

Gabarito: Precipitação

Renan Romariz e Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensi, Coordenação de Química



Problemas

PROBLEMA 1. C

3E05

Um eletrólito é uma substância que conduz eletricidade mediante a migração de íons, portanto basta identificar se temos um composto iônico ou molecular.

1. NaOH é um composto **iônico solúvel** gera os íons Na^+ e OH^- , logo temos um eletrólito
2. Br_2 é um composto **molecular**, não gera íons, portanto não é um eletrólito
3. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ é um composto **molecular**, não gera íons, portanto não é um eletrólito
4. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ é um composto **iônico solúvel**, gera os íons Pb^{2+} e NO_3^- , logo temos um eletrólito.

PROBLEMA 2. D

3E06

Um eletrólito é uma substância que conduz eletricidade mediante a migração de íons, portanto basta identificar se temos um composto iônico ou molecular

1. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ é um composto **molecular**, não gera íons, portanto não é um eletrólito
2. BaCl_2 é um composto **iônico solúvel** gera os íons Ba^{2+} e Cl^- , logo temos um eletrólito
3. KF é um composto **iônico solúvel** gera os íons K^+ e F^- , logo temos um eletrólito
4. H_2SO_4 é um composto **iônico solúvel** gera os íons H^+ e SO_4^{2-} , logo temos um eletrólito

PROBLEMA 3. D

3E01

Uma solução tem neutralidade de cargas, ou seja a soma das cargas positivas é igual a das negativas, podemos traduzir isso na seguinte equação:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

Onde q é a carga do íon e n é o número de mols, nesse caso caso iremos trocar o número de mols pela concentração pois todos os íons estão sujeitos ao mesmo volume então o volume corta. Fazendo o balanço de carga:

$$1 \cdot (c_{\text{Na}^+}) + 3 \cdot (c_{\text{Fe}^{3+}}) = 1 \cdot (c_{\text{Cl}^-}) + 2 \cdot (c_{\text{SO}_4^{2-}})$$

$$1 \cdot 0,3 + 3 \cdot (c_{\text{Fe}^{3+}}) = 1 \cdot 0,28 + 2 \cdot 0,1$$

$$c_{\text{Fe}^{3+}} = 0,06 \text{ molL}^{-1} = 60 \text{ mmolL}^{-1}$$

PROBLEMA 4. B

3E02

Uma solução tem neutralidade de cargas, ou seja a soma das cargas positivas é igual a das negativas, podemos traduzir isso na seguinte equação:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

Onde q é a carga do íon e n é o número de mols, nesse caso caso iremos trocar o número de mols pela concentração pois todos os íons estão sujeitos ao mesmo volume então o volume corta. Fazendo o balanço de carga:

$$2 \cdot (c_{\text{Ca}^{2+}}) + 1 \cdot (c_{\text{Ag}^+}) = 1 \cdot (c_{\text{Br}^-}) + 3 \cdot (c_{\text{PO}_4^{3-}})$$

$$2 \cdot 0,1 + 1 \cdot (c_{\text{Ag}^+}) = 1 \cdot 0,3 + 3 \cdot 0,06$$

$$c_{\text{Ag}^{3+}} = 0,28 \text{ molL}^{-1}$$

PROBLEMA 5. C

3E21

1. **Correta.** KCl dissocia gerando 1 M de K^+ e 1 M de Cl^- , enquanto Na_2SO_4 gera pela estequiometria 2 M de Na^+ e 1 M de SO_4^{2-} , como a primeira solução gera uma menor concentração de íons, sua condutividade é **menor**.
2. **Incorreta.** MgCl_2 dissocia gerando pela estequiometria 1 M de Mg^{2+} e 2 M de Cl^- , enquanto NaNO_3 gera 1 M de Na^+ e 1 M de NO_3^- , como a primeira solução gera uma maior concentração de íons, sua condutividade é **maior**.
3. **Correta.** Ambas as soluções estão saturadas, então comparamos suas solubilidades, como AgCl é insolúvel, sua solubilidade é menor que a do NaCl que é solúvel, portanto a concentração de íons na solução saturada de AgCl é bem menor, portanto sua condutividade será **menor**.
4. **Incorreta.** A substância líquida é carga pura, portanto sua condutividade elétrica será **maior** do que na solução aquosa em que haverá uma concentração associada à quantidade dissolvida.

PROBLEMA 6. C

3E22

1. **Correta.** NaOH dissocia gerando 1 M de Na^+ e 1 M de OH^- , enquanto $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ gera pela estequiometria 3 M de NH_4^+ e 1 M de PO_4^{3-} , como a primeira solução gera uma menor concentração de íons, sua condutividade é **menor**.
2. **Correta.** FeCl_2 dissocia gerando pela estequiometria 1 M de Fe^{2+} e 2 M de Cl^- , enquanto $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ gera 1 M de Al^{3+} e 3 M de NO_3^- , como a primeira solução gera uma menor concentração de íons, sua condutividade é **menor**.
3. **Incorreta.** Ambas as soluções estão saturadas, então comparamos suas solubilidades, BaSO_4 é insolúvel, então sua solubilidade é menor que a do MgSO_4 que é solúvel, portanto a concentração de íons na solução saturada de MgSO_4 é maior, portanto sua condutividade será **maior**.

4. **Incorreta.** A substância líquida é carga pura, portanto sua condutividade elétrica será **maior** do que na solução aquosa em que haverá uma concentração associada à quantidade dissolvida.

PROBLEMA 7. B

3E03

Cálculo das concentrações de cada íon com base na estequiometria do composto (Na_2SO_4)

$$\frac{c_{\text{Na}^+}}{2} = \frac{c_{\text{SO}_4^{2-}}}{1} = \frac{c_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{1}$$

Portanto:

$$c_{\text{Na}^+} = 0,02 \text{ molL}^{-1} = 0,02 \text{ M}$$

$$c_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,01 \text{ molL}^{-1} = 0,01 \text{ M}$$

Cálculo da condutividade a partir das condutividades dos íons:

$$\kappa = \sum \lambda c$$

$$\kappa = \lambda(\text{Na}^+)(c_{\text{Na}^+}) + \lambda(\text{SO}_4^{2-})(c_{\text{SO}_4^{2-}})$$

$$\kappa = (5 \text{ Sm}^{-1}\text{M}^{-1})(0,02 \text{ M}) + (16 \text{ Sm}^{-1}\text{M}^{-1})(0,01 \text{ M})$$

$$\kappa = 0,26 \text{ Sm}^{-1}$$

PROBLEMA 8. E

3E04

Cálculo da condutividade molar da solução:

$$\Lambda_m^\circ = \lambda^+ + \lambda^-$$

$$\Lambda_m^\circ = 6,2 + 7,6 = 13,8 \text{ Sm}^{-1}\text{M}^{-1}$$

Cálculo da molaridade da solução a partir da condutividade:

$$\kappa = \Lambda_m^\circ \cdot c$$

$$0,21 \text{ mSm}^{-1} = (13,8 \text{ Sm}^{-1}\text{M}^{-1} - 1 \text{ M}^{-1}) \cdot c$$

$$c = 0,015 \text{ mmolL}^{-1}$$

Cálculo da solubilidade em mg/L:

$$s_{\text{AgCl}} = c \cdot M_{\text{AgCl}}$$

$$s = (0,015 \text{ mmolL}^{-1}) \cdot (143,5 \text{ g mol}^{-1})$$

$$s = 2,1525 \text{ mgL}^{-1}$$

PROBLEMA 9. D

3E07

1. **Solúvel.** Composto formado por elementos do grupo 1 da tabela periódica são solúveis
2. **Insolúvel.** Cloretos são solúveis, exceto os formados por Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
3. **Insolúvel.** Sulfetos são insolúveis exceto grupo 1 e 2 e NH_4^+
4. **Insolúvel.** Sulfatos são solúveis exceto Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} e Ag^+

