

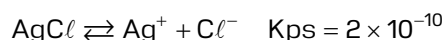
## QUÍMICA 3 – VOLUME 3

### RESOLUÇÕES – EXERCITANDO EM CASA

#### AULA 21

##### 01. A

$$[\text{AgNO}_3] = [\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$10^{-2} \quad \mu$$

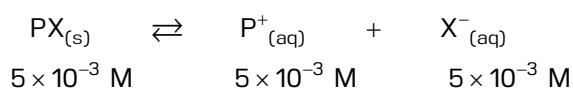
$$10^{-2} \times \mu \geq K_{ps}$$

$$10^{-2} \times \mu \geq 2 \times 10^{-10}$$

$$\mu \geq 2 \times 10^{-8} \text{ (precipitação)}$$

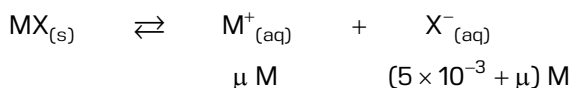
##### 02. D

Teremos:



Adição de um íon genérico  $\text{M}^+$ , quando se adiciona um composto iônico  $\text{MX}$  sólido até a saturação a uma solução aquosa  $5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  em  $\text{PX}$ :

$$K_{ps} = 5 \times 10^{-12} \text{ (dado)}$$



$$K_{ps} = [\text{M}^+][\text{X}^-]$$

$$K_{ps} = \mu \times (5 \times 10^{-3} + \mu)$$

$$5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-3} \mu + \underbrace{\mu^2}_{\approx \text{zero}}$$

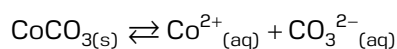
$$5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-3} \mu$$

$$\mu = 10^{-9} \text{ M} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

##### 03. E

Teremos:

$$K_{ps} = 1,0 \times 10^{-10}$$



$$K_{ps} = [\text{Co}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$$

$$x = [\text{Co}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}]$$

$$K_{ps} = x^2$$

$$x^2 = 1,0 \times 10^{-10}$$

$$x = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

##### 04. B

$$K_{ps} = [\text{Cu}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}]$$

$$9,0 \cdot 10^{-36} = x \cdot x$$

$$x^2 = 9,0 \cdot 10^{-36} \therefore x = 3,0 \cdot 10^{-18} \text{ mol/L}$$

Cálculo do nº de mols do cátion  $\text{Cu}^{+2}$ :

$$n = 3,0 \cdot 10^{-18} \cdot 0,01$$

$$n = 3,0 \cdot 10^{-20} \text{ mol}$$

Se:

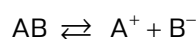
$$1 \text{ mol de } \text{Cu}^{+2} \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ íons de } \text{Cu}^{+2}$$

$$3,0 \cdot 10^{-20} \text{ mol — } x$$

$$x = 1,8 \cdot 10^4 \text{ íons de } \text{Cu}^{+2}$$

##### 05. A

Antes da adição do sal AC:



$$K_{ps} = [\text{A}^+] \times [\text{B}^-]$$

$$[\text{A}^+] = [\text{B}^-] = x$$

$$K_{ps} = x^2$$

$$4,0 \times 10^{-8} = x^2 \Rightarrow x = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{A}^+]_{\text{antes da redução da solubilidade}} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{A}^+]_{\text{depois da redução da solubilidade}} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$K_{ps} = [\text{A}^+] \times [\text{B}^-]$$

$$4,0 \times 10^{-8} = [\text{A}^+]_{\text{depois da redução da solubilidade}} \times$$

$$\times [\text{B}^-]_{\text{depois da redução da solubilidade}}$$

$$4,0 \times 10^{-8} = 2,0 \times 10^{-6} \times [\text{B}^-]_{\text{depois da redução da solubilidade}}$$

$$[\text{B}^-]_{\text{depois da redução da solubilidade}} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$[\text{B}^-]$  equivale a  $[\text{A}^+]$ .

Em 1 L:

$$\Delta n_{\text{A}^+} = \Delta n_{\text{AC}} = 2,0 \times 10^{-2} - 2,0 \times 10^{-4} = 0,0198 \text{ mol}$$

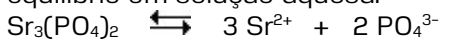
$$\Delta n_{\text{AC}} = 0,0198 \text{ mol}$$

$$M_{\text{AC}} = 100 \text{ g/mol}$$

$$\Delta m_{\text{AC}} = 0,0198 \times 100 \text{ g} = 1,980 \text{ g}$$

##### 06. D

Teremos a seguinte equação química para o equilíbrio em solução aquosa:



$$1 \text{ mol} \quad 3 \text{ mols} \quad 2 \text{ mols}$$

$$2,5 \times 10^{-7} \text{ M} \quad 7,5 \times 10^{-7} \text{ M} \quad 5,0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$K_{ps} = (7,5 \times 10^{-7})^3 (5,0 \times 10^{-7})^2$$

$$K_{ps} = 1,055 \times 10^{-31}$$

$$pK_{ps} = -\log K_{ps}$$

$$pK_{ps} = -\log (1,055 \times 10^{-31})$$

$$pK_{ps} = -[\log 1,055 + \log 10^{-31}]$$

$$pK_{ps} = 31 - \log 1,055 \approx 31$$

**07. B**

O primeiro sal que precipita é o menos solúvel em água, no caso o o carbonato de cálcio. O valor dado entre parênteses é apenas a concentração de cada sal em água.

Veja que o kps é dado por;

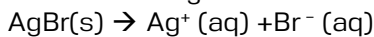
$$kps_{NaBr} = [Na^+][Br^-]$$

$$kps_{CaSO_4 \cdot H_2O} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$$

Para um sal precipitar é necessário que o produto das concentrações iônicas atinja o kps. Como o  $CaSO_4 \cdot H_2O$  precipita primeiro, seu kps é menor e, portanto, a solubilidade é menor que o NaBr

**08. C**

Cálculo de concentração de  $Ag^+$  na solução saturada de AgBr a 25 °C:



$$Kps = [Ag^+][Br^-] = 5,3 \cdot 10^{-13} = x \cdot x$$

$$x = 5,3 \cdot 10^{-13} \cong 7,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L } [Ag^+] = 7,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

**09. B**

$$Kps = [Cs^+][Cl^-]$$

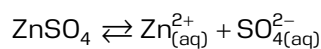
$$Kps = S^2$$

S = raiz de Kps

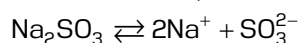
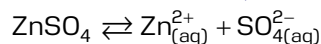
**10. E**

i) Solução de sulfato de zinco  
v = 50 mL e  $M_1 = 0,10 \text{ mol/L}$

$$N_{ZnSO_4} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



ii) Solução de sulfato de sódio:  
v = 50 mL e  $M_2 = 0,010 \text{ mol/L}$



Assim o volume final é de 100 mL:

$$[SO_4^{2-}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[Na^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[SO_3^{2-}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[Zn^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Verificando se há precipitação de  $ZnSO_3$

$$[ZnSO_3] = 5 \cdot 10^{-3} \cdot v = 100 \text{ mL} \Rightarrow N_{ZnSO_3} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

O  $ZnSO_3$  se hidrata formando o  $ZnSO_3 \cdot 2H_2O$

$$m(ZnSO_3 \cdot 2H_2O) = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 145,37 = 0,0907 \text{ g de } ZnSO_3 \cdot 2H_2O$$

Como o limite é de 0,16 g não há precipitação. Logo a solução final é não saturada constituída pela mistura das duas substâncias.

