

# Gabarito: Células Eletroquímicas

Daniel Sahadi, Renan Romariz, e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química

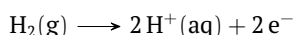


## Problemas

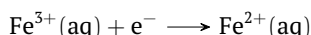
### PROBLEMA 1. D

2K01

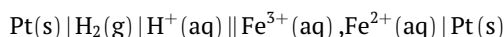
1. **Verdadeiro.** Como o hidrogênio é anodo, ele sofre oxidação, ou seja, a reação é a seguinte:



Como o ferro é o catodo, ele sofre redução, ou seja, a reação é a seguinte:

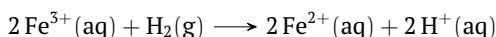


Além disso é dito que platina é usada como condutor em ambos os eletrodos, então ela aparece na extremidade da notação de cada eletrodo. Agora que já determinamos os reagentes e os produtos, basta escrever a notação:



De fato essa é a notação correta da célula.

2. **Falso.** Para determinar a reação global da célula, basta somar as reações de modo a cortar o número de elétrons, nesse caso, multiplique a primeira por 1 e a segunda por 2 e some, ficamos com:



3. **Verdadeiro.** Para células galvânicas o polo negativo diz respeito ao anodo (basta pensar no fluxo natural de elétrons que saem de uma região negativa (-) e vão espontaneamente para uma região positiva (+))
4. **Verdadeiro.** Para células galvânicas o polo positivo diz respeito ao catodo (basta pensar no fluxo natural de elétrons que saem de uma região negativa (-) e vão espontaneamente para uma região positiva (+))

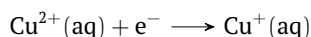
### PROBLEMA 2. C

2K02

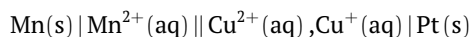
1. **Verdadeiro.** Como o manganês é anodo, ele sofre oxidação, ou seja, a reação é a seguinte:



Como o cobre é o catodo, ele sofre redução, ou seja, a reação é a seguinte:

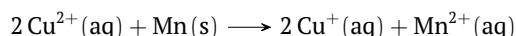


Além disso é dito que platina é usada no catodo, então ela aparece na extremidade da notação do catodo. Agora que já determinamos os reagentes e os produtos, basta escrever a notação:



De fato essa é a notação correta da célula.

2. **Falso.** Para determinar a reação global da célula, basta somar as reações de modo a cortar o número de elétrons, nesse caso, multiplique a primeira por 1 e a segunda por 2 e some, ficamos com:

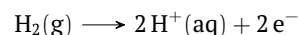


3. **Falso.** Para células galvânicas o polo positivo diz respeito ao catodo(basta pensar no fluxo natural de elétrons que saem de uma região negativa(-) e vão espontaneamente para uma região positiva(+))
4. **Falso.** Para células galvânicas o polo negativo diz respeito ao anodo(basta pensar no fluxo natural de elétrons que saem de uma região negativa(-) e vão espontaneamente para uma região positiva(+))

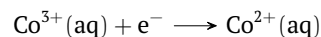
### PROBLEMA 3. D

2K03

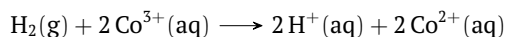
1. **Verdadeiro.** Como o potencial é positivo a célula, lida da forma que está escrita é espontânea, usando os conhecimentos prévios de notação sabemos que a reação no anodo será:



A reação no catodo será:



Portanto a reação global será:



Dado o que foi discutido anteriormente, sabemos que essa reação é espontânea

2. **Verdadeiro.** A energia livre se relaciona com o potencial da célula da seguinte forma:

$$\Delta G = -nFE^\circ$$

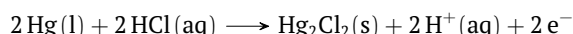
Perceba que como o potencial é positivo, a energia livre será negativa devido ao sinal de menos.

