

Aula 08 – Soluções

IME 2021

Professor Thiago Cardoso

Sumário

Sumário	2
Apresentação da Aula	3
1. Coeficiente de Solubilidade	4
2. Medidas de Concentração	8
2.1. <i>Concentração Comum ou em Massa</i>	<i>9</i>
2.2. <i>Concentração em Mol/L</i>	<i>11</i>
2.3. <i>Concentração Molal ou Molalidade</i>	<i>12</i>
2.4. <i>Título</i>	<i>13</i>
2.5. <i>Soluções Ideais e não-Ideais</i>	<i>17</i>
2.6. <i>Lei da Diluição</i>	<i>20</i>
3. Titulação	24
3.1. <i>Equipamentos de Laboratório</i>	<i>25</i>
3.2. <i>Curva de PH</i>	<i>26</i>
3.3. <i>Indicadores de PH</i>	<i>33</i>
4. Propriedades Coligativas	37
4.1. <i>Efeito Tonoscópico</i>	<i>38</i>
4.2. <i>Efeitos Ebulioscópico e Crioscópico</i>	<i>43</i>
4.3. <i>Pressão Osmótica</i>	<i>46</i>
4.4. <i>Determinação de Massas Molares</i>	<i>50</i>
Lista de Questões Propostas	53
Gabarito	71
Lista de Questões Comentadas	72
Considerações Finais	126



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, de maneira geral, transparentes.

Já vimos que a classificação entre solução, dispersão e suspensão depende do tamanho das partículas dispersas no solvente.

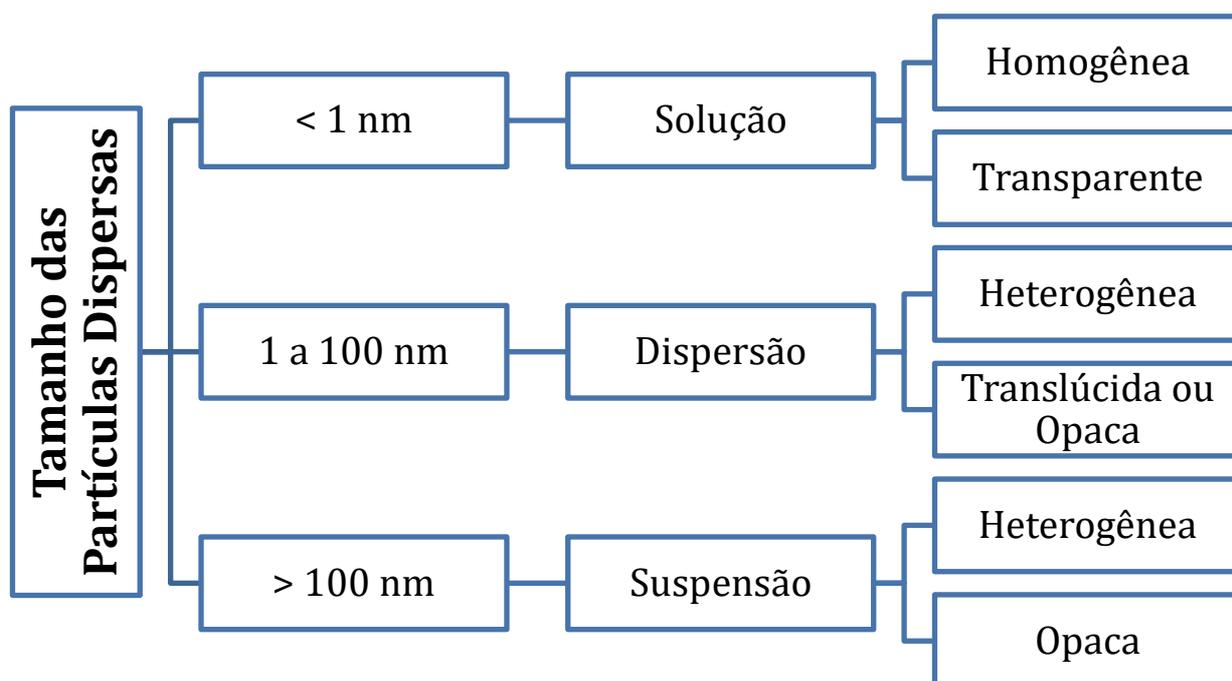


Figura 1: Classificação das Misturas de acordo com o tamanho das partículas dispersas

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.