**AULA 22****01. A**

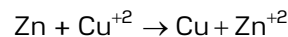
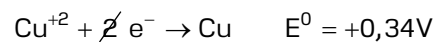
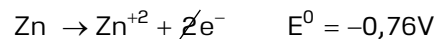
**Gabarito Oficial:** ANULADA

**Gabarito SuperPro®:** [A]

O potencial padrão da pilha de Daniell será:

$$E_{red}^0 Zn = -0,76V$$

$$E_{red}^0 Cu = +0,34V$$



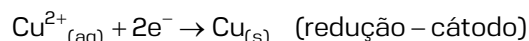
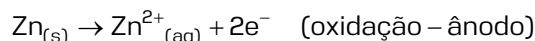
$$\Delta E^0 = E_{red(cátodo)}^0 - E_{red(ânodo)}^0$$

$$\Delta E^0 = 0,34 - (-0,76)$$

$$\Delta E^0 = 1,10V$$

**02. A**

[I] Correta. Na reação de oxirredução espontânea, representada na pilha de Daniell, a espécie que se oxida, no caso o  $Zn_{(s)}$ , transfere elétrons para a espécie que sofre redução, os íons  $Cu^{2+}_{(aq)}$ .



[II] Incorreta. O  $Zn_{(s)}$  sofre oxidação, transferindo elétrons para os íons  $Cu^{2+}_{(aq)}$  que sofrem redução.

[III] Correta. Para que ocorra a reação de oxirredução espontânea, o potencial de redução do eletrodo de cobre (+0,34 V) deve ser maior do que o do eletrodo de zinco (-0,76 V).

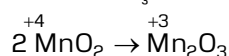
[IV] Correta. A placa de  $Zn_{(s)}$  sofre corrosão, tendo sua massa diminuída, e sobre a placa de cobre ocorre depósito de cobre metálico.

[V] Incorreta. A concentração de íons  $Cu^{2+}_{(aq)}$  diminui, pois esses íons sofrem redução, e a concentração de íons  $Zn^{2+}_{(aq)}$  aumenta, pois o zinco metálico sofre oxidação.

**03. C**

[A] Incorreta. O cátodo é formado por um bastão de grafite.

[B] Incorreta. O manganês, presente na pilha, sofre redução.

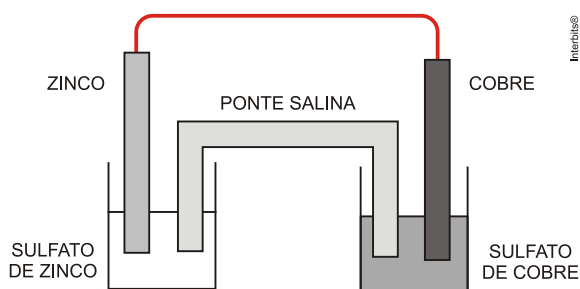


[C] Correta. A pilha alcalina produz o íon hidroxila ( $OH^-$ ), que melhora a condutividade e diminui a resistência interna da pilha; as pilhas comuns produzem o gás amônia ( $NH_3$ ) devido ao uso de cloreto de amônio ( $NH_4Cl$ ) como eletrólito, que provoca um aumento na resistência interna da pilha.

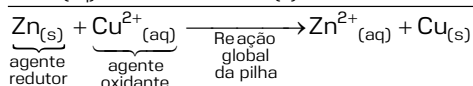
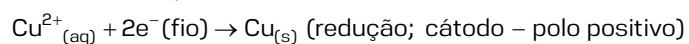
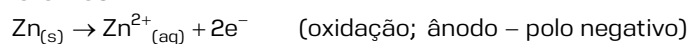
[D] Incorreta. A pilha de Daniell é formada por Zn e Cu e a pilha citada no texto é uma pilha seca de Leclanché formada por Zn e Mn.

**04. A**

Questão anulada pelo gabarito oficial, pois na figura não aparece o fio de conexão entre os eletrodos.



Teremos:



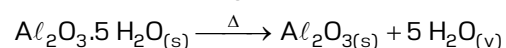
Análise das alternativas:

- [A] Correta. O  $\text{Zn}_{(s)}$  sofre oxidação, perdendo elétrons, sendo o agente redutor do processo, enquanto o  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico, agindo como oxidante no processo.
- [B] Incorreta. O  $\text{Cu}_{(s)}$  funciona como polo positivo da pilha. Não perde elétrons.
- [C] Incorreta. O  $\text{Zn}_{(s)}$  sofre oxidação, perdendo elétrons, sendo o agente redutor do processo, enquanto o  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico, agindo como oxidante no processo.
- [D] Incorreta. O  $\text{Cu}_{(s)}$  funciona como polo positivo da pilha e o  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico, agindo como oxidante no processo.
- [E] Incorreta. O  $\text{Zn}_{(s)}$  sofre oxidação, perdendo elétrons, sendo o agente redutor do processo, enquanto o  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  sofre redução, ganhando os elétrons cedidos pelo zinco metálico, agindo como oxidante no processo.

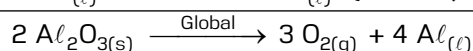
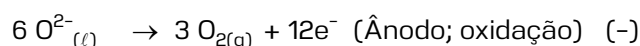
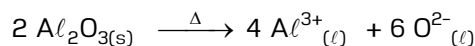
**05. C**

O texto refere-se a uma eletrólise (decompor a água se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Daniell como fonte de força). Esse método é utilizado industrialmente na obtenção de alumínio a partir da bauxita.

A alumina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) é obtida a partir da bauxita:



Equacionamento da eletrólise ígnea da alumina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) que faz parte do processo de obtenção do alumínio na indústria:



**06. C**

O eletrodo chamado ânodo é o polo negativo da pilha onde ocorre a oxidação. Já o cátodo, polo positivo, é onde ocorre a redução.

**07. C**

A função da ponte salina (tubo) é permitir o escoamento de íons de uma semicela para outra, para que cada uma das soluções permaneça eletricamente neutra.

**08. E**

- I. Falso. A ddp da pilha de Al/Cu é 2 V enquanto a pilha de Daniell tem ddp de 1,1 V. desse modo a pilha de Al/Cu possui maior energia
- II. Verdade. Na pilha de Daniell ocorre transferência de 2 elétrons enquanto na pilha de Al/Cu ocorre transferência de 6 elétrons
- III. Verdade. Por possui o maior potencial de redução ele possui maior tendência a reduzir (receber elétrons)
- IV. Verdade. A pilha de Ni/Cu possui a menor ddp entre todas igual a 0,59 V

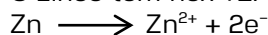
**09. E**

- [A] O zinco metálico é o ânodo; ele perde elétrons:  $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$ .
- [B] O íon cobre sofre redução; ele ganha elétrons:  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$ .
- [C] O zinco metálico é o ânodo que é corroído, porque ele sofre oxidação e, com isso, a massa da barra diminui.
- [D] O cobre é o agente oxidante, pois ele causou a oxidação do zinco.
- [E] Correta.

**10. D**

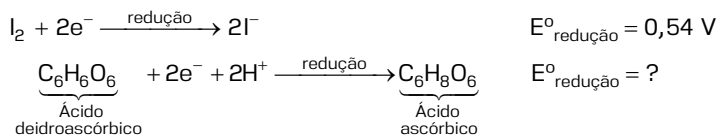
Na pilha o polo negativo é o ânodo quem oxida.

O zinco tem nox +2.

