

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 29 – TURMA ANUAL

01. Item [C]

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.

$$\begin{array}{l} 10 \text{ C} \text{ ----- } 1 \text{ s} \\ Q \text{ ----- } 1800 \text{ s} \end{array}$$

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

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

$$\begin{array}{l} 96500 \text{ C} \text{ ----- } 1 \text{ mol de elétrons} \\ 18000 \text{ C} \text{ ----- } n \end{array}$$

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

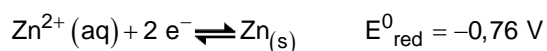
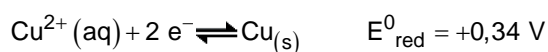
Cálculo do número de mols de chumbo formado:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de Pb} \text{ ----- } 2 \text{ mol de elétrons} \\ x \text{ ----- } 0,187 \text{ mol} \end{array}$$

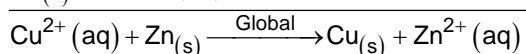
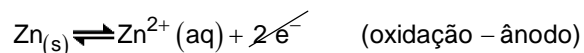
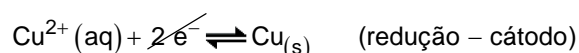
$$n = 0,093 \text{ mol de Pb.}$$

02. Item [E]

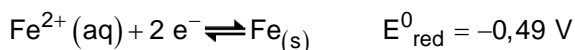
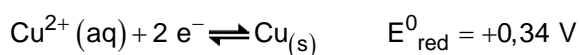
A pilha que apresenta a maior diferença de potencial (d.d.p) é a de zinco e cobre, e o ânodo é o zinco:



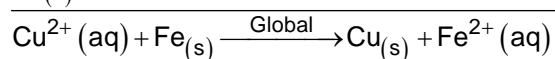
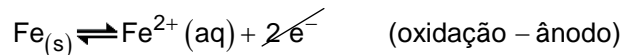
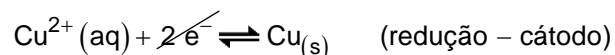
$$\Delta E = +0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$



A pilha que gera a maior quantidade de carga na corrosão de 1,00 g do ânodo é a de ferro e cobre, cujo ânodo é o ferro:



$$\Delta E = +0,34 - (-0,49) = 0,83 \text{ V}$$



$$55,8 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ mol e}^{-}$$

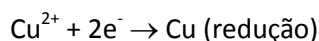
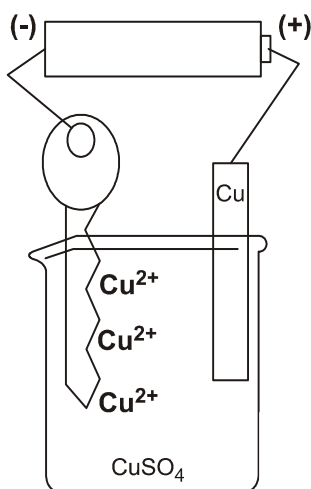
$$55,8 \text{ g} \text{ ————— } 2 \text{ F}$$

$$1,00 \text{ g} \text{ ————— } Q$$

$$Q = 0,0358 \text{ F}$$

03. Item [A]

Observa-se que a chave fica amarela por causa da redução dos íons $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.



04. Item [D]

Teremos:

(V) Durante o processo eletrolítico demonstrado na figura, o cobre se oxida e se reduz.

(F) No processo eletrolítico uma reação química produz energia elétrica.

(V) As reações químicas que ocorrem na célula eletrolítica não são espontâneas.

(V) No cátodo referente ao processo eletrolítico demonstrado na figura ocorre a semirreação: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0$.

05. Item E

O item I está errado, pois o Al_2O_3 será dissociado em íons para que estes possam ser eletrolisados.

06. Item C

A reação de deposição da prata ocorre como na equação $\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} (\text{s})$.

A carga que atravessa a solução é dada pela área da figura (trapézio), como mostrado abaixo:

$$Q = \frac{(6,00 + 3,65) \times 100}{2} = 4825 \text{ C}$$

Para saber a massa de Ag (108g/mol) depositada basta fazer:

$$m (\text{g Ag}) = 4825 \text{ C} \times \frac{108 \text{ g Ag (s)}}{96500 \text{ C}} = \mathbf{5,40 \text{ g Ag (s)}}$$

07. Item E

I – Sendo a chapa quadrada de 2cm de lado, sua área é de 4 cm^2 . Para niquelar os dois lados da mesma teremos uma área de 8 cm^2 .

II – A reação que ocorre na eletrólise é $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$.

III – Cálculo da espessura do metal depositado.

$$e (\text{cm}) = 10\text{A} \times 2895\text{s} \times \frac{59\text{g Ni (s)}}{2 \times 96500\text{C}} \times \frac{1\text{cm}^3}{8,85\text{g Ni (s)}} \times \frac{1}{8 \text{ cm}^2} = \mathbf{0,125 \text{ cm}}$$

08. Item E

I – Sendo a área de cada face como 9 cm^2 , a área total do cubo (6 faces) é de 54 cm^2 . Para aplicar uma camada de níquel de 0,01 cm, o volume aplicado desse elemento é de $0,54 \text{ cm}^3$.

II – A reação que ocorre na eletrólise é $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni} (\text{s})$.

III – Cálculo do tempo em minutos para depositar o metal.

$$t \text{ (min)} = 0,54 \text{ cm}^3 \times \frac{9 \text{ g Ni (s)}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{2 \times 96500 \text{ A x s}}{59 \text{ g Ni (s)}} \times \frac{1}{9,65 \text{ A}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \mathbf{27,46 \text{ min}}$$

A resposta é condizente com os valores relatados no item E.

09. Item B

I – A reação que ocorre na eletrólise é $\text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu (s)}$.

II – Cálculo da corrente elétrica sobre o metal depositado.

$$i \text{ (A)} = \frac{2 \times 96500 \text{ A x s}}{63,5 \text{ g Cu}} \times 329 \times 10^{-3} \text{ g Cu} \times \frac{1}{5 \times 3600 \text{ s}} = \mathbf{0,056 \text{ A}}$$

10. Item C

I – A reação que ocorre na eletrólise é $\text{Ni}^{2+} \text{ (aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni (s)}$.

II – Cálculo da carga para depositar o metal.

$$Q = 295 \text{ g Ni} \times \frac{2 \text{ F}}{59 \text{ g Ni}} = \mathbf{10 \text{ F}}$$