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

O coeficiente de solubilidade varia com a temperatura.

Por ser possível dissolver, devemos entender **formando uma solução estável**. São duas palavras importantes:

- **Solução:** presume a formação de uma mistura homogênea. Portanto, não pode apresentar sinais de turvidez;
- **Estável:** a mistura não pode se decompor por decantação, por agitação nem por outro procedimento físico.

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.

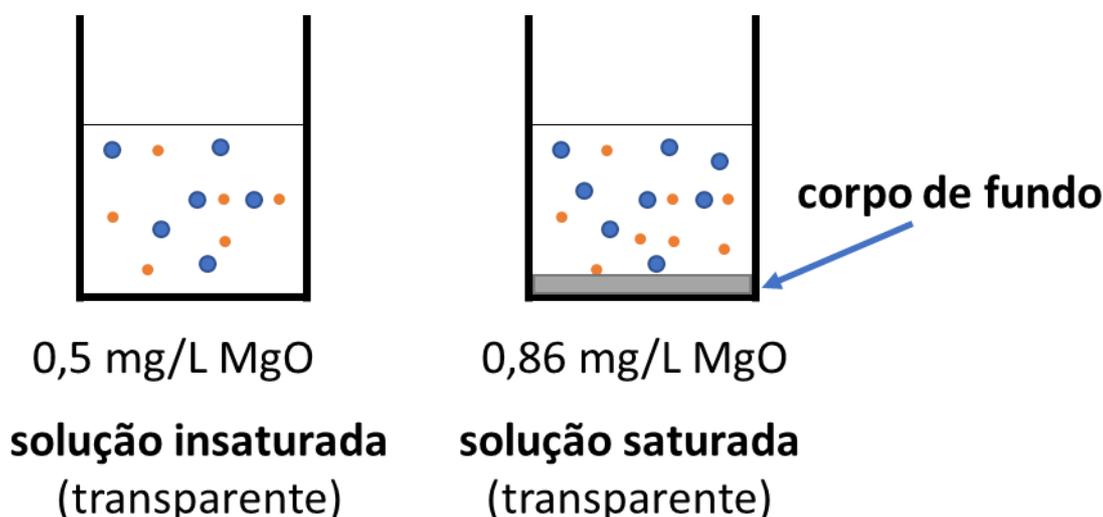


Figura 2: Solução Saturada e Insaturada

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**.

Podemos visualizar a formação de corpo de fundo também quando tentamos dissolver açúcar demais na água, por exemplo, ao fazer um suco. Se você pegar um copo de água e começar a acrescentar açúcar, chegará um momento em que você não vai mais conseguir dissolver e parte do soluto se depositará no fundo do copo.

É interessante observar que tanto o excesso de açúcar com o excesso de óxido de magnésio pode ser agitado na água. A agitação permitirá a **dispersão**, não a dissolução do excedente que não estava dissolvido.

