reduzindo. Isso não é possível pelo fato do cobalto ter um potencial de redução (tendência em se reduzir) maior que o do sódio, respectivamente +1,82V e – 2,71V, fazendo com que a reação ocorra de forma forçada (não espontânea)

Na reação C, o cobalto (Co) está se reduzindo enquanto o estanho (Sn) está se oxidando. Isso é possível pelo fato do cobalto ter um potencial de redução (tendência em se reduzir) maior que o do estanho, respectivamente +1,82V e – 0,14V, fazendo com que a reação ocorra de forma espontânea.

Na reação D, o cobre (Cu) está se oxidando enquanto o sódio (Na) está se reduzindo. Isso não é possível pelo fato do cobre ter um potencial de redução (tendência em se reduzir) maior que o do sódio, respectivamente +0,34V e – 2,71V, fazendo com que a reação ocorra de forma forçada (não espontânea).

Resposta da questão 2:

[C]

Considerando que a eletrólise ocorreu em tempo de 1 hora (3600s) e sabendo que a reação é $X^3 + 3e^- \longrightarrow X$, temos a proporção de 3 mols de elétrons para 1 mol de X e considerando que a constante de Faraday é 96500 C/mol, temos

3 mols de elétrons — 1 mol de X

$3 \times 96500 \text{ C}$ — 30 gramas de X

Q — 3,6 gramas

Aplicando a fórmula $Q = i \cdot t$, temos:

$$Q = i \cdot t$$

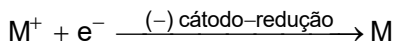
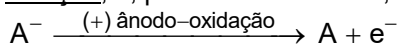
$$34740 \text{ C} = i \cdot 3600 \text{ s}$$

$$i = 9,65 \text{ A}$$

Resposta da questão 3:

[A]

Na cuba eletrolítica apresentada, o eletrodo 1 é o ânodo (onde ocorre a oxidação), no eletrodo 2 ocorre a reação de redução, e, pelo circuito externo, os elétrons migram do polo positivo para o polo negativo.



Resposta da questão 4:

[D]

Os metais de sacrifício apresentam baixos potenciais de redução ou elevados potenciais de oxidação em relação ao metal a ser protegido. Neste caso, deve-se procurar os metais com menores potenciais de redução em relação ao ferro iônico (–0,44 V), ou seja, zinco e alumínio (–0,76 V e –1,66 V).

Resposta da questão 5:

[A]

Para sabermos qual terá o maior valor de diferença de potencial (d.d.p.), temos que analisar na tabela fornecida, qual será o maior e o menor potencial, respectivamente.

O maior potencial será o da prata (+0,80 V) e o menor potencial será o do magnésio (–2,38V)

O cálculo é feito por: $\Delta E = E_{\text{maior}}^{\circ} - E_{\text{menor}}^{\circ}$

$$\Delta E = (+0,80) - (-2,38)$$

$$\Delta E = +0,80 + 2,38$$

$$\Delta E = +3,18$$

Resposta da questão 6:

[C]

[A] INCORRETO. Um fio de cobre não pode ter sua oxidação postergada quando este for combinado com prata na composição de uma liga metálica, pois a prata possui um maior potencial de redução em relação ao cobre. Portanto o cobre sofreria a oxidação.

[B] INCORRETO. Uma célula eletroquímica composta por placas metálicas de zinco e chumbo em meio aquoso propício tem uma diferença de potencial de + 0,63 V. Como mostra os cálculos:

$$\Delta E = E_{\text{maior}}^{\circ} - E_{\text{menor}}^{\circ}$$

$$\Delta E = (-0,13) - (-0,76)$$

$$\Delta E = -0,13 + 0,76$$

$$\Delta E = +0,63 \text{ V}$$

[C] CORRETO. O aço inoxidável produzido prioritariamente com ferro pode ter sua oxidação postergada ainda mais com a utilização de magnésio em sua composição, pelo fato de ter o menor potencial de redução ($E^{\circ} \text{Mg} = -2,38 \text{ V}$), sofre oxidação mais fácil e é utilizado como metal de sacrifício.