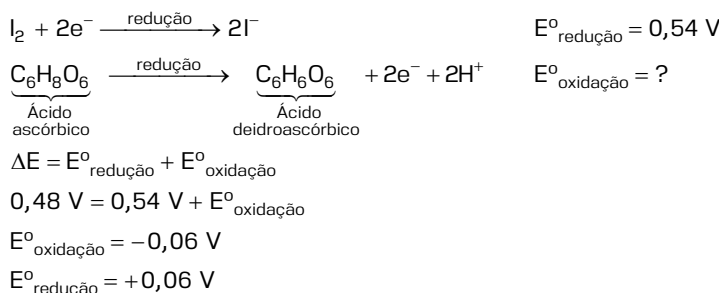


**AULA 23**

**01. B**



$\Delta E = 0,48 \text{ V} > 0$ . Então:



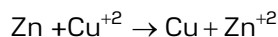
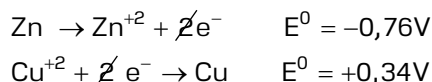
**02. B (REPETIDA)**

**Gabarito Oficial:** ANULADA  
**Gabarito SuperPro®:** [A]

O potencial padrão da pilha de Daniell, será:

$$E^\circ_{\text{red}} \text{ Zn} = -0,76 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{red}} \text{ Cu} = +0,34 \text{ V}$$



$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{red(cátodo)}} - E^\circ_{\text{red(ânodo)}}$$

$$\Delta E^\circ = 0,34 - (-0,76)$$

$$\Delta E^\circ = 1,10 \text{ V}$$

**03. B**

A partir da análise da tabela fornecida no enunciado, vem:

ELETRODO	SOLUÇÃO	OBSERVAÇÃO	MOTIVO
Zn	NiSO <sub>4</sub>	Mudança da cor do eletrodo	Depósito de níquel metálico. $Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ (O potencial de redução do níquel é maior do que o do zinco.)
Pb	NiSO <sub>4</sub>	Nada aconteceu	(O potencial de redução do chumbo é maior do que o do níquel.)
Pb	CuSO <sub>4</sub>	Mudança da cor do eletrodo	Depósito de cobre metálico. $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ (O potencial de redução do cobre é maior do que o do chumbo.)

Conclusão:  $\epsilon^\circ_{Cu} > \epsilon^\circ_{Pb} > \epsilon^\circ_{Ni} > \epsilon^\circ_{Zn}$ .

**04. D**

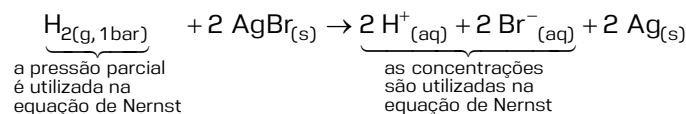
De acordo com a equação de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{0,059}{n} \times \log Q$$

Na qual:

E = potencial de redução (25 °C; solução de qualquer concentração molar).  
E° = potencial de redução (25 °C; solução de concentração 1 molar ou 1 mol/L).  
0,059 = valor constante a 25 °C; se a temperatura mudar, esse valor sofrerá alteração.  
n = número de mols de elétrons transferidos durante o processo eletroquímico.  
Q = quociente entre concentrações que sofrem alteração durante o funcionamento da pilha.

Então:



$$n = 2 \text{ mols de } e^-$$

$$Q = \frac{[H^+]^2 [Br^-]^2}{P_{H_2}}$$

$$pH_2 = 1 \text{ atm (1 bar)}$$

$$Q = [H^+]^2 [Br^-]^2$$

$$[H^+]^2 = [Br^-]^2$$

$$Q = [H^+]^2 \times [H^+]^2 = [H^+]^4$$

$$E = Y$$

$$E^\circ = X$$

$$Y = X - \frac{0,059}{2} \times \log[H^+]^4 \Rightarrow Y = X - \frac{0,059}{2} \times 4 \log[H^+]$$

$$Y = X + 0,059 \times 2(-\log[H^+])$$

$$-\log[H^+] = \text{pH}$$

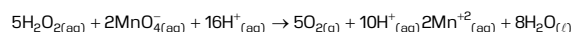
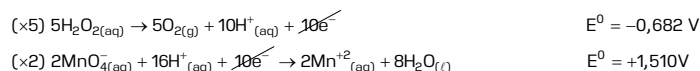
$$Y = X + 0,059 \times 2\text{pH}$$

$$\text{pH} = \frac{Y - X}{0,059 \times 2}$$

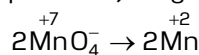
$$\text{pH} = \frac{Y - X}{0,118}$$

**05. D**

Reação global:

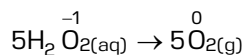


[A] Incorreta. O permanganato reduzirá, sendo, portanto, o agente oxidante:



[B] Incorreta. A reação liberará 5 mols de gás oxigênio.

[C] Incorreta. A água oxigenada será o agente redutor.

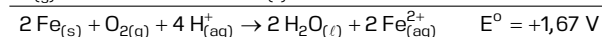


A água oxigenada oxidará, sendo, portanto, o agente redutor.

[D] Correta. O potencial será +0,828V.

[E] Incorreta. O potencial será +0,828V.

### 06. C



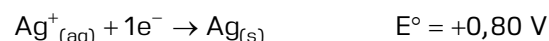
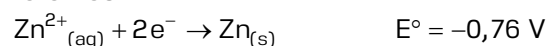
$$E^\circ(\text{oxidação}) + E^\circ(\text{redução}) = +1,67 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{oxidação}) + 1,23 \text{ V} = +1,67 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{oxidação}) = +0,44 \text{ V}$$

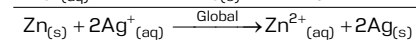
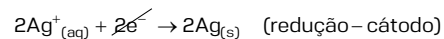
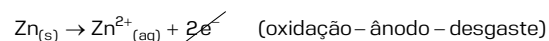
### 07. C

Teremos:



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

$$\Delta E = +0,80 - (-0,76) = +1,56 \text{ V}$$

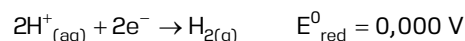
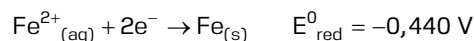


### 08. B

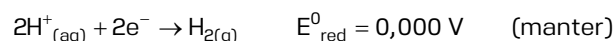
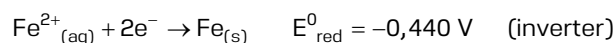
Análise das alternativas:

[A] Incorreta. A reação ocorrerá mais rapidamente se, em vez de ser utilizada uma lâmina de ferro metálico, for utilizado ferro metálico em pó, ou seja, quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação.

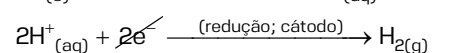
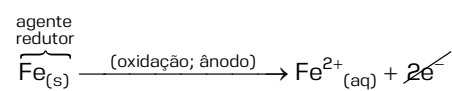
[B] Correta. A reação é espontânea, apresenta potencial padrão de célula ( $E^\circ_{\text{cel}} = +0,440 \text{ V}$ ), e o  $\text{Fe}_{(\text{s})}$  atua como agente redutor.



$$0 \text{ V} > -0,440 \text{ V}$$



$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = 0,000 - (-0,440) = +0,440 \text{ V}$$



[C] Incorreta. Quanto maior for a concentração do ácido clorídrico ( $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ) utilizado, mais rapidamente a reação ocorrerá.

[D] Incorreta. Na reação química descrita, o  $\text{Fe}_{(\text{s})}$  sofrerá oxidação a íons  $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ ; já os íons  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$  serão reduzidos para formar o gás hidrogênio ( $\text{H}_{2(\text{g})}$ ).

[E] Incorreta. Um aumento da temperatura do sistema levará ao aumento da rapidez das reações químicas endotérmicas e à diminuição para as reações químicas exotérmicas.

### 09. E

Para o cálculo do potencial de pilha, podemos proceder da seguinte forma:

$$E_{\text{PILHA}} = E_{\text{OXIDAÇÃO}} + E_{\text{REDUÇÃO}}$$

Se o zinco constitui o ânodo, teremos:  $E_{\text{OXIDAÇÃO}} = +0,76 \text{ V}$ .

A prata constitui o cátodo. Assim:  $E_{\text{REDUÇÃO}} = +0,20 \text{ V}$ .

Portanto,  $E_{\text{PILHA}} = +0,96 \text{ V}$ .

### 10. E

Os metais que poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio (ou seja, proteger o alumínio da oxidação) devem apresentar menores potenciais de redução do que o do alumínio e nesse caso o lítio e o potássio se encaixam.