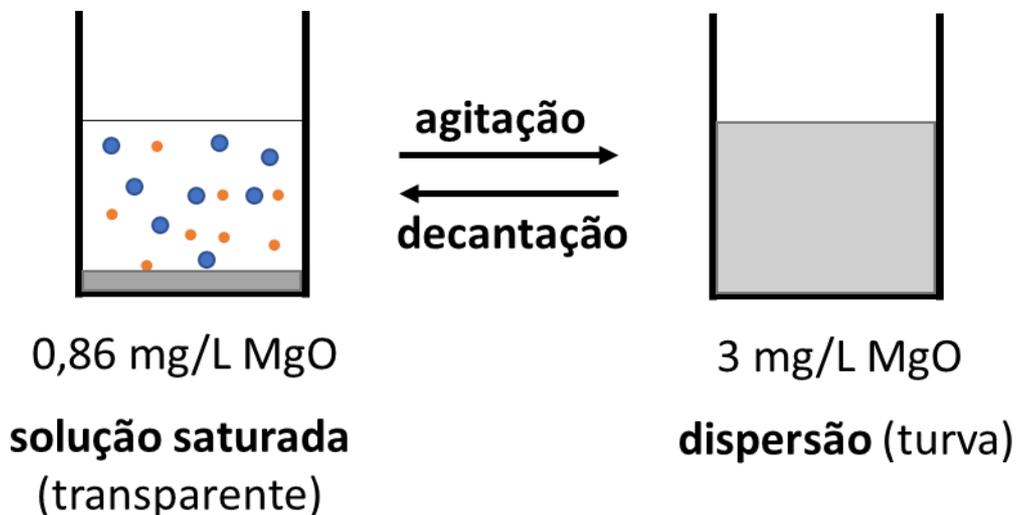


Figura 3: Agitação de uma Solução Saturada com Corpo de Fundo

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.

É interessante observar que, em alguns casos, é possível formar uma **solução supersaturada**. Normalmente, essas soluções são formadas pelo lento resfriamento de soluções mais concentradas.

Como o coeficiente de solubilidade varia com a temperatura, é possível, que a 50 °C, seja possível dissolver 5 mg/L de uma determinada substância em água, mas que, à temperatura de 25 °C, a solubilidade tenha caído para 3 mg/L.

Se a solução 5 mg/L for resfriada lentamente, ela pode permanecer homogênea e transparente.

Porém, é importante observar que **a solução supersaturada não é estável**. Ela se decompõe violentamente quando levemente agitada ou quando é depositado um pequeno cristal do soluto.

Por conta disso, as soluções supersaturadas não podem conter nenhum corpo de fundo, porque a presença de um minúsculo cristal do soluto é suficiente para desencadear a precipitação do excedente dissolvido.

Sendo assim, repetimos que a presença de corpo de fundo é realmente uma prova de que a solução acima é saturada.

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

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.

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \cdot M_{NaCl} = 1.58,5 = 58,5 \text{ g}$$

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

No estudo de soluções, muitas grandezas são utilizadas para avaliar a quantidade de solutos dissolvidos em uma solução.

As medidas de concentração de uma solução são **grandezas intensivas**, que indicam a proporção entre soluto e solvente. Portanto, elas não dependem da quantidade de matéria analisada.

Por exemplo, quando falamos que a concentração de sais no soro fisiológico é 90 mg/L, isso significa que uma gota de soro fisiológico contém 90 mg/L de sais; e um litro de soro fisiológico contém exatamente 90 mg/L de sais.

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.

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

Em soluções aquosas, a concentração comum também é expressa pela abreviatura P/V ou M/V, que significa peso/volume ou massa/volume. Por exemplo, dizer “uma solução de cloreto 1% (M/V)” é o mesmo que “uma solução de cloreto de sódio 1 g /100 mL”.

Não devemos confundir a concentração comum com a densidade da solução que é expressa em termos da razão entre a massa da solução.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$$

Vamos frisar para você não se esquecer.

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

$d = \frac{m}{V} = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}}$

Concentração Comum **Densidade**

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.

$$1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ L}}$$



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

No aquarismo marinho, é fundamental monitorar o nível de diversos parâmetros, como o nitrato e o fosfato, que interferem no desenvolvimento de corais. Para o cultivo de Acroporas, é essencial manter os níveis de nitrato (NO_3^-) e fosfato (PO_4^{3-}) abaixo de 5 mg/L (ou 5 ppm) e 0,06 mg/L (ou 0,06 ppm), respectivamente. Acima disso, eles perdem a cor natural, ficam marrons e, com o tempo, podem começar a perder tecido. Essas importantes medidas são feitas recorrendo a testes colorimétricos.