3. **Falso.** O gás hidrogênio é **oxidado** no anodo
4. **Verdadeiro.** No catodo ocorre a **redução**

### PROBLEMA 4. D

2K04

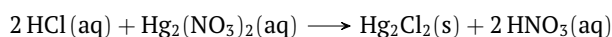
1. **Verdadeiro.** Como o potencial é positivo a célula, lida da forma que está escrita é espontânea, usando os conhecimentos prévios de notação sabemos que a reação no anodo será:



A reação no catodo será:



Portanto a reação global será:



Dado o que foi discutido anteriormente, sabemos que essa reação é espontânea

2. Verdadeiro.
3. Verdadeiro.
4. Falso. Quando analisamos a reação global, nela não ocorre nenhuma oxidação ou redução dos íons presentes.

**PROBLEMA 5. E** 2K05

A partir da análise da reação é possível perceber que dois elétrons são trocados (perceba que o nox de 1 cádmio vai de 0 para 2+) Cálculo da energia livre a partir do potencial:

$$\Delta G = -nFE^\circ$$

$$\Delta G = -(2)(96\,500\text{ Cmol}^{-1})(1,25\text{ JC}^{-1})$$

$$\Delta G = -241,25\text{ kJ}$$

**PROBLEMA 6. E** 2K06

A partir da análise da reação é possível perceber que dois elétrons são trocados (perceba que o nox de 1 zinco vai de 0 para 2+) Cálculo da energia livre a partir do potencial:

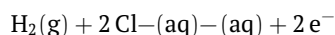
$$\Delta G = -nFE^\circ$$

$$\Delta G = -(2)(96\,500\text{ Cmol}^{-1})(1,6\text{ JC}^{-1})$$

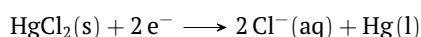
$$\Delta G = -308,8\text{ kJ}$$

**PROBLEMA 7. D** 2K07

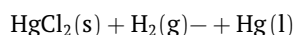
A reação que ocorre no anodo é a seguinte:



A reação que ocorre no catodo é a seguinte:



A reação global será:



Pelas semirreações é possível ver que  $n=2$  (temos 2 elétrons trocados) Vamos relacionar a entropia e o potencial padrão a partir da energia livre, sabemos que:

$$\Delta G = -nFE^\circ$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Para dois valores de potencial, podemos escrever:

$$\begin{aligned} \Delta G_1 &= -nFE_1^\circ & \Delta G_2 &= -nFE_2^\circ \\ \Delta G_1 &= \Delta H - T_1\Delta S & \Delta G_2 &= \Delta H - T_2\Delta S \end{aligned}$$

Fazendo a diferença entre os  $\Delta G$ :

$$\Delta G_1 - \Delta G_2 = -nF(E_1^\circ - E_2^\circ) = -\Delta S(T_1 - T_2)$$

Substituindo os valores dados no enunciado:

$$-(2)(96\,500\text{ Cmol}^{-1})(0,27 - 0,267\text{ JC}^{-1}) = -\Delta S(293 - 303\text{ K})$$

$$\Delta S = -57,9\text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

**PROBLEMA 8. D** 2K08

Continuando a partir do que foi feito na questão anterior, basta substituir o valor da entropia achada em um das equações para calcular a entalpia, portanto temos:

$$-nFE_1^\circ = \Delta H - T_1\Delta S$$

$$-(2)(96\,500\text{ Cmol}^{-1})(0,267\text{ JC}^{-1}) = \Delta H - (303\text{ K})(-57,9\text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1})$$

$$\Delta H = -69\text{ kJmol}^{-1}$$

**PROBLEMA 9. C** 2K09

OBS: não bate com o gabarito A ordem crescente de tendência a reagir no catodo é a seguinte:

Grupo 1

Analisando os cátions apresentados, percebemos que aqueles que tem uma tendência maior de reagir no lugar do  $\text{H}^+$  são o  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$

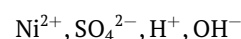
**PROBLEMA 10. C** 2K10

OBS: não bate com o gabarito Queremos soluções em que a água seja oxidada no anodo, ou seja, o anodo deve ser constituído de um metal que tem uma tendência a oxidação **menor** que a da água (no caso menor que a do  $\text{OH}^-$  que é o íon candidato a ser oxidado)

Os metais que satisfazem essas condições são os metais nobres, portanto apenas a platina e o ouro satisfazem o problema.