$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Al}^{3+} + 3e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66

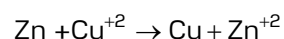
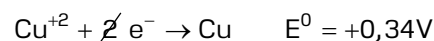
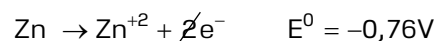
## AULA 24

### 01. A (REPETIDA)

O potencial padrão da pilha de Daniell, será:

$$E^\circ_{\text{red}} \text{ Zn} = -0,76 \text{ V}$$

$$E^\circ_{\text{red}} \text{ Cu} = +0,34 \text{ V}$$



$$\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{red(cátodo)}} - E^\circ_{\text{red(ânodo)}}$$

$$\Delta E^\circ = 0,34 - (-0,76)$$

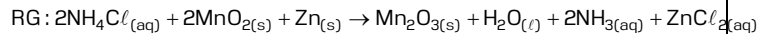
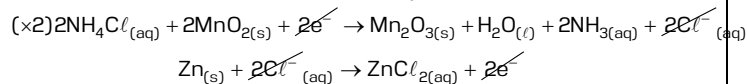
$$\Delta E^\circ = 1,10 \text{ V}$$

**02. E**

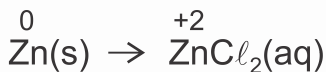
A reação que ocorre na pilha seca libera gás amônia e a reação não é reversível nas condições padrão.

**03. C**

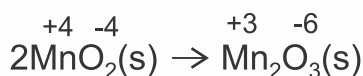
[I] Incorreta. Montando a pilha:



Analisando os 2 compostos (Zn e Mn) na equação global, teremos o seguinte:



oxidou



reduziu

Sendo assim, o zinco oxida e o manganês reduz.

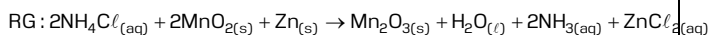
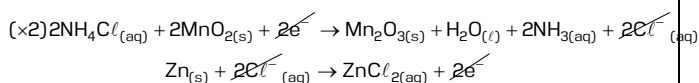
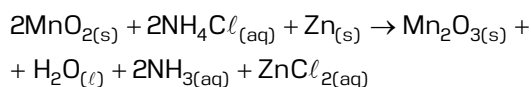
[II] Correta. Calculando o potencial da pilha, teremos:

$$\Delta E^0 = E^0(\text{oxi}) + E^0(\text{red})$$

$$\Delta E^0 = +0,76 + 0,74$$

$$\Delta E^0 = 1,50\text{V}$$

[III] Correta. A reação global da pilha será:



[IV] Incorreta. À medida que a pilha vai sendo gasta, o zinco aumenta sua massa e o dióxido de manganês diminui sua massa.

**04. A**

As reações de descarga da pilha dependem do regime a que ela é submetida. Em condições de descarga muito lenta teremos:

Polo negativo:  $\text{Zn}^0 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$  (oxidação)

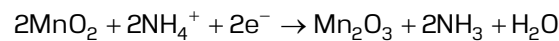
Polo positivo:  $2\text{MnO}_{2(c)} + \text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{ZnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3$  (redução)

Equação global:  $\text{Zn}^0 + 2\text{MnO}_{2(c)} \rightarrow \text{ZnO} \cdot \text{Mn}_2\text{O}_3$

Como as reações de descarga da pilha seca são complicadas, podemos generalizar:

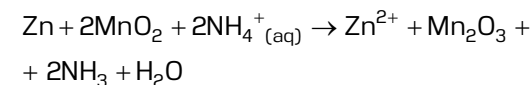
Ânodo (polo negativo):  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$  (oxidação)

Cátodo (polo positivo):



(redução)

Equação global:



A migração dos íons ocorre através da "pasta" e é muito lenta.

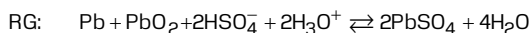
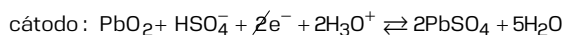
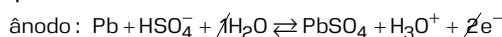
**05. E**

[I] Incorreta. A ponte salina consiste de um tubo em U que contém uma solução salina (geralmente  $\text{KCl}$ ), cuja função é manter o equilíbrio elétrico de cargas nas soluções dos eletrodos.

[II] Correta. Tanto na pilha quanto na eletrólise o ânodo é o eletrodo onde ocorre a oxidação e no cátodo ocorre a redução.

[III] Incorreta. O eletrodo da notação é a platina (Pt).

[IV] Correta. As placas de chumbo são revestidas de  $\text{PbO}_2$  (placas negativas) ligadas ao conector positivo e as placas de chumbo são ligadas ao conector negativo. Essas placas são separadas por uma superfície porosa. Esse conjunto é imerso em uma solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dentro de um compartimento da bateria. As semirreações e a reação global que ocorrem nessa bateria são:



Como as reações são reversíveis, as baterias são recarregáveis, ou seja, ao se fornecer energia ao sistema, o sentido das reações é invertido e a bateria é recarregada.

[V] Correta. As pilhas alcalinas e as pilhas secas de Leclanché possuem um princípio de funcionamento semelhante: a diferença reside no fato de a pilha seca de Leclanché ser ácida devido à hidrólise do cloreto de amônio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), e na pilha alcalina a substância utilizada é uma base ( $\text{NaOH}$  ou  $\text{KOH}$ ), o que aumentará a vida útil da pilha.

**06. B**

Como o nox do manganês na reação varia de +4 para +3 o  $\text{MnO}_2$  sofre redução, logo ele é o agente oxidante da reação.

**07. C**

O nox do Nitrogênio não muda na reação portanto ele não sofreu processo redox.

Os elétrons migram do anodo para o cátodo através do fio de cobre externo.

## 08. E (REPETIDA)

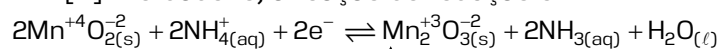
### 09. B

- [I] Verdadeiro.
- [II] Falso; as pilhas comuns são também constituídas de metais pesados.
- [III] Verdadeiro; o chumbo na forma metálica apresenta menos risco.
- [IV] Falso; todas as baterias devem ser encaminhadas para unidades especiais de descarte.

### 10. D

- [A] Falso; é o  $Zn_{(s)}$  que sofre oxidação no ânodo.
- [B] Falso; a reação que ocorre no cátodo é:  

$$2MnO_{2(s)} + 2NH_{4(aq)}^+ + 2e^- \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$
- [C] Falso; o composto  $MnO(OH)_{(s)}$  não participa na reação da pilha.
- [D] Verdadeiro; a reação de redução é:



Redução (ag. oxidante) ↑

Cátodo; Polo ⊕

## AULA 25

### 01. B

**[Resposta do ponto de vista da disciplina de Física]:**

- [D] Falsa. Quando são associados geradores idênticos em paralelo, a força eletromotriz equivalente é igual à de cada bateria, no caso 3,7 V.

**Observação:** O Sistema Internacional de Unidades desconsidera como técnicos os termos **voltagem**, **amperagem**, **watagem**, etc. É recomendado o uso de **tensão elétrica** ou **diferença de potencial**, em vez de voltagem.

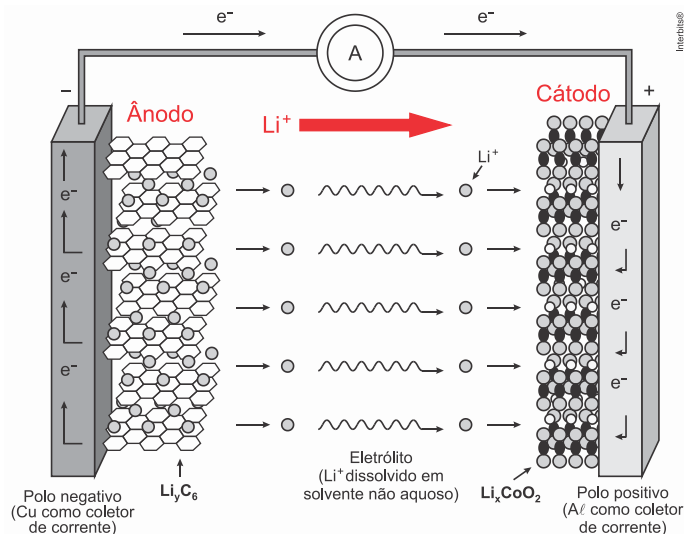
**[Resposta do ponto de vista da disciplina de Química]:**

- [A] Incorreta. O lítio possui uma alta reatividade em água, motivo pelo qual todas as pilhas de lítio usam como eletrólitos compostos não aquosos, em recipientes hermeticamente fechados.
- [B] Correta. O óxido de  $LiCoO_2$  é oxidado a  $CoO_2$ , na recarga da pilha.  