PROBLEMA 10. C

3E08

1. **Solúvel.** Nitratos são solúveis
2. **Solúvel.** Acetatos são solúveis
3. **Insolúvel.** Hidróxidos são insolúveis, exceto todo o grupo e 1 e NH_4^+
4. **Insolúvel.** Brometos são solúveis, exceto os formados por Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}

PROBLEMA 11. D

3E09

1. Após a mistura, os íons em solução serão: Fe^{3+} , Na^+ , OH^- , SO_4^{2-} . Analisando pela tabela 2, vemos que os íons Fe^{3+} e OH^- **formam precipitado**
2. Após a mistura, os íons em solução serão: Ag^+ , K^+ , CO_3^{2-} , NO_3^- . Analisando pela tabela 2, vemos que os íons Ag^+ e CO_3^{2-} **formam precipitado**
3. Após a mistura, os íons em solução serão: Pb^{2+} , Na^+ , NO_3^- , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$. Analisando pela tabela 2, vemos que nenhuma combinação de íons forma precipitado, então a mistura das soluções **não forma precipitado**
4. Após a mistura, os íons em solução serão: Ba^{2+} , K^+ , Cl^- , SO_4^{2-} . Analisando pela tabela 2, vemos que os íons Ba^{2+} e SO_4^{2-} **formam precipitado**

PROBLEMA 12. C

3E10

1. Após a mistura, os íons em solução serão: Ca^{2+} , Na^+ , NO_3^- , CO_3^{2-} . Analisando pela tabela 2, vemos que os íons Ca^{2+} e CO_3^{2-} **formam precipitado**
2. Após a mistura, os íons em solução serão: Ni^{2+} , Cu^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} . Analisando pela tabela 2, vemos que nenhuma combinação de íons forma precipitado, então a mistura das soluções **não forma precipitado**
3. Após a mistura, os íons em solução serão: Ba^{2+} , Na^+ , Cl^- , PO_4^{3-} . Analisando pela tabela 2, vemos que os íons Ba^{2+} e PO_4^{3-} **formam precipitado**
4. Após a mistura, os íons em solução serão: Na^+ , K^+ , Cl^- , S^{2-} . Analisando pela tabela 2, vemos que nenhuma combinação de íons forma precipitado, então a mistura das soluções **não forma precipitado**

PROBLEMA 13. C

3E11

A partir da análise dos íons em solução (Ag^+ , Na^+ , NO_3^- , Cl^-), vemos que o precipitado formado será AgCl portanto, a reação será a seguinte:



Cálculo do número de mols de AgCl a partir da massa de precipitado:

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

$$n = \frac{0,43 \text{ g}}{143,5 \text{ g mol}^{-1}} = 3 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de NaCl : Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{NaCl}}}{1} = \frac{n_{\text{AgCl}}}{1}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 3 \text{ mmol}$$

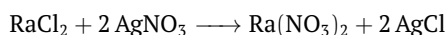
Cálculo da concentração da solução de cloreto de sódio:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c = \frac{3 \text{ mmol}}{10 \text{ mL}} = 0,3 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 14. C 3E12

A partir da análise dos íons em solução (Ag^+ , Ra^{2+} , NO_3^- , Cl^-), vemos que o precipitado formado será AgCl portanto, a reação será a seguinte:



Cálculo do número de mols de AgCl a partir da massa de precipitado:

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

$$n = \frac{86 \text{ mg}}{143,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,6 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de RaCl_2 : Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{RaCl}_2}}{1} = \frac{n_{\text{AgCl}}}{2}$$

$$n_{\text{RaCl}_2} = 0,3 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa molar de cloreto de rádio

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

$$M_{\text{RaCl}_2} = \frac{90 \text{ mg}}{0,3 \text{ mmol}} = 300 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo da massa molar de rádio:

$$M_{\text{RaCl}_2} = M_{\text{Ra}} + 2 \cdot M_{\text{Cl}}$$

$$300 = M_{\text{Ra}} + 71$$

$$M_{\text{Ra}} = 229 \text{ g mol}^{-1}$$

PROBLEMA 15. C 3E13

A partir da análise dos íons em solução (Ag^+ , Na^+ , NO_3^- , I^-), vemos que o precipitado formado será AgI portanto, a reação será a seguinte:



Cálculo do número de mols de AgI a partir da massa de precipitado:

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

$$n = \frac{1,76 \text{ g}}{235 \text{ g mol}^{-1}} = 7,5 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de AgNO_3 : Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{AgNO}_3}}{1} = \frac{n_{\text{AgI}}}{1}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 7,5 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração da solução de nitrato de prata:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c = \frac{7,5 \text{ mmol}}{50 \text{ mL}} = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 16. E 3E14

A partir da análise dos íons em solução (Ag^+ , K^+ , NO_3^- , CrO_4^{2-}), vemos que o precipitado formado será Ag_2CrO_4 portanto, a reação será a seguinte:



Cálculo do número de mols de K_2CrO_4 :

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{K}_2\text{CrO}_4} = (4,2 \text{ mol L}^{-1}) \cdot 30 \text{ mL} = 126 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de precipitado: Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{1} = \frac{n_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}}{1}$$

$$n_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4} = 126 \text{ mmol} = 0,126 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de precipitado:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,126 \text{ mol})(332 \text{ g mol}^{-1}) = 41,832 \text{ g}$$

PROBLEMA 17. D 3E15

A partir da análise dos íons em solução (Ag^+ , K^+ , NO_3^- , CrO_4^{2-}), vemos que o precipitado formado será Ag_2CrO_4 portanto, a reação será a seguinte:



Cálculo do número de mols de K_2CrO_4 :

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{K}_2\text{CrO}_4} = (1 \text{ mol L}^{-1}) \cdot 10 \text{ mL} = 10 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de AgNO_3 : Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{K}_2\text{CrO}_4}}{1} = \frac{n_{\text{AgNO}_3}}{2}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 20 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração da solução de AgNO_3 :

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c = \frac{20 \text{ mmol}}{50 \text{ mL}} = 0,4 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 18. E 3E16

No enunciado é dito que o SiO_2 é retirado por filtração, então você conclui que Bi_2O_3 é pelo menos ligeiramente solúvel, então ele não será precipitado. A partir da análise dos íons em solução (Bi^{3+} , Na^+ , O^{2-} , PO_4^{3-}), vemos que o precipitado formado será o BiPO_4 , portanto a reação será a seguinte:



Cálculo do número de mols de fosfato de sódio:

$$n = c \cdot V$$

$$n = (0,08 \text{ mol L}^{-1}) \cdot 20 \text{ mL} = 1,6 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de Bi_2O_3 na alíquota: Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{Bi}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{Na}_3\text{PO}_4}}{2}$$

$$n_{\text{Bi}_2\text{O}_3, \text{aliquota}} = 0,8 \text{ mmol}$$

Esse é o número de mols na alíquota de 100 ml, vamos calcular o número de mols na solução original de 500 ml usando que a concentração é a mesma em ambas as soluções:

$$C_{\text{solução}} = C_{\text{aliquota}}$$

$$\frac{n_{\text{Bi}_2\text{O}_3, \text{solução}}}{500 \text{ ml}} = \frac{n_{\text{Bi}_2\text{O}_3, \text{aliquota}}}{100 \text{ ml}}$$

$$n_{\text{Bi}_2\text{O}_3, \text{solução}} = 4 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de eulitita a partir da estequiometria do composto (1 mol de eulitita possui 2 mol de Bi_2O_3):

$$\frac{n_{\text{eulitita}}}{1} = \frac{n_{\text{Bi}_2\text{O}_3}}{2}$$

$$n_{\text{eulitita}} = 2 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de eulitita:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (2 \text{ mmol})(1,112 \text{ kg mol}^{-1}) = 2,224 \text{ g}$$

