

Precipitação

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



Sumário

1	Os íons em solução	1
1.1	Os eletrólitos	1
1.2	A migração dos íons	2
2	As reações de precipitação	3
2.1	Os precipitados	3
2.2	As equações iônicas e iônicas simplificadas	3
2.3	As regras de solubilidade	4
2.4	A análise gravimétrica	4

1 Os íons em solução

1.1 Os eletrólitos

Uma **substância solúvel** dissolve-se em quantidade significativa em um determinado solvente. De modo geral, a menção da solubilidade sem indicação de um solvente significa *solúvel em água*. Uma **substância insolúvel** não se dissolve significativamente em um solvente especificado. Considera-se, normalmente, uma substância *insolúvel* quando ela não se dissolve mais do que cerca de $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. A menos que seja especificado o contrário, o termo insolúvel significa *insolúvel em água*. O carbonato de cálcio, CaCO_3 , por exemplo, que forma a pedra calcária e a pedra giz, dissolve-se para formar uma solução que contém somente $0,01 \text{ g L}^{-1}$ (que corresponde a $1 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$) e é considerado insolúvel. Essa insolubilidade é importante para o meio ambiente: morros e construções de pedras calcárias não são significativamente desgastados pela chuva.

Um soluto pode existir como íon ou como molécula. Você pode identificar a natureza do soluto descobrindo se a solução conduz uma corrente elétrica. Como a corrente é um fluxo de cargas, somente soluções que contêm íons conduzem eletricidade. Existe uma concentração muito pequena de íons na água pura (cerca de $1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$) que não permite a condução significativa de eletricidade.

Um **eletrólito** é uma substância que conduz eletricidade mediante a migração de íons. As soluções de sólidos iônicos são eletrólitos porque os íons ficam livres para se mover após a dissolução. O termo **solução eletrolítica** é comumente utilizado para enfatizar que o meio é de fato uma solução. Alguns compostos, como os ácidos, formam íons quando se dissolvem e, por isso, produzem uma solução eletrolítica, ainda que não estejam presentes íons antes da dissolução. Por exemplo, o cloreto de hidrogênio é um gás formado por moléculas de HCl , mas, ao dissolver em água, reage com ela, formando o ácido clorídrico. Esta solução é formada por íons hidrogênio, H^+ , e íons cloro, Cl^- .

Um não eletrólito é uma substância que não conduz eletricidade, mesmo em solução. Uma solução não eletrolítica é aquela que, devido à ausência de íons, não conduz eletricidade. Soluções de acetona e do açúcar ribose em água são soluções não eletrolíticas. Exceto pelos ácidos, a maior parte dos compostos orgânicos

que se dissolvem em água forma soluções não eletrolíticas. Se você pudesse ver as moléculas de uma solução não eletrolítica, constataria as moléculas de soluto intactas e dispersas entre as moléculas de solvente.

Um eletrólito forte é uma substância que está presente quase totalmente na forma de íons em solução. Três tipos de solutos são eletrólitos fortes: ácidos fortes e bases fortes e compostos iônicos solúveis. O ácido clorídrico é um eletrólito forte, assim como o hidróxido de sódio e o cloreto de sódio. Um eletrólito fraco é uma substância incompletamente ionizada em solução. Em outras palavras, a maior parte das moléculas permanece intacta. O ácido acético é um eletrólito fraco: em água nas concentrações normais, somente uma pequena fração das moléculas de CH_3COOH se separa em íons hidrogênio, H^+ , e íons acetato, CH_3CO_2^- . Uma das formas de distinguir entre eletrólitos fortes e fracos é medir sua capacidade de conduzir eletricidade. Na mesma concentração molar de soluto, um eletrólito forte é um condutor melhor do que um ácido fraco.

EXEMPLO 1 Classificação de solutos como eletrólitos ou não eletrólitos

Identifique as substâncias como eletrólito ou não eletrólito e diga quais delas conduzem eletricidade quando dissolvidas em água:

- NaOH
- Br_2
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

BLABLABLA BALANÇO DE CARGAS

EXEMPLO 2 Cálculo da concentração de um íon em solução por balanço de cargas

Identifique as substâncias como eletrólito ou não eletrólito e diga quais delas conduzem eletricidade quando dissolvidas em água:

- NaOH
- Br_2
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

O soluto em uma solução de eletrólito forte em água está na forma de íons que permitem a condução de eletricidade. Os solutos em soluções de não eletrólitos estão presentes como moléculas. Somente uma fração pequena de moléculas do soluto em soluções de eletrólitos fracos está presente como íons.

1.2 A migração dos íons

Íons se movem em solução, e o estudo do seu movimento na presença de uma diferença de potencial fornece uma indicação do seu tamanho, do efeito da solvatação e detalhes do tipo de movimento que sofrem. A migração dos íons em solução é estudada por intermédio da medida da resistência elétrica de uma solução de concentração conhecida em uma célula como a da Figura 1.

A resistência da solução controla a corrente que passa quando uma diferença de potencial é aplicada entre dois eletrodos de acordo com a **lei de Ohm**:

$$U = Ri \quad (1)$$

Em que U é a diferença de potencial, R é a resistência da solução e i é a corrente elétrica. A resistência de uma amostra depende da natureza e temperatura da substância; é proporcional ao seu comprimento, L , e inversamente proporcional à sua área de seção transversal, A . A constante de proporcionalidade é denominada **resistividade**, ρ , e escrevemos:

$$R = \frac{\rho L}{A} \quad (2)$$

O inverso da resistividade é a **condutividade**, κ :

$$\kappa = \frac{1}{\rho} \quad (3)$$

UNIDADES O inverso de ohm, Ω^{-1} , aparece tão frequentemente em eletroquímica que recebe um nome especial, o *siemens*:

$$1 \text{ S} = 1 \Omega^{-1}$$

Assim, as condutividades são expressas em siemens por metro, $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$.

Uma vez determinado o valor de κ , obtemos a **condutividade molar**, Λ_m , quando a concentração molar do soluto é c , pela expressão:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c} \quad (4)$$

UNIDADES A condutividade molar é expressa em siemens por metro por molar, ou:

$$1 \text{ S m}^{-1} \text{ M}^{-1} = 1 \text{ S L m}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Essas unidades incômodas são úteis em aplicações práticas, mas podem ser simplificadas para siemens metro quadrado por mol:

$$1 \text{ S m}^{-1} \text{ M}^{-1} = 1 \text{ mS m}^2 \text{ mol}^{-1}$$

A condutividade molar de um eletrólito forte varia com a concentração molar. A **condutividade molar limite**, Λ_m° , é a condutividade molar no limite de concentração baixa o suficiente para que as interações entre os íons possam ser desprezadas. Quando os íons estão tão distantes que suas interações podem ser ignoradas, podemos imaginar que a condutividade molar se deve à migração independente de cátions em uma das direções e de ânions na direção oposta, e escrever a **lei de migração independente**:

$$\Lambda_m^\circ = \lambda_+ + \lambda_- \quad (5)$$

Em que $\lambda_+ + \lambda_-$ são as condutividades iônicas individuais dos cátions e ânions.

EXEMPLO 3 Cálculo da concentração de um íon por condutometria

A condutividade de uma solução de cloreto de cálcio, CaCl_2 , é 10 S m^{-1} .

Calcule a concentração de CaCl_2 na solução.

- $\lambda(\text{Ca}^{2+}) = 6 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$
- $\lambda(\text{Cl}^-) = 8 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$

Etapa 1. Calcule a condutividade molar do cloreto de cálcio usando a lei de migração independente.

De $\Lambda_m^\circ = \lambda_+ + \lambda_-$

$$\Lambda_m^\circ = (8 \frac{\text{S}}{\text{mM}}) + 2 \times (6 \frac{\text{S}}{\text{mM}}) = 20 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$$

Etapa 2. Calcule a concentração

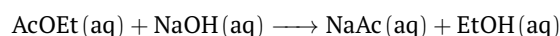
De $\Lambda_m^\circ = \kappa/c$

$$c = \frac{10 \frac{\text{S}}{\text{m}}}{20 \frac{\text{S}}{\text{mM}}} = \boxed{0,5 \text{ mol L}^{-1}}$$

A condutividade molar de um eletrólito fraco varia de uma forma mais complexa com a concentração do soluto. Como podemos relacionar as concentrações iônicas com a concentração inicial, podemos realizar medidas de condutividade para determinar o grau de ionização. O mesmo tipo de medida pode também ser utilizado para acompanhar o andamento de reações em solução, contando que as mesmas envolvam íons.

EXEMPLO 4 Cálculo do andamento da reação por condutometria

Para estudar a cinética da reação entre o acetato de etila, AcOEt , e o hidróxido de sódio, NaOH :



Uma solução foi preparada contendo, inicialmente, 1 mol L^{-1} de hidróxido de sódio e 2 mol L^{-1} de acetato de etila. A condutividade do meio reacional foi monitorada ao longo da reação.

Em um dado instante a condutividade da solução é 21 S m^{-1} .

Determine a fração de acetato de etila que reagiu.

- $\lambda(\text{Ac}^-) = 4 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$
- $\lambda(\text{Na}^+) = 5 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$
- $\lambda(\text{OH}^-) = 20 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$

Etapa 1. Calcule as condutividades molares usando a lei de migração independente.

De $\Lambda_m^\circ = \lambda_+ + \lambda_-$

$$\Lambda_{m,\text{NaOH}}^\circ = \left\{ 5 + 20 \right\} \frac{\text{S}}{\text{mM}} = 24 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$$

$$\Lambda_{m,\text{NaAc}}^\circ = \left\{ 5 + 4 \right\} \frac{\text{S}}{\text{mM}} = 9 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$$

Etapa 2. Elabore uma tabela de reação.

	AcOEt	NaOH	NaAc	EtOH
início	2	1	0	0
reação	-x	-x	+x	+x
final	2 - x	1 - x	x	x

Etapa 3. Insira os valores da tabela expressão da condutividade total.

$$\text{De } \kappa = c_{\text{NaOH}} \Lambda_{\text{m,NaOH}}^{\circ} + c_{\text{NaAc}} \Lambda_{\text{m,NaAc}}^{\circ}$$

$$\kappa = 24 \frac{\text{S}}{\text{mM}} (1 \text{ M} - x) + (9 \frac{\text{S}}{\text{mM}}) x = 24 \frac{\text{S}}{\text{m}} - (15 \frac{\text{S}}{\text{mM}}) x$$

Etapa 4. Calcule a concentração de AcOEt que reagiu, x, igualando a condutividade total a 21 S m^{-1} .

$$\text{De } \kappa = 24 \frac{\text{S}}{\text{m}} - (15 \frac{\text{S}}{\text{mM}}) x = 21 \frac{\text{S}}{\text{m}}$$

$$x = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

Etapa 5. Divida a concentração de AcOEt que reagiu, x, pela concentração inicial de AcOEt, 2 M, para calcular a fração de acetato de etila que reagiu.

$$\text{De } f = x / c_{\text{AcOEt, inicial}}$$

$$f = \frac{0,2 \text{ M}}{2 \text{ M}} = 10\%$$

Migração iônica.

2 As reações de precipitação

Quando duas soluções são misturadas, o resultado pode ser, simplesmente, uma nova solução que contém ambos os solutos. Em alguns casos, porém, os solutos reagem um com o outro. Por exemplo, quando uma solução incolor de nitrato de prata em água é misturada a uma solução amarelada de cromato de potássio, forma-se um pó sólido de cor vermelha, indicando que uma reação química ocorreu.

2.1 Os precipitados

Vejamos o que acontece quando uma solução de cloreto de sódio (um eletrólito forte) é vertida em uma solução de nitrato de prata (outro eletrólito forte). A solução de cloreto de sódio contém cátions Na^+ e ânions Cl^- . De modo análogo, a solução de nitrato de prata, AgNO_3 , contém cátions Ag^+ e ânions NO_3^- . Quando as duas soluções se misturam em água, forma-se imediatamente um **precipitado**, um depósito de sólidos finamente divididos. A análise mostra que o precipitado é cloreto de prata, AgCl , um sólido branco insolúvel. A solução incolor que permanece acima do precipitado de nosso exemplo contém cátions Na^+ e ânions NO_3^- dissolvidos. Esses íons permanecem em solução porque o nitrato de sódio, NaNO_3 , é solúvel em água.

Em uma **reação de precipitação**, forma-se um produto sólido insolúvel quando duas soluções eletrolíticas são misturadas. Quando uma substância insolúvel forma-se em água, ela precipita

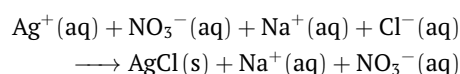
imediatamente. Na equação química de uma reação de precipitação, (aq) é usado para indicar as substâncias que estão dissolvidas em água e (s) para indicar o sólido que precipitou:



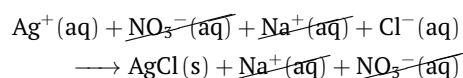
Ocorre uma reação de precipitação quando duas soluções de eletrólitos são misturadas e eles reagem para formar um sólido insolúvel.

2.2 As equações iônicas e iônicas simplificadas

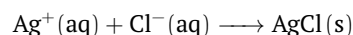
Uma **equação iônica completa** de uma reação de precipitação mostra todos os íons dissolvidos. Como os compostos iônicos dissolvidos existem como íons em água, eles são listados separadamente. Por exemplo, a equação iônica completa da precipitação do cloreto de prata, é:



Como os íons Na^+ e NO_3^- aparecem como reagentes e produtos, eles não influenciam diretamente a reação. Eles são **íons espectadores**, isto é, íons que estão presentes durante a reação, mas que permanecem inalterados, como espectadores em um evento esportivo. Como os íons espectadores permanecem inalterados, eles podem ser cancelados em cada lado da equação, simplificando-a:



O cancelamento dos íons espectadores leva à **equação iônica simplificada** da reação, a equação química que só mostra as trocas que ocorrem durante a reação:



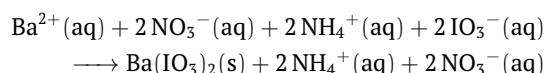
A equação iônica simplificada mostra que os íons Ag^+ se combinam com os íons Cl^- e precipitam como cloreto de prata, AgCl .

EXEMPLO 5 Escrever uma equação iônica simplificada

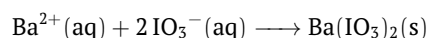
A adição de uma solução concentrada de iodato de amônio, $\text{NH}_4\text{IO}_3(\text{aq})$, a uma solução de nitrato de bário em água, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$, forma o iodato de bário, $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2(\text{s})$, um precipitado insolúvel.

Determine a equação iônica simplificada da reação.

Etapa 1. Escreva a equação iônica completa, que mostra os íons dissolvidos.



Etapa 2. Cancele os íons espectadores.



Uma equação iônica completa expressa uma reação em termos dos íons presentes em solução. Uma equação iônica simplificada é a equação química que permanece após a eliminação dos íons espectadores.

TABELA 1 Regras de solubilidade de compostos inorgânicos

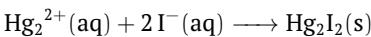
Compostos	Exceções
Compostos solúveis	Exceções insolúveis
Cátions do Grupo 1	
NH ₄ ⁺	
Cl ⁻ , Br ⁻ e I ⁻	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ²⁺
NO ₃ ⁻ , CH ₃ COO ⁻ , ClO ₃ ⁻ e ClO ₄ ⁻	
SO ₄ ²⁻	Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ , Pb ²⁺ Ca ²⁺ , Sr ²⁺ e Ba ²⁺
Compostos insolúveis	Exceções solúveis
CO ₃ ²⁻ , CrO ₄ ²⁻ , C ₂ O ₄ ²⁻ e PO ₄ ³⁻	Grupo 1 e NH ₄ ⁺
S ²⁻	Grupos 1 e 2 e NH ₄ ⁺
OH ⁻ e O ²⁻	Grupo 1 e NH ₄ ⁺

2.3 As regras de solubilidade

Uma das muitas aplicações das reações de precipitação utiliza duas soluções que, quando misturadas, formam o precipitado insolúvel que se deseja obter. Este composto insolúvel pode ser separado da mistura de reação por filtração. As reações de precipitação também são usadas na análise química. Na **análise qualitativa** – a identificação das substâncias presentes em uma amostra –, a formação de um precipitado é usada para confirmar a identidade de certos íons.

As regras de solubilidade resume os padrões de solubilidade observados em compostos iônicos comuns em água. Observe que todos os nitratos e todos os compostos comuns de metais do Grupo 1 são solúveis e, portanto, são úteis como soluções de partida em reações de precipitação. Pode-se usar quaisquer íons espectadores porque eles permanecem em solução e, em princípio, não reagem.

As regras de solubilidade, por exemplo, mostram que o iodeto de mercúrio(I), Hg₂I₂, é insolúvel. Ele se forma por precipitação quando duas soluções que contêm íons Hg₂²⁺ e íons I⁻ são misturadas:



Como os íons espectadores não aparecem, a equação iônica simplificada será a mesma se qualquer composto solúvel de mercúrio(I) for misturado com qualquer iodeto solúvel.

EXEMPLO 6 Predição do resultado de uma reação de precipitação

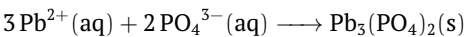
Soluções de fosfato de sódio e nitrato de chumbo(II) em água são misturadas.

Apresente a equação iônica simplificada da reação.

Etapa 1. As soluções misturadas contêm íons Na⁺, PO₄³⁻, Pb²⁺ e NO₃⁻. Todos os nitratos e compostos dos metais do Grupo 1 são solúveis, mas os fosfatos de outros elementos são geralmente insolúveis.

Por isso, os íons Pb²⁺ e PO₄³⁻ formam um composto insolúvel, e o fosfato de chumbo(II), Pb₃(PO₄)₂, precipita.

Etapa 2. Escreva a equação iônica simplificada. Os íons Na⁺ e NO₃⁻ são espectadores, logo, podem ser omitidos.



As regras de solubilidade são usadas para prever o resultado das reações de precipitação.

2.4 A análise gravimétrica

Na **análise quantitativa**, o objetivo é determinar a quantidade de cada substância ou elemento presente na amostra. Em específico, na **análise gravimétrica**, que é utilizada no monitoramento ambiental, a quantidade da substância presente é determinada com base na medida da massa. Nessa aplicação, um composto insolúvel precipita, o depósito é filtrado e pesado, e a quantidade de substância em uma das soluções originais é calculada.

[EXEMPLO ANALISE QUANTITATIVA]

EXEMPLO 7 Cálculo da massa de precipitado formada em uma reação de precipitação

EXEMPLO 8 Cálculo da concentração de um sal por titulação de precipitação

Problemas

PROBLEMA 1

Uma solução contém 0,3 mol L⁻¹ de cátions sódio, 0,28 mol · L⁻¹ de cloreto, 0,1 mol L⁻¹ de sulfato e cátions ferro(III).

Assinale a alternativa que mais se aproxima da concentração de cátions ferro(III) na solução.

- A 16 mmol L⁻¹
- B 25 mmol L⁻¹
- C 39 mmol L⁻¹
- D 60 mmol L⁻¹
- E 93 mmol L⁻¹

PROBLEMA 2

Uma solução contém 0,3 mol L⁻¹ de brometo, 0,06 mol L⁻¹ de fosfato, 0,1 mol L⁻¹ de cátions cálcio e cátions prata.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da concentração de cátions prata na solução.

- A 0,21 mol L⁻¹
- B 0,28 mol L⁻¹
- C 0,37 mol L⁻¹
- D 0,48 mol L⁻¹
- E 0,63 mol L⁻¹

PROBLEMA 3

Considere uma solução $0,01 \text{ mol L}^{-1}$ em sulfato de sódio, Na_2SO_4 .

Assinale a alternativa que mais se aproxima da condutividade da solução em 25°C .

- A** 14 mS m^{-1} **B** 21 mS m^{-1} **C** 31 mS m^{-1}
D 45 mS m^{-1} **E** 66 mS m^{-1}

Dados

$$\bullet \lambda(\text{Na}^+) = 5,0 \frac{\text{S}}{\text{mM}} \quad \bullet \lambda(\text{SO}_4^{2-}) = 16 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$$

PROBLEMA 4

Uma solução saturada em cloreto de prata, AgCl , em 25°C tem condutividade $0,21 \text{ mS m}^{-1}$ acima da condutividade da água.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da solubilidade do cloreto de prata em 25°C .

- A** $0,85 \text{ mg L}^{-1}$ **B** $1,1 \text{ mg L}^{-1}$ **C** $1,4 \text{ mg L}^{-1}$
D $1,7 \text{ mg L}^{-1}$ **E** $2,2 \text{ mg L}^{-1}$

Dados

$$\bullet \lambda(\text{Cl}^-) = 7,6 \frac{\text{S}}{\text{mM}} \quad \bullet \lambda(\text{Ag}^+) = 6,2 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$$

PROBLEMA 5

Considere as substâncias.

1. Hidróxido de sódio, NaOH .
2. Bromo, Br_2 .
3. Etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
4. Nitrato de chumbo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Assinale a alternativa que relaciona as substâncias que são eletrólitos e conduzem eletricidade em solução aquosa.

- A** 1 **B** 4 **C** 1 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 1, 3 e 4

PROBLEMA 6

Considere as substâncias.

1. Glicose, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
2. Cloreto de bário, BaCl_2 .
3. Fluoreto de potássio, KF .
4. Ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

Assinale a alternativa que relaciona as substâncias que são eletrólitos e conduzem eletricidade em solução aquosa.

- A** 2 e 3 **B** 2 e 4 **C** 3 e 4
D 2, 3 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

PROBLEMA 7

Considere os compostos iônicos.

1. Fosfato de potássio, K_3PO_4 .
2. Cloreto de chumbo(II), PbCl_2 .
3. Sulfeto de cádmio, CdS .
4. Sulfato de bário, BaSO_4 .

Assinale a alternativa que relaciona os compostos solúveis em água.

- A** 2 e 3 **B** 2 e 4 **C** 3 e 4
D 2, 3 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

PROBLEMA 8

Considere os compostos iônicos.

1. Nitrato de cádmio, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$.
2. Acetato de cobre(II), $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$.
3. Hidróxido de cobalto(III), $\text{Co}(\text{OH})_3$.
4. Brometo de prata, AgBr .

Assinale a alternativa que relaciona os compostos solúveis em água.

- A** 3 **B** 4 **C** 3 e 4
D 1, 3 e 4 **E** 2, 3 e 4

PROBLEMA 9

Considere os pares de soluções aquosas contendo os solutos:

1. $\text{Fe}_3(\text{SO}_4)_2$ e NaOH .
2. AgNO_3 e K_2CO_3 .
3. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{ONa}$.
4. BaCl_2 e K_2SO_4 .

Assinale a alternativa que relaciona os pares em que há formação de precipitado quando as soluções são misturadas.

- A** 1 e 2 **B** 1 e 4 **C** 2 e 4
D 1, 2 e 4 **E** 1, 2, 3 e 4

PROBLEMA 10

Considere os pares de soluções aquosas contendo os solutos:

1. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2CO_3 .
2. NiSO_4 e CuCl_2 .
3. Na_3PO_4 e BaCl_2 .
4. NaCl e K_2S .

Assinale a alternativa que relaciona os pares em que há formação de precipitado quando as soluções são misturadas.

- A** 1 **B** 3 **C** 1 e 3
D 1, 2 e 3 **E** 1, 3 e 4

PROBLEMA 11

Uma alíquota de 10 mL de uma solução de cloreto de sódio, NaCl, foi tratada com excesso de nitrato de prata, AgNO₃. Foram formados 0,43 g de um precipitado seco.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de cloreto de sódio.

- A** 0,18 mol L⁻¹ **B** 0,23 mol L⁻¹ **C** 0,3 mol L⁻¹
D 0,39 mol L⁻¹ **E** 0,51 mol L⁻¹

PROBLEMA 12

No seu doutorado, Marie Curie estimou a massa molar do rádio, elemento que ela descobriu. Pela análise de suas propriedades químicas, ela sabia que o rádio era do mesmo grupo do bário na Tabela Periódica. Quando uma amostra de 90 mg de cloreto de rádio foi tratada com excesso de nitrato de prata são formados 86 mg de um precipitado.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa molar do rádio.

- A** 82 g mol⁻¹ **B** 140 g mol⁻¹ **C** 230 g mol⁻¹
D 380 g mol⁻¹ **E** 640 g mol⁻¹

PROBLEMA 13

Excesso de iodeto de sódio, NaI, foi adicionado a 50 mL de uma solução de nitrato de prata, AgNO₃ em água. Foram formados 1,76 g de um precipitado.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de nitrato de prata.

- A** 0,24 mol L⁻¹ **B** 0,31 mol L⁻¹ **C** 0,40 mol L⁻¹
D 0,51 mol L⁻¹ **E** 0,65 mol L⁻¹

PROBLEMA 14

Excesso de nitrato de prata, AgNO₃, foi adicionado a 30 mL de uma solução 4,2 mol L⁻¹ de K₂CrO₄.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da massa de precipitado formado.

- A** 7,8 g **B** 12 g **C** 18 g **D** 28 g **E** 42 g

PROBLEMA 15

Uma alíquota de 50 mL de uma solução de nitrato de prata, AgNO₃, foi titulada com 10 mL de uma solução 1 mol L⁻¹ de cromato de potássio, K₂CrO₄, formando um precipitado vermelho brilhante.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da concentração da solução de nitrato de prata.

- A** 0,19 mol L⁻¹ **B** 0,24 mol L⁻¹ **C** 0,31 mol L⁻¹
D 0,40 mol L⁻¹ **E** 0,51 mol L⁻¹

PROBLEMA 16

Uma amostra de 15 g do mineral eulitita, 2 Bi₂O₃ · 3 SiO₂, foi dissolvida em ácido até completar 500 mL de solução. O SiO₂, pouco solúvel, foi removido por filtração. Uma alíquota de 100 mL dessa solução foi titulada com 20 mL de uma solução 0,08 mol L⁻¹ de fosfato de sódio.

Assinale a alternativa que mais se aproxima da pureza da eulitita.

- A** 12 % **B** 19 % **C** 30 % **D** 48 % **E** 75 %

Problemas cumulativos

PROBLEMA 17

Apresente a equação iônica para as reações.

- a. (NH₄)₂CrO₄(aq) + BaCl₂(aq) →
b. CuSO₄(aq) + Na₂S(aq) →
c. FeCl₂(aq) + (NH₄)₃PO₄(aq) →
d. K₂C₂O₄(aq) + Ca(NO₃)₂(aq) →
e. NiSO₄(aq) + Ca(NO₃)₂(aq) →

PROBLEMA 18

Apresente a equação iônica para as reações.

- a. AgNO₃(aq) + NaCl(aq) →
b. Hg₂(NO₃)₂(aq) + NH₄I(aq) →
c. BaCl₂(aq) + Na₂SO₄(aq) →
d. K₂S(aq) + Bi(NO₃)₃(aq) →
e. Ba(CH₃CO₂)₂(aq) + Li₂CO₃(aq) →

PROBLEMA 19

Proponha uma síntese dos sólidos iônicos pela mistura de duas soluções de compostos iônicos solúveis.

- a. Ag₂CrO₄
b. CaCO₃
c. Ca₃(PO₄)₂

PROBLEMA 20

Proponha uma síntese dos sólidos iônicos pela mistura de duas soluções de compostos iônicos solúveis.

- a. Ag₂CO₃
b. Mg(OH)₂
c. Ca₃(PO₄)₂

PROBLEMA 21

Considere os pares de misturas e substâncias.

1. KCl(aq, 1 M) e $\text{Na}_2\text{SO}_4\text{(aq, 1 M)}$.
2. $\text{MgCl}_2\text{(aq, 1 M)}$ e $\text{NaNO}_3\text{(aq, 1 M)}$.
3. $\text{AgCl(aq, saturado)}$ e $\text{NaCl(aq, saturado)}$.
4. $\text{KNO}_3\text{(l)}$ e $\text{KNO}_3\text{(aq)}$.

Assinale a alternativa que relaciona os pares em que o primeiro elemento tem a *menor* condutividade elétrica.

- A** 1 **B** 3 **C** 1 e 3
D 1, 2 e 3 **E** 1, 3 e 4

PROBLEMA 22

Considere os pares de misturas e substâncias.

1. NaOH(aq, 1 M) e $\text{(NH}_4)_3\text{PO}_4\text{(aq, 1 M)}$.
2. $\text{FeCl}_2\text{(aq, 1 M)}$ e $\text{Al(NO}_3)_3\text{(aq, 1 M)}$.
3. $\text{MgSO}_4\text{(aq, saturado)}$ e $\text{BaSO}_4\text{(aq, saturado)}$.
4. $\text{Na}_2\text{SO}_4\text{(l)}$ e $\text{Na}_2\text{SO}_4\text{(aq)}$.

Assinale a alternativa que relaciona os pares em que o primeiro elemento tem a *menor* condutividade elétrica.

- A** 1 **B** 2 **C** 1 e 2
D 1, 2 e 3 **E** 1, 2 e 4

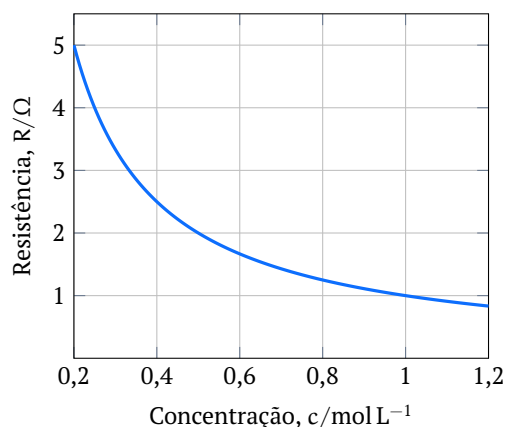
PROBLEMA 23

Considere uma porção de uma solução aquosa de concentração 10 mmol L^{-1} de um eletrólito em formato de um cilindro de 2 cm de diâmetro e 314 cm de comprimento. A resistência elétrica dessa porção é de 10 k.

Determine a condutividade molar do eletrólito.

PROBLEMA 24

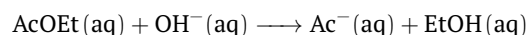
Uma série de soluções aquosas de NaCl foram preparadas por diluições sucessivas de uma amostra e colocadas em uma célula de 0,13 cm de comprimento e 1 cm^2 de área transversal. A resistência da célula foi medida em função da concentração da solução.



Determine a condutividade molar do NaCl .

PROBLEMA 25

Para estudar a cinética da reação entre o acetato de etila, AcOEt , e o hidróxido de sódio:



Uma solução foi preparada contendo, inicialmente, $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de sódio e $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de acetato de etila. A condutividade do meio reacional foi monitorada ao longo da reação.

Em um dado instante a condutividade da solução é $8,5 \text{ S m}^{-1}$.

- Determine** a concentração de íons acetato em solução nesse instante.
- Determine** a concentração de acetato de etila em solução nesse instante.

Dados

- $\lambda(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = 4,1 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$
- $\lambda(\text{Na}^+) = 5,0 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$
- $\lambda(\text{OH}^-) = 20 \frac{\text{S}}{\text{mM}}$

PROBLEMA 26

Para estudar a cinética da reação entre o iodometano, CH_3I , e o hidróxido de potássio:



Uma solução foi preparada contendo, inicialmente, 2 mol L^{-1} de cianeto de potássio e 1 mol L^{-1} de iodometano. A condutividade do meio reacional foi monitorada ao longo da reação. A condutividade molar do hidróxido é $12 \text{ S m}^{-1} \text{ M}^{-1}$ maior que a condutividade do iodeto.

Em um dado instante a condutividade da solução é 46 S m^{-1} . Após um período muito longo de tempo, a condutividade da solução passa a 42 S m^{-1} .

- Determine** a concentração de iodometano em solução nesse instante.
- Determine** a concentração de íons iodeto em solução nesse instante.

PROBLEMA 27

Uma amostra de 2 g de hidróxido de sódio, NaOH , é adicionada a 80 mL de uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ em nitrato de cobre(II), $\text{Cu(NO}_3)_2\text{(aq)}$.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre na solução.
- Determine** a massa de precipitado formada.
- Determine** a concentração do cátion sódio ao final da reação.

PROBLEMA 28

Uma amostra de 3 g de sulfeto de sódio, Na_2S , é adicionada a 65 mL de uma solução $0,62 \text{ mol L}^{-1}$ em nitrato de cobalto(III), $\text{Co(NO}_3)_3\text{(aq)}$.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre na solução.
- Determine** a massa de precipitado formada.
- Determine** a concentração do cátion sódio ao final da reação.

PROBLEMA 29

Uma alíquota de 40 mL de uma solução $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de sódio, NaOH, foi adicionada a 10 mL de uma solução $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de cobre(II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre na solução.
- Determine** a massa de precipitado formada.
- Determine** a concentração do cátion sódio ao final da reação.

PROBLEMA 30

Uma alíquota de 20 mL de uma solução contendo 2,5 g de fosfato de amônio, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, foi adicionada a 20 mL de uma solução $0,125 \text{ mol L}^{-1}$ de cloreto de cálcio, CaCl_2 .

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre na solução.
- Determine** a massa de precipitado formada.
- Determine** a concentração do cloreto ao final da reação.

PROBLEMA 31

Uma amostra de 0,24 g contendo apenas NaCl e BaCl_2 foi dissolvida em água e tratada com excesso de nitrato de prata, formando 0,46 g de um precipitado.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre em solução.
- Determine** a fração de NaCl na amostra.

PROBLEMA 32

Uma amostra de 0,87 g contendo apenas NaBr e KBr dissolvida em água e tratada com excesso de nitrato de prata, formando 1,50 g de um precipitado.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre em solução.
- Determine** a fração de KBr na amostra.

PROBLEMA 33

Uma amostra de 2,2 g minério de ferro foi dissolvida em ácido clorídrico concentrado. A solução resultante foi diluída em água precipitada como óxido de ferro(III) hidratado pela adição de amônia. O precipitado foi filtrado e calcinado a alta temperatura para formando 1,6 g de Fe_2O_3 puro.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre em solução.
- Determine** a fração mássica de ferro no minério.

PROBLEMA 34

O alumínio presente em uma amostra com 6,06 g de sulfato de alumínio e amônio foi precipitado com amônia aquosa como óxido de alumínio hidratado. O precipitado foi filtrado e calcinado a alta temperatura para formando 1,29 g de óxido de alumínio puro.

- Apresente** a equação iônica para a reação que ocorre em solução.
- Determine** a fórmula unitária do sal da amostra.

PROBLEMA 35

Uma alíquota de 25 mL de uma solução $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ de cromato de potássio, K_2CrO_4 , foi titulada com 15 mL de uma solução de nitrato de prata, AgNO_3 . Em outro experimento, uma amostra de 5 g de cloreto de sódio, NaCl, foi dissolvida em água e titulada com 45 mL da mesma solução de nitrato de prata.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a pureza da amostra de cloreto de sódio.