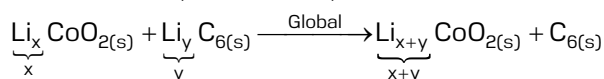
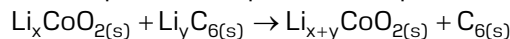
$$Li^+ + 1e^+ \rightarrow Li^0$$
- [C] Incorreta. Tanto na pilha quanto na eletrólise, a oxidação ocorre no ânodo e a redução, no cátodo.
- [D] Incorreta. Nesse tipo de associação, a ddp resultante é igual à ddp individual de cada pilha, ou seja, 3,7 V.
- [E] Incorreta. O cátodo e o ânodo são separados por um material poroso que contém o eletrólito; esse material, conhecido como separador, evita que os íons dos eletrodos se misturem e provoquem uma reação, durante o tempo em que a pilha não está em funcionamento, provocando o desgaste prematuro do ânodo e, conseqüentemente, reduzindo a vida útil da pilha.

### 02. B

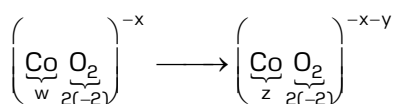
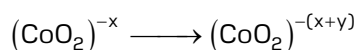
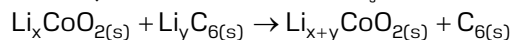
- [I] Correta. Durante a descarga da bateria, os íons lítio se movem no sentido do ânodo para o cátodo.



- [II] Correta. A reação global para a descarga da bateria pode ser representada por:



- [III] Incorreta. Durante a descarga da bateria, no cátodo, o cobalto sofre redução.



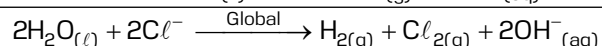
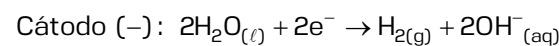
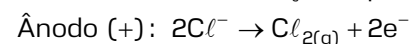
$$\frac{w-4}{w=4-x} = -x$$

$$\frac{z-4}{z=4-x-y} = -(x+y)$$

Conclusão:  $w > z$ . O cobalto sofre redução.

### 03. D

Eletrólise de uma solução aquosa de NaCl:



Produto secundário:  $H_{2(g)}$ .

### 04. B

- [I] Correta. No cátodo (polo negativo) ocorre redução dos íons  $Cu^{2+}$  presentes na solução. Assim, se for inserido um eletrodo de cobre no cátodo, haverá depósito de mais cobre nesse eletrodo.
- [II] Correta. No ânodo (polo positivo) ocorrerá oxidação, ou seja, esse eletrodo sofre corrosão, pois, ao perder elétrons, o cobre metálico forma  $Cu^{2+}$ , que irá para a solução e será atraído para o polo negativo, onde irá se depositar em forma de cobre metálico puro.

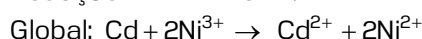
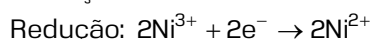
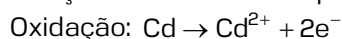


[III] Incorreta. A presença de uma solução aquosa de  $\text{NiSO}_4$  dificultará a deposição de cobre puro no cátodo, pois haverá competição de cátions em solução.

[IV] Correta. No ânodo (polo positivo) ocorre oxidação do cobre:  $\text{Cu}_{(s)}^0 \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{+2} + 2e^-$ .

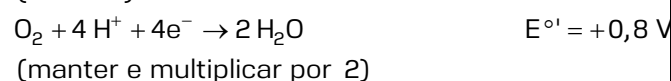
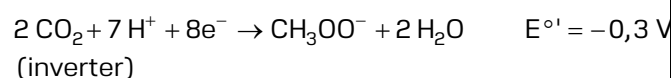
**05. D**

Essas pilhas podem ser recarregadas até quatro mil vezes. São utilizadas em automóveis elétricos, celulares, etc. São baseadas, simplificadamente, nas seguintes reações, que ocorrem numa solução de hidróxido de potássio (KOH):

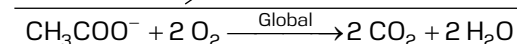
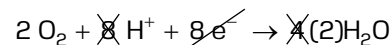
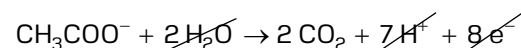


A pasta de eletrólitos à base de água permite o fluxo de cargas durante o carregamento e o descarregamento da bateria.

**06. B**



$+0,8\text{ V} > -0,3\text{ V}$



$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}} = 0,8 - (-0,3) = 1,1\text{ V}$

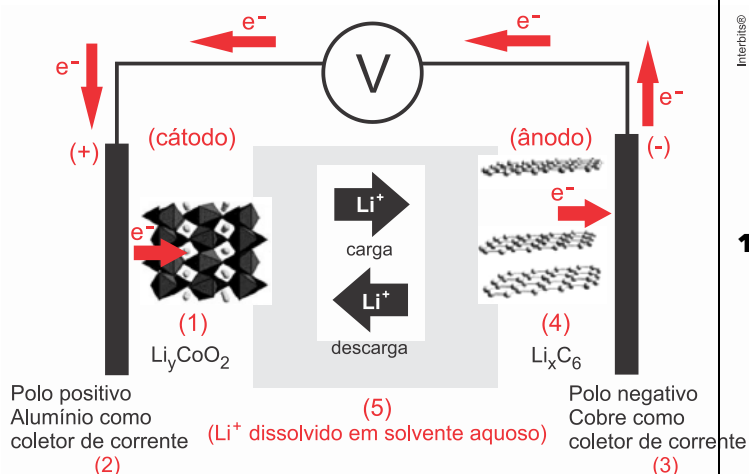
$\Delta E_{\text{total}} = 4,4\text{ V}$

$1,1 \times n = 4,4$

$n = 4$

**07. D**

Quando a bateria está em uso, o ânodo corresponde ao componente 4:

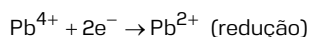
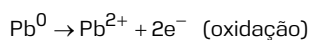
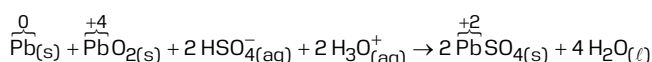
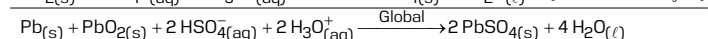
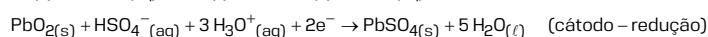
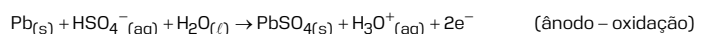


**08. A**

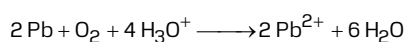
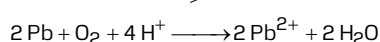
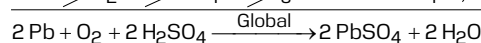
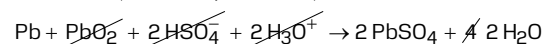
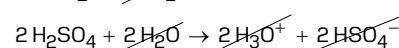
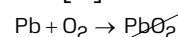
Análise das afirmações:

[I] Correta: A bateria de ácido-chumbo é um dispositivo que, a partir de uma reação química, durante a descarga da bateria, produz energia elétrica, gerando uma quantidade de corrente elétrica por certo período de tempo.

[II] Incorreta: Na representação da equação global da bateria, o chumbo é oxidado e reduzido.



[III] Correta. Veja a seguir:



**Observação:** A equação apresentada na afirmativa [III] foi alterada, pois a soma das cargas dos reagentes estava diferente da soma das cargas dos produtos, ou seja, a representação estava equivocada.

**09. B**

[A] Incorreta. A reação 1 é de oxidação e ocorre no ânodo da célula.