Cálculo da pureza de eulitita:

$$\text{pureza} = \frac{m_{\text{eulitita}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\text{pureza} = \frac{2,224 \text{ g}}{3 \text{ g}} = 75 \%$$

PROBLEMA 19. D

3E33

Cálculo do número de mols de óxido de ferro:

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

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,6 \text{ g}}{160 \text{ g mol}^{-1}} = 0,01 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de ferro pela estequiometria do composto:

$$\frac{n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{Fe}}}{2}$$

$$n_{\text{Fe}} = 0,02 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de ferro:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,02 \text{ mol}) \cdot (56 \text{ g mol}^{-1}) = 1,12 \text{ g}$$

Como em nenhum desses processos houve alteração na massa do ferro, podemos falar que a massa de ferro inicial é igual a final. Cálculo da fração mássica de ferro no minério:

$$\%_{m, \text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m, \text{Fe}} = \frac{1,12 \text{ g}}{2,2 \text{ g}} = 50,9 \%$$

PROBLEMA 20. D

3E34

Cálculo do número de mols de óxido de alumínio:

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

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{1,02 \text{ g}}{102 \text{ g mol}^{-1}} = 0,01 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de alumínio pela estequiometria do composto:

$$\frac{n_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{1} = \frac{n_{\text{Al}}}{2}$$

$$n_{\text{Al}} = 0,02 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de alumínio:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,02 \text{ mol}) \cdot (27 \text{ g mol}^{-1}) = 0,54 \text{ g}$$

Cálculo da fração mássica de alumínio no composto:

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

$$f_{\text{Al}} = \frac{0,54}{6,06} = 0,089$$

Cálculo da massa molar do composto

$$M = \frac{2M_{\text{Al}}}{f_{\text{Al}}} = \frac{54 \text{ g mol}^{-1}}{0,089} = 606 \text{ g mol}^{-1}$$

Referente ao composto da alternativa D.

PROBLEMA 21. C

3E35

No primeiro experimento a reação de precipitação é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{CrO}_4^{2-}}}{1} = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{2}$$

$$\frac{(0,5 \text{ mol L}^{-1}) \cdot (25 \text{ mL})}{1} = \frac{n_{\text{Ag}^+}}{2}$$

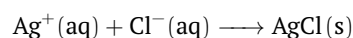
$$n_{\text{Ag}^+} = 25 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração de cátions prata na solução de nitrato de prata 15 mL:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = \frac{25 \text{ mmol}}{15 \text{ mmol}} = \frac{5}{3} \text{ mol L}^{-1}$$

No segundo experimento, a reação de precipitação é a seguinte:



Pela estequiometria:

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

$$\frac{(\frac{5}{3} \text{ mol.L}^{-1})(45 \text{ mL})}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{1}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 75 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto(NaCl):

$$n_{\text{NaCl}} = n_{\text{Cl}^-} = 75 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de NaCl na amostra:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (75 \text{ mmol})(58,5 \text{ g mol}^{-1})$$

$$m = 4,3875 \text{ g}$$

Cálculo da pureza de NaCl na amostra:

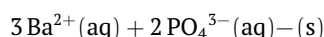
$$\text{pureza} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\text{pureza} = \frac{4,3875}{5} = 87,75\%$$

PROBLEMA 22. A

3E36

No segundo experimento a reação de precipitação é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{PO}_4^{3-}}}{2} = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{3}$$

$$\frac{(1 \text{ mol L}^{-1}) \cdot (5 \text{ mL})}{2} = \frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{3}$$

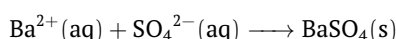
$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 7,5 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração de cátions bário na solução de cloreto de bário 15 mL:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Ba}^{2+}} = \frac{7,5 \text{ mmol}}{15 \text{ mmol}} = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$$

No primeiro, a reação de precipitação é a seguinte:



Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{1} = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{1}$$

$$\frac{(0,5 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL})}{1} = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{1}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}} = 10 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto(Na₂SO₄):

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = n_{\text{SO}_4^{2-}} = 10 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração da solução de sulfato de sódio

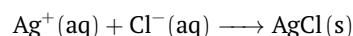
$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{10 \text{ mmol}}{100 \text{ mL}} = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 23. C

3E37

No segundo experimento a reação de precipitação é a seguinte:



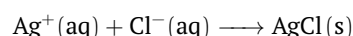
Pela estequiometria:

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

$$\frac{(c_{\text{Ag}^+})(30 \text{ mL})}{1} = \frac{(3 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL})}{1}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = 1 \text{ mol L}^{-1}$$

No primeiro experimento a reação de precipitação será a seguinte:



Pela estequiometria:

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

$$\frac{(1 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL})}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{1}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 0,01 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de DDT usando a estequiometria do composto:

$$\frac{n_{\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{5}$$

$$n_{\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5} = 0,002 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de DDT:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,002 \text{ mol})(354,5 \text{ g mol}^{-1}) = 0,709 \text{ g}$$

Cálculo da fração mássica de DDT:

$$\%_{\text{m,DDT}} = \frac{m_{\text{DDT}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{\text{m,DDT}} = \frac{0,709 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 70,9\%$$

PROBLEMA 24. E

3E38

No primeiro experimento a reação de precipitação é a seguinte:



Cálculo da massa de sulfato de sódio:

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \text{pureza} \cdot m_{\text{total}}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,946 \cdot 1,5 = 1,419 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de sulfato de sódio:

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

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{1,419 \text{ g}}{142 \text{ g mol}^{-1}} = 0,01 \text{ mol}$$

Pela estequiometria:

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = n_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,01 \text{ mol}$$

Esse é o número de mols na solução de 1 L vamos calcular o número de mols na alíquota de 100 ml usando que a concentração é a mesma em ambas as soluções:

$$c_{\text{solução}} = c_{\text{alíquota}}$$

$$\frac{n_{\text{SO}_4^{2-}, \text{solução}}}{1000 \text{ ml}} = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}, \text{alíquota}}}{100 \text{ ml}}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}, \text{alíquota}} = 1 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de cátion bário: Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{Ba}^{2+}}}{1} = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}, \text{alíquota}}}{1}$$

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 1 \text{ mmol}$$

Cálculo da concentração de cátion bário na solução de cloreto de bário:

$$c = \frac{n}{V}$$

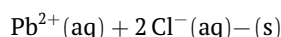
$$c_{\text{Ba}^{2+}} = \frac{1 \text{ mmol}}{45 \text{ mL}} = \frac{1}{45} \text{ mol.L}^{-1}$$

Cálculo da concentração de ânion cloreto a partir da estequiometria do composto (BaCl_2):

$$\frac{c_{\text{Ba}^{2+}}}{1} = \frac{c_{\text{Cl}^-}}{2}$$

$$c_{\text{Cl}^-} = \frac{2}{45} \text{ mol.L}^{-1}$$

No segundo experimento a reação é a seguinte:



Cálculo da concentração de íons Pb^{2+} : Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{Pb}^{2+}}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{2}$$

$$\frac{c_{\text{Pb}^{2+}}(100 \text{ mL})}{1} = \frac{(\frac{2}{45} \text{ mol.L}^{-1})(9 \text{ mL})}{2}$$

$$c_{\text{Pb}^{2+}} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Cálculo da concentração da solução de acetato de chumbo a partir da estequiometria do composto ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$):