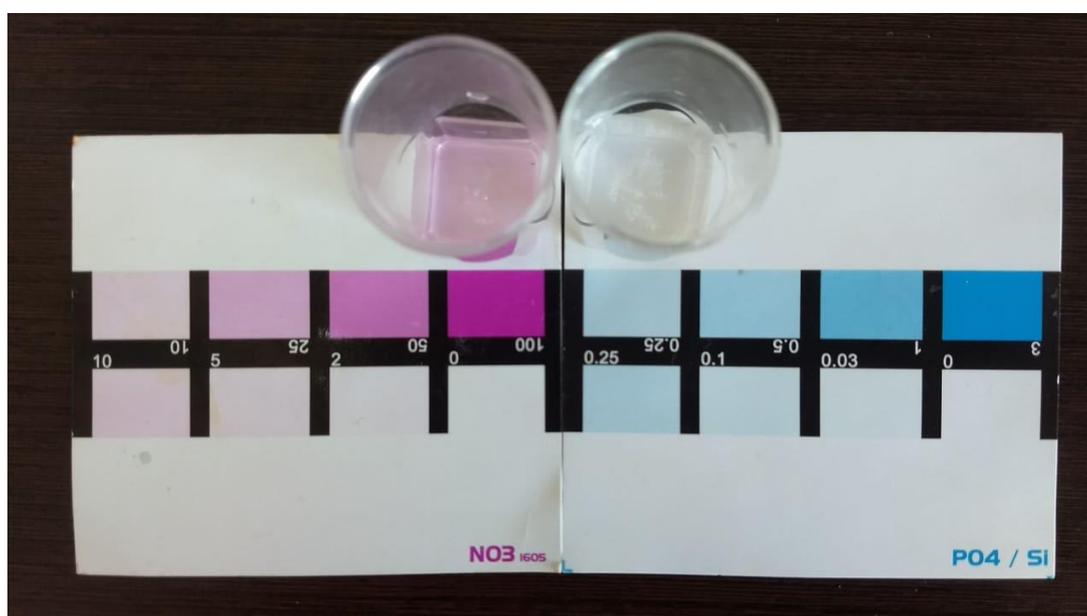


Figura 4: Exemplos de Testes Colorimétricos

A Figura 4 mostra um exemplo de teste colorimétrico caseiro que mede a concentração dos íons nitrato e fosfato na água. A colorimetria é o tipo de teste mais utilizado em laboratórios químicos. É por isso que a prova do ITA coloca aquelas questões chatas em que você tem que saber a cor do reagente. Na Química, muitas vezes, é a maneira mais fácil de detectar a existência de um determinado composto em alguma mistura específica.