[B] Correta. Na pilha ocorre uma reação espontânea que transforma energia química em energia elétrica oposta à eletrólise.

[C] Incorreta. A célula a combustível produz somente corrente contínua.

[D] Incorreta. A célula a combustível é um conversor de energia química em energia elétrica.

**10. A**

[A] Correta. As baterias de lítio empregam o  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  como cátodo (polo positivo) e o carbono grafite, como ânodo (polo negativo).

[B] Incorreta. O perclorato de lítio possui fórmula  $\text{LiClO}_4$ .

[C] Incorreta. Os íons lítio saem do ânodo e migram por meio de um solvente não aquoso para o cátodo.

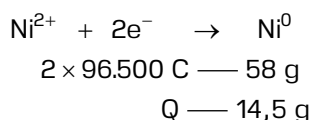
[D] Incorreta. O carbono será o agente oxidante na referida reação.



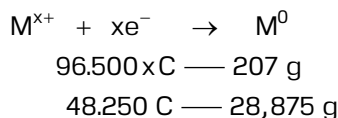
## AULA 26

### 01. D

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



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

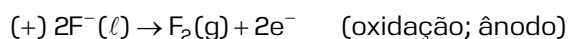
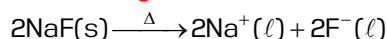


$$x = 4$$

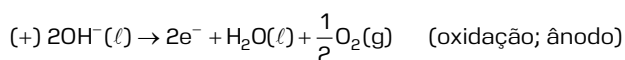
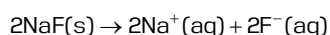
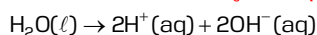
$$\text{Carga} = +4$$

### 02. C (REPETIDA)

Eletrólise ígnea do NaF:



Eletrólise em solução aquosa do NaF:



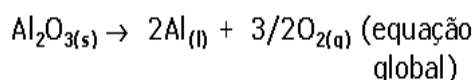
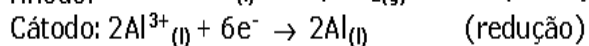
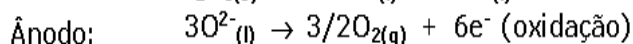
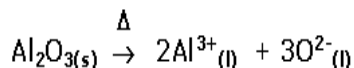
Há apenas uma informação incorreta: na eletrólise em solução aquosa do NaF é produzida água no estado líquido no ânodo.

### 03. B

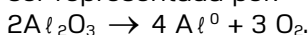
O processo de galvanoplastia consiste em revestir a superfície de uma peça metálica com uma fina camada de outro metal, por meio de eletrólise aquosa de seu sal.

### 04. C

Observe o equacionamento da eletrólise ígnea da alumina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), 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:



É bom lembrar que a quantidade de energia elétrica utilizada na obtenção do alumínio é muito grande e por isso a indústria do alumínio se localiza perto de hidrelétricas.

### 05. C

$$1 \text{ mol e} \text{ ----- } 96500 \text{ C}$$

$$X \text{ mol e} \text{ ----- } 3200 \times 2$$

$$X = 0,066 \text{ mol elétron}$$

$$1 \text{ mol Cl}_2 \text{ ----- } 2 \text{ mol e}$$

$$X \text{ mol} \text{ ----- } 0,066 \text{ mol e}$$

$$X = 0,033 \text{ mol de Cl}_2$$

$$P \times V = 0,033 \times 0,082 \times 300$$

$$P = 0,81 \text{ atm}$$

### 06. A (REPETIDA)

#### 07. E

Dentre os cátions presentes o  $\text{H}^+$  tem prioridade de descarga sobre o  $\text{Na}^+$  produzindo  $\text{H}_2$

Dentre os ânions o  $\text{OH}^-$  tem descarga seletiva sobre o ânion sulfato formando  $\text{O}_2$

#### 08. E

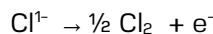
Como na eletrólise da água a proporção molar de  $\text{O}_2$  e  $\text{H}_2$  é de 1:1, como foram formados 0,5 mol de  $\text{O}_2$  então no cátodo foram formados 0,5 mol de  $\text{H}_2$  o que equivale a 11,2 L

#### 09. D

Uma ddp negativa é indicativo de processo não espontâneo

#### 10. D

É um processo de eletrólise; o ânodo é o polo onde ocorre a descarga de ânions, portanto:

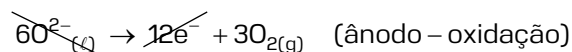
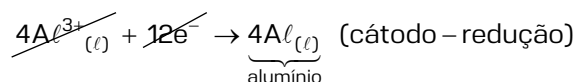


## AULA 27

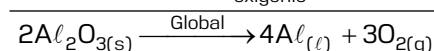
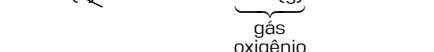
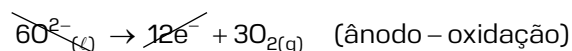
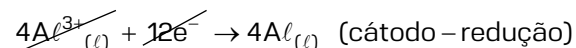
### 01. C

Análise das afirmações:

[I] Incorreta. A produção do alumínio ocorre no cátodo.

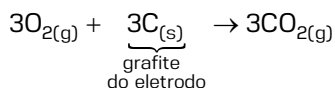


[II] Incorreta. O gás oxigênio é produzido no ânodo, que reage com o grafite do eletrodo, formando gás carbônico.



grafite  
do eletrodo

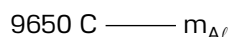
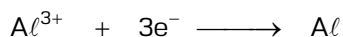
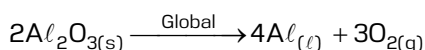
[III] Correta. À medida que a eletrólise acontece, ocorre a diminuição da massa do eletrodo de grafite devido à reação com o gás oxigênio formado.



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

$$Q = i \times t$$

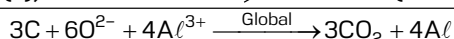
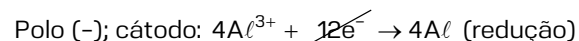
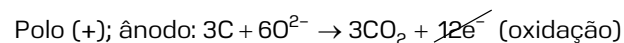
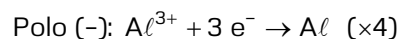
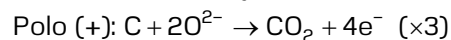
$$Q = 10 \text{ A} \times 965 \text{ s} = 9650 \text{ A} \times \text{s} = 9650 \text{ C}$$



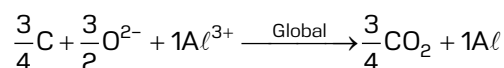
$$m_{\text{Al}} = 0,9 \text{ g}$$

## 02. D

Analisando as reações, vem:



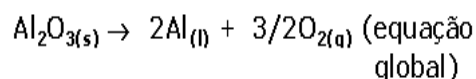
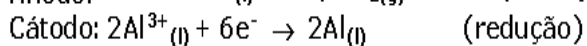
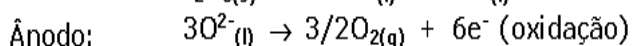
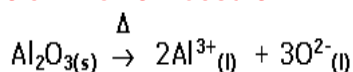
Para 1 mol de Al:



## 03. C (REPETIDA)

Resolução:

Observe o equacionamento da eletrólise ígnea da alumina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) 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:



Comentário:

É bom lembrar que a quantidade de energia elétrica utilizada na obtenção do alumínio é muito grande e por isso a indústria do alumínio se localiza perto de hidrelétricas.