[D] INCORRETO. A reação global de uma célula eletroquímica espontânea entre zinco e chumbo é representada por:

$\text{Zn}_{(\text{s})} + \text{Pb}_{(\text{aq})}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Pb}_{(\text{s})}$, pois o chumbo tem o maior potencial de redução, o que ocasiona a redução mais fácil, e o zinco tem o menor potencial de redução, o que torna a oxidação mais fácil.

[E] INCORRETO. Célula formada por ferro e chumbo.

$$\Delta E = E_{\text{maior}}^{\circ} - E_{\text{menor}}^{\circ}$$

$$\Delta E = (-0,13) - (-0,44)$$

$$\Delta E = -0,13 + 0,44$$

$$\Delta E = +0,31 \text{ V}$$

Célula formada por magnésio e prata.

$$\Delta E = E_{\text{maior}}^{\circ} - E_{\text{menor}}^{\circ}$$

$$\Delta E = (+0,80) - (-2,38)$$

$$\Delta E = +0,80 + 2,38$$

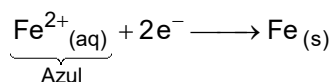
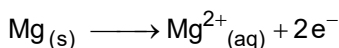
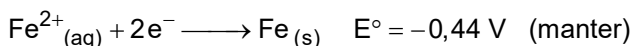
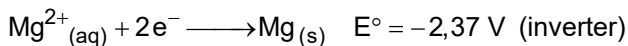
$$\Delta E = +3,18 \text{ V}$$

Resposta da questão 7:

[D]

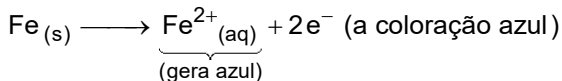
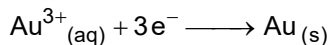
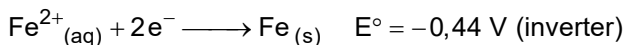
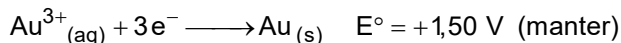
Tubo 1:

$$-0,44 \text{ V} > -2,37 \text{ V}$$



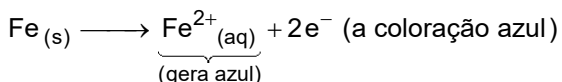
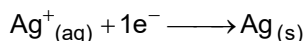
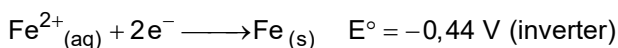
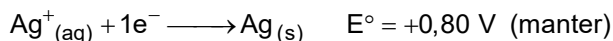
Tubo 2:

$$+1,50 \text{ V} > -0,44 \text{ V}$$



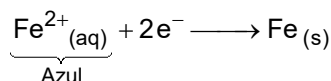
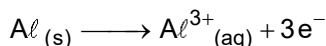
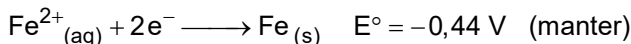
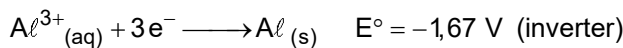
Tubo 3:

$$+1,50 \text{ V} > -0,44 \text{ V}$$



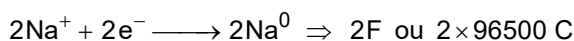
Tubo 4:

$$-0,44 \text{ V} > -1,67 \text{ V}$$

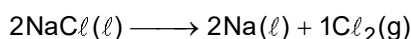


Resposta da questão 8:

[C]



$$\left. \begin{array}{l} i = 10 \text{ A} \\ t = 3860 \text{ s} \end{array} \right\} Q = i \times t \Rightarrow Q = 10 \text{ A} \times 3860 \text{ s} = 38600 \text{ C}$$



$$2 \text{ mol e}^{-} : 1 \text{ mol (Cl}_{2})$$

$$2 \times 96500 \text{ C} \longrightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$38600 \text{ C} \longrightarrow V_{\text{Cl}_{2}}$$

$$V_{\text{Cl}_{2}} = \frac{38600 \text{ C} \times 22,4 \text{ L}}{2 \times 96500 \text{ C}} = 4,48 \text{ L} \Rightarrow V_{\text{Cl}_{2}} \approx 4,5 \text{ L}$$

Resposta da questão 9:

[C]

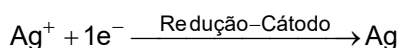
[A] Incorreta. Uma pilha, representada por $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}/\text{Ag}^{+}/\text{Ag}$, apresenta ferro metálico como ânodo, gerando uma diferença de potencial de +1,24 V (f.e.m).

$$+0,80 \text{ V} > -0,44 \text{ V}$$

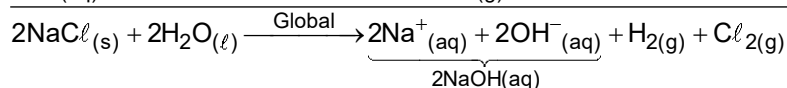
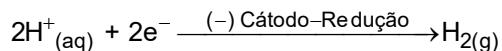
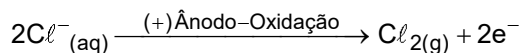
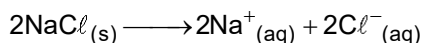
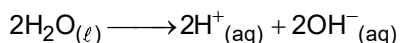


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = +0,80 \text{ V} - (-0,44 \text{ V}) = +1,24 \text{ V}$$

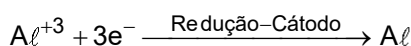
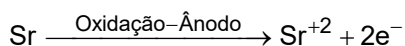


[B] Incorreta. Em uma eletrólise aquosa do cloreto de sódio (NaCl), é formado gás hidrogênio (H_2) no cátodo (polo negativo) e cloro gasoso (Cl_2) no ânodo (polo positivo), gerando como subproduto o hidróxido de sódio (NaOH).



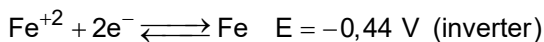
[C] Correta. Uma análise permite concluir que o estrôncio (Sr) é o elemento da tabela que oxida mais facilmente, pois possui o menor valor de potencial de redução ($-2,89\text{ V}$), atuando como ânodo em uma pilha formada por estrôncio (Sr) e alumínio (Al).

$$-1,66\text{ V} > -2,89\text{ V}$$



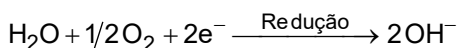
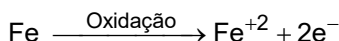
[D] Incorreta. Quando uma amostra de ferro é deixada em um ambiente úmido ela oxida. Nesse processo é possível perceber que ocorre a reação de redução do oxigênio do ar, gerando no processo uma diferença de potencial de $+0,84\text{ V}$.

$$+0,40\text{ V} > -0,44\text{ V}$$



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

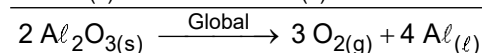
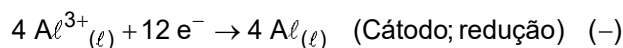
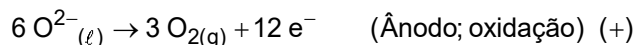
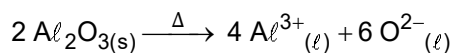
$$\Delta E = +0,40\text{ V} - (-0,44\text{ V}) = +0,84\text{ V}$$



Resposta da questão 10:

[C]

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



Multiplicando-se a equação anterior por dois percebemos que a equação global também pode ser representada por:

