

CURSO INTENSIVO 2022

ITA - 2022

Química

Prof. Thiago





Sumário

APRESENTAÇÃO DA AULA	3
SOLUÇÕES NAS PROVAS DO ITA	3
1. COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE	3
2. MEDIDAS DE CONCENTRAÇÃO	6
2.1. Concentração Comum ou em Massa	7
2.2. Concentração em mol/L	8
2.3. Concentração Molal ou Molalidade	8
2.4. Título	9
2.4.1. Água Oxigenada	9
2.5. Soluções Ideais e não Ideais	10
2.6. Lei da Diluição	10
3. TITULAÇÃO	13
3.1. Equipamentos de Laboratório	13
3.2. Curva de pH	14
3.2.1. Ácido Forte com Base Forte	14
3.2.2. Titulação de uma Solução de Ácido Fraco por uma Solução de Base Forte	15
3.3. Indicadores de pH	16
4. PROPRIEDADES COLIGATIVAS	18
4.1. Efeito Tonoscópico	19
4.2. Efeitos Ebulioscópico e Crioscópico	20
4.3. Pressão Osmótica	21
4.4. Determinação de Massas Molares	24
5. LISTA DE QUESTÕES PROPOSTAS	25
5.1. Gabarito	35
6. LISTA DE QUESTÕES COMENTADAS	36

Apresentação da Aula

Nessa aula, vamos falar sobre as Soluções, com foco nas medidas de concentração e nas Propriedades Coligativas. Também aproveitaremos o final da aula para comentar sobre as Reações de Oxirredução.

Devemos ter em mente que, nesse capítulo, estamos falando das soluções verdadeiras, que são misturas homogêneas.

Soluções nas Provas do ITA

O ITA tem cobrado diversas questões sobre Propriedades Coligativas. É um dos temas com maior incidência nesse rigoroso certame.

Além disso, é importante citar que as medidas de concentração são um assunto de base da Química. Portanto, é muito comum que seja cobrado em questões de outras partes da matéria. Você precisa, portanto, ficar atento.

1. Coeficiente de Solubilidade

O coeficiente de solubilidade diz respeito a o quanto de um determinado soluto é possível dissolver em uma determinada quantidade de solvente. É normalmente expresso em unidade de massa por volume.

$$C = \frac{\text{máxima quantidade de soluto que é possível dissolver}}{\text{quantidade de solvente}}$$

Por exemplo, o coeficiente de solubilidade do óxido de magnésio é 0,86 mg/L de água. Isso significa que, em 1 L de água, é possível dissolver apenas 0,86 mg de óxido de magnésio.

Se tentarmos dissolver menos, forma-se uma **solução insaturada**. Nas soluções insaturadas, existe uma quantidade de soluto inferior ao coeficiente de solubilidade. Portanto, é possível dissolver ainda mais soluto.

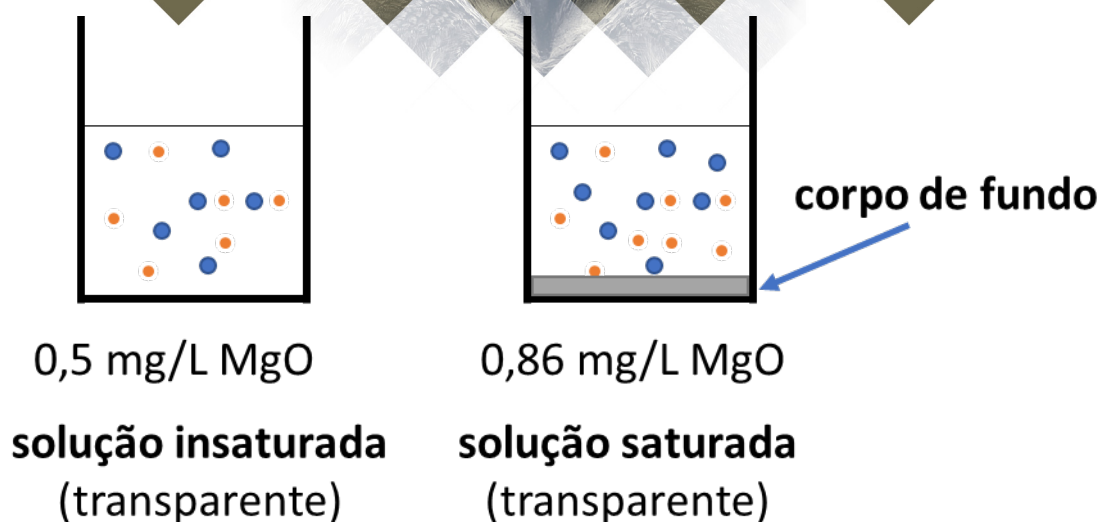


Figura 1: Solução Saturada e Insaturada

Por outro lado, se tentarmos dissolver 3 mg/L de óxido de magnésio em água, o que acontecerá é que somente 0,86 mg/L se dissolverá. Todo o restante do óxido de magnésio permanecerá no fundo do recipiente, na sua forma cristalina, o que é denominado **corpo de fundo**.



A presença de corpo de fundo é uma prova de que a **solução acima é saturada**.

A agitação de uma solução com corpo de fundo pode permitir a **dispersão, não a dissolução** do excedente que não estava dissolvido.

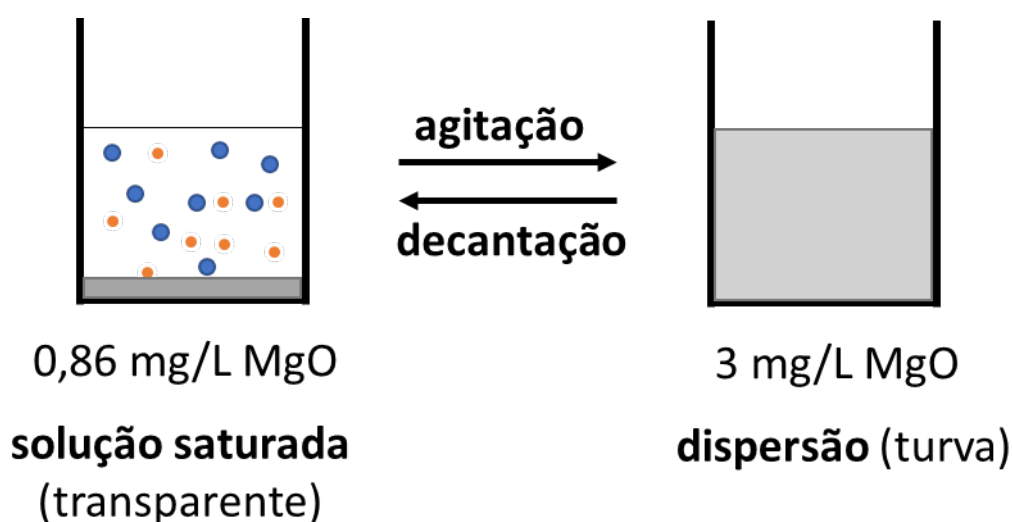


Figura 2: Agitação de uma Solução Saturada com Corpo de Fundo

Ao agitar uma solução saturada com corpo de fundo, obtém-se uma dispersão turva, não uma solução homogênea. Essa dispersão rapidamente decanta, se deixada em repouso, formando a solução saturada estável com corpo de fundo.

1. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Sabendo-se que a solubilidade do cloreto de sódio em água é igual a 40 g/L, determine se as soluções formadas são saturadas, insaturadas ou supersaturadas:

- a) 3g de cloreto de sódio e 100 mL de água
- b) 2g de cloreto de sódio e 50 mL de água
- c) 2 mol de cloreto de sódio e 3 L de água
- d) 1 mol de cloreto de sódio e 2 L de água
- e) 5 g de cloreto de sódio e 100 mL de água

Dados: Na = 23 g/mol, Cl = 35,5 g/mol

Comentários

Vamos analisar as proposições individualmente.

a)

$$C = \frac{3}{0,1} = 30 \text{ g/L} < 40 \text{ g/L}$$

Como a concentração obtida foi inferior ao coeficiente de solubilidade, a solução formada é insaturada.

b)

$$C = \frac{2}{0,05} = 40 \text{ g/L}$$

Como a concentração obtida foi igual ao coeficiente de solubilidade, a solução formada é saturada.

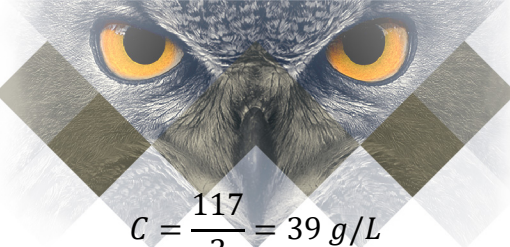
c) Como foi fornecida a quantidade em mol, precisamos

$$M_{NaCl} = 1.23 + 1.35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

Para calcular a massa de cloreto de sódio, precisamos multiplicar o número de mols do sal pela massa molar.

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \cdot M_{NaCl} = 2.58,5 = 117 \text{ g}$$

Agora, vamos calcular a concentração em gramas por litro da solução formada.


$$C = \frac{117}{3} = 39 \text{ g/L}$$

Como a concentração obtida foi inferior ao coeficiente de solubilidade, a solução formada é insaturada.

d) Para calcular a massa de cloreto de sódio, precisamos multiplicar o número de mols do sal pela massa molar.

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}} = 1,58,5 = 58,5 \text{ g}$$

Agora, vamos calcular a concentração em gramas por litro da solução formada.

$$C = \frac{58,5}{2} = 29,25 \text{ g/L}$$

Como a concentração obtida foi inferior ao coeficiente de solubilidade, a solução formada é insaturada.

e) Vamos calcular a concentração em grama por litro da solução formada.

$$C = \frac{5}{0,1} = 50 \text{ g/L}$$

Observe que esse valor é acima do coeficiente de solubilidade. Portanto, haverá um corpo de fundo e a solução formada será saturada, com a concentração exatamente igual a 40 g/L.

Vale lembrar que as soluções supersaturadas são instáveis e que elas só se formam por resfriamento lento.

Ao se misturar uma quantidade de NaCl superior ao próprio coeficiente de solubilidade, o excesso de sal se depositará no fundo do recipiente.

Nesse caso, 4 g se dissolvem formando uma solução saturada (40 g/L) e o restante (1 g) aparece como corpo de fundo.

Gabarito: 1, 3 e 4 insaturadas; 2 e 5 saturadas

2. Medidas de Concentração

A medida mais utilizada no dia-a-dia é a concentração comum. Porém, as mais importantes para a Química são a molaridade e a molalidade. Portanto, um dos principais aprendizados que você deve levar dessa seção é como converter uma unidade de concentração em outra, em especial, a concentração comum em molaridade, e vice-versa.

Ao longo dessa seção, utilizaremos alguns sub-índices que é útil você conhecer:

- **1:** soluto;
- **2:** solvente;

- **Sem índice:** solução como um todo.

No caso de soluções diluídas, o volume da solução é aproximadamente igual ao volume do solvente.

2.1. Concentração Comum ou em Massa

No dia-a-dia, a forma mais comum de expressar a concentração de um soluto é por meio da razão entre a massa do soluto e o volume da solução.

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}}$$

Não devemos confundir a concentração comum com a densidade da solução.

$\textcolor{red}{C} = \frac{m_1}{V} = \frac{\text{massa do } \textcolor{red}{\text{soluto}}}{\text{volume da solução}}$ <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"><div style="margin-right: 10px;">↑</div><div style="margin-right: 10px;">↓</div></div> <p>Concentração Comum</p>	$\textcolor{blue}{d} = \frac{m}{V} = \frac{\text{massa da } \textcolor{blue}{\text{solução}}}{\text{volume da solução}}$ <div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"><div style="margin-right: 10px;">↑</div><div style="margin-right: 10px;">↓</div></div> <p>Densidade</p>
---	---

Nas soluções aquosas, a unidade mais comum de medida de concentração é o **mg/L**, em que a massa do soluto é expressa em miligramas. Nesse caso, ela costuma ser expressa em **ppm** (ou partes por milhão).

A razão para isso é que 1 L de água corresponde a aproximadamente 1 kg. Dessa forma, 1 mg do soluto corresponde a aproximadamente 1 milionésimo da massa total da solução.

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ L}}$$
$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ L}} \cong \frac{10^{-3} \text{ g}}{10^3 \text{ g}} = \frac{1}{10^6}$$

2.2. Concentração em mol/L

A concentração em mol/L, antigamente chamada de **molaridade**, é a medida de concentração mais utilizada na Química. Ela costuma ser representada por uma letra M maiúscula manuscrita ou colocando a fórmula química do soluto entre colchetes.

$$\mathfrak{M} = [X] = \frac{n_2}{V} = \frac{\text{número de mols do soluto}}{\text{Volume da Solução}}$$

Ela pode ser extraída diretamente da concentração comum em gramas por litro dividindo-se pela massa molar do soluto.

$$\mathfrak{M} = \frac{C}{M_1}$$

Por exemplo, no exemplo anterior, a concentração do íon nitrato em solução é de 5 mg/L. Podemos obter a concentração em mol/L desse íon. Para isso, vamos obter o fator de conversão.

$$M_1 = \text{Massa Molar de } \text{NO}_3^- = 1.14 + 3.16 = 14 + 48 = 62 \text{ g/mol}$$

$$\mathfrak{M} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{62} \cong 0,08 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

2.3. Concentração Molal ou Molalidade

A molalidade ou concentração molal é muito utilizada no estudo das Propriedades Coligativas.

$$W = \frac{n_2}{m_2 \text{ (kg)}} = \frac{\text{número de mols do soluto}}{\text{massa do solvente (em kg)}}$$

Nas soluções aquosas diluídas, a massa do solvente é aproximadamente igual à massa da própria solução. Como a densidade da água é de 1 kg/L, nesses casos, a molalidade será numericamente aproximadamente igual à concentração em mol/L.

Por exemplo, no caso da solução $8 \cdot 10^{-5}$ mol/L, pode-se considerar que é aproximadamente $8 \cdot 10^{-5}$ molal.

Outro comando que pode ser utilizado é dizer que “1 litro da solução contém aproximadamente 1 kg de solvente”. Ao dizer isso, o enunciado está igualando os denominadores das expressões da concentração molar e da concentração molal.

2.4. Título

O título é uma unidade que pode gerar bastante confusão, porque ela pode se referir a massa, volume ou número de mols.

$$\tau = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}}$$
$$\tau = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}}$$
$$\tau = \frac{\text{número de mols do soluto}}{\text{número de mols da solução}}$$

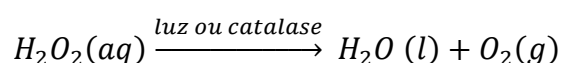
O título em massa é também referido pela notação P/P ou M/M. Por exemplo, uma solução de etanol 10% (M/M) é equivalente a uma solução de etanol 10% em massa.

Analogamente, o título em volume também pode ser referido pela notação V/V. Por exemplo, uma solução de etanol 10% (V/V) é o mesmo que uma solução de etanol 10% em volume.

Uma das formas mais comuns de se registrar o título é em **ppm**, que significa “partes por milhão”. Para isso, basta multiplicar por 1 milhão ou 10^6 .

2.4.1. Água Oxigenada

O peróxido de hidrogênio se decompõe na presença de luz ou de enzimas, como a catalase liberando oxigênio nascente.



Uma medida comum de concentração da água oxigenada é pela quantidade de volumes, que é, na verdade, uma razão entre o volume de oxigênio liberado e o volume da solução.

$$x = \frac{V_{O_2}}{V_{\text{solução}}}$$

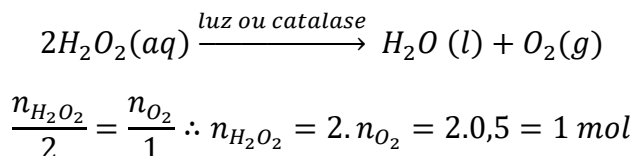
O volume de O_2 é considerado nas CNTP (sigla para as condições normais de temperatura e pressão), que corresponde à temperatura de 0°C e pressão de 1 atm. Nessas condições, o volume de 1 mol de qualquer gás é igual a:

$$V = 22,4 \text{ L/mol}$$

Por exemplo, um frasco de água oxigenada 11,2 volumes significa que 1 litro dessa solução produzirá 11,2 litros de oxigênio molecular nas CNTP. Com base nisso, podemos calcular o número de mols de gás produzido.

$$n_{O_2} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ mol}$$

Com base na estequiometria da decomposição do peróxido de hidrogênio, podemos calcular no número de mols presentes na solução desse composto.



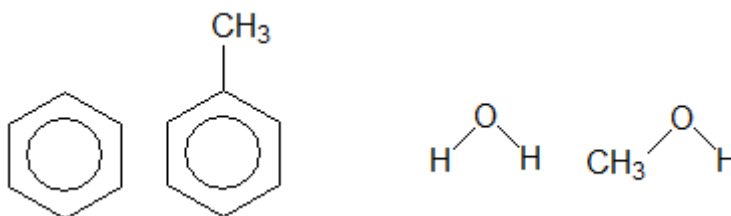
Agora, somos capazes de calcular a concentração molar.

$$[H_2O_2(aq)] = \frac{n}{V} = \frac{1}{1} = 1 \text{ mol/L}$$

2.5. Soluções Ideais e não Ideais

Uma solução ideal é aquela em que as interações intermoleculares soluto-solvente são muito semelhantes às interações soluto-soluto e solvente-solvente. Para isso, é necessário que as moléculas do soluto e do solvente sejam muito parecidas entre si.

Não existe uma solução completamente ideal, porém, algumas misturas que se aproximam razoavelmente desse modelo. Como exemplo, podemos citar: benzeno e tolueno; água e etanol.



O volume de uma solução ideal é exatamente igual à soma do volume do soluto com o volume do solvente separados. Além disso, não ocorre nenhum efeito térmico – liberação ou absorção de calor – durante a dissolução.

2.6. Lei da Diluição

A diluição consiste em adicionar mais solvente, de modo a diminuir a concentração (molar ou em massa) do solvente.

Popularmente, é o que fazemos quando preparamos o suco concentrado. Esse tipo de suco é vendido em pequenas embalagens, por exemplo, 500 mL. O modo de preparação consiste simplesmente em adicionar água até atingir o volume sugerido na embalagem, por exemplo, 2 litros.

Após adicionar água, o suco se tornou diluído. Isso acontece, porque **a mesma quantidade de soluto** é dissolvida numa **quantidade maior de solvente**. A diluição pode ser visualizada, por exemplo, na redução da intensidade da cor.

O processo de diluição é muito útil no dia a dia e também no laboratório e, por isso, também aparece muito em questões. Portanto, precisamos saber a famosa **Lei da Diluição**, que estabelece que a concentração será inversamente proporcional ao volume da solução. Matematicamente, podemos escrever:

$$[X]_0 V_0 = [X]_f V_f$$

A razão para essa igualdade é que o número de mols do soluto permanece constante durante a diluição. Somente o solvente é adicionado. E o número de mols do soluto pode ser calculado como o produto entre a concentração molar e o volume da solução.

$$n_X = [X]_0 V_0 = [X]_f V_f$$

Suponha que temos 100 mL de uma solução aquosa de cloreto de sódio, cuja concentração inicial é igual a 1 mol/L. O que aconteceria com a concentração da solução, se fosse acrescentado mais 400 mL de solvente?

Nesse caso, note que o volume total da solução passou a 500 mL. Com base nisso, podemos usar a lei da diluição.

$$1,0 \cdot 100 = [X]_f \cdot 0,500$$

$$\therefore [X]_f = \frac{1,0 \cdot 100}{0,500} = 0,200 \text{ mol/L}$$

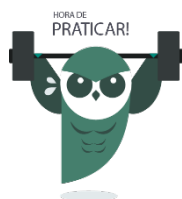
Observe que a mesma relação é válida para as concentrações em massa.

$$C_0 V_0 = C_f V_f$$

Nesse caso, a explicação é que os produtos das concentrações em massa pelo volume da solução são iguais à massa de soluto. Como, na diluição, a quantidade de soluto se mantém inalterada, concluímos que os produtos da concentração da solução pelo seu volume permanece também constante.

$$m_X = [X]_0 V_0 = [X]_f V_f$$

Dessa forma, guarde em mente que, numa diluição, em que a quantidade de soluto não é alterada, **a concentração da solução é inversamente proporcional ao seu volume.**



2. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Converta as seguintes concentrações de g/L para mol/L

a) 53 mg/L de carbonato de sódio

b) 88 mg/L de dióxido de carbono



Dados de Massas Atômicas: Na = 23 g/mol, K = 39 g/mol, C = 12 g/mol, N = 14 g/mol, O = 16 g/mol, Cl = 35,5 g/mol.

Comentários

Devemos nos lembrar que, para converter de concentração em massa para concentração molar, devemos dividir pela massa molar.

- a) Calculemos a massa molar do carbonato de sódio (Na_2CO_3).

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2.23 + 1.12 + 3.16 = 106 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = \frac{C}{M} = \frac{53.10^{-3}}{106} = \frac{1}{2} \cdot 10^{-3} = 5.10^{-4} \text{ mol/L}$$

- b) Calculemos a massa molar do dióxido de carbono (CO_2).

$$M_{\text{CO}_2} = 1.12 + 2.16 = 44 \text{ g/mol}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{C}{M} = \frac{88.10^{-3}}{44} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Gabarito: a) 5.10^{-4} mol/L ; b) 2.10^{-3} mol/L ;

3. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Converta as seguintes concentrações de mol/L para g/L

- a) 0,025 mol/L de hidrogenocarbonato de sódio

- b) 5.10^{-5} mol/L de fosfato de cálcio

Dados de Massas Atômicas: Na = 23 g/mol, K = 39 g/mol, C = 12 g/mol, N = 14 g/mol, O = 16 g/mol, Cl = 35,5 g/mol, H = 1 g/mol, Ca = 40 g/mol, P = 31 g/mol.

Comentários

Para fazer a conversão de concentração molar em concentração de massa, basta multiplicar pela massa molar.

- a) Calculemos a massa molar do hidrogenocarbonato de sódio (NaHCO_3).

$$M_{\text{NaHCO}_3} = 1.23 + 1.1 + 1.12 + 3.16 = 84 \text{ g/mol}$$

$$C = [\text{NaHCO}_3] \cdot M_{\text{NaHCO}_3} = 0,025.84 = 2,1 \text{ g/L}$$

- b) Calculemos a massa molar do fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$).

$$M_{Ca_3(PO_4)_2} = 3.40 + 2. [1.31 + 4.16] = 310 \text{ g/mol}$$

$$C = [Ca_3(PO_4)_2] \cdot M_{Ca_3(PO_4)_2} = 5.10^{-5} \cdot 310 = 1550.10^{-5} = 15.5.10^{-3}$$

$$C = 15,5 \text{ mg/L}$$

Gabarito: a) 2,1 g/L; b) 15,5 mg/L;

3. Titulação

Na titulação de um ácido ou de uma base, o **ponto de equivalência** é a quantidade da base titulante adicionada, para a qual tem-se:

$$n_{H^+}^{ácido} = n_{OH^-}^{base}$$

No ponto de equivalência, todo o ácido ou a base original é neutralizada. É importante destacar que a titulação não leva em consideração o grau de ionização, portanto, pouco importa se o ácido é fraco ou forte.

Deve-se simplesmente multiplicar o número mols de ácido presentes pelo número de hidrogênios ionizáveis que ele possui na molécula e igualar ao número de mols da base pelo número de OH^- que ela possui no composto.

$$n_{H^+}^{na \text{ molécula}} \cdot V_{ácido} \cdot [ácido] = n_{OH^-}^{composto} \cdot V_{base} \cdot [base]$$

Portanto, a quantidade de base necessária para titular 100 mL de uma solução 0,100 mol/L de um ácido forte (como HCl) é rigorosamente a mesma quantidade necessária para titular 100 mL de uma solução 0,100 mol/L de um ácido fraco (como CH_3COOH).

3.1. Equipamentos de Laboratório

Primeiro, é necessário um meio reacional, que pode ser um balão de fundo chato ou redondo. Esses equipamentos são muito úteis, porque permitem a agitação da solução, se necessário.

O segundo ponto que devemos saber é que a solução titulante deve ser colocada de maneira gradual e muito lenta. Por isso, não se pode utilizar uma solução exageradamente concentrada como titulante.

Além disso, deve-se utilizar um equipamento que permita o gotejamento **lento** da solução titulante sobre a amostra a ser titulada. A vidraria utilizada deve também ser **graduada** para saber o volume que foi gasto na titulação.



Figura 3: Titulação com uma Bureta e um Balão de Fundo Chato

Entre os equipamentos de laboratório que se prestam a esse papel, podemos citar a pipeta e a bureta. A bureta é mais utilizada, pois ela vem com uma torneira que permite o fluxo contínuo e mais regular da solução titulante.

3.2. Curva de pH

Um fato interessante é que **nem sempre o pH no ponto de equivalência é neutro ($\text{pH} = 7$)**. A razão para isso é que, embora todo o H^+ do ácido tenha sido neutralizado pelo OH^- da base, eles formam um sal. E a solução salina nem sempre é neutra. De maneira geral, tem-se:

- **Sal de ácido forte e base forte:** pH neutro ($\text{pH} = 7$);
- **Sal de ácido fraco e base forte:** pH alcalino ($\text{pH} > 7$);
- **Sal de ácido forte e base fraca:** pH ácido ($\text{pH} < 7$);
- **Sal de ácido fraco e base fraca:** o pH será ácido se o ácido forte mais forte que a base, e será alcalino, se a base for mais forte que o ácido;

3.2.1. Ácido Forte com Base Forte

Consideremos que inicialmente a solução a ser titulada tem volume igual a 1 litro e concentração 0,1 mol/L e que a solução titulante tem a mesma concentração. Traçaremos o gráfico do pH da solução em função da quantidade de solução titulante adicionada.

Na situação inicial, o pH da solução é igual a 1. Nesse caso, como o ácido e a base são fortes, o pH no ponto de equivalência é neutro ($\text{pH} = 7$). O gráfico correspondente é mostrado na Figura 4 à esquerda. Nessa titulação, o pH é sempre crescente à medida que se adiciona a base.

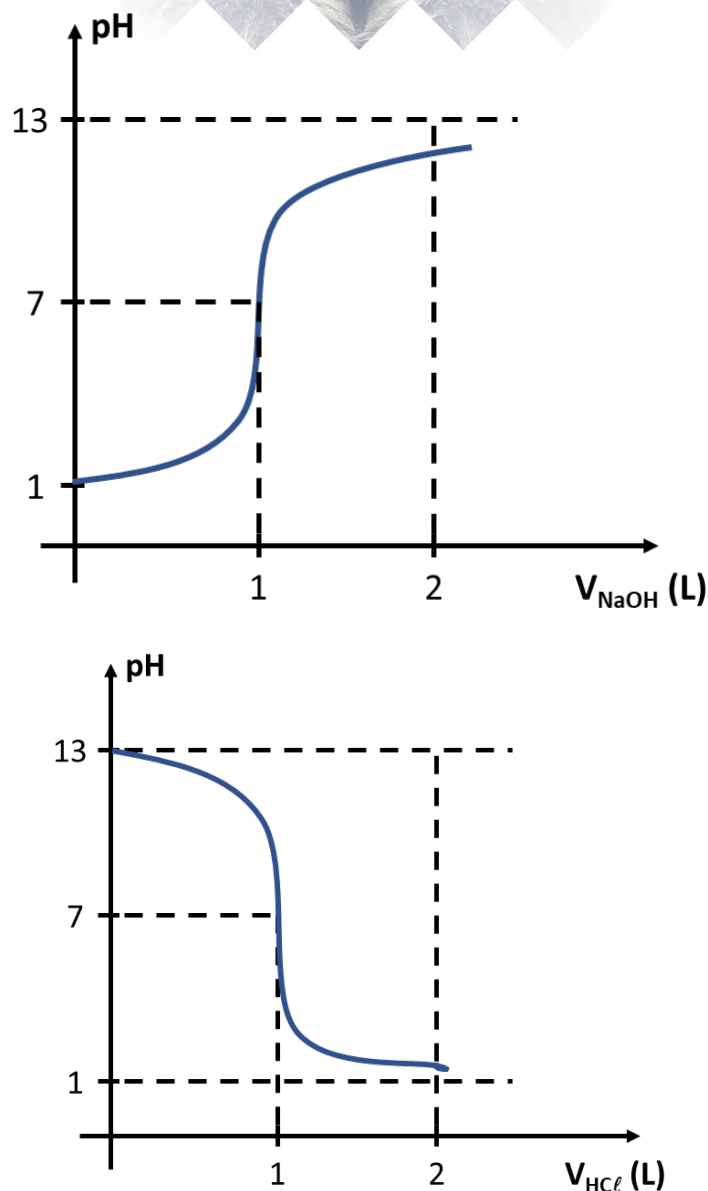


Figura 4: Titulação de Ácido Forte com Base Forte

Um gráfico muito semelhante é obtido na titulação do NaOH com o HCl (o que é mostrado na mesma figura à direita). Porém, nessa situação, o pH inicial é igual a 13, considerando a concentração da base igual a 1 mol/L e se reduz à medida que se acrescenta o ácido.

3.2.2. Titulação de uma Solução de Ácido Fraco por uma Solução de Base Forte

Agora, examinaremos o que acontece quando titulamos uma solução de 1 litro de ácido acético (CH_3COOH) 0,1 mol/L por uma solução de hidróxido de sódio de mesma concentração.

Devemos notar alguns pontos:

- O pH inicial dessa solução não é igual a 1, pois o ácido acético não é 100% dissociado. Ao fazer as contas, considerando o pH, obtém-se o valor de 4,8;
- Quando é acrescentado um volume de base igual à metade do que é necessário para neutralizar o ácido, forma-se um sistema tampão, que é bastante resistente à variação de pH;
- No ponto de equivalência, o pH é alcalino, porque é formado um sal de ácido fraco e base forte. Ao fazer as contas, obtém-se o valor igual a 9,2;

Por enquanto, não se preocupe em aprender a calcular o pH dessas soluções. Esse tema será visto na aula de Equilíbrio Iônico.

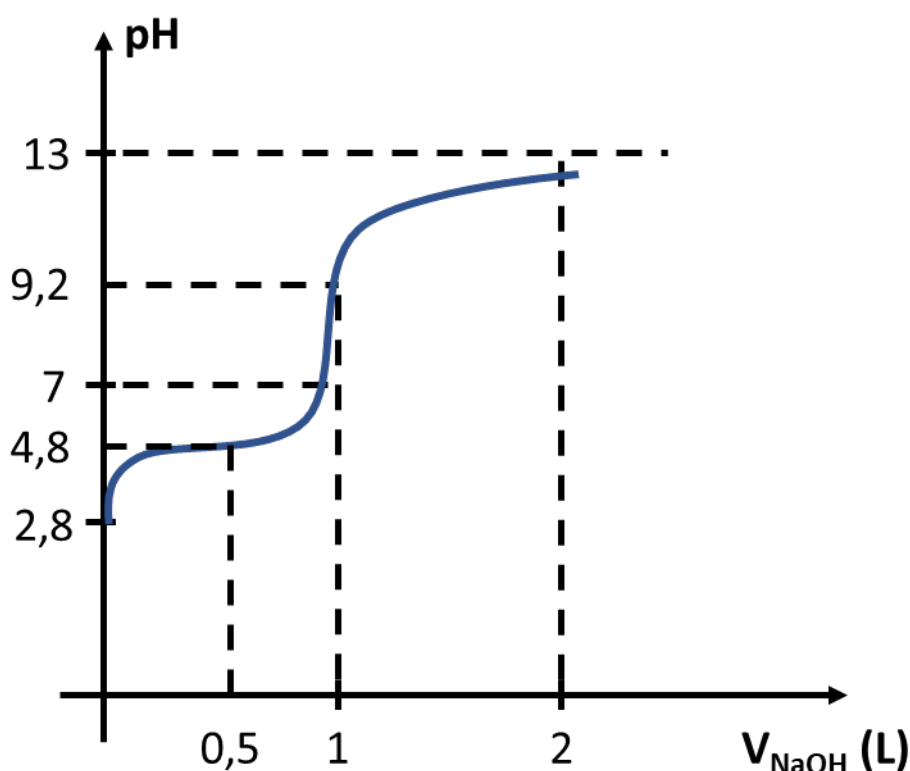


Figura 5: Curva de pH na titulação de Ácido Fraco (CH_3COOH) por uma solução aquosa de Base Forte (NaOH)

3.3. Indicadores de pH

Os indicadores de pH (ou ácido-base) são substâncias que variam a sua coloração de acordo com o pH do meio.

Um bom indicador ácido base tem uma **faixa de viragem** específica, que é uma faixa estreita de pH em que ele troca rapidamente de cor.

Tabela 1: Indicadores de pH e suas respectivas cores em diferentes valores de pH

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Azul de Timol	Red	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Green	Blue
Azul de Bromofenol	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Vermelho de Metila	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Vermelho de Fenol	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Fenofaleína	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow

Em uma titulação, o indicador de pH será útil quando for capaz de apontar com cores diferentes o momento em que ocorreu o ponto de equivalência.

Por exemplo, a fenolftaleína é muito utilizada na titulação de ácidos fortes por bases fortes, e vice-versa.

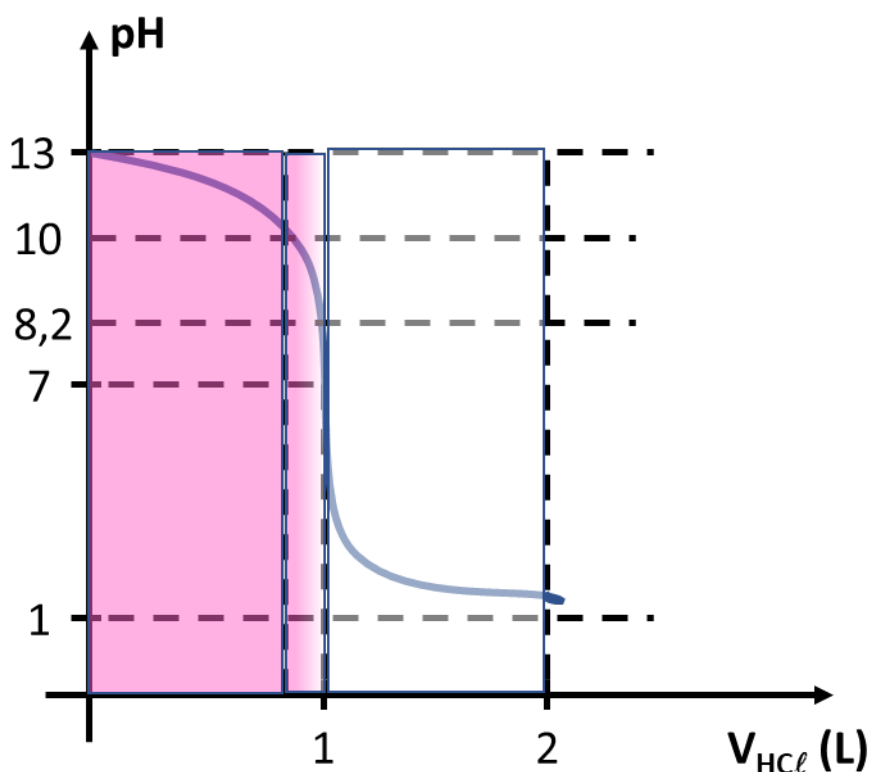


Figura 6: Cores da Fenolftaleína na Titulação de uma Solução de Base Forte (NaOH) por um Ácido Forte (HCl)

O azul de bromofenol, por sua vez, não é o mais adequado para a titulação de uma solução de ácido fraco com pH inicial igual a 5,0. Como esse pH já está acima da sua faixa de viragem, ele permanecerá violeta durante toda a titulação.

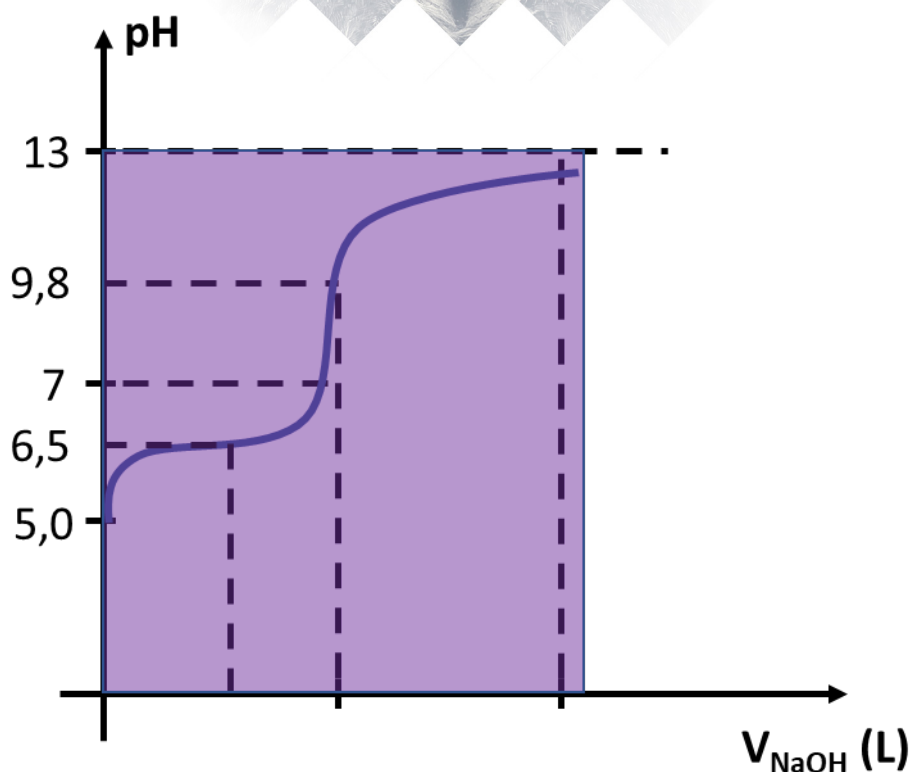


Figura 7: Exemplo de Titulação Mal Sucedida porque o Indicador não possui a faixa de viragem adequada

A escolha adequada do indicador de pH em uma titulação é muito importante. Deve-se utilizar, portanto, um indicador que tenha a sua faixa de viragem próxima do ponto de equivalência da titulação.

4. Propriedades Coligativas

Nesse capítulo, estudaremos os efeitos da adição de um **soluto não-volátil** sobre as propriedades físicas do solvente.

Como a redução da pressão de vapor decreta o aumento da temperatura de ebulição, uma regra que podemos utilizar é que os solutos não-voláteis são os que apresentam **temperatura de ebulição maior** que a do solvente.

São exemplos de solutos não-voláteis comuns:

- O açúcar;
- Os compostos iônicos.

Por outro lado, alguns solutos voláteis bastante comuns são:

- Álcool etílico;
- Acetona

Tome muito cuidado com as questões que envolvem solutos voláteis, pois eles **não exercem** os efeitos de modificar as temperaturas de fusão e ebulição do solvente.

4.1. Efeito Tonoscópico

A pressão parcial de vapor de cada componente da solução depende de dois fatores:

- A pressão de vapor do componente puro;
- A fração molar dos mesmos componentes na mistura.

Em uma solução ideal, a pressão parcial de cada componente da solução é igual ao produto de sua pressão quando puro pela sua fração molar.

$$P_i = (P_i)_{\text{puro}} \cdot x_i$$

No caso de uma solução aquosa de um soluto não-volátil, o incremento do teor molar do soluto provoca **o abaixamento na pressão de vapor do solvente**.

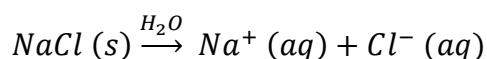
Podemos expressar esse abaixamento de duas formas: a pressão de vapor real do solvente será proporcional à sua própria fração molar; ou o abaixamento da pressão de vapor do solvente é proporcional à fração molar do soluto.

$$P_{\text{solvente}} = P^0 \cdot x_2$$

$$\Delta P = P^0 \cdot x_1$$

O único caso em que precisa ter cuidado é quando a dissolução envolve alterações na estrutura do soluto, inclusive com alteração no número de partículas.

O caso mais conhecido é quando o soluto sofre **dissociação iônica** ou **ionização** em meio aquoso. Por exemplo, a dissolução de cloreto de sódio em água libera os íons sódio (Na^+) e cloreto (Cl^-) em solução.



Sendo assim, cada fórmula de NaCl , quando dissolvida em água, libera duas partículas.

Vamos exemplificar calculando a pressão de vapor da água do meu aquário, que, para fins de cálculo, pode ser considerada como uma solução 40 g/L de cloreto de sódio em água.

Considerando essa solução a mais ideal possível, em 1 litro dessa solução, encontram-se 1000 g de água. Precisamos calcular o número de mols do solvente, o que pode ser feito dividindo-se a massa pela sua massa molar. Para isso, precisamos lembrar as massas dos elementos que compõem a água ($\text{H} = 1 \text{ g/mol}$; $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$).

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1000}{2.1 + 1.16} = \frac{1000}{18} = 55,6 \text{ mol}$$

Em 1 litro dessa solução, encontramos 40 g de cloreto de sódio. O número de mols correspondente pode ser calculado dividindo-se a massa de cloreto de sódio pela sua massa molar. Para isso, precisamos lembrar as massas dos elementos (Na = 23 g/mol; Cl = 35,5 g/mol).

$$n_{NaCl} = \frac{40}{23 + 35,5} = \frac{40}{58,5} \cong 0,68 \text{ mol}$$

Porém, quando dissolvido em água, cada mol do soluto libera 2 mols de íons.

$$n_1 = 2 \cdot 0,68 = 1,36 \text{ mol}$$

Dessa maneira, o total de mols em solução é igual à soma do número de mols de água com o número de mols de íons liberados pelo cloreto de sódio.

$$n = n_1 + n_2 = 1,36 + 55,6 \cong 57 \text{ mol}$$

Portanto, o abaixamento da pressão de vapor provocada pela adição de soluto é:

$$\Delta P = P^0 \cdot x_1 = 18 \cdot \frac{1,36}{57} = 0,43 \text{ mmHg}$$

4.2. Efeitos Ebulioscópico e Crioscópico

Em uma solução de um soluto não-volátil, é importante registrar que **somente o solvente sofre mudanças de estado físico**.

A adição de um soluto **não-volátil** – jamais se esqueça de que as Propriedades Coligativas se referem a esse tipo de soluto – provoca **aumento na temperatura de congelamento** e **redução na temperatura de congelamento**.

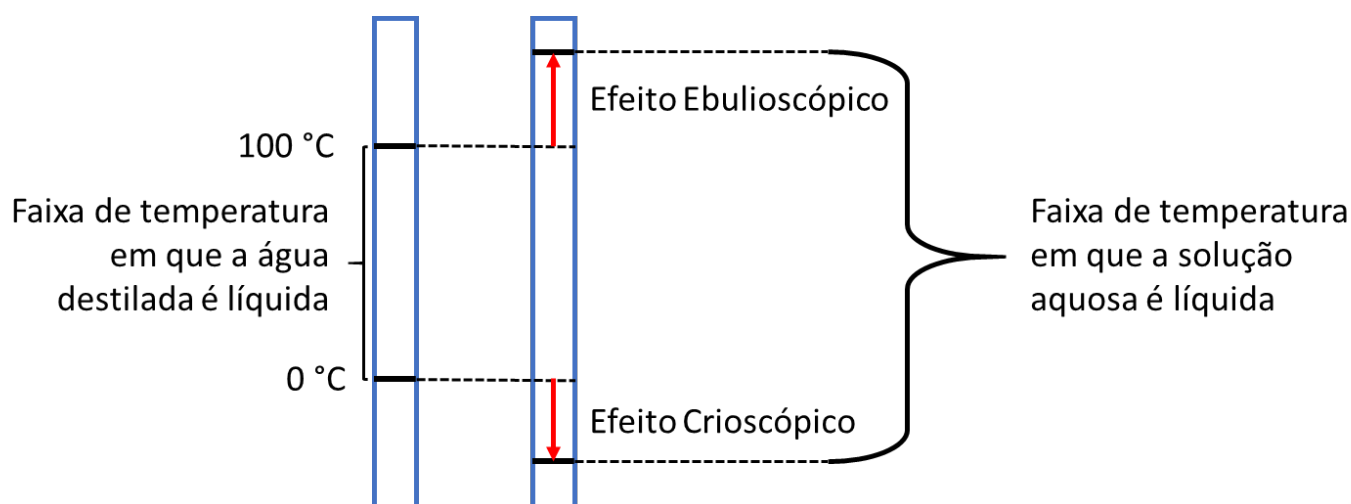


Figura 8: Variação da Temperatura de Ebulição e Congelamento da Água após receber solutos não-voláteis

As variações nas temperaturas de mudança de estado são expressas em função da molalidade do soluto e do fator de van't Hoff. Dependem também das constantes ebulioscópica e crioscópica, que são características do solvente.

$$\Delta T_E = K_e W i$$

$$\Delta T_C = K_c W i$$

O fator de van't Hoff (**i**) diz respeito à razão do número de mols de partículas em solução pelo número de mols da substância que foi originalmente dissolvida.

- Caso a substância não sofra nenhum processo de quebra ou junção de moléculas, o seu fator de van't Hoff será igual a 1. É o caso da maioria dos solventes moleculares, exceto os ácidos, como o açúcar.
- Quando o soluto sofre ionização ou dissociação iônica, devemos levar em conta esse fato. Por exemplo, considere a dissolução de ácido clorídrico (HCl) em água. Considerando que esse ácido é forte (100% de ionização), temos que:

	HCl	$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	$\text{H}^+(\text{aq})$	+	$\text{Cl}^-(\text{aq})$	Total de Espécies Químicas
Início	1 mol		0		0	1 mol
Reage	1 mol		1 mol		1 mol	
Final	0 mol		1 mol		1 mol	2 mol

Dessa maneira, o fator de van't Hoff é igual à razão entre o número de mols ao final da reação de dissolução e o número de mols inicialmente dissolvidos.

$$i = \frac{2}{1} = 2$$

Portanto, os efeitos coligativos do HCl devem ser multiplicados por dois.

- Quando a adição for de um ácido fraco, podemos utilizar a seguinte regra:

$$i = 1 + \alpha$$

4.3. Pressão Osmótica

A osmose é um fenômeno natural que acontece quando se tem **uma membrana semipermeável** entre dois meios. As membranas semipermeáveis são aquelas que permitem somente a passagem do solvente. É o caso das membranas celulares e da membrana do ovo (que fica abaixo da casaca).

No processo de osmose, dois meios são importantes:

- **Hipertônico:** é o meio em que o soluto está em maior concentração;
- **Hipotônico:** é o meio em que o soluto está em menor concentração.

No processo de osmose, o solvente passa do meio mais hipotônico para o meio mais hipertônico. A tendência natural da osmose é **igualar as concentrações entre os dois meios**.

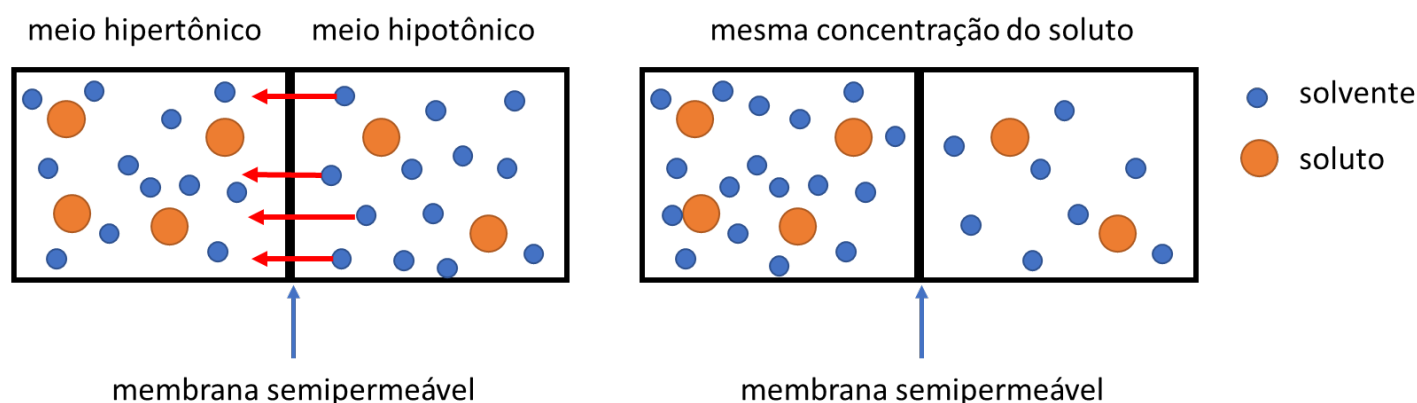


Figura 9: Processo de Osmose

Contudo a osmose pode ser evitada se for aplicada uma pressão sobre o lado mais hipertônico.

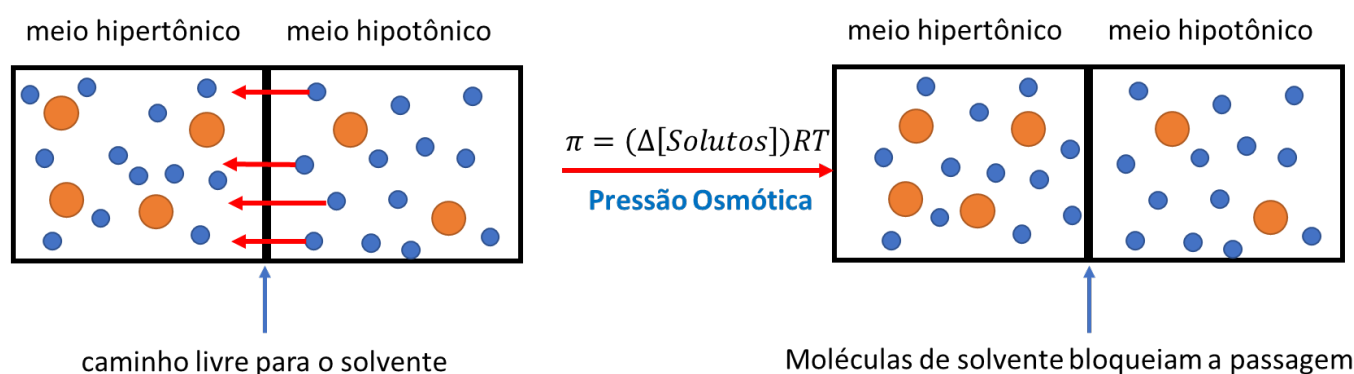


Figura 10: Pressão Osmótica

Com a aplicação de pressão, as moléculas de solvente no meio hipertônico se deslocam para as fronteiras da membrana semipermeável, dificultando que as moléculas do outro lado a atravessem.

A **pressão osmótica** é definida como a menor pressão necessária para cessar a osmose. Ela é calculada em função da diferença entre as concentrações dos solutos dos lados da membrana.

$$\pi = \Delta[\text{Solutos}]RT$$

A pressão osmótica é a menor pressão necessária para impedir a osmose. Caso a pressão aplicada seja superior, ocorrerá o fenômeno da **osmose reversa**.

A osmose reversa consiste na passagem do solvente do meio hipertônico para o meio hipotônico, contrariando a sua tendência natural. Ela é um dos meios mais utilizados para a produção de água destilada com altíssimo grau de pureza.

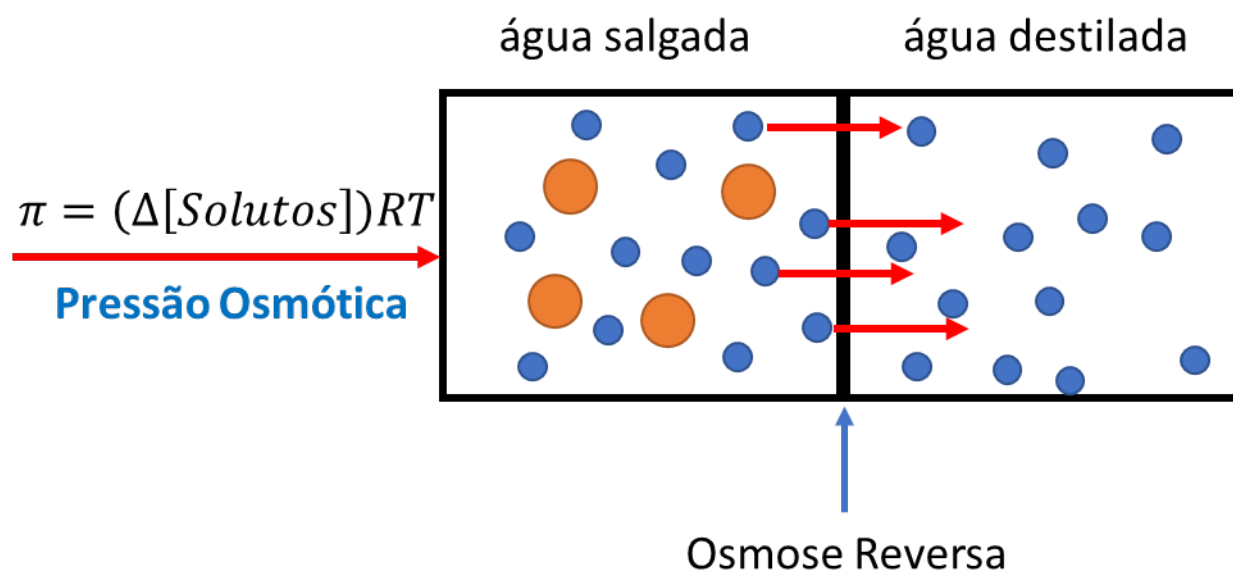


Figura 11: Produção de Água Destilada a partir de Osmose Reversa

A osmose reversa é bastante utilizada para a produção de água destilada (nesse caso, denominada água de RO, que significa *reverse osmose*) em escala de laboratório.

ESCLARECENDO!



Os termos **R** e **T** na expressão da Pressão Osmótica serão mais bem estudados no Capítulo sobre Gases. Porém, como eles já apareceram aqui nesse capítulo, você precisa entender um pouco sobre eles.

O coeficiente **R** é a Constante Universal dos Gases, cujo valor é:

$$R = 0,082 \text{ atm. L}/(\text{mol. K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol. K})$$

É preciso ter bastante atenção para utilizar **R** nas unidades coerentes com o que se deseja calcular a pressão osmótica. Se a pressão osmótica for pedida em **atm**, que é a unidade mais comum na Química, utiliza-se o valor 0,082. Se ela for pedida nas unidades do SI (**N/m²**), deve-se utilizar o valor de 8,31.

Já **T** se refere à temperatura absoluta. Essa temperatura é usualmente medida na Escala Kelvin, que pode ser obtida somando 273 à temperatura em graus Celsius.

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$$

4.4. Determinação de Massas Molares

Um caminho a seguir na Química Analítica para determinar uma substância desconhecida. Até o momento, aprendemos as duas primeiras etapas. A terceira somente será vista nos nossos estudos de Química Orgânica.

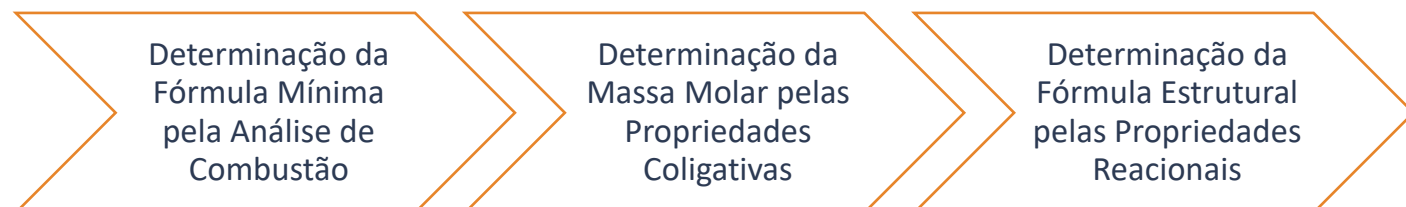


Figura 12: Procedimento para a Determinação Experimental de uma Substância Desconhecida



4. (Estratégia Militares – TFC - Inédita)

Determine:

- A temperatura de ebulição de uma solução aquosa 0,2 mol/kg de cloreto de cálcio.
- A pressão osmótica de uma solução 0,03 mol/L de uma solução aquosa de sacarose a 27°C.
- A temperatura de ebulição de uma solução 2 mol/kg de uma solução aquosa de cloreto de sódio.

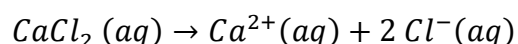
Dados de Massas Atômicas: $K_E = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / (\text{mol} \cdot \text{K}) = 8,31 \text{ J} / (\text{mol} \cdot \text{K})$

Comentários

- a) Vamos aplicar a expressão para a temperatura de ebulição.

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$$

O cloreto de cálcio (CaCl_2) se decompõe, liberando 3 íons.



Dessa forma, o fator de van't Hoff para o sal é $i = 3$.

$$\Delta T_E = 1,86 \cdot 0,2 \cdot 3 = 1,116 \text{ } ^\circ\text{C}$$

O fator calculado corresponde ao aumento da temperatura de ebulição em relação ao solvente puro, que é igual a 100°C.

$$T_E = 100 + 1,116 = 101,116^\circ\text{C}$$

b) A pressão osmótica é calculada pela seguinte expressão.

$$\pi = [\text{solute}] \cdot RT$$

O soluto é a sacarose, que não se dissocia, quando dissolvido em água. Portanto, o seu fator de van't Hoff é $i = 1$.

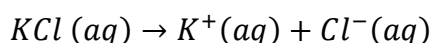
Além disso, note que a temperatura deve ser calculada em Kelvin. Para isso, precisamos somar 273. Logo, a temperatura em Kelvin é $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$.

$$\pi = 0,03 \cdot 0,082 \cdot 300 \cong 0,738 \text{ atm}$$

c) Vamos aplicar a expressão para a temperatura de ebulição.

$$\Delta T_E = K_E \cdot W \cdot i$$

O cloreto de potássio (KCl) se decompõe, liberando 2 íons.



Dessa forma, o fator de van't Hoff para o sal é $i = 2$.

$$\Delta T_E = 1,86 \cdot 2 \cdot 2 = 7,44^\circ\text{C}$$

O fator calculado corresponde ao aumento da temperatura de ebulição em relação ao solvente puro, que é igual a 100°C .

$$T_E = 100 + 7,44 = 107,44^\circ\text{C}$$

Gabarito: a) $101,116^\circ\text{C}$; b) $0,738 \text{ atm}$; c) $15,5 \text{ mg/L}$; d) $107,44^\circ\text{C}$

5. Lista de Questões Propostas

CONSTANTES

Constante de Avogadro (N_A)	$= 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de Faraday (F)	$= 9,65 \times 10^4 \text{ }^\circ\text{C mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ A s mol}^{-1} = 9,65 \times 10^4 \text{ J V}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Volume molar de gás ideal	$= 22,4 \text{ L (CNTP)}$
Carga elementar	$= 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Constante dos gases (R)	$= 8,21 \times 10^{-2} \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 1,98 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
Constante gravitacional (g)	$= 9,81 \text{ m s}^{-2}$
Constante de Planck (h)	$= 6,626 \times 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg s}^{-1}$
Velocidade da luz no vácuo	$= 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Número de Euler (e)	$= 2,72$

DEFINIÇÕES

Pressão: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} = 760 \text{ Torr} = 1,01325 \text{ bar}$

Energia: $1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP): 0°C e 760 mmHg

Condições ambientes: 25°C e 1 atm

Condições padrão: 1 bar ; concentração das soluções = 1 mol L^{-1} (rigorosamente: atividade unitária das espécies); sólido com estrutura cristalina mais estável nas condições de pressão e temperatura em questão

(s) = sólido. (l) = líquido. (g) = gás. (aq) = aquoso. (CM) = circuito metálico. (conc) = concentrado.

(ua) = unidades arbitrárias. [X] = concentração da espécie química em mol L^{-1}

MASSAS MOLARES

Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})	Elemento Químico	Número Atômico	Massa Molar (g mol^{-1})
H	1	1,01	Mn	25	54,94
Li	3	6,94	Fe	26	55,85
C	6	12,01	Co	27	58,93
N	7	14,01	Cu	29	63,55
O	8	16,00	Zn	30	65,39
F	9	19,00	As	33	74,92
Ne	10	20,18	Br	35	79,90
Na	11	22,99	Mo	42	95,94
Mg	12	24,30	Sb	51	121,76
Al	13	26,98	I	53	126,90
Si	14	28,08	Ba	56	137,33
S	16	32,07	Pt	78	195,08
Cl	17	35,45	Au	79	196,97
Ca	20	40,08	Hg	80	200,59

1. (TFC – INÉDITA)



Sabendo-se que a solubilidade do cloreto de sódio em água é igual a 40 g/L, determine se as soluções formadas são saturadas, insaturadas ou supersaturadas:

- a) 3g de cloreto de sódio e 100 mL de água
- b) 2g de cloreto de sódio e 50 mL de água
- c) 2 mol de cloreto de sódio e 3 L de água
- d) 1 mol de cloreto de sódio e 2 L de água
- e) 5 g de cloreto de sódio e 100 mL de água

Dados: Na = 23 g/mol, Cl = 35,5 g/mol

2. (TFC – INÉDITA)

Converta as seguintes concentrações de g/L para mol/L

- a) 53 mg/L de carbonato de sódio
- b) 88 mg/L de dióxido de carbono

Dados de Massas Atômicas: Na = 23 g/mol, K = 39 g/mol, C = 12 g/mol, N = 14 g/mol, O = 16 g/mol, Cl = 35,5 g/mol.

3. (TFC – INÉDITA)

Converta as seguintes concentrações de mol/L para g/L

- a) 0,025 mol/L de hidrogenocarbonato de sódio
- b) $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L de fosfato de cálcio

Dados de Massas Atômicas: Na = 23 g/mol, K = 39 g/mol, C = 12 g/mol, N = 14 g/mol, O = 16 g/mol, Cl = 35,5 g/mol, H = 1 g/mol, Ca = 40 g/mol, P = 31 g/mol.

4. (TFC – INÉDITA)

Determine:

- a) A temperatura de ebulição de uma solução aquosa 0,2 mol/kg de cloreto de cálcio.
- b) A pressão osmótica de uma solução 0,03 mol/L de uma solução aquosa de sacarose a 27°C.
- c) A temperatura de ebulição de uma solução 2 mol/kg de uma solução aquosa de cloreto de sódio.

Dados de Massas Atômicas: $K_E = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{molal}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / (\text{mol} \cdot \text{K}) = 8,31 \text{ J} / (\text{mol} \cdot \text{K})$

5. (ITA – 2018)

São feitas as seguintes proposições a respeito de propriedades coligativas:

- I. A pressão osmótica depende do tipo de solvente para um dado soluto.
- II. A criometria usa o abaixamento do ponto de congelamento do solvente para medir a massa molar do soluto.



III. Na ebuliometria, a variação da temperatura de ebulição depende da concentração molal de soluto não volátil utilizado.

IV. Na tonometria, ocorre abaixamento da pressão de vapor de uma solução que contém um soluto não volátil, em relação ao solvente puro.

Das proposições acima é(são) CORRETA(S)

- a) apenas I.
- b) apenas I e III.
- c) apenas II, III e IV.
- d) apenas II e IV.
- e) todas.

6. (ITA – 2017)

A adição de certa massa de etanol em água diminui a temperatura de congelamento do solvente em $18,6^{\circ}\text{C}$. Sabendo que a constante crioscópica da água é de $1,86^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$, assinale a porcentagem em massa do etanol nesta mistura.

- a) 10,0 %.
- b) 18,6 %.
- c) 25,0 %.
- d) 31,5 %.
- e) 46,0 %.

7. (ITA – 2017)

A pressão de vapor da água pura é de 23,8 torr a 25°C . São dissolvidos 10,0 g de cloreto de sódio em 100,0 g de água pura a 25°C . Assinale a opção que indica o valor do abaixamento da pressão de vapor da solução, em torr.

- a) 22,4
- b) 11,2
- c) 5,6
- d) 2,8
- e) 1,4

8. (ITA – 2017)

A reação do mercúrio metálico com excesso de ácido sulfúrico concentrado a quente produz um gás mais denso do que o ar. Dois terços deste gás são absorvidos e reagem completamente com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, formando 12,6 g de um sal. A solução de ácido sulfúrico utilizada tem massa específica igual a $1,75\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ e concentração de 80 % em massa. Assinale a alternativa que apresenta o volume consumido da solução de ácido sulfúrico, em cm^3 .

- a) 11



- b) 21
- c) 31
- d) 41
- e) 51

9. (ITA – 2017)

Considere duas soluções, X e Y, de um mesmo soluto genérico. A solução X tem 49% em massa do soluto, enquanto a solução Y possui 8% em massa do mesmo soluto. Quer-se obter uma terceira solução, que tenha 20% em massa deste soluto, a partir da mistura de um volume V_X da solução X com um volume V_Y da solução Y. Considerando que todas as soluções envolvidas exibem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta a razão V_X/V_Y CORRETA.

- a) 12/29.
- b) 29/12.
- c) 19/12.
- d) 12/19.
- e) 8/49.

10. (ITA – 2015)

Considere uma solução saturada do sal MX que é pouco solúvel em água destilada a 25 °C. Seja γ a condutância da água destilada é $(\gamma + 2,0 \cdot 10^{-7}) \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ a condutância da solução. Sabendo que as condutividades iônicas molares dos íons M^+ e X^- são, respectivamente, $60 \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ e $40 \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$, determine a solubilidade do MX em água em mol dm^{-3} .

11. (ITA SP/2013)

Nas condições ambientes, 0,500g de um resíduo sólido foi dissolvido completamente em aproximadamente 13 mL de uma mistura dos ácidos nítrico e fluorídrico ($\text{HNO}_3 : \text{HF} = 10 : 3$). A solução aquosa ácida obtida foi quantitativamente transferida para um balão volumétrico com capacidade de 250 mL e o volume do balão completado com água desmineralizada. A análise quantitativa dos íons de ferro na solução do balão revelou que a quantidade de ferro nesta solução era igual a $40,0 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Respeitando o número de algarismos significativos, determine a quantidade de ferro (em % em massa) presente no resíduo sólido. Mostre o raciocínio e os cálculos realizados para chegar à sua resposta.

12. (ITA SP/2014)

A pressão de vapor de uma solução ideal contendo um soluto não-volátil dissolvido é diretamente proporcional à

- a) fração molar do soluto.
- b) fração molar do solvente.
- c) pressão osmótica do soluto.
- d) molaridade, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, do solvente.
- e) molalidade, em $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$, do solvente.



13. (ITA – 2013)

Uma solução líquida constituída por dois componentes A e B e apresentando comportamento ideal, conforme Lei de Raoult, está em equilíbrio com seu vapor. Utilizando a notação:

x_A e x_B para as respectivas frações em mol para as respectivas frações em A e B na solução líquida,

p_A e p_B para as respectivas pressões de vapor de A e B no vapor em equilíbrio com a solução líquida, e

p_A^0 e p_B^0 para as respectivas pressões de vapor de A puro e B puro numa mesma temperatura,

assinale a opção que apresenta a relação CORRETA para a pressão de vapor de A (p_A) em equilíbrio com a solução líquida.

a) $p_A = p_A^0 \cdot (1 - x_A)$

b) $p_A = p_B^0 \cdot (1 - x_B)$

c) $p_A = p_B^0 \cdot x_A$

d) $p_A = p_A^0 \cdot x_A$

e) $p_A = p_B^0 \cdot x_B$

14. (ITA – 2015)

Assinale a opção que apresenta os instrumentos de medição de volume mais indicados para a realização de uma titulação.

a) Bureta e erlenmeyer

b) Proveta e erlenmeyer

c) Pipeta volumétrica e erlenmeyer

d) Proveta e béquer

e) Pipeta volumétrica e béquer

15. (ITA – 2011)

A solução aquosa 6% em massa de água oxigenada (H_2O_2) é geralmente empregada como agente branqueador para tecidos e cabelos. Pode-se afirmar que a concentração aproximada dessa solução aquosa, expressa em volumes, é

a) 24.

b) 20.

c) 12.

d) 10.

e) 6.

Obs.: Considere o volume molar de gases nas CNTP é igual a 22,4 L/mol.

**16. (ITA – 2011)**

A 25 °C, as massas específicas do etanol e da água, ambos puros, são $0,8 \text{ g cm}^{-3}$ e $1,0 \text{ g cm}^{-3}$, respectivamente. Adicionando 72 g de água pura a 928 g de etanol puro, obteve-se uma solução com 1208 cm^3 de volume.

Assinale a opção que expressa a concentração desta solução em graus Gay-Lussac (°GL).

- a) 98
- b) 96
- c) 94
- d) 93
- e) 72

17. (TFC – 2011)

Considere uma solução de um soluto X em um solvente Y. A soma dos títulos do soluto e do solvente em número de mols, em massa e em volume devem ser necessariamente iguais a 100%? Justifique a sua resposta.

18. (ITA – 2008)

Qual das substâncias abaixo não é empregada na fabricação da pólvora negra?

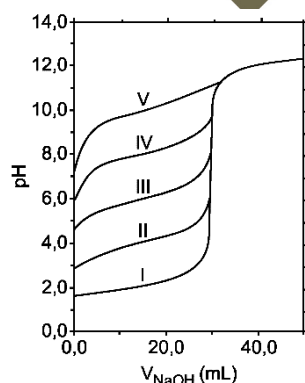
- a) trinitrotolueno
- b) enxofre
- c) carvão
- d) nitrato de sódio
- e) nitrato de potássio

19. (ITA – 2006)

São fornecidas as seguintes informações a respeito de titulação ácido-base:

I – A figura mostra as curvas de titulação de 30,0 mL de diferentes ácidos (I, II, III, IV e V), todos a $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, com uma solução aquosa $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ em NaOH.

II – O indicador fenolftaleína apresenta o intervalo de mudança de cor entre pH 8,0 a 10,0, e o indicador vermelho de metila, entre pH 4,0 a 6,0.



Considerando estas informações, é CORRETO afirmar que:

- a) o indicador vermelho de metila é mais adequado que a fenolftaleína para ser utilizado na titulação do ácido IV.
- b) o indicador vermelho de metila é mais adequado que a fenolftaleína para ser utilizado na titulação do ácido V.
- c) o ácido III é mais forte que o ácido II.
- d) os dois indicadores (fenolftaleína e vermelho de metila) são adequados para a titulação do ácido I.
- e) os dois indicadores (fenolftaleína e vermelho de metila) são adequados para a titulação do ácido III.

20. (ITA – 2005)

Esta tabela apresenta a solubilidade de algumas substâncias em água, a 15°C:

Substância	Solubilidade (g soluto / 100g H ₂ O)
ZnS	0,00069
ZnSO ₄ · 7H ₂ O	96
ZnSO ₃ · 2H ₂ O	0,16
Na ₂ S · 9H ₂ O	46
Na ₂ SO ₄ · 7H ₂ O	44
Na ₂ SO ₃ · 2H ₂ O	32

Quando 50 mL de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ em sulfato de zinco são misturados a 50 mL de uma solução aquosa 0,010 mol L⁻¹ em sulfito de sódio, à temperatura de 15°C, espera-se observar:

- a) a formação de uma solução não saturada constituída pela mistura das duas substâncias.
- b) a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de zinco.
- c) a precipitação de um sólido constituído por sulfito de zinco.
- d) a precipitação de um sólido constituído por sulfato de zinco.
- e) a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de sódio.

21. (ITA – 2004)

Deseja-se preparar 57 gramas de sulfato de alumínio $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$ a partir de alumínio sólido (Al) praticamente puro, e ácido sulfúrico (H_2SO_4). O ácido sulfúrico disponível é uma solução aquosa 96 % (m/m), com massa específica de $1,4\text{gcm}^{-3}$.

a) Qual a massa, em gramas, de alumínio necessária para preparar a quantidade de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.

b) Qual a massa, em gramas, de ácido sulfúrico necessária para preparar a quantidade de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.

c) Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), qual é o volume, em litros, de gás formado durante a preparação da quantidade de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.

d) Caso a quantidade especificada de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ seja dissolvida em água acidulada, formando 1 L de solução, qual a concentração de íons Al^{3+} e de íons SO_4^{2-} existentes nesta solução?

22. (ITA – 2001)

Um litro de uma solução aquosa contém 0,30 mol de íons Na^+ , 0,28 mol de Cl^- , 0,10 mol de íons SO_4^{2-} e x mol de íons Fe^{3+} . A concentração de íons Fe^{3+} (em mol/L) presentes nesta solução é:

- a) 0,03
- b) 0,06
- c) 0,08
- d) 0,18
- e) 0,26

23. (ITA – 1999)

Para preparar 80 L de uma solução aquosa 12% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = $1,10\text{ g/cm}^3$) foram adicionados x litros de uma solução aquosa 44% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = $1,50\text{ g/cm}^3$) e y litros de água deionizada (massa específica = $1,00\text{ g/cm}^3$). Os valores de x e y são respectivamente:

- a) 12 L e 68 L
- b) 16 L e 64 L
- c) 30 L e 50 L
- d) 36 L e 44 L
- e) 44 L e 36 L

24. (ITA – 1998)

Fazendo-se borbulhar gás cloro através de 1,0 litro de uma solução de hidróxido de sódio, verificou-se ao final do experimento que todo hidróxido de sódio foi consumido, e que na solução resultante foram formados 2,5 mols de cloreto de sódio. Considerando que o volume não foi alterado durante todo o processo, e que na temperatura em questão tenha ocorrido apenas a reação correspondente à seguinte equação química, não balanceada:





Qual deve ser a concentração inicial do hidróxido de sódio?

- a) 6,0 mol/L
- b) 5,0 mol/L
- c) 3,0 mol/L
- d) 2,5 mol/L
- e) 2,0 mol/L

25. (ITA – 2012 – ADAPTADA)

Uma amostra de 2×10^{-2} g de um determinado composto orgânico é dissolvida em 300 mL de água a 25 °C, resultando numa solução de pressão osmótica 0,027 atm. Pode-se afirmar, então, que o composto orgânico é o(a) :

- a) ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$).
- b) etileno glicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$).
- c) etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$).
- d) uréia ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$).
- e) tri-fluor-carbono (CHF_3).

26. (ITA SP/2003)

O abaixamento da temperatura de congelamento da água numa solução aquosa com concentração molar de soluto igual a $0,100 \text{ mol kg}^{-1}$ é

$0,55^\circ\text{C}$. Sabe-se que a constante crioscópica da água é igual a $1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$. Qual das opções abaixo contém a fórmula molecular CORRETA do soluto?

- a) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
- b) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$
- c) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- d) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- e) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



5.1. Gabarito

1. 1, 3 e 4 insaturadas; 2 e 5 saturadas
2. a) $5 \cdot 10^{-4}$ mol/L; b) $2 \cdot 10^{-3}$ mol/L;
3. a) 2,1 g/L; b) 15,5 mg/L;
4. a) 101,116 °C; b) 0,738 atm; c) 15,5 mg/L; d) 107,44 °C
5. C
6. D
7. E
8. B
9. A
10. $2 \cdot 10^{-6}$
11. 2%
12. B
13. D
14. A
15. B
16. B
17. sim; sim; não
18. A
19. D
20. A
21. a) 9 g; b) 98 g; c) 11,2 L; d) $[Al^{3+}] = 0,333$ mol/L; $SO_4^{2-} = 0,50$ mol/L
22. B
23. B
24. C
25. D
26. B

6. Lista de Questões Comentadas

5. (ITA – 2018)

São feitas as seguintes proposições a respeito de propriedades coligativas:

- I. A pressão osmótica depende do tipo de solvente para um dado soluto.
- II. A criometria usa o abaixamento do ponto de congelamento do solvente para medir a massa molar do soluto.
- III. Na ebuliometria, a variação da temperatura de ebulição depende da concentração molal de soluto não volátil utilizado.
- IV. Na tonometria, ocorre abaixamento da pressão de vapor de uma solução que contém um soluto não volátil, em relação ao solvente puro.

Das proposições acima é(são) CORRETA(S)

- a) apenas I.
- b) apenas I e III.
- c) apenas II, III e IV.
- d) apenas II e IV.
- e) todas.

Comentários

Vamos analisar as proposições individualmente.

I – É muito interessante notar que a pressão osmótica é expressa unicamente em função da concentração molar do soluto.

$$\pi = [X]RT$$

Na expressão da pressão osmótica, portanto, não existe nenhum termo que dependa do solvente. Sendo assim, não importa qual o solvente, pois a pressão osmótica depende apenas da concentração molar do soluto e da temperatura absoluta. Proposição errada.

II – É possível sim determinar a massa molar do soluto a partir do abaixamento do ponto de congelamento do solvente. Proposição correta.

III – Perfeito. A concentração molal do soluto é o fator a ser utilizado no estudo do abaixamento do ponto de congelamento e do aumento do ponto de ebulição. Proposição correta.

IV – Se o soluto for não volátil, de fato, ele provocará redução na pressão de vapor do solvente. Proposição correta.

Portanto, somente as proposições II, III e IV estão corretas.

Gabarito: C

6. (ITA – 2017)

A adição de certa massa de etanol em água diminui a temperatura de congelamento do solvente em 18,6 °C. Sabendo que a constante crioscópica da água é de 1,86 °C·kg·mol⁻¹, assinale a porcentagem em massa do etanol nesta mistura.

- a) 10,0 %.
- b) 18,6 %.
- c) 25,0 %.
- d) 31,5 %.
- e) 46,0 %.

Comentários

O aluno atento pode questionar se seria possível aplicar o Efeito Crioscópico ao etanol, que é um soluto volátil. Em primeiro lugar, além de não brigar com o enunciado – muito importante, pois você sempre será perdendo. Se dá para resolver a questão com as equações que você conhece, vá lá e resolva.

Além disso, nas proximidades da temperatura de congelamento da água, a pressão de vapor do etanol é muito baixa, portanto, ele poderia sim ser considerado um soluto não volátil. O efeito da sua volatilidade seria bem mais sentido no caso da ebulição da mistura.

Outro fato interessante é que o ponto de fusão do etanol é de -114,3 °C, muito mais baixa do que a temperatura de congelamento da água. Por isso, nas proximidades da fusão da mistura, o etanol permanece dissolvido no estado líquido, não havendo nenhum movimento de congelamento do próprio soluto que pudesse influenciar nas suas propriedades coligativas.

O etanol é um soluto que não se dissocia, portanto, o seu fator de van't Hoff é igual a 1. Sendo assim, o efeito crioscópico pode ser calculado diretamente pela concentração molal.

$$\Delta T = K_C \cdot W \cdot i$$

$$18,6 = 1,86 \cdot W \cdot 1 \therefore W = \frac{18,6}{1,86} = 10 \text{ mol/kg}$$

Essa concentração molar significa que, para cada 1 kg de solvente, encontram-se 10 mol do soluto. A massa correspondente de soluto pode ser calculada pelo produto do seu número de mols pela massa molar.

$$M_{C_2H_6O} = 2.12 + 6.1 + 1.16 = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$m_1 = n_{C_2H_6O} \cdot M_{C_2H_6O} = 10.46 = 460 \text{ g}$$

Sendo assim, para cada 1 kg de solvente, encontram-se 460 g de soluto. Dessa forma, o título em massa do etanol é dado por:

$$\tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2} = \frac{460}{1000 + 460} = \frac{460}{1460} \cong 0,315 = 31,5\%$$

Gabarito: D

7. (ITA – 2017)

A pressão de vapor da água pura é de 23,8 torr a 25°C. São dissolvidos 10,0 g de cloreto de sódio em 100,0 g de água pura a 25°C. Assinale a opção que indica o valor do abaixamento da pressão de vapor da solução, em torr.

- a) 22,4
- b) 11,2
- c) 5,6
- d) 2,8
- e) 1,4

Comentários

De acordo com a Lei de Raoult, o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente é igual à fração molar do soluto.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = x_1$$

A fração molar do soluto deve ser obtida a partir dos números de mols do soluto e do solvente, que podem ser calculados dividindo-se a massa informada pela massa molar.

$$M_{NaCl} = 1.23 + 1.35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = \frac{10}{58,5} = 0,17 \text{ mol}$$

É importante, observar, no entanto, que o cloreto de sódio se dissocia completamente em água liberando dois íons Na^+ e Cl^- para cada fórmula dissolvida. Sendo assim, o número de íons dissolvidos é igual ao dobro.

$$n_1 = 2.0,17 = 0,34 \text{ mol}$$

Façamos o mesmo procedimento para calcular o número de mols de água.

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_2 = n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100}{18} = 5,56 \text{ mol}$$

De posse dos números de mols do soluto e do solvente, podemos calcular a fração molar desejada do soluto.

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,34}{0,34 + 5,56} = \frac{0,34}{5,90} = \frac{3,4}{59}$$

Não vamos nos precipitar em fazer essa conta, pois sabemos que é muito comum que os enunciados deem números trabalhados, de modo a conseguir cortar. Voltando à expressão da Lei de Raoult.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = x_1 \therefore \Delta P = P_0 \cdot x_1 = 23,8 \cdot \frac{3,4}{59} = 0,4.3,4 = 1,37 \cong 1,4$$

Gabarito: E

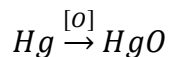
8. (ITA – 2017)

A reação do mercúrio metálico com excesso de ácido sulfúrico concentrado a quente produz um gás mais denso do que o ar. Dois terços deste gás são absorvidos e reagem completamente com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, formando 12,6 g de um sal. A solução de ácido sulfúrico utilizada tem massa específica igual a $1,75 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ e concentração de 80 % em massa. Assinale a alternativa que apresenta o volume consumido da solução de ácido sulfúrico, em cm^3 .

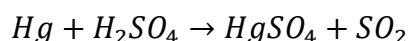
- a) 11
- b) 21
- c) 31
- d) 41
- e) 51

Comentários

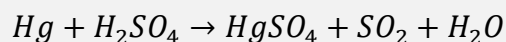
O ácido sulfúrico (H_2SO_4) é um poderoso agente oxidante que é capaz de oxidar o mercúrio metálico a Hg^{2+} . Poderíamos até imaginar em um primeiro momento a produção do óxido de mercúrio (HgO).



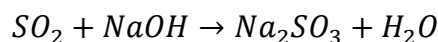
Porém, o óxido de mercúrio reagiria com o excesso de ácido sulfúrico, produzindo sulfato de mercúrio ($HgSO_4$). Enquanto o mercúrio se oxida, o ácido sulfúrico se reduz a dióxido de enxofre (SO_2), que é o produto mais comum do enxofre nas suas reações.



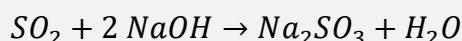
Podemos notar que falta uma espécie química contendo hidrogênio para que os hidrogênios do ácido sulfúrico sejam alocados no produto.



O dióxido de enxofre (SO_2) é o gás que reage com o hidróxido de sódio, de acordo com a seguinte reação ácido-base. Nas reações ácido-base, não ocorre oxirredução, portanto, o sal formado é o sulfito de sódio (Na_2SO_3), em que tanto o sódio como o enxofre conservam o seu número de oxidação. Outra forma de lembrar do sal é lembrando-se que SO_2 reage com água formando ácido sulfuroso ($H_2O + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$).



Como o H_2SO_3 é um diácido, precisamos de duas fórmulas de $NaOH$ para a reação.



Podemos calcular o número de mols de sulfito de sódio produzido, dividindo-se a massa produzida pela massa molar do sal.

$$n_{Na_2SO_3} = \frac{m_{Na_2SO_3}}{M_{Na_2SO_3}}$$

A massa molar do sal é calculada somando-se as massas de cada um de seus elementos, lembrando-nos que $Na = 23 \text{ g/mol}$, $S = 32 \text{ g/mol}$, $O = 16 \text{ g/mol}$.

$$M_{Na_2SO_3} = 2.23 + 1.32 + 3.16 = 46 + 32 + 48 = 126 \text{ g/mol}$$

Note que é bastante comum as questões de prova produzirem números que sejam fáceis de cortar. Façamos o cálculo do número de mols de sulfito de sódio (Na_2SO_3) produzidos.

$$n_{Na_2SO_3} = \frac{m_{Na_2SO_3}}{M_{Na_2SO_3}} = \frac{12,6}{126} = 0,1 \text{ mol}$$

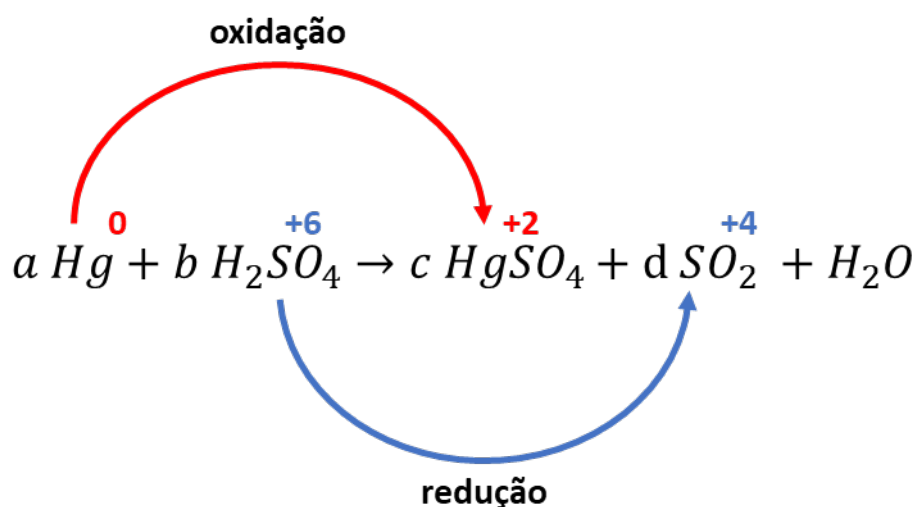
Podemos calcular, agora, o número de mols de SO_2 utilizados nessa reação pela proporção estequiométrica. Note que os coeficientes são 1 SO_2 e 1 Na_2SO_3 .

$$\frac{n_{\text{SO}_2}}{1} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{1} \therefore n_{\text{SO}_2} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ mol}$$

Note que o enunciado falou que apenas $\frac{2}{3}$ do SO_2 foi absorvido e reagiu com o hidróxido de sódio. Portanto, dois terços do número de mols produzidos de SO_2 na etapa anterior é igual a 0,1 mol.

$$\frac{2}{3} n_{\text{SO}_2} = 0,1 \therefore n_{\text{SO}_2} = \frac{0,1 \cdot 3}{2} = 0,15 \text{ mol}$$

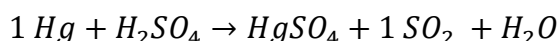
Agora, vamos buscar a massa de H_2SO_4 que reagiu com o mercúrio (Hg). Para isso, precisamos balancear a equação de oxidação do mercúrio pelo H_2SO_4 pelo Método da Oxirredução.



O número de elétrons perdidos pelo mercúrio (Hg) deve ser igual ao número de elétrons ganhos pelo enxofre (S). Vale notar que somente o enxofre presente em **d** SO_2 ganha 2 elétrons. Nem todos os elétrons presentes em **b** H_2SO_4 sofre redução, porque parte dessas moléculas reage simplesmente como ácido base formando o sulfato de mercúrio (II) – HgSO_4 .

$$a \cdot 2 = 2 \cdot d \therefore a = d$$

Podemos fazer $a = 1$ e $d = 1$.



Podemos balancear o mercúrio. Para isso, precisamos do coeficiente 1 HgSO_4 .



Podemos balancear agora o enxofre. Temos dois átomos no lado dos produtos, portanto, precisamos de dois átomos no lado dos reagentes.



Por fim, podemos balancear os hidrogênios colocando o coeficiente 2 H_2O .



Agora, vamos calcular o número de mols de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de acordo com a proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{n_{\text{SO}_2}}{1} \therefore \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{0,15}{1} \therefore n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 0,15 = 0,30 \text{ mol}$$

Precisamos, agora, calcular a massa molar do ácido sulfúrico.

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol}$$

A massa utilizada de ácido sulfúrico é igual ao produto entre o número de mols consumidos e a massa molar do ácido.

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,30 \cdot 98 = 29,4 \text{ g}$$

Como a solução tem 80% em massa de H_2SO_4 , podemos calcular a massa de solução utilizada.

$$0,80 \cdot m_{\text{solução}} = 29,4 \therefore m = \frac{29,4}{0,80} = 36,75 \text{ g}$$

Como a densidade da solução é $1,75 \text{ g/cm}^3$, podemos utilizar a definição de densidade para calcular o volume da solução.

$$d = \frac{m}{V} \therefore V = \frac{m}{d} = \frac{36,75}{1,75}$$

Podemos multiplicar por 4 o numerador o denominador para facilitar as contas.

$$V = \frac{36,75 \cdot 4}{1,75 \cdot 4} = \frac{147}{7} = 21 \text{ cm}^3$$

Gabarito: B

9. (ITA – 2017)

Considere duas soluções, X e Y, de um mesmo soluto genérico. A solução X tem 49% em massa do soluto, enquanto a solução Y possui 8% em massa do mesmo soluto. Quer-se obter uma terceira solução, que tenha 20% em massa deste soluto, a partir da mistura de um volume V_X da solução X com um volume V_Y da solução Y. Considerando que todas as soluções envolvidas exibem comportamento ideal, assinale a opção que apresenta a razão V_X/V_Y CORRETA.

- a) 12/29.
- b) 29/12.
- c) 19/12.



d) 12/19.

e) 8/49.

Comentários

Utilizaremos os índices 1 para o soluto, 2 para o solvente e sem índice para a solução. A solução X tem 49% em massa do soluto e a solução Y tem 8% em massa do soluto. Portanto, podemos dizer que:

$$m_1^X = 0,49 \cdot m^X$$

$$m_1^Y = 0,08 \cdot m^Y$$

A massa de soluto na solução final é a soma.

$$m_1 = m_1^X + m_1^Y$$

$$m_1 = 0,49 \cdot m^X + 0,08 \cdot m^Y$$

A concentração do soluto na terceira solução é 20% em massa. A massa da terceira solução é igual à soma das massas das duas primeiras, portanto, podemos escrever que:

$$m_1 = 0,20 \cdot m_3 = 0,20 \cdot (m^X + m^Y)$$

Igualando as duas equações, temos:

$$0,20 \cdot (m^X + m^Y) = 0,49 \cdot m^X + 0,08 \cdot m^Y$$

Supondo que as densidades das soluções X e Y sejam iguais, podemos dividir pela densidade.

$$0,20 \cdot \left(\frac{m^X}{d} + \frac{m^Y}{d} \right) = 0,49 \cdot \frac{m^X}{d} + 0,08 \cdot \frac{m^Y}{d}$$

A razão da massa pela densidade é igual ao volume das soluções.

$$0,20 \cdot (V_X + V_Y) = 0,49 \cdot V_X + 0,08 \cdot V_Y$$

Como queremos a razão V_X/V_Y , podemos dividir a equação por V_Y .

$$0,20 \cdot \left(\frac{V_X}{V_Y} + \frac{V_Y}{V_Y} \right) = 0,49 \cdot \frac{V_X}{V_Y} + 0,08 \cdot \frac{V_Y}{V_Y}$$

Vamos chamar de r a razão pedida. Ou seja, $r = V_X/V_Y$.

$$0,20 \cdot (r + 1) = 0,49 \cdot r + 0,08$$

Agora, basta fazer as contas.

$$0,20 \cdot r + 0,20 = 0,49 \cdot r + 0,08$$

$$0,20 - 0,08 = 0,49 \cdot r - 0,20 \cdot r$$

$$0,12 = 0,29 \cdot r$$

$$\therefore r = \frac{0,12}{0,29} = \frac{12}{29}$$

Gabarito: A

10. (ITA – 2015)

Considere uma solução saturada do sal MX que é pouco solúvel em água destilada a 25 °C. Seja y a condutância da água destilada é $(y + 2,0 \cdot 10^{-7}) \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ a condutância da solução. Sabendo que as condutividades iônicas molares dos íons M^+ e X^- são, respectivamente, $60 \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$ e $40 \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1}$, determine a solubilidade do MX em água em mol dm^{-3} .

Comentários

A condutividade da solução é igual à soma das condutividades de cada um dos íons. Denotemos por σ a condutância e por σ_{M^+} a condutividade molar.

$$\sigma = \sigma_{H_2O} + \sigma_{M^+} + \sigma_{X^-} = \bar{\sigma}_{M^+} [M^+] + \bar{\sigma}_{X^-} [X^-] = 60 \cdot S + 40 \cdot S = 100 \cdot S$$

$$y + 2,0 \cdot 10^{-7} = y + 100 \cdot S$$

$$2,0 \cdot 10^{-7} = 100S$$

$$\therefore S = \frac{2,0 \cdot 10^{-7}}{100} = 2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/cm}^3$$

Podemos converter para a unidade pedindo utilizando o fator de conversão $1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ dm}^3$.

$$S = \frac{2,0 \cdot 10^{-7}}{100} = 2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/cm}^3 = \frac{2 \cdot 10^{-9} \text{ mol}}{10^{-3} \text{ dm}^3} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Gabarito: $2 \cdot 10^{-6}$

11. (ITA SP/2013)

Nas condições ambientes, 0,500g de um resíduo sólido foi dissolvido completamente em aproximadamente 13 mL de uma mistura dos ácidos nítrico e fluorídrico ($\text{HNO}_3 : \text{HF} = 10 : 3$). A solução aquosa ácida obtida foi quantitativamente transferida para um balão volumétrico com capacidade de 250 mL e o volume do balão completado com água desmineralizada. A análise quantitativa dos íons de ferro na solução do balão revelou que a quantidade de ferro nesta solução

era igual a $40,0 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Respeitando o número de algarismos significativos, determine a quantidade de ferro (em % em massa) presente no resíduo sólido. Mostre o raciocínio e os cálculos realizados para chegar à sua resposta.

Comentários

A massa de ferro pode ser obtida diretamente pela concentração em mg/L da solução. Basta multiplicar a concentração o metal pelo volume da solução.

$$C = \frac{m_{Fe}}{V} \therefore m_{Fe} = C \cdot V = 40,0 \cdot 25 = 10 \text{ mg}$$

O percentual em massa do ferro no sólido original é igual ao título em massa do ferro, que pode ser obtido como a razão entre a massa de ferro e a massa total do sólido.

$$\tau = \frac{m_{Fe}}{m_{sólido}} = \frac{10}{500} = \frac{2}{100} = 2\%$$

Gabarito: 2%

12. (ITA SP/2014)

A pressão de vapor de uma solução ideal contendo um soluto não-volátil dissolvido é diretamente proporcional à

- a) fração molar do soluto.
- b) fração molar do solvente.
- c) pressão osmótica do soluto.
- d) molaridade, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, do solvente.
- e) molalidade, em $\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}$, do solvente.

Comentários

Em uma solução ideal contendo um soluto não-volátil, a pressão de vapor é totalmente devido ao solvente. Ela é igual ao produto da pressão de vapor do solvente puro pela fração molar do solvente na solução.

$$P = P_0 x_2$$

Tome cuidado, porque a Lei de Raoult diz que o abaixamento da pressão de vapor é proporcional à fração molar do soluto. O abaixamento, não a pressão de vapor em si como perguntou o enunciado.

Gabarito: B

13. (ITA – 2013)

Uma solução líquida constituída por dois componentes A e B e apresentando comportamento ideal, conforme Lei de Raoult, está em equilíbrio com seu vapor. Utilizando a notação:

x_A e x_B para as respectivas frações em mol para as respectivas frações em A e B na solução líquida,

p_A e p_B para as respectivas pressões de vapor de A e B no vapor em equilíbrio com a solução líquida,

e p_A^0 e p_B^0 para as respectivas pressões de vapor de A puro e B puro numa mesma temperatura,

assinale a opção que apresenta a relação CORRETA para a pressão de vapor de A (p_A) em equilíbrio com a solução líquida.

a) $p_A = p_A^0 \cdot (1 - x_A)$

b) $p_A = p_B^0 \cdot (1 - x_B)$

c) $p_A = p_B^0 \cdot x_A$

d) $p_A = p_A^0 \cdot x_A$

e) $p_A = p_B^0 \cdot x_B$

Comentários

Em uma solução ideal, a pressão de vapor de cada componente é igual ao produto de sua pressão de vapor quando puros pela sua fração molar real na solução.

$$P_A = P_A^0 \cdot x_A$$

$$P_B = P_B^0 \cdot x_B$$

Gabarito: D

**14. (ITA – 2015)**

Assinale a opção que apresenta os instrumentos de medição de volume mais indicados para a realização de uma titulação.

- a) Bureta e erlenmeyer
- b) Proveta e erlenmeyer
- c) Pipeta volumétrica e erlenmeyer
- d) Proveta e béquer
- e) Pipeta volumétrica e béquer

Comentários

Suponha que desejamos titular uma amostra de 10 mL de solução de ácido acético com uma solução 0,1 mol/L de hidróxido de sódio (NaOH). Como não sabemos a concentração da solução de ácido acético, precisamos de instrumentos de medição de volume graduados, porque não sabemos prevíamos quantos mL de solução de hidróxido de sódio serão utilizados.

É até possível utilizar uma pipeta, porém, não pode ser a volumétrica, mas sim a pipeta graduada. A proveta também não pode ser utilizada, porque ela não é graduada. Com isso, eliminamos as letras de B a E.

Podemos utilizar sim a bureta. O Erlenmeyer sempre poder ser utilizado para processar a reação, pois é bastante útil para misturar os reagentes. Para a medição de volume, é necessário que seja um Erlenmeyer graduado. Vale notar que nem todos são, mas é bastante comum encontrar graduação nesse tipo de instrumento.

Gabarito: A

15. (ITA – 2011)

A solução aquosa 6% em massa de água oxigenada (H_2O_2) é geralmente empregada como agente branqueador para tecidos e cabelos. Pode-se afirmar que a concentração aproximada dessa solução aquosa, expressa em volumes, é

- a) 24.
- b) 20.
- c) 12.



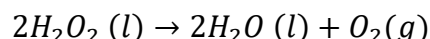
d) 10.

e) 6.

Obs.: Considere o volume molar de gases nas CNTP é igual a 22,4 L/mol.

Comentários

A reação característica da água oxigenada é:



Consideremos o volume inicial de 1 litro de solução de água oxigenada. Podemos calcular a massa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2) presente nessa solução, considerando que ela tem a massa de 1000 g e que o H_2O_2 corresponde a uma fração em massa de 6% da solução.

$$m_{H_2O_2} = 0,06.1000 = 60 \text{ g}$$

Podemos, agora, calcular o número de mols de H_2O_2 . Para isso, precisamos primeiramente calcular a massa molar da substância.

$$M_{H_2O_2} = 2.1 + 2.16 = 2 + 32 = 34 \text{ g/mol}$$

Agora, basta dividir a massa de peróxido pela massa molar.

$$n_{H_2O_2} = \frac{m_{H_2O_2}}{M_{H_2O_2}} = \frac{60}{34} = 1,765 \text{ mol}$$

O número de mols de oxigênio que podem ser liberados a partir dessa solução pode ser calculado pela proporção estequiométrica. Os coeficientes do peróxido de hidrogênio e do oxigênio são 2 H_2O_2 e 1 O_2 .

$$\frac{n_{H_2O_2}}{2} = \frac{n_{O_2}}{1} \therefore n_{O_2} = \frac{1,765}{2} = 0,88 \text{ mol}$$

O volume obtido de oxigênio pode ser obtido multiplicando-se o número de mols de oxigênio pelo volume de 1 mol que é 22,4 L.

$$V_{O_2} = 0,88.22,4 = 19,8 \text{ L}$$

O número de volumes da água oxigenada pode ser obtido como a razão entre o volume de gás oxigênio obtido pelo volume de solução empregado.

$$x = \frac{V_{O_2}}{V_{\text{solução}}} = \frac{19,8}{1} = 19,8 \text{ volumes}$$

Gabarito: B



16. (ITA – 2011)

A 25 °C, as massas específicas do etanol e da água, ambos puros, são 0,8 g cm⁻³ e 1,0 g cm⁻³, respectivamente. Adicionando 72 g de água pura a 928 g de etanol puro, obteve-se uma solução com 1208 cm³ de volume.

Assinale a opção que expressa a concentração desta solução em graus Gay-Lussac (°GL).

- a) 98
- b) 96
- c) 94
- d) 93
- e) 72

Comentários

Devemos nos lembrar que a concentração em graus Gay-Lussac (°GL) corresponde ao título em volume de etanol.

Portanto, devemos calcular os volumes de água pura e de etanol puro utilizados.

$$V_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{d_{H_2O}} = \frac{72}{1,0} = 72 \text{ cm}^3$$

$$V_{etanol} = \frac{m_{etanol}}{d_{etanol}} = \frac{928}{0,8} = 1160 \text{ cm}^3$$

Questão bastante interessante. A dissolução do etanol em água ocorre com uma leve redução de volume. A soma dos volumes das soluções empregadas é 1232 cm³, enquanto que o volume total da solução é 1208 cm³.

O título em volume do etanol deve ser obtido como a razão entre o volume de etanol e o volume da solução.

$$\tau = \frac{V_{etanol}}{V_{solução}} = \frac{1160}{1208} \cong 0,96 = 96\%$$

Vale ressaltar que o título em volume da água também deve ser obtido dessa forma e que, portanto, a soma dos títulos em volume não é necessariamente igual a 100%.

Gabarito: B

**17. (TFC – 2011)**

Considere uma solução de um soluto X em um solvente Y. A soma dos títulos do soluto e do solvente em número de mols, em massa e em volume devem ser necessariamente iguais a 100%? Justifique a sua resposta.

Comentários

Os títulos serão iguais a 100% quando forem válidas as relações.

$$n = n_1 + n_2$$

$$m = m_1 + m_2$$

$$V = V_1 + V_2$$

A primeira relação é sempre válida. O número de mols presentes na solução é sempre igual à soma do número de mols dos reagentes com o número de mols dos produtos. Logo, a soma dos títulos em número de mols do soluto e do solvente é igual a 100%.

A segunda relação é considerada válida, devido à Lei da Conservação das Massas de Lavoisier, quando se despreza os efeitos relativísticos. Fora do nível de processos radioativos, eles são muito pequenos, portanto, podemos considerar que a massa em uma dissolução se conserva. Portanto, podemos considerar que é aproximadamente válido que a soma dos títulos em massa do solvente e do soluto serão iguais a 100%.

Por fim, o volume de uma solução não se conserva. Pelo contrário, é bastante comum que uma solução seja formada com redução e, em alguns casos, expansão de volume. Portanto, não é possível afirmar que a soma dos títulos em volume do solvente e do soluto serão iguais a 100%.

Gabarito: sim; sim; não

18. (ITA – 2008)

Qual das substâncias abaixo não é empregada na fabricação da pólvora negra?

- a) trinitrotolueno
- b) enxofre
- c) carvão
- d) nitrato de sódio
- e) nitrato de potássio

Comentários

A pólvora negra é composta basicamente por: nitratos de sódio e potássio, carvão e enxofre. O trinitrotolueno (TNT) é outro tipo de explosivo.

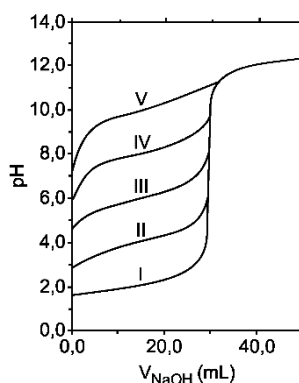
Gabarito: A

19. (ITA – 2006)

São fornecidas as seguintes informações a respeito de titulação ácido-base:

I – A figura mostra as curvas de titulação de 30,0 mL de diferentes ácidos (I, II, III, IV e V), todos a $0,10 \text{ mol L}^{-1}$, com uma solução aquosa $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ em NaOH.

II – O indicador fenolftaleína apresenta o intervalo de mudança de cor entre pH 8,0 a 10,0, e o indicador vermelho de metila, entre pH 4,0 a 6,0.



Considerando estas informações, é CORRETO afirmar que:

- a) o indicador vermelho de metila é mais adequado que a fenolftaleína para ser utilizado na titulação do ácido IV.
- b) o indicador vermelho de metila é mais adequado que a fenolftaleína para ser utilizado na titulação do ácido V.
- c) o ácido III é mais forte que o ácido II.
- d) os dois indicadores (fenolftaleína e vermelho de metila) são adequados para a titulação do ácido I.
- e) os dois indicadores (fenolftaleína e vermelho de metila) são adequados para a titulação do ácido III.

Comentários

Em uma titulação, é importante que o indicador ácido base tenha cores diferentes antes do início da titulação e ao seu final.

Vamos analisar as letras individualmente.

- a) No caso do ácido IV, a titulação já se inicia com o pH igual a 6,0, situação em que ele já completou a sua zona de viragem. Logo, o vermelho de metila praticamente não mudaria de cor durante essa titulação. Portanto, a fenolftaleína é mais adequada. Afirmação incorreta.
- b) No caso do ácido V, a titulação já se inicia em pH igual a 7,0, portanto, o vermelho de metila é ainda mais inadequado. Afirmação incorreta.
- c) A solução aquosa do ácido III é mais alcalina, porque tem pH superior. Portanto, a afirmação está incorreta.
- d) No caso do ácido I, a titulação se inicia em pH igual a 2 e termina em pH próximo a 10. Portanto, abrange a zona de viragem de ambos os indicadores. Afirmação correta.
- e) No caso do ácido III, a titulação se inicia em pH próximo a 5, no meio da zona de viragem do vermelho de metila. Embora ainda seja possível, utilizar esse indicador, seria mais adequado utilizá-lo nas titulações dos ácidos I e II, porque as titulações abrangeriam inteiramente a faixa de 4 a 6, em que ocorre a viragem do vermelho de metila.

Gabarito: D

20. (ITA – 2005)

Esta tabela apresenta a solubilidade de algumas substâncias em água, a 15°C:

Substância	Solubilidade (g soluto / 100g H ₂ O)
ZnS	0,00069
ZnSO ₄ · 7H ₂ O	96
ZnSO ₃ · 2H ₂ O	0,16
Na ₂ S · 9H ₂ O	46
Na ₂ SO ₄ · 7H ₂ O	44
Na ₂ SO ₃ · 2H ₂ O	32

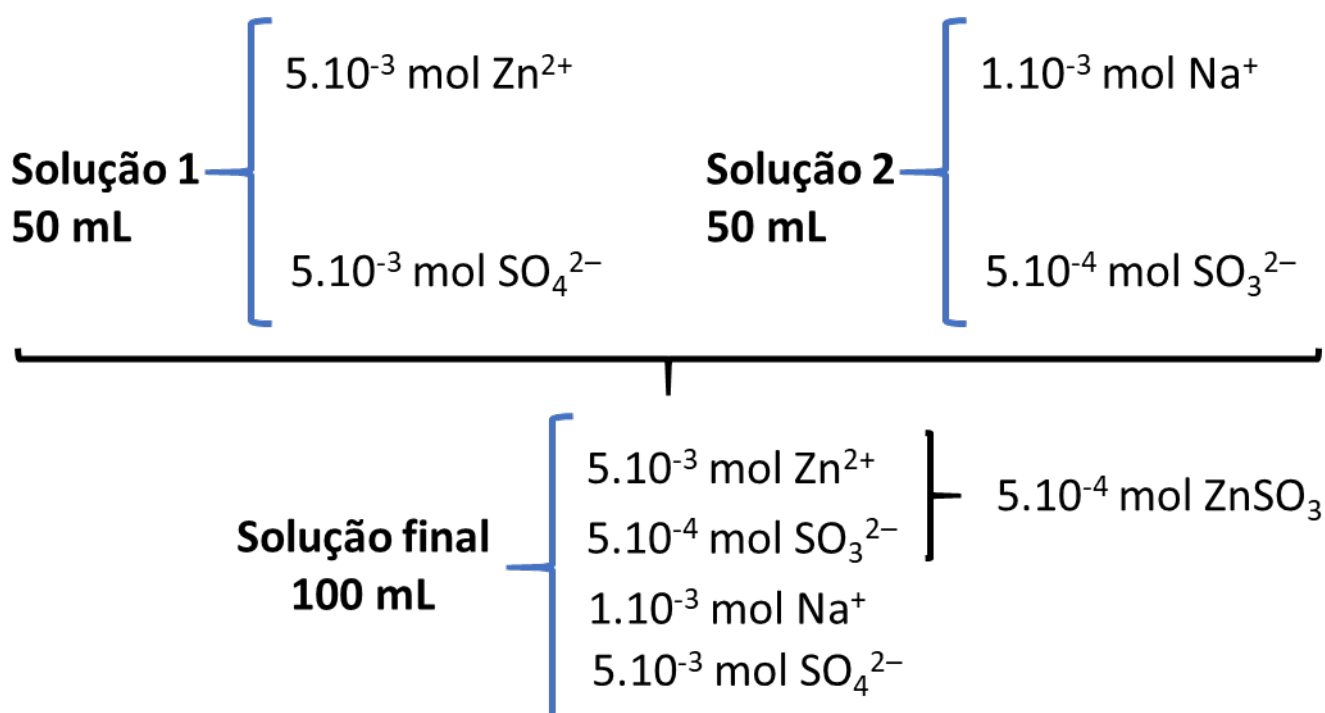
Quando 50 mL de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ em sulfato de zinco são misturados a 50 mL de uma solução aquosa 0,010 mol L⁻¹ em sulfito de sódio, à temperatura de 15°C, espera-se observar:

- a) a formação de uma solução não saturada constituída pela mistura das duas substâncias.
- b) a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de zinco.

- c) a precipitação de um sólido constituído por sulfito de zinco.
- d) a precipitação de um sólido constituído por sulfato de zinco.
- e) a precipitação de um sólido constituído por sulfeto de sódio.

Comentários

É importante perceber que ao se mistura sulfato de zinco (ZnSO_4) e sulfito de sódio (Na_2SO_3), forma-se um sal que é bem menos solúvel, que é o sulfito de zinco (ZnSO_3). Devemos examinar, portanto, se a quantidade de sal colocada é suficiente para provocar a precipitação ou não.



Com a diluição da mistura, houve a formação de $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de ZnSO_3 em 100 mL de água. Podemos calcular a massa corresponde desse sal. Para isso, basta multiplicar pela massa molar.

É importante destacar que o número de mols formado de ZnSO_3 é apenas $5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, porque não existe sulfito suficiente em solução. Tem-se zinco em excesso.

$$M_{\text{ZnSO}_3} = 1.65 + 1.32 + 3.16 = 65 + 32 + 48 = 145 \text{ g/mol}$$

A massa de sulfito de zinco presente na solução é, portanto, igual a:

$$m_{\text{ZnSO}_3} = n_{\text{ZnSO}_3} \cdot M_{\text{ZnSO}_3} = 5 \cdot 10^{-4} \cdot 145 = 725 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,0725 \text{ g} < 0,16 \text{ g}$$

Lembrando-nos que 100 mL de água corresponde a 100 g, temos que a massa dissolvida de sulfito de zinco foi inferior a 0,16 g, que é o seu coeficiente de solubilidade. Portanto, não ocorre precipitação do sal citado, mas sim a formação de uma solução ainda insaturada.

Gabarito: A

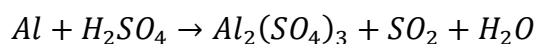
**21. (ITA – 2004)**

Deseja-se preparar 57 gramas de sulfato de alumínio[Al₂(SO₄)₃] a partir de alumínio sólido (Al) praticamente puro, e ácido sulfúrico (H₂SO₄). O ácido sulfúrico disponível é uma solução aquosa 96 % (m/m), com massa específica de 1,4gcm⁻¹.

- Qual a massa, em gramas, de alumínio necessária para preparar a quantidade de Al₂(SO₄)₃ especificada? Mostre os cálculos realizados.
- Qual a massa, em gramas, de ácido sulfúrico necessária para preparar a quantidade de Al₂(SO₄)₃ especificada? Mostre os cálculos realizados.
- Nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), qual é o volume, em litros, de gás formado durante a preparação da quantidade de Al₂(SO₄)₃ especificada? Mostre os cálculos realizados.
- Caso a quantidade especificada de Al₂(SO₄)₃ seja dissolvida em água acidulada, formando 1 L de solução, qual a concentração de íons Al³⁺ e de íons SO₄²⁻ existentes nesta solução?

Comentários

O ácido sulfúrico é um dos agentes oxidantes mais fortes da natureza, sendo capaz de oxidar metais, como o alumínio. Em geral, ele se reduz a SO₂.



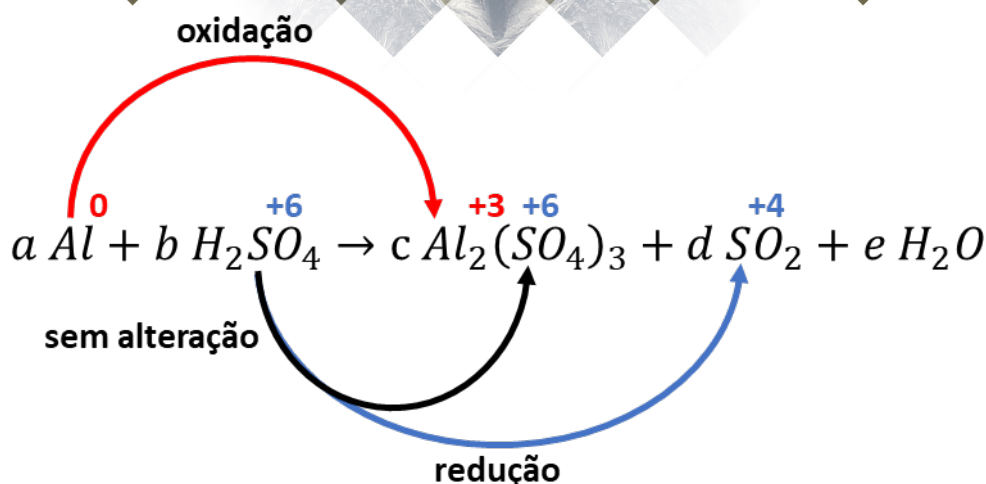
A massa molar do sal pode ser calculada somando-se as massas molares dos elementos.

$$M_{Al_2(SO_4)_3} = 2.27 + 3. (1.32 + 4.16) = 54 + 3.96 = 342 \text{ g/mol}$$

Podemos, agora, calcular o número de mols do sulfato de alumínio que foram produzidos.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{57}{342} = \frac{1}{6} \text{ mol}$$

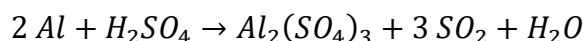
Para calcular o número de mols de alumínio e de ácido sulfúrico, é necessário balancear a equação da reação, o que pode ser feito pelo Método da Oxirredução.



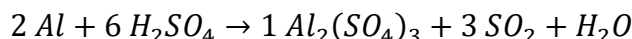
É interessante observar que nem todos os átomos de enxofre do H_2SO_4 sofrem redução. Alguns deles participam de uma reação ácido-base, formando sulfato de alumínio, portanto, permanecem o número de oxidação inalterado.

$$3. a = 2. d$$

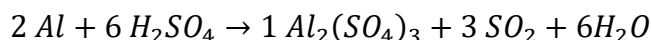
Basta fazer $a = 2$ e $d = 3$.



Notamos que o alumínio já está balanceado, pois temos dois átomos de cada lado. Podemos balancear agora o enxofre. Temos 6 átomos de enxofre nos produtos, logo, precisamos do coeficiente 6 H_2SO_4 .



Para terminar o balanceamento, só precisamos balancear os hidrogênios. Temos 12 átomos no lado dos reagentes, logo, precisamos de 6 H_2O nos produtos.



Podemos verificar que temos 24 átomos de oxigênio no lado dos reagentes e também temos 24 no lado dos produtos. Logo, a reação está balanceada.

Podemos calcular o número de mols de alumínio e de sulfato através da proporção estequiométrica.

$$\frac{n_{Al}}{2} = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{1} \therefore n_{Al} = 2. n_{Al_2(SO_4)_3} = 2. \frac{1}{6} = \frac{1}{3} mol$$

$$\frac{n_{H_2SO_4}}{6} = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{1} \therefore n_{H_2SO_4} = 6. n_{Al_2(SO_4)_3} = 6. \frac{1}{6} = 1 mol$$

Podemos, portanto, calcular as massas (em gramas) do alumínio e do ácido sulfúrico utilizadas. Basta, para isso, multiplicar o número de mols pela massa molar. As massas molares, por sua vez, podem ser calculadas somando as massas de cada elemento.

$$M_{Al} = 1.27 = 27 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2SO_4} = 2.1 + 1.32 + 4.16 = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol}$$

Podemos, agora, obter as massas em gramas de alumínio e de ácido sulfúrico utilizadas.

$$m_{Al} = n_{Al} \cdot M_{Al} = \frac{1}{3} \cdot 27 = 9 \text{ g}$$

$$m_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} \cdot M_{H_2SO_4} = 1.98 = 98 \text{ g}$$

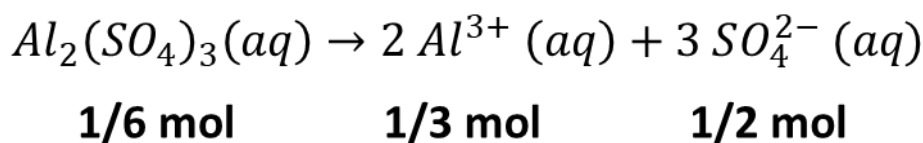
O gás produzido na reação é o dióxido de enxofre (SO_2).

$$\frac{n_{SO_3}}{3} = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{1} \therefore n_{SO_3} = 3 \cdot n_{Al_2(SO_4)_3} = 3 \cdot \frac{1}{6} = \frac{1}{2} \text{ mol}$$

O volume de gás pode ser obtido multiplicando-se o volume molar pela quantidade de mols.

$$V_{SO_2} = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ L}$$

Foi produzido $1/6$ mol de sulfato de alumínio – $Al_2(SO_4)_3$. A dissolução dessa quantidade de matéria produzirá os íons Al^{3+} e SO_4^{2-} .



Devido à estequiometria do sal, são liberados $1/3$ mol de Al^{3+} e $1/2$ mol de SO_4^{2-} . Sendo assim, o número de mols

$$[Al^{3+}] = \frac{n}{V} = \frac{1/3}{1} = 0,333 \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n}{V} = \frac{1/2}{1} = 0,5 \text{ mol/L}$$

Gabarito: a) 9 g; b) 98 g; c) 11,2 L; d) $[Al^{3+}] = 0,333 \text{ mol/L}$; $SO_4^{2-} = 0,50 \text{ mol/L}$

22. (ITA – 2001)

Um litro de uma solução aquosa contém 0,30 mol de íons Na^+ , 0,28 mol de Cl^- , 0,10 mol de íons SO_4^{2-} e x mol de íons Fe^{3+} . A concentração de íons Fe^{3+} (em mol/L) presentes nesta solução é:

- a) 0,03
- b) 0,06
- c) 0,08
- d) 0,18
- e) 0,26

Comentários

A solução deve ser eletricamente neutra. Portanto, a soma das cargas positivas deve ser igual à soma das cargas negativas.

$$0,30 + 0,28 \cdot (-1) + 0,10 \cdot (-2) + x \cdot (3) = 0$$

$$0,30 - 0,28 - 0,20 + 3x = 0$$

$$0,30 - 0,48 + 3x = 0$$

$$3x = 0,48 - 0,30 = 0,18 \therefore x = \frac{0,18}{3} = 0,06$$

Gabarito: B

23. (ITA – 1999)

Para preparar 80 L de uma solução aquosa 12% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = $1,10 \text{ g/cm}^3$) foram adicionados x litros de uma solução aquosa 44% (massa/massa) de KOH (massa específica da solução = $1,50 \text{ g/cm}^3$) e y litros de água deionizada (massa específica = $1,00 \text{ g/cm}^3$). Os valores de x e y são respectivamente:

- a) 12 L e 68 L
- b) 16 L e 64 L
- c) 30 L e 50 L
- d) 36 L e 44 L
- e) 44 L e 36 L

Comentários

A massa de KOH na solução final pode ser obtida multiplicando-se o título pela massa total da solução final. Essa massa pode ser obtida a partir da massa específica da solução, que foi fornecida.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = dV = 1,10.80 = 88 \text{ kg}$$

$$m_{KOH} = 0,12.m = 0,12.88 \text{ kg}$$

Deixaremos assim, pois veremos que essa conta será simplificada. Toda essa massa é proveniente da solução mais concentrada (44%), tendo em vista que a outra solução é formada unicamente por água destilada.

$$0,44.m_{\text{solução}} = 0,12.88 \therefore m_{\text{solução}} = \frac{0,12.88}{0,44} = 24 \text{ kg}$$

Dessa maneira, o volume dessa solução pode ser obtido a partir de sua massa específica, que é de $1,50 \text{ g/cm}^3$.

$$d = \frac{m}{V} \therefore V = \frac{m}{d}$$

$$x = \frac{24}{1,5} = 16 \text{ L}$$

O examinador considerou que o volume total da solução final é igual à soma dos volumes das duas soluções componentes, podemos escrever que:

$$x + y = 80$$

$$16 + y = 80 \therefore y = 80 - 16$$

$$\therefore y = 64 \text{ L}$$

Gabarito: B

24. (ITA – 1998)

Fazendo-se borbulhar gás cloro através de 1,0 litro de uma solução de hidróxido de sódio, verificou-se ao final do experimento que todo hidróxido de sódio foi consumido, e que na solução resultante foram formados 2,5 mols de cloreto de sódio. Considerando que o volume não foi alterado durante todo o processo, e que na temperatura em questão tenha ocorrido apenas a reação correspondente à seguinte equação química, não balanceada:



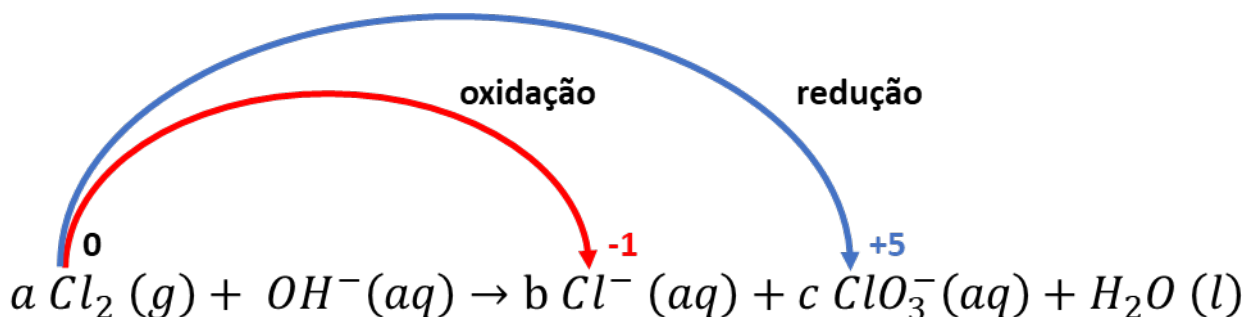
Qual deve ser a concentração inicial do hidróxido de sódio?

- a) 6,0 mol/L
- b) 5,0 mol/L
- c) 3,0 mol/L
- d) 2,5 mol/L
- e) 2,0 mol/L

Comentários

A fórmula do cloreto de sódio é NaCl . Portanto, em 2,5 mol de fórmulas de cloreto de sódio, encontram-se exatamente 2,5 mol de cloreto.

Ao se borbulhar o gás cloro na solução, podemos verificar a ocorrência de um desproporcionamento da molécula de cloro.

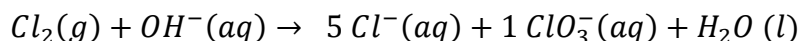


Usando o fato de que o número de elétrons ganhos pelo íon cloreto (Cl^-) é igual ao número de elétrons perdidos pelo íon clorato (ClO_3^-). No cloreto, cada átomo de cloro ganha 1 elétron, enquanto que, no clorato, cada átomo de cloro perde 5 elétrons. Temos, portanto:

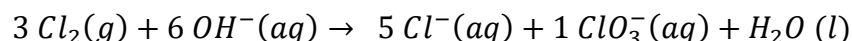
$$b \cdot 1 = c \cdot 5$$

$$b = 5c$$

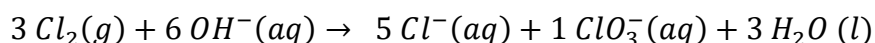
Podemos fazer, portanto, $c = 1$ e $b = 5$.



Podemos observar que temos 6 átomos de cloro e 6 cargas negativas do lado dos produtos. Portanto, precisamos de 3 Cl_2 e de 6 OH^- , respectivamente, para balancear.



Podemos, agora, balancear o hidrogênio, notando que temos 6 átomos no lado dos reagentes. Precisamos, portanto, de 3 H_2O para balancear esse elemento.



Usando a proporção estequiométrica, podemos obter o número de mols de hidróxido, já que sabemos que o número de mols de cloreto é igual a 2,5 mol.

$$\frac{n_{Cl^-}}{5} = \frac{n_{OH^-}}{6} \therefore n_{OH^-} = \frac{6}{5} \cdot n_{Cl^-} = \frac{6}{5} \cdot 2,5 = 6,0,5 = 3 \text{ mol}$$

A estequiometria do NaOH também é de 1:1, portanto, a solução que contém 3 mol de OH⁻ também conterá 3 mol de NaOH. Logo, a concentração dessa base na solução original é:

$$[NaOH] = \frac{n}{V} = \frac{3}{1} = 3 \text{ mol/L}$$

Gabarito: C

25. (ITA – 2012 – adaptada)

Uma amostra de 2×10^{-2} g de um determinado composto orgânico é dissolvida em 300 mL de água a 25 °C, resultando numa solução de pressão osmótica 0,027 atm. Pode-se afirmar, então, que o composto orgânico é o(a) :

- a) ácido acético (C₂H₄O₂).
- b) etileno glicol (C₂H₆O₂).
- c) etanol (C₂H₆O).
- d) uréia (CH₄N₂O).
- e) tri-fluor-carbono (CHF₃).

Comentários

A pressão osmótica é calculada em função da concentração molar do soluto.

$$\pi = [X]RT \therefore [X] = \frac{\pi}{RT} = \frac{0,027}{0,082 \cdot 298} = 0,0011 \text{ mol/L} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

A partir da concentração do soluto, podemos extrair o número de mols presentes na sua solução.

$$[X] = \frac{n}{V} \therefore n = [X] \cdot V = 1,1 \cdot 10^{-3} \cdot 0,3 = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

O enunciado forneceu a massa de $2 \cdot 10^{-2}$ g e acabamos de descobrir que isso corresponde à quantidade de $3,3 \cdot 10^{-4}$ mol. Com base nisso, podemos calcular a massa molar.

$$n = \frac{m}{M} \therefore M = \frac{m}{n} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{3,3 \cdot 10^{-4}} \cong 0,6 \cdot 10^{-2+4} = 60 \text{ g/mol}$$

Agora, basta procurar o soluto que possui a massa molar calculada acima.

A massa molar do ácido acético é:

$$M_{C_2H_4O_2} = 2.12 + 4.1 + 2.16 = 24 + 4 + 32 = 60 \text{ g/mol}$$

Porém, o ácido acético sofre ionização parcial, portanto, nesse caso, haveria a incidência de um fator de van't Hoff na pressão osmótica, o que alteraria conta. Logo, esse ácido não pode ser a resposta.

$$M_{C_2H_6O_2} = 2.12 + 6.1 + 2.16 = 24 + 6 + 32 = 62 \text{ g/mol}$$

Vamos calcular as massas molares restantes. Para o etanol:

$$M_{C_2H_6O} = 2.12 + 6.1 + 1.16 = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

Para a uréia.

$$M_{CH_4N_2O} = 1.12 + 4.1 + 2.14 + 1.16 = 12 + 4 + 28 + 16 = 60 \text{ g/mol}$$

Por fim, o trifluorcarbono.

$$M_{CHF_3} = 1.12 + 1.1 + 3.19 = 12 + 1 + 57 = 70 \text{ g/mol}$$

Como a ureia não se dissocia, ela é o composto orgânico tratado na questão.

Gabarito: D

26. (ITA SP/2003)

O abaixamento da temperatura de congelamento da água numa solução aquosa com concentração molal de soluto igual a $0,100 \text{ mol kg}^{-1}$ é

$0,55^\circ\text{C}$. Sabe-se que a constante crioscópica da água é igual a $1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$. Qual das opções abaixo contém a fórmula molecular CORRETA do soluto?

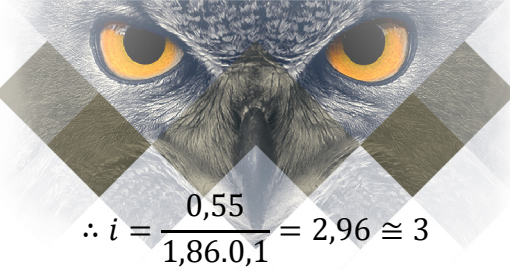
- a) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
- b) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$
- c) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- d) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- e) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Comentários

Questão bastante complexa. O abaixamento da temperatura de congelamento da água é escrita em função da concentração molal do soluto e do fator de van't Hoff.

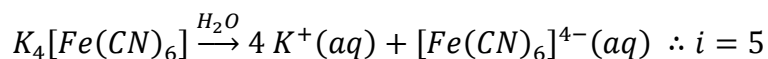
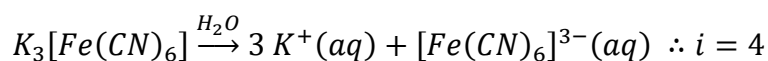
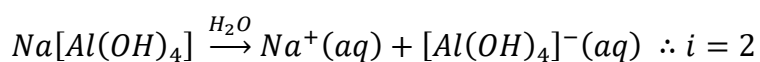
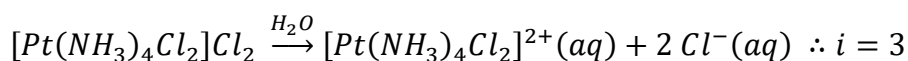
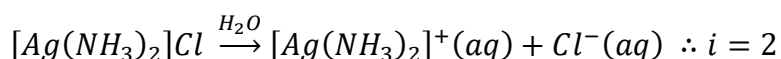
$$\Delta T_c = K_c W i$$

$$0,55 = 1,86.0,1.i$$


$$\therefore i = \frac{0,55}{1,86.0,1} = 2,96 \cong 3$$

Precisamos, portanto, descobrir qual dos solutos produz o fator de van't Hoff igual a 3. Para isso, basta escrever as equações de dissolução. O fator de van't Hoff é igual ao número de partículas produzidas pelo composto iônico.

Nessa questão, é preciso atentar para o fato de que os íons complexos não se decompõem quando misturados em água.



Gabarito: B