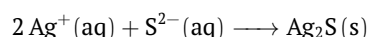
$$\frac{c_{\text{Pb}^{2+}}}{1} = \frac{c_{\text{Pb}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2}}{1}$$

$$c_{\text{Pb}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

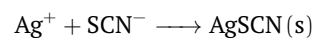
PROBLEMA 25. D

3E39

As reações de precipitação são as seguintes:



Na retrotitulação:



Veja que os 30 ml de prata são usados para precipitar tanto o tiosulfato quanto o sulfeto, podemos resolver direto através de um balanço de carga, partimos do conhecimento de que um precipitado tem carga neutra então quando olhamos para ele a soma das cargas positivas precisa ser igual a das negativas, então podemos escrever:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 2 \cdot n_{\text{S}^{2-}} + n_{\text{SCN}^-}$$

$$(0,02 \text{ mol.L}^{-1})(30 \text{ mL}) = 2 \cdot (c_{\text{S}^{2-}})(100 \text{ mL}) + (0,04 \text{ mol.L}^{-1})(6 \text{ mL})$$

$$c_{\text{S}^{2-}} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Cálculo da concentração de ácido sulfídrico a partir da estequiometria do composto (H_2S):

$$c_{\text{H}_2\text{S}} = c_{\text{S}^{2-}} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Para converter para ppm, podemos tomar uma base de cálculo, Base de cálculo: 1 L Cálculo da massa de água:

$$m = \rho \cdot V$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = (1 \text{ kg.L}^{-1})(1 \text{ L}) = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

Cálculo do número de mols de ácido sulfídrico:

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = (1,8 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1})(1 \text{ L}) = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Cálculo da massa de ácido sulfídrico:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (1,8 \times 10^{-3} \text{ mol})(34 \text{ g mol}^{-1}) = 0,0612 \text{ g}$$

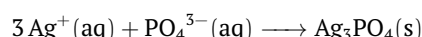
Cálculo da concentração em ppm:

$$\text{H}_2\text{S}_{(\text{m/m})} = \frac{0,0612 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = 6,12 \times 10^{-5} = 61,2 \text{ ppm}$$

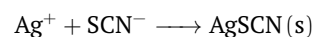
PROBLEMA 26. D

3E40

As reações de precipitação são as seguintes:



Na retrotitulação:



Veja que os 50 ml de prata são usados para precipitar tanto o tiosulfato quanto o fosfato, podemos resolver direto através de um balanço de carga, partimos do conhecimento de que um precipitado tem carga neutra então quando olhamos para ele a soma das

cargas positivas precisa ser igual a das negativas, então podemos escrever:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = 3 \cdot n_{\text{PO}_4^{3-}} + n_{\text{SCN}^-}$$

$$(0,08 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = 3 \cdot n_{\text{PO}_4^{3-}} + (0,2 \text{ mol L}^{-1})(5 \text{ mL})$$

$$n_{\text{PO}_4^{3-}} = 1 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto (PO_4^{3-}):

$$n_{\text{P}} = n_{\text{PO}_4^{3-}} = 1 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de fósforo:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (1 \text{ mmol})(31 \text{ g mol}^{-1}) = 31 \text{ mg}$$

Cálculo da fração mássica de fósforo no alimento vegetal:

$$\%_{\text{m,P}} = \frac{m_{\text{P}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{\text{m,P}} = \frac{31 \times 10^{-3} \text{ g}}{3,1 \text{ g}} = 0,10\%$$

PROBLEMA 27. D

3E49

- Correta.** Vamos comparar a fração mássica da água com a fração mássica perdida a 100 °C. Cálculo da massa molar de oxalato de cálcio monohidratado ($\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$):

$$M = 146 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo da fração mássica de água:

$$\%_{\text{m,H}_2\text{O}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{total}}} = \frac{18}{146} = 12,3\%$$

Analisando o gráfico, vemos que perdemos entre 10 a 12 % da fração mássica a 100 °C. Concluímos então que de fato foi a água que foi perdida, pois isso encaixa com sua fração mássica calculada.

- Correta.** Vamos comparar a fração mássica de CO e CO₂ com as frações mássicas perdidas a 500 °C e 700 °C: Cálculo da fração mássica de CO em relação ao oxalato de cálcio monohidratado:

$$\%_{\text{m,CO}} = \frac{M_{\text{CO}}}{M_{\text{total}}} = \frac{28}{146} = 19,2\%$$

$$\%_{\text{m,CO}_2} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{total}}} = \frac{44}{146} = 30,1\%$$

Após a eliminação da água, a fração mássica restante será de:

$$100\% - 12,3\% = 87,7\%$$

Então após liberar um CO a 500 °C a fração mássica restante esperada é de:

$$87,7\% - 19,2\% = 68,5\%$$

Analisando o gráfico a uma temperatura logo após a liberação de CO ou seja, na faixa entre 500 °C e 600 °C vemos que a fração mássica restante, bate com a fração mássica esperada,

então concluímos que de fato o CO foi perdido a 500 °C pois isso encaixa com sua fração mássica calculada. E após liberar CO₂ a 700 °C a fração mássica restante esperada é de:

$$68,5\% - 30,1\% = 38,4\%$$

Analisando o gráfico a uma temperatura logo após a liberação de CO₂ ou seja, na faixa entre 700 °C e 800 °C, vemos que a fração mássica restante bate com a fração mássica esperada, então concluímos que de fato o CO₂ foi perdido a 700 °C pois isso encaixa com sua fração mássica calculada.

- Correta.** Vamos comparar a massa de CaCO₃ com a massa total da amostra e ver se bate com a fração mássica restante a 580 °C (esse item sai direto a partir do resultado dos outros 2 anteriores, mas vamos resolver ele de forma geral pois nem sempre você terá uma resolução guiada pelos itens). Cálculo da fração mássica de CaCO₃ em relação ao oxalato de cálcio monohidratado:

$$\%_{\text{m,CaCO}_3} = \frac{M_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{total}}} = \frac{100}{146} = 68,5\%$$

Essa porcentagem bate com a fração mássica restante a 580 °C. Então concluímos que de fato esse será o produto restante na fase sólida. Vamos comparar a massa de CaO com a massa total da amostra e ver se bate com a fração mássica restante a 900 °C.

$$\%_{\text{m,CaO}} = \frac{M_{\text{CaO}}}{M_{\text{total}}} = \frac{56}{146} = 38,4\%$$

Essa porcentagem bate com a fração mássica restante a 900 °C. Então concluímos que de fato esse será o produto restante na fase sólida.

- Incorreta.** Ao final temos aproximadamente 40% de massa sólida restante, então temos que aproximadamente 60% da massa inicial foi perdida na forma de gases.

PROBLEMA 28. A

3E50

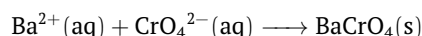
Na análise termogravimétrica de metais, temos que o produto final após o aquecimento será o óxido do metal, ou o metal puro caso seja um metal nobre, porém ao analisarmos o gráfico da questão vemos que após o aquecimento, **toda** a massa do composto é perdida na forma de gases, então basta encontrar nas opções uma substância que não seja formada por nenhum metal, isso encaixa com o item a CO(NH₂)₂ também conhecido como **ureia**.

Problemas cumulativos

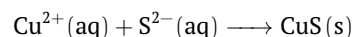
PROBLEMA 29

3E17

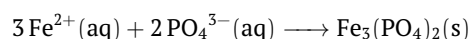
a. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será BaCrO₄, portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



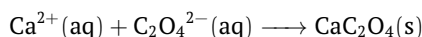
- Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será CuS, portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



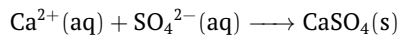
- Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será Fe₃(PO₄)₂, portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



- c. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será CaC_2O_4 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:

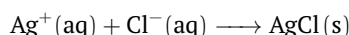


- d. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será CaSO_4 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:

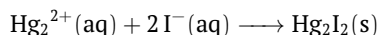
**PROBLEMA 30**

3E18

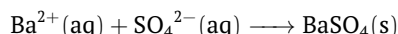
- a. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será AgCl , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



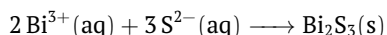
- b. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será Hg_2I_2 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



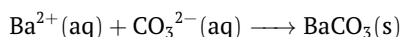
- c. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será BaSO_4 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



- d. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será Bi_2S_3 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



- e. Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será BaCO_3 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:

**PROBLEMA 31**

3E19

O truque é pegar um nitrato do cátion que você quer pois todos os nitratos são solúveis e pegar um composto que seja formado por algum metal do grupo 1 com o ânion que você deseja sintetizar pois todos os sais formados por elementos do grupo 1 são solúveis, seguindo essa lógica tomaremos os seguintes compostos iônicos solúveis para cada item:

- AgNO_3 e Na_2CrO_4
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2CO_3
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e Na_3PO_4

PROBLEMA 32

3E20

O truque é pegar um nitrato do cátion que você quer pois todos os nitratos são solúveis e pegar um composto que seja formado por algum metal do grupo 1 com o ânion que você deseja sintetizar pois todos os sais formados por elementos do grupo 1 são solúveis, seguindo essa lógica tomaremos os seguintes compostos iônicos solúveis para cada item:

- AgNO_3 e Na_2CO_3
- $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ e NaOH
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e Na_3PO_4

PROBLEMA 33

3E23

Cálculo da condutividade a partir da lei de Ohm:

$$R = \frac{L}{A\kappa}$$

$$10\,000\,\Omega = \frac{3,14\,\text{m}}{\pi(0,01\,\text{m})^2\kappa}$$

$$\kappa = 1\,\text{S m}^{-1}$$

Cálculo da condutividade molar:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c}$$

logo,

$$\Lambda_m = \frac{1\,\text{S m}^{-1}}{10 \times 10^{-3}\,\text{M}} = 100\,\text{S m}^{-1}\,\text{M}^{-1} = \boxed{1\,\text{kScm}^2\,\text{mol}^{-1}}$$

PROBLEMA 34

3E24

Tomando o ponto (1;1) do gráfico, vamos fazer nossos cálculos
Cálculo da condutividade a partir da lei de Ohm:

$$R = \frac{L}{A\kappa}$$

$$1\,\Omega = \frac{0,13 \times 10^{-2}\,\text{m}}{(e - 4\text{m}^2)\kappa}$$

$$\kappa = 13\,\text{S m}^{-1}$$

Cálculo da condutividade molar:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c}$$

$$\Lambda_m = \frac{13\,\text{S m}^{-1}}{1\,\text{M}} = \boxed{13\,\text{S m}^{-1}\,\text{M}^{-1}}$$

Tome o ponto (0,2 ; 5) e veja que a resposta será a mesma

PROBLEMA 35

3E25

Perceba que Na^+ é íon espectador então sua concentração não se altera. Fazendo o quadrinho de reação: Cálculo da condutividade molar

	$\text{AcOEt}(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{Ac}^-(\text{aq})$	$\text{EtOH}(\text{aq})$
início	0,5	0,5		0	0
reação	-x	-x		+x	+x
final	0,5 - x	0,5 - x		x	x

Cálculo de x a partir da condutividade da solução:

$$\kappa = \sum \lambda c$$

$$\kappa = \lambda(\text{Na}^+)c_{\text{Na}^+} + \lambda(\text{OH}^-)c_{\text{OH}^-} + \lambda(\text{Ac}^-)c_{\text{Ac}^-}$$

$$8,5 = 5 \cdot 0,5 + 20 \cdot (0,5 - x) + 4 \cdot 1 \cdot (x)$$

$$x = 0,25\,\text{mol L}^{-1}$$

Cálculo das concentrações de íon acetato e de acetato de etila:

$$c_{\text{Ac}^-} = x = \boxed{0,25\,\text{mol L}^{-1}}$$

PROBLEMA 36

3E26

Veja que potássio é um íon espectador então sua concentração não se altera. O enunciado nos dá a seguinte relação:

$$\lambda(\text{OH}^-) = \lambda(\text{I}^-) + 12$$

Após um tempo muito lento consideramos que a reação ocorreu totalmente. Fazendo o quadrinho para o caso de tempo muito longo:

	$\text{CH}_3\text{I}(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$	$\text{I}^-(\text{aq})$
início	1	2		0	0
reação	-1	-1		+1	+1
final	0	1		1	1

Relacionando a condutividade da solução com as condutividades iônicas:

$$\kappa = \sum \lambda c$$

$$\kappa = \lambda(\text{K}^+)c_{\text{K}^+} + \lambda(\text{OH}^-)c_{\text{OH}^-} + \lambda(\text{I}^-)c_{\text{I}^-}$$

$$42 = \lambda(\text{K}^+) \cdot 2 + \lambda(\text{OH}^-) \cdot 1 + \lambda(\text{I}^-) \cdot 1$$

Fazendo o quadrinho para o caso do instante mencionado:

	$\text{CH}_3\text{I}(\text{aq})$	$\text{OH}^-(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$	$\text{I}^-(\text{aq})$
início	1	2		0	0
reação	-x	-x		+x	+x
final	1-x	2-x		x	x

Relacionando a condutividade da solução com as condutividades iônicas:

$$\kappa = \sum \lambda c$$

$$\kappa = \lambda(\text{K}^+)c_{\text{K}^+} + \lambda(\text{OH}^-)c_{\text{OH}^-} + \lambda(\text{I}^-)c_{\text{I}^-}$$

$$46 = \lambda(\text{K}^+) \cdot 2 + \lambda(\text{OH}^-) \cdot (2-x) + \lambda(\text{I}^-) \cdot x$$

Subtraindo as duas equações para cortar a condutividade iônica do K^+ :

$$4 = \lambda(\text{OH}^-)(1-x) + \lambda(\text{I}^-)(x-1)$$

Usando a relação entre as condutividades dada no enunciado:

$$4 = (\lambda(\text{I}^-) + 12)(1-x) + \lambda(\text{I}^-)(x-1)$$

$$4 = 12(1-x)$$

$$x = 0,67 \text{ mol L}^{-1}$$

Cálculo das concentrações no instante pedido:

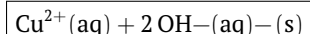
$$c_{\text{CH}_3\text{I}} = 1 - x = \boxed{0,33 \text{ mol L}^{-1}}$$

$$c_{\text{I}^-} = x = \boxed{0,67 \text{ mol L}^{-1}}$$

PROBLEMA 37

3E27

Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será $\text{Cu}(\text{OH})_2$, portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



Cálculo do número de mols de hidróxido de sódio:

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

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{2 \text{ g}}{40 \text{ g mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

Pela estequiometria do composto (NaOH):

$$n_{\text{Na}^+} = n_{\text{NaOH}} = n_{\text{OH}^-} = 0,05 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de nitrato de cobre:

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = (0,5 \text{ mol L}^{-1})(0,08 \text{ L}) = 0,04 \text{ mol}$$

Pela estequiometria do composto ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$):

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = n_{\text{Cu}^{2+}} = 0,04 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols reacional:

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{1} = 0,04 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = \frac{n_{\text{OH}^-}}{2} = 0,025 \text{ mol}$$

Como $n_{\text{OH}^-} < n_{\text{Cu}^{2+}}$ o íon OH^- será o limitante. Cálculo do número de mols de precipitado formado:

$$n_{\text{OH}^-} = \frac{n_{\text{Cu}(\text{OH})_2}}{1}$$

$$n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} = 0,025 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de precipitado formada:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,025 \text{ mol})(97,5 \text{ g mol}^{-1}) \approx \boxed{2,44 \text{ g}}$$

Sódio é íon espectador, então seu número de mols se mantém constante. Cálculo da concentração de cátion sódio:

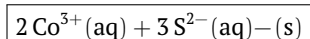
$$c_{\text{Na}^+} = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Na}^+} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,08 \text{ L}} = \boxed{0,625 \text{ mol L}^{-1}}$$

PROBLEMA 38

3E28

Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será Co_2S_3 , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



Cálculo do número de mols de sulfeto de sódio

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

$$n_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{3 \text{ g}}{78 \text{ g mol}^{-1}} = 0,0385 \text{ mol}$$

Pela estequiometria do composto(Na_2S):

$$\frac{n_{\text{Na}^+}}{2} = n_{\text{Na}_2\text{S}} = n_{\text{S}^{2-}} = 0,0385 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols de nitrato de cobalto(III):

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{Co}(\text{NO}_3)_3} = (0,62 \text{ mol L}^{-1})(0,065 \text{ L}) = 0,0403 \text{ mol}$$

Pela estequiometria do composto($\text{Co}(\text{NO}_3)_3$):

$$n_{\text{Co}(\text{NO}_3)_3} = n_{\text{Co}^{3+}} = 0,0403 \text{ mol}$$

Cálculo do número de mols reacional:

$$N_{\text{Co}^{3+}} = \frac{n_{\text{Co}^{3+}}}{2} = 0,02015 \text{ mol}$$

$$N_{\text{S}^{2-}} = \frac{n_{\text{S}^{2-}}}{3} = 0,0128 \text{ mol}$$

Como $N_{\text{S}^{2-}} < N_{\text{Co}^{3+}}$ o íon S^{2-} será o limitante: Cálculo do número de mols de precipitado formado:

$$N_{\text{S}^{2-}} = \frac{n_{\text{Co}_2\text{S}_3}}{1}$$

$$n_{\text{Co}_2\text{S}_3} = 0,0128 \text{ mol}$$

Cálculo da massa de precipitado formada:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,0128 \text{ mol})(214 \text{ g mol}^{-1}) \approx \boxed{2,74 \text{ g}}$$

Sódio é íon espectador, então seu número de mols se mantém constante. Cálculo da concentração de cátion sódio:

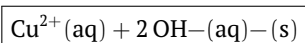
$$c_{\text{Na}^+} = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Na}^+} = \frac{2 \cdot 0,0385 \text{ mol}}{0,065 \text{ L}} = \boxed{1,185 \text{ mol L}^{-1}}$$

PROBLEMA 39

3E29

Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será $\text{Cu}(\text{OH})_2$, portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



Cálculo do número de mols de hidróxido de sódio:

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{NaOH}} = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(40 \text{ mL}) = 4 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto(NaOH):

$$n_{\text{Na}^+} = n_{\text{NaOH}} = n_{\text{OH}^{-}} = 4 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de nitrato de cobre:

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = (0,2 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) = 2 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$):

$$n_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = n_{\text{Cu}^{2+}} = 2 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols reacional:

$$N_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{1} = 2 \text{ mmol}$$

$$N_{\text{OH}^{-}} = \frac{n_{\text{OH}^{-}}}{2} = 2 \text{ mmol}$$

Como $N_{\text{OH}^{-}} = N_{\text{Cu}^{2+}}$ a reação ocorre estequiometricamente. Cálculo do número de mols de precipitado formado:

$$N_{\text{OH}^{-}} = \frac{n_{\text{Cu}(\text{OH})_2}}{1}$$

$$n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} = 2 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de precipitado formada:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (2 \text{ mmol})(97,5 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{195 \text{ mg}}$$

Sódio é íon espectador, então seu número de mols se mantém constante. Conservando o volume após a mistura das soluções:

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$V_f = 40 + 10 = 50 \text{ mL}$$

Cálculo da concentração de cátion sódio:

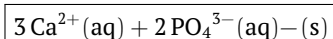
$$c_{\text{Na}^+} = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Na}^+} = \frac{4 \text{ mmol}}{50 \text{ mL}} = \boxed{0,08 \text{ mol L}^{-1}}$$

PROBLEMA 40

3E30

Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



Cálculo do número de mols de fosfato de amônio:

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

$$n_{(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = \frac{250 \text{ mg}}{149 \text{ g mol}^{-1}} = 1,68 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto($(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$):

$$\frac{n_{\text{NH}_4^+}}{3} = n_{(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} = n_{\text{PO}_4^{3-}} = 1,68 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de cloreto de cálcio

$$n = c \cdot V$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = (0,125 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL}) = 2,5 \text{ mmol}$$

Pela estequiometria do composto (CaCl_2):

$$\frac{n_{\text{Cl}^-}}{2} = n_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{Ca}^{2+}} = 2,5 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols reacional:

$$N_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{3} = 0,83 \text{ mmol}$$

$$N_{\text{PO}_4^{3-}} = \frac{n_{\text{PO}_4^{3-}}}{2} = 0,84 \text{ mmol}$$

Como $N_{\text{Ca}^{2+}} < N_{\text{PO}_4^{3-}}$ o íon Ca^{2+} será o limitante: Cálculo do número de mols de precipitado formado:

$$N_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{1}$$

$$n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 0,83 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de precipitado formada:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,83 \text{ mmol})(310 \text{ g mol}^{-1}) \approx \boxed{270 \text{ mg}}$$

Cloreto é íon espectador, então seu número de mols se mantém constante. Conservando o volume após a mistura de soluções:

$$V_f = V_1 + V_2$$

$$V_f = 20 + 20 = 40 \text{ mL}$$

Cálculo da concentração de cloreto:

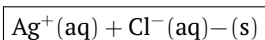
$$c_{\text{Cl}^-} = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Na}^+} = \frac{2 \cdot 2,5 \text{ mmol}}{40 \text{ mL}} = \boxed{0,125 \text{ mol L}^{-1}}$$

PROBLEMA 41

3E31

Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será AgCl , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



Cálculo do número de mols de cloreto de prata:

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

$$n = \frac{460 \text{ mg}}{143,5 \text{ g mol}^{-1}} = 3,2 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de cloreto: Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{Cl}^-}}{1} = \frac{n_{\text{AgCl}}}{1} = 3,2 \text{ mmol}$$

Na amostra inicial temos apenas NaCl e BaCl_2 que são compostos neutros, então podemos relacionar o número de mols de cátions com o de ânions a partir de um balanço de carga:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Na}^+} + 2 \cdot n_{\text{Ba}^{2+}} = n_{\text{Cl}^-}$$

$$n_{\text{Na}^+} + 2 \cdot n_{\text{Ba}^{2+}} = 3,2 \text{ mmol}$$

Relacionando as massas molares dos sais com a massa total da amostra:

$$M_{\text{NaCl}} \cdot n_{\text{NaCl}} + M_{\text{BaCl}_2} \cdot n_{\text{BaCl}_2} = m_{\text{total}}$$

Pela estequiometria dos compostos:

$$n_{\text{NaCl}} = n_{\text{Na}^+}$$

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = n_{\text{BaCl}_2}$$

Montando o sistema a partir das duas equações:

$$\begin{cases} n_{\text{Na}^+} + 2 \cdot n_{\text{Ba}^{2+}} = 3,2 \text{ mmol} \\ (58,5 \text{ g mol}^{-1}) \cdot n_{\text{Na}^+} + (208 \text{ g mol}^{-1}) \cdot n_{\text{Ba}^{2+}} = 240 \text{ mg} \end{cases}$$

$$n_{\text{NaCl}} = n_{\text{Na}^+} = 2,04 \text{ mmol}$$

Cálculo da fração de NaCl :

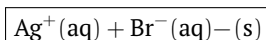
$$\%_{m,\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{m,\text{NaCl}} = \frac{(58,5 \text{ g mol}^{-1})(2,04 \text{ mmol})}{240 \text{ mg}} = \boxed{49,725\%}$$

PROBLEMA 42

3E32

Analisando os íons em solução vemos que o precipitado será AgBr , portanto a reação iônica irá incluir apenas os íons que o geram, ficamos então com:



Cálculo do número de mols de brometo de prata:

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

$$n = \frac{1500 \text{ mg}}{188 \text{ g mol}^{-1}} = 8 \text{ mmol}$$

Cálculo do número de mols de brometo: Pela estequiometria:

$$\frac{n_{\text{Br}^-}}{1} = \frac{n_{\text{AgBr}}}{1} = 8 \text{ mmol}$$

Na amostra inicial temos apenas NaBr e KBr que são compostos neutros, então podemos relacionar o número de mols de cátions com o de ânions a partir de um balanço de carga:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Na}^+} + n_{\text{K}^+} = n_{\text{Br}^-}$$

$$n_{\text{Na}^+} + n_{\text{K}^+} = 8 \text{ mmol}$$

Relacionando as massas molares dos sais com a massa total da amostra:

$$M_{\text{NaBr}} \cdot n_{\text{NaBr}} + M_{\text{KBr}} \cdot n_{\text{KBr}} = m_{\text{total}}$$

Pela estequiometria dos compostos:

$$n_{\text{NaBr}} = n_{\text{Na}^+}$$

$$n_{\text{KBr}} = n_{\text{K}^+}$$

Montando o sistema a partir das duas equações:

$$\begin{cases} n_{\text{Na}^+} + n_{\text{K}^+} = 8 \text{ mmol} \\ (103 \text{ g mol}^{-1}) \cdot n_{\text{Na}^+} + (119 \text{ g mol}^{-1}) \cdot n_{\text{K}^+} = 870 \text{ mg} \end{cases}$$

$$n_{\text{KBr}} = n_{\text{K}^+} = 2,875 \text{ mmol}$$

Cálculo da fração de KBr:

$$\%_{\text{m,KBr}} = \frac{m_{\text{KBr}}}{m_{\text{total}}}$$

$$\%_{\text{m,KBr}} = \frac{(119 \text{ g mol}^{-1})(2,875 \text{ mmol})}{870 \text{ mg}} = \boxed{39,3\%}$$

PROBLEMA 43

3E41

Cálculo do número de mols de nitrato de prata:

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

$$n = \frac{17 \text{ g}}{170 \text{ g mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$

Pela estequiometria do composto:

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{AgNO}_3} = 0,1 \text{ mol}$$

Cálculo da concentração de cátions prata:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

No primeiro experimento titulamos tiocianato de potássio com nitrato de prata, o precipitado formado é AgSCN, como o precipitado tem carga neutra, podemos calcular a concentração de tiocianato nessa solução através do balanço de carga:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{SCN}^-}$$

$$(0,2 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = (c_{\text{SCN}^-})(20 \text{ mL})$$

$$c_{\text{SCN}^-} = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$$

No segundo experimento, tratamos cloreto de bário com a solução de nitrato de prata, e titulamos o excesso de nitrato de prata com a solução de tiocianato, pela análise dos íons em solução, vemos que os precipitados formados são AgSCN e AgCl que são compostos neutros então podemos relacionar o número de mols de íons através de um balanço de carga:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{SCN}^-} + n_{\text{Cl}^-}$$

$$(0,2 \text{ mol L}^{-1})(100 \text{ mL}) = (0,5 \text{ mol L}^{-1})(25 \text{ mL}) + n_{\text{Cl}^-}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 7,5 \text{ mmol}$$

As reações iônicas serão as seguintes:



Pela estequiometria do composto (BaCl₂):

$$\frac{n_{\text{BaCl}_2}}{1} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{2}$$

$$n_{\text{BaCl}_2} = 3,75 \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de cloreto de bário:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (3,75 \text{ mmol})(208 \text{ g mol}^{-1}) = 780 \text{ mg}$$

Cálculo da pureza da amostra:

$$\text{pureza} = \frac{m_{\text{BaCl}_2}}{m_{\text{total}}}$$

$$\text{pureza} = \frac{780 \text{ mg}}{2000 \text{ mg}} = \boxed{39\%}$$

PROBLEMA 44

3E42

Primeiro vamos descobrir a concentração de tiocianato usando o segundo experimento: Analisando os íons em solução no segundo experimento, vemos que o precipitado formado é AgSCN que é um composto neutro, então podemos usar o balanço de cargas para calcular a concentração de tiocianato:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{SCN}^-}$$

$$(0,5 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL}) = (100 \text{ mL})(c_{\text{SCN}^-})$$

$$c_{\text{SCN}^-} = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

No segundo experimento neutralizamos o ácido foi neutralizado com o nitrato de prata e o excesso foi retitulado com o tiocianato de amônio, analisando os íons, vemos que os precipitados serão AgSCN e Ag₃AsO₄ que são compostos neutros, então podemos fazer o balanço de carga entre os cátions e ânions:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{SCN}^-} + 3 \cdot n_{\text{AsO}_4^{3-}}$$

$$(0,06 \text{ mol L}^{-1})(40 \text{ mL}) = (0,1 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) + 3 \cdot n_{\text{AsO}_4^{3-}}$$

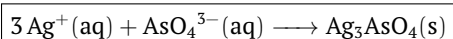
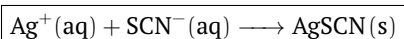
$$n_{\text{AsO}_4^{3-}} = \frac{7}{15} \text{ mmol}$$

Cálculo da massa de arsênio:

$$m = n \cdot M$$

$$m_{\text{As}} = \left(\frac{7}{15} \text{ mmol}\right)(75 \text{ g mol}^{-1}) = 35 \text{ mg}$$

As reações iônicas de titulação serão as seguintes:



Cálculo da fração mássica de arsênio:

$$\%_{m,As} = \frac{m_{As}}{m_{total}}$$

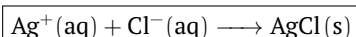
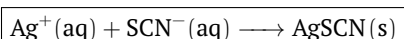
$$\%_{m,As} = \frac{35 \text{ mg}}{1000 \text{ mg}} = \boxed{3,5\%}$$

PROBLEMA 45

3E51

Basicamente todo o cloro do ácido cloroacético foi para a forma de cloreto e após isso foi feito tratamento com nitrato de prata em excesso que posteriormente veio a ser titulado com tiocianato de amônio, analisando os íons em solução vemos que os precipitados serão AgCl e AgSCN que são compostos neutros então podemos fazer um balanço de carga entre cátions e ânions:

As reações iônicas de titulação serão:



Quando titulamos o branco, não temos nenhum íon cloreto presente, então quando colocamos os 50 mL de prata, é natural que uma quantidade menor será consumida, consequentemente será necessário um volume maior de tiocianato para titular a prata. Agora que entendemos o processo, vemos que o branco de solução está contaminado com ânions que reagem com a prata, vamos calcular o número de mols de ânions que reagem com a prata a partir do balanço de carga:

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{X}^-} + n_{\text{SCN}^-}$$

$$(0,05 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = n_{\text{X}^-} + (0,01 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL})$$

Quando titulamos a solução, usamos 10 mL de tiocianato e agora temos íons cloreto presentes, então podemos escrever o seguinte balanço:

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{X}^-} + n_{\text{SCN}^-} + n_{\text{Cl}^-}$$

$$(0,05 \text{ mol L}^{-1})(50 \text{ mL}) = n_{\text{X}^-} + (0,01 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) + n_{\text{Cl}^-}$$

Subtraindo as duas equações chegamos que:

$$n_{\text{Cl}^-} = (0,01 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL})$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 0,1 \text{ mmol}$$

Como temos 1 cloro por ácido cloroacético, o número de mols de ácido também será 0,1 mmol: Cálculo da massa de ácido cloroacético:

$$m = n \cdot M$$

$$m = (0,1 \text{ mmol})(94,5 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{9,45 \text{ mg}}$$

PROBLEMA 46

3E52

Cálculo da massa de fósforo:

$$m = m_{\text{total}} \cdot \%_{m,P}$$

$$m = (70\,000 \text{ g}) \cdot \frac{0,62}{100} = \boxed{434 \text{ g}}$$

Quando aplicamos o procedimento em outro tanque(sem o suposto corpo dissolvido) o processo é análogo a titulação do branco, ou seja estamos aplicando o procedimento sem a presença de ânion fosfato, nesse caso faremos o balanço de carga apenas entre o cátion prata, o tiocianato e as impurezas de ânions presentes representadas por X^- :

$$\sum_{\text{cátions}} q \cdot n = \sum_{\text{ânions}} q \cdot n$$

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{X}^-} + n_{\text{SCN}^-}$$

$$(0,2 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) = n_{\text{X}^-} + (0,1 \text{ mol L}^{-1})(34 \text{ mL})$$

Quando titulamos a solução levamos em conta a presença dos íons fosfato, o que, naturalmente, diminui a quantidade de tiocianato necessária para titular:

$$n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{X}^-} + n_{\text{SCN}^-} + 3 \cdot n_{\text{PO}_4^{3-}}$$

$$(0,2 \text{ mol L}^{-1})(10 \text{ mL}) = n_{\text{X}^-} + (0,1 \text{ mol L}^{-1})(20 \text{ mL}) + 3 \cdot (c_{\text{PO}_4^{3-}})(100 \text{ mL})$$

Subtraindo as equações:

$$(0,1 \text{ mol L}^{-1})(14 \text{ mL}) = 3 \cdot (c_{\text{PO}_4^{3-}})(100 \text{ mL})$$

$$c_P = c_{\text{PO}_4^{3-}} = \frac{7}{1500} \text{ mol L}^{-1} - 1$$

Cálculo do número de mols de fósforo usando que o tanque possui 7000 L:

$$n = c \cdot V$$

$$n_P = \left(\frac{7}{1500} \text{ mol L}^{-1} - 1\right)(7000 \text{ L}) = \frac{98}{3} \text{ mol}$$

Cálculo da massa de fósforo:

$$m = n \cdot M$$

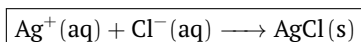
$$m_P = \left(\frac{98}{3} \text{ mol}\right)(31 \text{ g mol}^{-1}) = \boxed{1012,67 \text{ g}}$$

Como temos uma quantidade de fósforo comparável a quantidade presente em um corpo humano, concluímos que o tanque **poderia** ter um corpo dissolvido

PROBLEMA 47

3E43

Pela análise dos íons em solução, concluímos que o precipitado será AgCl, a reação iônica balanceada será:



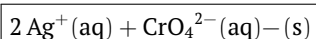
O ponto de equivalência é o ponto em que há mudança no comportamento da reta, ou seja, quando todo cloreto é titulado e a adição de mais nitrato passa a aumentar a condutividade da reação pois está adicionando íons e nenhum deles está sendo consumido. Com base nisso vemos que o volume de nitrato necessário para atingir o ponto de equivalência é de $\boxed{10 \text{ mL}}$

Antes do ponto de equivalência os íons responsáveis serão $\text{Na}^+, \text{Cl}^-, \text{NO}_3^-$ pois todo o cátion prata precipita com parte do cloreto, após o ponto de equivalência, todo o cloreto já foi precipitado, e agora a prata começa a influenciar na solução pois não é mais consumida pelo cloreto, portanto os íons responsáveis serão $\text{Na}^+, \text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$

PROBLEMA 48

3E44

Analisando os íons presentes em solução, vemos que o precipitado será Ag_2CrO_4 , com base nisso podemos escrever a equação iônica:



Para descobrir a concentração da solução basta olhar para o ponto de equivalência, nesse ponto toda a prata foi titulada, então a reação ocorre estequiometricamente:

$$\frac{n_{\text{Ag}^+}}{2} = \frac{n_{\text{CrO}_4^{2-}}}{1}$$

Veja que no ponto de equivalência o volume da solução utilizado é de 3mL então podemos escrever:

$$\frac{(c_{\text{Ag}^+})(100\text{ mL})}{2} = \frac{(1\text{ mol L}^{-1})(3\text{ mL})}{1}$$

$$c_{\text{Ag}^+} = c_{\text{AgNO}_3} = 0,06\text{ mol L}^{-1}$$

PROBLEMA 49

3E45

Para separar os cátions o ideal é escolher um ânion que forme um precipitado com um deles e não forme com o outro.

- Nesse caso podemos usar o íon Cl^- que forma o precipitado PbCl_2 e não forma precipitado com o cobre
- Podemos usar o íon S^{2-} que forma precipitado MgS e não forma precipitado com o amônio

PROBLEMA 50

3E46

Para separar os cátions o ideal é escolher um ânion que forme um precipitado com um deles e não forme com o outro.

- Nesse caso podemos usar o íon CO_3^{2-} que forma o precipitado ZnCO_3 e não forma precipitado com o cério.
- Podemos usar o íon SO_4^{2-} que forma precipitado BaSO_4 e não forma precipitado com o níquel

PROBLEMA 51

3E47

Dentre os íons analisados, aquele que precipita com cloreto só pode ser Ag^+ então ele **deve estar presente em solução** para formar o precipitado branco AgCl , e como a solução não precipita nada com a adição de sulfato, concluímos que ela **não possui** Ca^{2+} pois do contrário, formaria-se o precipitado CaSO_4 , Após a retirada da prata, a precipitação com sulfeto só pode ser causada pela existência de Zn^{2+} em solução, formando o precipitado preto ZnS .

- $\text{Ag}^+, \text{Zn}^{2+}$
- $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow (\text{s})$ e $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow (\text{s})$

PROBLEMA 52

3E48

Como a adição de íons cloreto não precipitou nada, descartamos a possibilidade de haver cátions Ag^+ pois do contrário, haveria precipitação de AgCl . Dentre os íons analisados, o único que pode precipitar com SO_4^{2-} é o cátion Ca^{2+} , portanto como houve precipitação, concluímos que existe esse cátion em solução, após sua retirada, e a conclusão de que não há cátions prata, o único íon possível que poderia precipitar com S^{2-} é Hg^{2+} formando o precipitado HgS , portanto existem cátions Hg^{2+} em solução

- $\text{Ca}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$
- $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow (\text{s})$ e $\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow (\text{s})$