## GABARITOS DIFERENTES:

### 04. E

- I. Falso. O óxido de alumínio deve estar totalmente dissociado
- II. Correto o óxido de alumínio se encontra dissociado na criolita logo ele é o soluto
- III. Correto. A redução ocorre no cátodo
- IV. Correto. A oxidação do oxigênio ocorre no ânodo

### 05. A

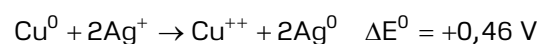
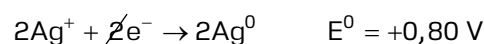
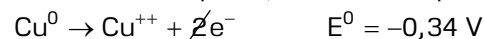
O alumínio reduz no cátodo e o oxigênio oxida no ânodo

### 06. D

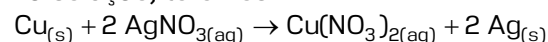
A eletrólise do  $\text{Al}_2\text{O}_3$  é um processo não espontâneo em que o alumínio é reduzido no cátodo e oxigênio é oxidado no ânodo

### 07. C

Dentre os metais listados, o único capaz de oxidar o cobre será a prata, formando a pilha:



Na solução, teremos:



## 08. B (REPETIDA)

[I] Correta. No cátodo (polo negativo) ocorre redução dos íons  $\text{Cu}^{2+}$  presentes na solução. Assim, se for inserido um eletrodo de cobre no cátodo haverá depósito de mais cobre nesse eletrodo.

[II] Correta. No ânodo (polo positivo) irá ocorrer oxidação, ou seja, esse eletrodo sofre corrosão, pois ao perder elétrons, o cobre metálico forma  $\text{Cu}^{2+}$  que irá para a solução e será atraído para o polo negativo, onde irá se depositar em forma de cobre metálico puro.

[III] Incorreta. A presença de uma solução aquosa de  $\text{NiSO}_4$  irá dificultar a deposição de cobre puro no cátodo, pois haverá competição de cátions em solução.

[IV] Correta. No ânodo (polo positivo) ocorre oxidação do cobre:  $\text{Cu}_{(s)}^0 \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{+2} + 2\text{e}^-$ .

## 09. D

Quanto menor o potencial de redução, mais adequado será o metal de sacrifício, pois sofrerá oxidação com mais facilidade. De acordo com a tabela, os menores potenciais de redução pertencem ao magnésio e ao potássio.

Supondo que as placas, ou cravos, sejam compostas por esses metais, o magnésio seria a melhor escolha, pois é menos reativo na presença de água.

**10. A**

[I] Correta. As medalhas de ouro e bronze são consideradas soluções ou sistemas homogêneos, dependendo da porcentagem de cada elemento participante, assim como o latão e o aço.

[II] Correta. A medalha de bronze apresenta 5% de zinco (Zn) na composição. Então:

$$500 \text{ g} \text{ ————— } 100\%$$

$$m_{\text{zinco}} \text{ ————— } 5\%$$

$$m_{\text{zinco}} = \frac{500 \text{ g} \times 5\%}{100\%}$$

$$m_{\text{zinco}} = 25 \text{ g}$$

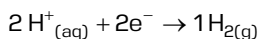
$$m_{\text{cobre}} = 500 \text{ g} - 25 \text{ g}$$

$$m_{\text{cobre}} = 475 \text{ g}$$

**AULA 28****01. D**

$$Q = i \times t$$

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

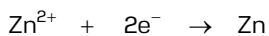


$$2 \times 96.500 \text{ C} \text{ ————— } 25.000 \text{ mL}$$

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

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

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

**02. C**

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

$$Q \text{ ————— } 7 \text{ g}$$

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

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

$$Q = i \times t$$

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

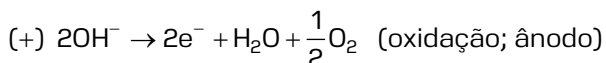
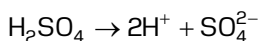
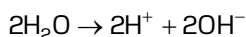
$$t = 29.692,307 \text{ s}$$

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

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

**03. B**

Eletrólise do ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



$$t = 10 \text{ min} = 600 \text{ s}$$

$$V_{\text{H}_2} = 300 \text{ mL} = 0,3 \text{ L}; T = 300 \text{ K}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = 0,060 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = 0,54 \text{ atm}$$

$$P_{\text{total}} = p_{\text{H}_2\text{O}} + p_{\text{H}_2}$$

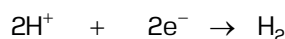
$$0,54 = 0,060 + p_{\text{H}_2}$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,48 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} \times V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \times R \times T$$

$$0,48 \times 0,3 = n_{\text{H}_2} \times 0,08 \times 300$$

$$n_{\text{H}_2} = 0,006 \text{ mol}$$



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

$$Q \text{ — } 0,006 \text{ mol}$$

$$Q = 1.158 \text{ C}$$

$$Q = i \times t$$

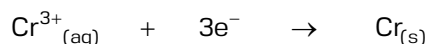
$$1.158 = i \times 600$$

$$i = 1,93 \text{ A}$$

**04. D**

Teremos:

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



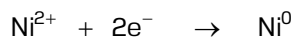
$$3 \times 96.500 \text{ C} \text{ — } 52 \text{ g}$$

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

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

**05. D (REPETIDA)**

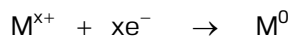
Numa eletrólise em série, a carga é igual nas duas cubas eletrolíticas, então:



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

$$Q \text{ — } 14,5 \text{ g}$$

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



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

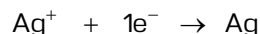
$$48.250 \text{ C} \text{ — } 28,875 \text{ g}$$

$$x = 4$$

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

**06. C**

A carga será a mesma nos eletrodos; então:

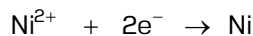


$$1 \text{ mol e}^- \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$96500 \text{ C} \text{ — } 108 \text{ g}$$

$$Q \text{ — } 54 \text{ g}$$

$$Q = 48250 \text{ C}$$



$$2 \text{ mols e}^- \text{ — } 59 \text{ g}$$

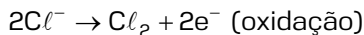
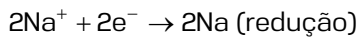
$$2 \times 96500 \text{ C} \text{ — } 59 \text{ g}$$

$$48250 \text{ C} \text{ — } m_{\text{Ni}}$$

$$m_{\text{Ni}} = 14,75 \text{ g}$$

**07. B**

Na eletrólise, teremos:



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

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

↓

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

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

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

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

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

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



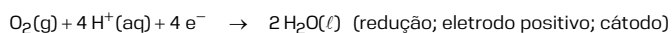
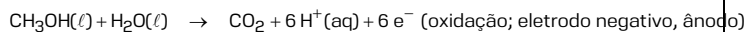
$$2 \times 96500 \text{ C --- } 2 \times 23 \text{ g}$$

$$9650 \text{ C --- } m_{\text{Na}}$$

$$m_{\text{Na}} = 2,3 \text{ g}$$

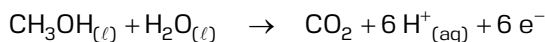
**08. A**

Teremos:



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

$$\Delta E = 1,23 - 0,02 = 1,21 \text{ V}$$



$$32 \text{ g --- } 6 \text{ mols e}^-$$

$$32 \text{ g --- } 6 \times 96500 \text{ C}$$

$$Q = 6 \times 96500 \text{ C} = 579000 \text{ C}$$

**09. C**

De acordo com a definição de corrente elétrica,

$$\text{temos: } i = \frac{Q}{\Delta t}, \text{ em que } 10 \text{ A} = 10 \text{ C/s.}$$

Cálculo da carga fornecida pela bateria:

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

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

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

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

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

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

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

Cálculo do número de mols de chumbo formado:

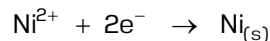
$$1 \text{ mol de Pb --- } 2 \text{ mols de elétrons}$$

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

$$n = 0,0093 \text{ mol de Pb.}$$

**10. D**

Teremos:



$$2 \text{ mols e}^- \text{ --- } 58,7 \text{ g}$$

$$2 \times 96500 \text{ C --- } 58,7 \text{ g}$$

$$Q \text{ --- } 5,87 \text{ g}$$

$$Q = 19300 \text{ C}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow 19300 \text{ C} = i \times 1000$$

$$i = 19,30 \text{ A}$$

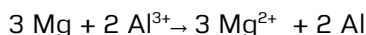
**AULA 29****01. E (REPETIDA)**

O zinco é o único dos metais apresentados que possui potencial de redução (-0,76 V) menor que o do ferro (-0,44 V). Assim, o zinco oxida-se no lugar do ferro, agindo como um metal de sacrifício em um processo de galvanização.