PROBLEMA 36

Uma alíquota de 100 mL de uma solução de sulfato de sódio, Na_2SO_4 , foi titulada com 20 mL de uma solução de cloreto de bário, BaCl_2 . Em outro experimento, 15 mL da mesma solução de cloreto de bário foi titulada com 5 mL de uma solução 1 mol L^{-1} de fosfato de amônio, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a concentração da solução de sulfato de sódio.

PROBLEMA 37

Uma amostra de 1 g de um pesticida contendo DDT, $\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5$, foi decomposta com sódio metálico em álcool e os íons cloreto liberados foram titulados com 10 mL nitrato de prata, AgNO_3 . Em outro experimento, 30 mL da mesma solução de nitrato de prata, foram titulados com 10 mL de uma solução 3 mol L^{-1} em cloreto de sódio, NaCl.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a fração mássica de DDT no pesticida.

PROBLEMA 38

Uma amostra com 1,5 g de sulfato de sódio de pureza 94,6% foi dissolvida em água até completar 1 L de solução. Uma alíquota de 100 mL dessa solução foi titulada com 45 mL de uma solução de cloreto de bário. Em outro experimento, foram necessários 9 mL da mesma solução de cloreto de bário para titular 100 mL de uma solução de acetato de chumbo(II), $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{CO}_2)_2$.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a concentração da solução de acetato de chumbo.

PROBLEMA 39

Uma amostra de 100 mL de água salobra contendo ácido sulfídrico foi alcalinizada com amoníaco e tratada com 30 mL de uma solução $0,02 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de prata. O excesso de nitrato de prata foi retrotitulado com 6 mL de uma solução $0,04 \text{ mol L}^{-1}$ de tiocianato de potássio.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a concentração ácido sulfídrico na água em partes por milhão.

PROBLEMA 40

O fósforo em 4 g de um alimento vegetal foi convertido a fosfato e tratado com 50 mL de uma solução $0,08 \text{ mol L}^{-1}$ em nitrato de prata. O excesso de nitrato de prata foi retrotitulado com 5 mL de tiocianato de potássio $0,06 \text{ mol L}^{-1}$.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a fração mássica de fósforo no alimento vegetal.

PROBLEMA 41

Uma amostra com 17 g de nitrato de prata foi dissolvida em 500 mL de água destilada. Uma alíquota de 50 mL dessa solução foi titulada com 20 mL de uma solução de tiocianato de potássio. Uma amostra de 2 g de cloreto de bário dihidratado foi dissolvida em água destilada e tratada com 100 mL da solução de nitrato de prata. A solução resultante foi titulada com 25 mL da solução de tiocianato de potássio.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a pureza da amostra de cloreto de bário.

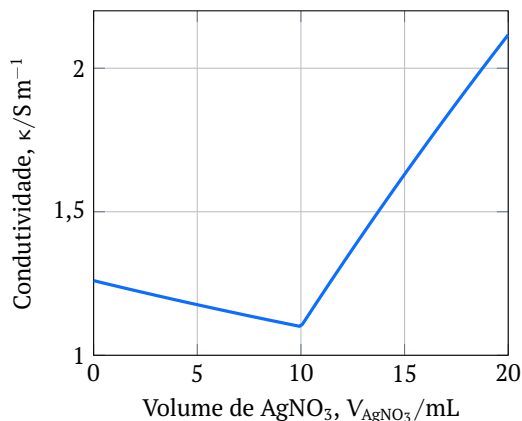
PROBLEMA 42

O ácido cloroacético, utilizado como conservante em 100 mL de uma bebida carbonatada, foi extraído em éter dietílico e então retornado à solução aquosa pela extração com NaOH 1 mol L⁻¹. O cloroacetato reage com o hidróxido de sódio liberando íons cloreto. Esse extrato aquoso foi acidificado e tratado com 50 mL de nitrato de prata 0,05 mol L⁻¹. Após a filtração do precipitado, a titulação do filtrado requereu 10 mL de uma solução de tiocianato de amônio. Em outro experimento, uma alíquota de 20 mL da mesma solução de tiocianato de amônio foi titulada com 50 mL da solução de nitrato de prata 0,05 mol L⁻¹.

- Apresente** a equação iônica para as reações de titulação.
- Determine** a massa de ácido cloroacético na solução.

PROBLEMA 43

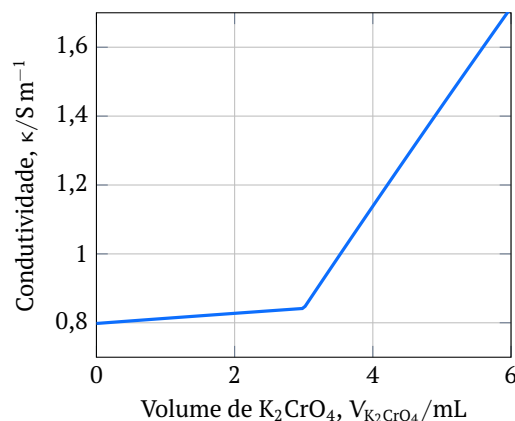
Uma alíquota de uma solução 0,1 mol L⁻¹ de cloreto de sódio, NaCl, foi titulada com uma solução 1 mol L⁻¹ de nitrato de prata, AgNO₃. A condutividade da solução foi monitorada ao longo da reação.



- Apresente** a equação iônica para a reação de titulação.
- Determine** o volume de nitrato de prata necessário para atingir o ponto de equivalência.
- Identifique** os íons responsáveis pela condutividade da solução ao longo da titulação.

PROBLEMA 44

Uma alíquota de 100 mL de uma solução de nitrato de prata, AgNO₃, foi titulada com uma solução 1 mol L⁻¹ de cromato de potássio, K₂CrO₄. A condutividade da solução foi monitorada ao longo da reação.



- Apresente** a equação iônica para a reação de titulação.
- Determine** a concentração da solução de nitrato de prata.