**PROBLEMA 11. D** 2K11

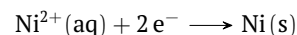
Análise dos íons em solução:



Análise da tendência a reagir no catodo:

Grupo 1

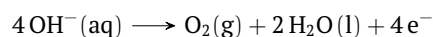
Portanto a reação no catodo será:



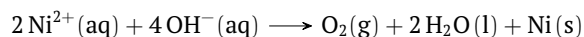
Análise da tendência a reagir no anodo:



Portanto a reação no anodo será:



Portanto a reação global será:



Como estamos falando de uma eletrólise, o polo positivo será o anodo.

A partir dessa análise geral, podemos concluir que as afirmativas 1, 3 e 4 estão corretas.

**PROBLEMA 12. D**

2K12

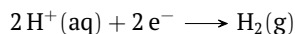
Análise dos íons em solução:



Análise da tendência a reagir no catodo:

Grupo 1

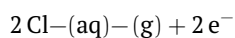
Portanto a reação no catodo será:



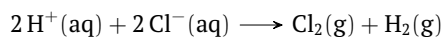
Análise da tendência a reagir no anodo:



Portanto a reação no anodo será:



Portanto a reação global será:

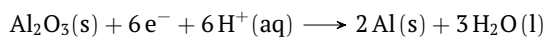


Caso fosse feita a eletrólise do sal fundido(ou seja, tendo apenas  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  em solução) é claro que quem vai reagir no catodo vai ser o sódio, gerando sódio metálico. A partir dessa análise geral, podemos concluir que as afirmativas 2, 3 e 4 estão corretas.

**PROBLEMA 13. A**

2K13

A semirreação de redução do alumínio é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{6} = \frac{n_{\text{Al}}}{2}$$

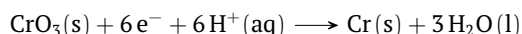
$$\frac{4,5}{6} = \frac{n_{\text{Al}}}{2}$$

$$n_{\text{Al}} = 1,5 \text{ mol}$$

**PROBLEMA 14. D**

2K14

A semirreação de redução do cromo é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{6} = \frac{n_{\text{Cr}}}{1}$$

$$\frac{12}{6} = \frac{n_{\text{Cr}}}{1}$$

$$n_{\text{Cr}} = 2 \text{ mol}$$

**PROBLEMA 15. E**

2K15

Cálculo da carga total fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (7,3 \text{ Cs}^{-1})(2,11 \cdot 3600 \text{ s})$$

$$Q = 55450,8 \text{ C}$$

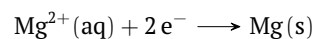
Cálculo do número de mols de elétrons:

$$n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F}$$

$$n_{\text{e}^-} = \frac{55450,8 \text{ C}}{96500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{\text{e}^-} = 0,575 \text{ mol}$$

A semirreação de redução do magnésio é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{n_{\text{Mg}}}{1}$$

$$\frac{0,575}{2} = n_{\text{Mg}}$$

$$n_{\text{Mg}} = 0,2875 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de magnésio:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,2875 \text{ mol})(24 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m = 6,9 \text{ g}$$

**PROBLEMA 16. C**

2K16

Cálculo da carga total fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (6,2 \text{ Cs}^{-1})(6 \cdot 3600 \text{ s})$$

$$Q = 133920 \text{ C}$$

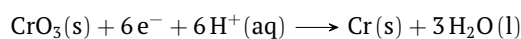
Cálculo do número de mols de elétrons:

$$n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F}$$

$$n_{\text{e}^-} = \frac{133920 \text{ C}}{96500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{\text{e}^-} = 1,39 \text{ mol}$$

A semirreação de redução do óxido de cromo(VI) é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{6} = \frac{n_{\text{Cr}}}{1}$$

$$\frac{1,39}{6} = n_{\text{Cr}}$$

$$n_{\text{Cr}} = 0,2315 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de cromo:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,2315 \text{ mol})(52 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m = 12,038 \text{ g}$$

### PROBLEMA 17. B

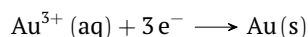
2K17

Cálculo do número de mols de ouro produzido:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{67 \text{ mg}}{197 \text{ g mol}^{-1}} = 0,34 \text{ mmol}$$

A reação de redução do ouro é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^{-}}}{3} = \frac{n_{\text{Au}}}{1}$$

$$\frac{n_{\text{e}^{-}}}{3} = \frac{0,34 \text{ mmol}}{1}$$

$$n_{\text{e}^{-}} = 1,02 \text{ mmol}$$

Cálculo da carga contida nesses elétrons:

$$Q = n \cdot F$$

$$Q = (1,02 \text{ mmol})(96\,500 \text{ C mol}^{-1})$$

$$Q = 98\,430 \text{ mC}$$

Cálculo do tempo necessário a partir da corrente:

$$Q = i \cdot t$$

$$98\,430 \text{ mC} = (54 \text{ mC s}^{-1})t$$

$$t = 1822,8 \text{ s} = 30,38 \text{ min}$$

### PROBLEMA 18. D

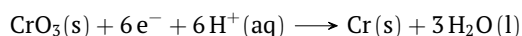
2K18

Cálculo do número de mols de cromo produzido:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{8,2 \text{ g}}{52 \text{ g mol}^{-1}} = 0,158 \text{ mol}$$

A reação de redução do cromo(VI) é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^{-}}}{6} = \frac{n_{\text{Cr}}}{1}$$

$$\frac{n_{\text{e}^{-}}}{6} = \frac{0,158 \text{ mmol}}{1}$$

$$n_{\text{e}^{-}} = 0,948 \text{ mol}$$

Cálculo da carga contida nesses elétrons:

$$Q = n \cdot F$$

$$Q = (0,948 \text{ mol})(96\,500 \text{ C mol}^{-1})$$

$$Q = 91\,482 \text{ C}$$

Cálculo do tempo necessário a partir da corrente:

$$Q = i \cdot t$$

$$91\,482 \text{ C} = (1,1 \text{ Cs}^{-1})t$$

$$t = 83\,165,45 \text{ s} = 23,1 \text{ h}$$

### PROBLEMA 19. A

2K19

Cálculo da carga fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (324 \text{ mC s}^{-1})(15 \cdot 3600 \text{ s})$$

$$Q = 17\,496 \text{ C}$$

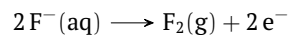
Cálculo do número de mols de elétrons fornecidos:

$$n = \frac{Q}{F}$$

$$n = \frac{17\,496 \text{ C}}{96\,500 \text{ C mol}^{-1}}$$

$$n_{\text{e}^{-}} = 0,18 \text{ mol}$$

A reação de oxidação do flúor é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^{-}}}{2} = \frac{n_{\text{F}_2}}{1}$$

$$\frac{0,18 \text{ mol}}{2} = \frac{n_{\text{F}_2}}{1}$$

$$n_{\text{F}_2} = 0,09 \text{ mol}$$

Cálculo do volume de gás flúor produzido:

$$PV = nRT$$

$$(1 \text{ atm})(V) = (0,09 \text{ mol})(0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}})(298 \text{ K})$$

$$V = 2,2 \text{ L}$$

**PROBLEMA 20. C**

2K20

Cálculo da carga fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (2,5 \text{ Cs}^{-1})(45 \cdot 60 \text{ s})$$

$$Q = 6750 \text{ C}$$

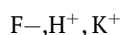
Cálculo do número de mols de elétrons fornecidos:

$$n = \frac{Q}{F}$$

$$n = \frac{6750 \text{ C}}{96\,500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{e^-} = 0,07 \text{ mol}$$

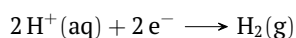
Análise dos íons em solução:



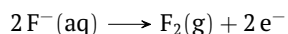
Análise da tendência a reagir no catodo:

Grupo 1

Portanto a reação no catodo será:



Como só temos um ânion, a reação no anodo será:



Pela estequiometria das reações:

$$\frac{n_{e^-}}{2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{1} = \frac{n_{\text{F}_2}}{1}$$

$$\frac{0,07 \text{ mol}}{2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{1} = \frac{n_{\text{F}_2}}{1}$$

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{F}_2} = 0,035 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols total de gás:

$$n_{(\text{g})} = n_{\text{H}_2} + n_{\text{F}_2}$$

$$n_{(\text{g})} = 0,035 + 0,035 = 0,07 \text{ mol}$$

Cálculo do volume de gás a partir do volume molar nas CNTP (22,4 L/mol)

$$V = n \cdot V_{\text{molar}}$$

$$V = (0,07 \text{ mol})(22,4 \text{ Lmol}^{-1})$$

$$V = 1,568 \text{ L}$$

**PROBLEMA 21. B**

2K21

Cálculo do número de mols de rutênio:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{31 \text{ mg}}{101 \text{ gmol}^{-1}} = 0,31 \text{ mmol}$$

Cálculo da carga fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (120 \text{ mCs}^{-1})(500 \text{ s})$$

$$Q = 60\,000 \text{ mC}$$

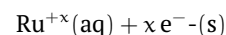
Cálculo do número de mols de elétrons fornecidos:

$$n = \frac{Q}{F}$$

$$n = \frac{60\,000 \text{ mC}}{96\,500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{e^-} = 0,62 \text{ mmol}$$

Supondo que a fórmula empírica seja  $\text{RuCl}_x$ , concluímos que o nox do rutênio será +x, portanto sua reação de redução será da seguinte forma:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{e^-}}{x} = \frac{n_{\text{Ru}}}{1}$$

$$\frac{0,62 \text{ mmol}}{x} = \frac{0,31 \text{ mmol}}{1}$$

$$x = 2$$

Portanto a fórmula empírica será:



**PROBLEMA 22. B**

2K22

Cálculo do número de mols de manganês:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{4,9 \text{ g}}{55 \text{ gmol}^{-1}} = 0,09 \text{ mol}$$

Cálculo da carga fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (350 \text{ mCs}^{-1})(13,7 \cdot 3600 \text{ s})$$

$$Q = 17\,262 \text{ C}$$

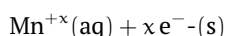
Cálculo do número de mols de elétrons fornecidos:

$$n = \frac{Q}{F}$$

$$n = \frac{17\,262 \text{ C}}{96\,500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{e^-} = 0,180 \text{ mol}$$

Supondo que a fórmula empírica seja  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_x$ , concluímos que o  $\text{nox}$  do manganês será  $+x$ , portanto sua reação de redução será da seguinte forma:



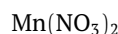
Pela estequiometria:

$$\frac{n_{e^-}}{x} = \frac{n_{\text{Mn}}}{1}$$

$$\frac{0,18 \text{ mmol}}{x} = \frac{0,09 \text{ mmol}}{1}$$

$$x = 2$$

Portanto a fórmula empírica será:



### PROBLEMA 23. B

2K23

Cálculo da carga fornecida:

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = (3,5 \text{ Cs}^{-1})(395 \text{ s})$$

$$Q = 1382,5 \text{ C}$$

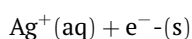
Cálculo do número de mols de elétrons fornecidos:

$$n = \frac{Q}{F}$$

$$n = \frac{1382,5 \text{ C}}{96\,500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{e^-} = 0,0143 \text{ mol}$$

A reação de redução da prata é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{e^-}}{1} = \frac{n_{\text{Ag}}}{1}$$

$$n_{\text{Ag}} = 0,0143 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de prata:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,0143 \text{ mol})(108 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m = 1,544 \text{ g}$$

Cálculo da fração mássica de prata

$$f_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{m_{\text{total}}}$$

$$f_{\text{Ag}} = \frac{1,544 \text{ g}}{2,69 \text{ g}}$$

$$f_{\text{Ag}} = 0,574 \text{ g}$$

Comparando com a fração mássica de prata dos outros sais:

$$f_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{m_{\text{sal}}}$$

Aplicando essa relação para cada sal, chegamos em:

$$f_{\text{Ag}}(\text{AgCl}) = 0,75$$

$$f_{\text{Ag}}(\text{AgBr}) = 0,574$$

$$f_{\text{Ag}}(\text{AgNO}_3) = 0,635$$

$$f_{\text{Ag}}(\text{AgClO}_4) = 0,52$$

$$f_{\text{Ag}}(\text{Ag}_2\text{SO}_4) = 0,69$$

Vemos que o sal que mais se aproxima é o AgBr

### PROBLEMA 24. E

2K24

Cálculo da carga fornecida (lembrando que só 80% de fato vai para o coulômetro):

$$Q = i \cdot t$$

$$Q = 0,8 \cdot (10^{-3} \text{ Cs}^{-1})(31 \cdot 24 \cdot 3600 \text{ s})$$

$$Q = 2142,72 \text{ C}$$

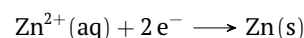
Cálculo do número de mols de elétrons fornecidos:

$$n = \frac{Q}{F}$$

$$n = \frac{2142,72 \text{ C}}{96\,500 \text{ Cmol}^{-1}}$$

$$n_{e^-} = 0,022 \text{ mol}$$

A semirreação de redução do zinco é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{e^-}}{2} = \frac{n_{\text{Zn}}}{1}$$

$$\frac{0,022 \text{ mol}}{2} = \frac{n_{\text{Zn}}}{1}$$

$$n_{\text{Zn}} = 0,011 \text{ mol} = 11 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de zinco:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (11 \text{ mmol})(65,4 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m = 719,4 \text{ g}$$

**PROBLEMA 25. B**

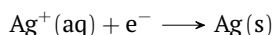
2K25

Como as células estão em série, a corrente que passou em uma é igual a que passou na outra, ou seja, podemos dizer algo ainda melhor, podemos usar essa linha de raciocínio para falar que o número de elétrons fornecidos a uma célula é igual ao número de elétrons fornecido à outra célula. Cálculo do número de mols de prata:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{1,5 \text{ g}}{108 \text{ g mol}^{-1}} = 0,014 \text{ mol}$$

A semirreação de redução da prata é a seguinte:

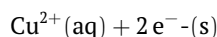


Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{1} = \frac{n_{\text{Ag}}}{1}$$

$$n_{\text{e}^-} = 0,014 \text{ mol}$$

Pelo argumento inicial, vamos falar que esse é o número de elétrons que foi fornecido para a segunda célula. A semirreação de redução do cobre(II) é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}}}{1}$$

$$\frac{0,014 \text{ mol}}{2} = \frac{n_{\text{Cu}}}{1}$$

$$n_{\text{Cu}} = 0,007 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de cobre:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,007 \text{ mol})(63,5 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m = 0,4445 \text{ g}$$

**PROBLEMA 26. E**

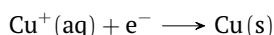
2K26

Como as células estão em série, a corrente que passou em uma é igual a que passou na outra, ou seja, podemos dizer algo ainda melhor, podemos usar essa linha de raciocínio para falar que o número de elétrons fornecidos a uma célula é igual ao número de elétrons fornecido às outras célula. Cálculo do número de mols de cobre:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{6,1 \text{ g}}{63,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,096 \text{ mol}$$

A semirreação de redução do cobre(I) é a seguinte:

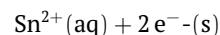


Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{1} = \frac{n_{\text{Cu}}}{1}$$

$$n_{\text{e}^-} = 0,096 \text{ mol}$$

Pelo argumento inicial, vamos falar que esse é o número de elétrons que foi fornecido para a segunda célula e para a terceira célula. A semirreação de redução do estanho(II) é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{n_{\text{Sn}}}{1}$$

$$\frac{0,096 \text{ mol}}{2} = \frac{n_{\text{Sn}}}{1}$$

$$n_{\text{Sn}} = 0,048 \text{ mol}$$

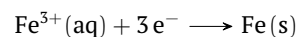
Cálculo da massa de estanho:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,048 \text{ mol})(118,7 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m_{\text{Sn}} = 5,7 \text{ g}$$

A semirreação de redução do ferro(III) é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{e}^-}}{3} = \frac{n_{\text{Fe}}}{1}$$

$$\frac{0,096 \text{ mol}}{3} = \frac{n_{\text{Fe}}}{1}$$

$$n_{\text{Fe}} = 0,032 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de ferro:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,032 \text{ mol})(56 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m_{\text{Fe}} = 1,8 \text{ g}$$

Cálculo da massa total de metal:

$$m_{\text{total}} = m_{\text{Cu}} + m_{\text{Sn}} + m_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{total}} = 6,1 + 5,7 + 1,8$$

$$m_{\text{total}} = 13,6 \text{ g}$$