**02. D**

O metal mais indicado é o de maior potencial de oxidação (ou menor potencial de redução), ou seja, o magnésio.

A equação química é dada por:

**03. A****04. B**

A alternativa correta é a letra "B", pois, durante o banho de ouro em anel de prata imerso em uma solução de nitrato áurico ( $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ ), ocorrerá a redução dos íons  $\text{Au}^{3+}$  no cátodo e a oxidação da água no ânodo.

**05. E**

A alternativa correta é a letra "E", pois reduzir as perdas de reativos químicos é a melhor forma de se evitar o lançamento de grandes volumes de efluentes descartados nas águas após a realização de diversos processos de galvanoplastia.

**06. B****07. A**

Na douração da peça metálica, deve-se utilizar uma solução concentrada do sal de ouro, visto que os íons  $\text{Au}^{3+}$  não são oriundos do ânodo.

**08. E**

- No polo negativo (II) haverá redução de cátions  $\text{Ag}^+$  e deposição de prata metálica sobre o cobre. No polo positivo, haverá oxidação da prata metálica e o amperímetro é usado para regular a corrente elétrica.

**09. A**

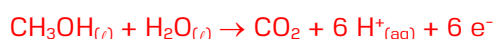
O Polo negativo da bateria(cátodo) é onde ocorre a redução do cobre sobre a moeda

**10. D**

- I. Correto. A tinta ou revestimento atua como um passivador impedindo que o ar úmido entre em contato com o ferro protegendo-o da oxidação
- II. Correto. Como o zinco é mais ativo, ele oxidará no lugar do ferro sendo útil como um eletrodo de sacrifício oxidando no lugar do outro.
- III. Falso. Colocar o ferro em contato com um metal menos ativo vai acelerar a velocidade de oxidação do ferro.

**AULA 30****01. A (REPETIDA)**

Teremos:



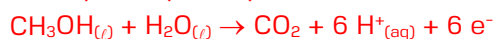
(oxidação; eletrodo negativo, ânodo)



(redução; eletrodo positivo: cátodo)

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

$$\Delta E = 1,23 - 0,02 = 1,21 \text{ V}$$



$$32 \text{ g} \text{ ————— } 6 \text{ mols e}^-$$

$$32 \text{ g} \text{ ————— } 6 \times 96 500 \text{ C}$$

$$Q = 6 \times 96 500 \text{ C} = 579 000 \text{ C}$$

**02. E (REPETIDA)**

Para o cálculo do potencial de pilha, podemos proceder da seguinte forma:

$$E_{\text{pilha}} = E_{\text{oxidação}} + E_{\text{redução}}$$

Se o zinco constitui o ânodo, temos:  $E_{\text{oxidação}} = +0,76 \text{ V}$ A prata constitui o cátodo. Assim:  $E_{\text{redução}} = +0,20 \text{ V}$ Portanto,  $E_{\text{pilha}} = +0,96 \text{ V}$ **03. C (REPETIDA)**

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.

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

$$Q \text{ ————— } 1 800 \text{ s}$$

$$Q = 18 000 \text{ C}$$

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

$$96 500 \text{ C} \text{ ————— } 1 \text{ mol de elétrons}$$

$$18 000 \text{ C} \text{ ————— } n$$

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

Cálculo do número de mols de chumbo formado:

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

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

$$n = 0,0093 \text{ mol de Pb.}$$

**04. E**

O metal crômio (Cr) reage com solução aquosa contendo ferro (II), formando cátions crômio (III) em solução e ferro metálico.

Conclusão: O potencial de redução do ferro II é maior do que o do crômio III.

Ferro metálico (Fe) reage com solução contendo cátions níquel (II), formando níquel metálico (Ni) e cátions ferro (II).

Conclusão: O potencial de redução do ferro II é menor do que o do níquel II.

O metal cobre (Cu) não reage com solução contendo íons níquel (II).

Conclusão: O potencial de redução dos íons níquel II é menor do que o do cobre II.

$\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}_{(s)}$	-0,74 V
$\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}_{(s)}$	-0,44 V
$\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}_{(s)}$	-0,25 V
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}_{(s)}$	+0,34 V

$$-0,74 \text{ V} < -0,44 \text{ V} < -0,25 \text{ V} < +0,34 \text{ V}$$

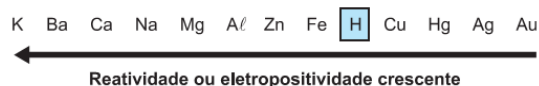
**05. E**

O metal de sacrifício necessário para proteger o alumínio deve ter potencial de redução menor do que o do alumínio. A partir da tabela conclui-se que esse metal é o magnésio (-2,38 V).

**06. A**De acordo com as equações fornecidas, percebemos por  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + \text{Fe}_{(s)} \rightarrow$  **não ocorre reação**, que o ferro é menos reativo do que o alumínio.Analisando  $\text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{Ag}_{(s)} \rightarrow$  **não ocorre reação**, percebemos que a prata é menos reativa que o ferro.A partir de  $2 \text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2 \text{Ag}_{(s)}$  e  $3 \text{Fe}(\text{SO}_4)_{(aq)} + 2 \text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 3 \text{Fe}_{(s)}$ , concluímos que o alumínio é mais reativo que o ferro.

Conclusão: O alumínio é mais reativo que o ferro e ambos são mais reativos que a prata.

Podemos confirmar a conclusão utilizando a fila de reatividade:



O alumínio é mais reativo que o ferro e ambos são mais reativos que a prata.

**07. D**[A] Falsa. Na espécie  $\text{Cu}_2\text{O}$ , o cobre apresenta número de oxidação +1, enquanto  $\text{CuO}$  apresenta número de oxidação +2.

[B] Falsa. Os metais, de maneira geral, são bons condutores elétricos e térmicos.

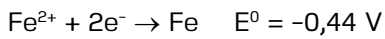
[C] Falsa. O termo "isóbaro" somente é aplicado a átomos de elementos químicos de mesma massa.

[D] Verdadeira.

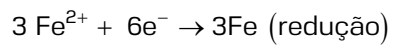
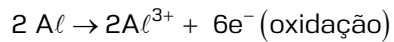
[E] Falsa. Um metal de sacrifício deverá apresentar potencial de redução menor em relação ao metal que será protegido.

**08. B**

Teremos:



Como o potencial de redução do ferro é maior (-0,44 > -1,66), vem:

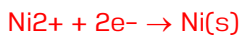


$$\Delta E = E_{\text{maior}} - E_{\text{menor}}$$

$$\Delta E = -0,44 - (-1,66) = 1,22 \text{ V}$$

**09. D (REPETIDA)**

Temos:



$$2 \text{ mol } e^- \text{ --- } 58,7 \text{ g}$$

$$2 \times 96\,500 \text{ C --- } 58,7 \text{ g}$$

$$Q \text{ --- } 58,7 \text{ g}$$

$$Q = 19\,300 \text{ C}$$

$$Q = i \times t \Rightarrow 19\,300 \text{ C} = i \times 1\,000$$

$$i = 19,30 \text{ A}$$

**10. B (REPETIDA)**

Na eletrólise, teremos:



$$Q = i \times t = 5 \times 1\,930 = 9\,650 \text{ C}$$

$$2 \text{ mole}^- \text{ --- } 2 \times 96\,500 \text{ C}$$



$$1 \text{ mol } Cl_2 \text{ --- } 2 \times 96\,500 \text{ C}$$

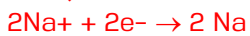
$$n Cl_2 \text{ --- } 9\,650 \text{ C}$$

$$n Cl_2 = 0,05 \text{ mol}$$

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

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

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



$$2 \times 96\,500 \text{ C --- } 2 \times 23 \text{ g}$$

$$9\,650 \text{ C --- } m_{Na}$$

$$m_{Na} = 2,3 \text{ g}$$