PROBLEMA 45

Proponha um método para a separação de uma solução contendo os íons:

- Cátions chumbo(II) e cobre(II).
- Cátions amônio e magnésio.

PROBLEMA 46

Proponha um método para a separação de uma solução contendo os íons:

- Cátions cério e zinco.
- Cátions níquel(II) e bário.

PROBLEMA 47

Um químico recebeu uma solução para analisar os cátions Ag⁺, Ca²⁺ e Zn²⁺. Quando ácido clorídrico foi adicionado a solução formou-se um precipitado branco. Após a filtração do sólido, ácido sulfúrico foi adicionado a solução e nada aconteceu. Quando sulfeto de hidrogênio foi borbulhado na solução um precipitado preto foi formado.

- Identifique** os cátions presentes na solução.
- Apresente** a equação iônica para as reações de análise.

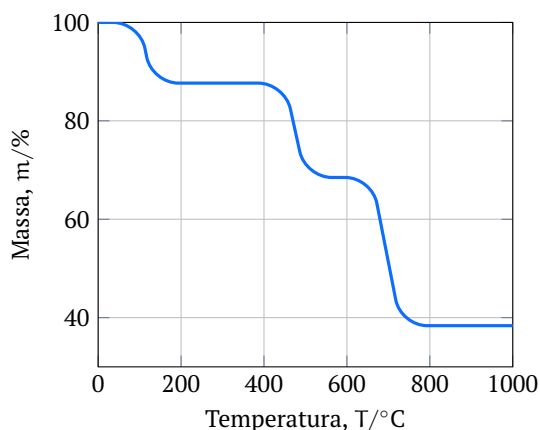
PROBLEMA 48

Um químico recebeu uma solução para analisar os cátions Ag⁺, Ca²⁺ e Hg²⁺. Quando ácido clorídrico foi adicionado a solução nada aconteceu. Em seguida, ácido sulfúrico foi adicionado a solução, precipitando um sólido branco. Após a filtração do sólido, sulfeto de hidrogênio foi borbulhado na solução um precipitado preto foi formado.

- Identifique** os cátions presentes na solução.
- Apresente** a equação iônica para as reações de análise.

PROBLEMA 49

Uma amostra oxalato de cálcio monohidratado foi submetida à análise termogravimétrica.



Assinale a alternativa *incorreta*.

- A** A decomposição térmica do oxalato de cálcio ocorre em três etapas.
- B** A água de hidratação é eliminada da estrutura cristalina do oxalato de cálcio a temperatura maior que 100 °C.
- C** A decomposição do oxalato de cálcio ocorre com formação de monóxido e de dióxido de carbono.
- D** O evento térmico que ocorre a 800 °C leva à formação de cal virgem.
- E** Na decomposição do oxalato de cálcio, praticamente 40% da amostra é perdida na forma de gases.

Gabarito

Problemas

1. **D** 2. **B** 3. **B** 4. **E** 5. **C** 6. **D**
 7. **D** 8. **C** 9. **D** 10. **C** 11. **C** 12. **C**
 13. **C** 14. **E** 15. **D** 16. **E**

Problemas cumulativos

17. a. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaCrO}_4(\text{s})$
 b. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CuS}(\text{s})$
 c. $3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{PO}_4)_3(\text{s})$
 d. $\text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$
 e. $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$
18. a. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
 b. $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2(\text{s})$
 c. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$
 d. $2\text{Bi}^{2+}(\text{aq}) + 3\text{S}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3(\text{s})$
 e. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaCO}_3(\text{s})$
19. a. $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ e $\text{Na}_2\text{CrO}_4(\text{aq})$.

- b. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ e (aq) .
 c. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ e $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(\text{aq})$.
20. a. $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ e $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.
 b. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ e $\text{KOH}(\text{aq})$.
 c. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ e $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4(\text{aq})$.
21. **C**
22. **C**
23. $1,0 \text{ kS cm}^2 \text{ mol}^{-1}$
24. $13 \text{ S m}^{-1} \text{ M}^{-1}$
25. a. $0,25 \text{ mol L}^{-1}$
 b. $0,25 \text{ mol L}^{-1}$
26. a. $0,33 \text{ mol L}^{-1}$
 b. $0,67 \text{ mol L}^{-1}$
27. a. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
 b. $2,44 \text{ g}$
 c. $0,625 \text{ mol L}^{-1}$
28. a. $2\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{S}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Co}_2\text{S}_3(\text{s})$
 b. $2,74 \text{ g}$
 c. $0,6 \text{ mol L}^{-1}$
29. a. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
 b. 195 mg
 c. $0,08 \text{ mol L}^{-1}$
30. a. $3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
 b. 260 mg
 c. $0,18 \text{ mol L}^{-1}$
31. a. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
 b. 55%
32. a. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgBr}(\text{s})$
 b. 45%
33. a. $2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{O}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{aq})$
 b. 25%
34. a. $2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{O}^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{aq})$
 b. $\text{Al}_2(\text{NH}_4)_4(\text{SO}_4)_5$
35. a. $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$ e $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
 b. 88%
36. a. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$ e $3\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
 b. $0,1 \text{ mol L}^{-1}$
37. a. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
 b. 70%
38. a. $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$ e $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbCl}_2(\text{s})$
 b. $0,2 \text{ mol L}^{-1}$
39. 6 ppm
40. 3%
41. 92%
42. 118 mg
43. a. $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
 b. 10 mL
 c. Antes do ponto de equivalência, Na^+ , Cl^- e NO_3^- . No ponto de equivalência, Na^+ e NO_3^- . Após o ponto de equivalência, Na^+ , Ag^+ e NO_3^- .
44. a. $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s})$
 b. $0,06 \text{ mol L}^{-1}$
45. a. Adição de H_2SO_4 .
 b. Adição de H_2S
46. a. Adição de H_2CO_3 .
 b. Adição de H_2SO_4
47. Ag^+ e Zn^{2+}
48. Ca^{2+} e Hg^{2+}
49. **E**