

**RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS**  
**AULA 10 – TURMA FMJ**

01. Item D

A reação que ocorre é  $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Ni} = 58,7\text{g/mol}$ , temos que:

$$i (\text{A}) = 5,87\text{g Ni (s)} \times \frac{2 \times 96500 \text{ C}}{1 \times 58,7\text{g Ni (s)}} \times \frac{1}{1000 \text{ s}} = \mathbf{19,3 \text{ A}}$$

02. Item C

A reação que ocorre é  $\text{Al}^{3+} (\text{l}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Al} = 27\text{g/mol}$ , temos que:

$$Q (\text{C}) = 21,6\text{g Al (s)} \times \frac{3 \times 96500 \text{ C}}{1 \times 27\text{g Al (s)}} = \mathbf{231.600 \text{ C}}$$

03. Item D

A reação que ocorre é  $\text{Ag}^{+} (\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Ag} = 108\text{g/mol}$ , temos que:

$$M (\text{g}) = 4825\text{C} \times \frac{1 \times 108\text{g Ag (s)}}{96500 \text{ C}} = \mathbf{5,4\text{g Ag (s)}}$$

04. Item C

A reação que ocorre é  $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Ni} = 58,7\text{g/mol}$ , temos que:

$$M (\text{g}) = 50 \times 10^{-3} \text{ A} \times 193\text{s} \times \frac{1 \times 58,7\text{g Ni (s)}}{2 \times 96500 \text{ C}} = \mathbf{2,94 \text{ mg Ni (s)}}$$

05. Item A

A reação que ocorre é  $\text{Al}^{3+} (\text{l}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Al} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Al} = 27\text{g/mol}$ , temos que:

$$M (\text{g}) = 3600\text{F} \times \frac{1 \times 27\text{g Al (s)}}{3 \text{ F}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = \mathbf{32,4 \text{ kg Al (s)}}$$

06. Item C

Para um cubo de 1cm de aresta, cada face sua tem  $1\text{cm}^2$ . Como são 6 faces, sua área total é de  $6\text{cm}^2$ . Fazendo-se depositar uma camada de  $5 \times 10^{-4} \text{ cm}$  de espessura, o volume total da prata depositada é de  $6 \times 5 \times 10^{-4} \text{ cm}^3$ , ou seja,  $3 \times 10^{-3} \text{ cm}^3$ .

A reação que ocorre é  $\text{Ag}^{+} (\text{aq}) + \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Ag} = 108\text{g/mol}$ , temos que:

$$T (\text{s}) = 3 \times 10^{-3} \text{ cm}^3 \text{ Ag (s)} \times \frac{10,5 \text{ g Ag (s)}}{1 \text{ cm}^3 \text{ Ag (s)}} \times \frac{1 \times 10^5 \text{ C}}{1 \times 108\text{g Ag (s)}} \times \frac{1}{1 \text{ A}} = \mathbf{29,2 \text{ s}}$$

07. Item D

A reação que ocorre é  $\text{Zn}^{+2} (\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Zn} (\text{s})$ . Sabendo-se que  $\text{Zn} = 65\text{g/mol}$ , temos que:

$$M (\text{g}) = 1930\text{C} \times \frac{1 \times 65\text{g Zn (s)}}{2 \times 96500\text{C}} = \mathbf{0,65\text{g Zn (S)}}$$

08. Item A

Reação do ânodo (oxidação)  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-}$

Reação do cátodo (redução)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}$

09. Item B

$$254\text{g Cu (s)} \times \frac{2 \text{ mol elétrons}}{1 \times 63,5\text{g Cu (s)}} = \mathbf{8 \text{ mol elétrons}}$$

---

10. Item C

A reação que ocorre é  $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Ni (s)}$ . Sabendo-se que  $\text{Ni} = 58,7\text{g/mol}$ , temos que:

$$295\text{g Ni (s)} \times \frac{2 \text{ F}}{58,7\text{g Ni (s)}} = \mathbf{10 \text{ F}}$$

---

11. Item C

Notamos na reação apresentada que há oxidação do ferro. Logo, este elemento passa por uma corrosão e assim sua massa diminuirá na barra ao longo do tempo.

---

12. Item A

O eletrodo de sacrifício deverá sofrer oxidação. Assim, apresentará maior potencial de oxidação e logicamente o menor potencial de redução. Então, para proteger o ferro, podemos usar como ânodo de sacrifício o metal magnésio, apenas.

---

13. Item A

Haverá inversão do menor potencial (zinco). Assim, o zinco sofrerá oxidação e será constituinte do ânodo, enquanto que o potencial global será  $(0,763+0,344)$  igual a  $+ 1,107\text{V}$ . O pólo positivo da pilha é aquele que recebe elétrons (redução), portanto configurando-se como cátodo.

---

14. Item B

Invertendo-se a equação do níquel, o potencial global poderá ser encontrado como  $0,25V + 0,80V$ , chegando ao valor resultante de  $+ 1,05V$ .

---

15. Item D

$$0,46 = E^{\circ}_{\text{OXI}}(\text{Cu}) + E^{\circ}_{\text{RED}}(\text{Ag})$$

$$0,46 = - E^{\circ}_{\text{RED}}(\text{Cu}) + E^{\circ}_{\text{RED}}(\text{Ag})$$

$$0,46 = - 0,34 + E^{\circ}_{\text{RED}}(\text{Ag})$$

$$E^{\circ}_{\text{RED}}(\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

---

16. Item E

O metal a ser depositado sofre redução e assim deverá apresentar maior poder de redução do que o zinco. Logo, atendem a esta condição os metais prata e cobre, apenas.

---

17. Item C

É necessário inverter o potencial de redução do propano e assim o potencial global será encontrado como  $- 0,14V + 1,23V$ , resultando no valor de  $+ 1,09V$ .

---

18. Item E

De acordo com os potenciais apresentados, será necessário inverter o processo do estanho, que neste caso passará a sofrer oxidação e portanto será configurado como ânodo da pilha.

19. Item A

A substância HgO está apresentada como um receptor de elétrons e assim sofre uma redução, portanto funciona como cátodo da pilha.

---

20. Item D

Será invertido o processo sofrido pelo alumínio. Assim, o alumínio sofre oxidação e mandará elétrons para o cobalto, sendo este portanto o fluxo de elétrons. O reagente oxidante será identificado como sendo o íon  $\text{Co}^{2+}$ , enquanto que a redução (deposição) deste íon cobalto fará sua solução ficar menos concentrada.