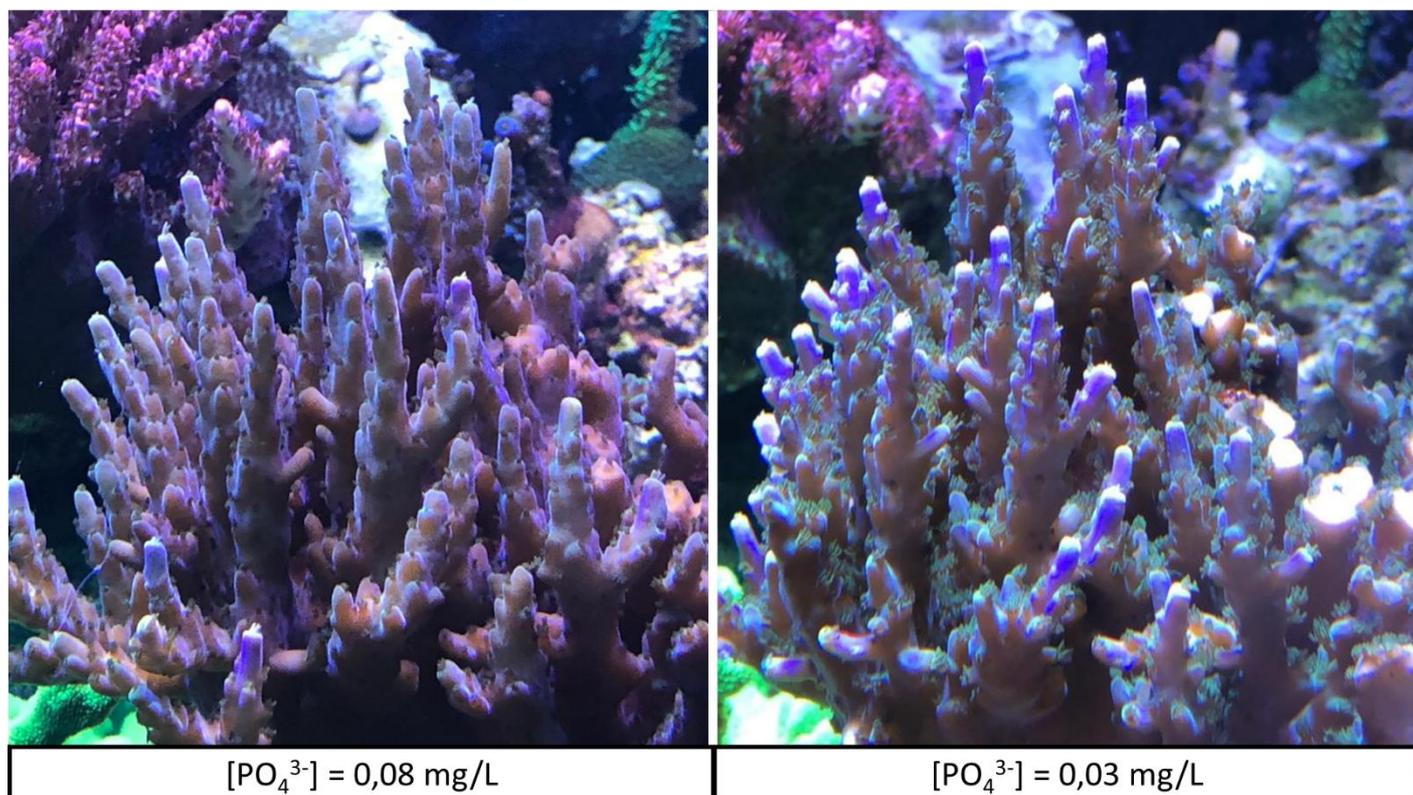


Figura 5: Efeito do Excesso de Fosfato sobre a Coloração de Acroporas – importância das pequenas concentrações em sistemas biológicos

A Figura 5 mostra a importância das pequenas concentrações na Química. A evolução do aquarismo marinho até chegar ao nível de sermos capazes de manter as Acroporas, os corais mais sensíveis à poluição e ao aumento da temperatura nos mares, só foi possível, porque aprendemos a controlar níveis baixíssimos de alguns parâmetros da água.

O mesmo é válido para sistemas laboratoriais, em que é preciso sintetizar medicamentos com altíssima precisão, pois qualquer miligrama a mais ou menos pode tornar a droga ineficiente ou letal ao seu usuário.

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.

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

Na Química, essa medida é extremamente importante, porque é utilizada em diversas áreas, como a Cinética Química para o cálculo de velocidades de reação.

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.

$$M_1 = \text{Massa Molar de } NO_3^- = 1.14 + 3.16 = 14 + 48 = 62 \text{ g/mol}$$

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

Uma forma comum de representar a molaridade da solução é pelo símbolo **M**. Por exemplo, a solução $8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ é equivalente a $8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Outro fato importante sobre a molaridade é que, como ela é proporcional ao número de mols do soluto, ela pode ser utilizada diretamente na proporção estequiométrica. Isso é bastante útil nas titulações.

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 $8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, pode-se considerar que é aproximadamente $8 \cdot 10^{-5} \text{ molal}$.



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.

Porém, é possível também fazer a conta exata da conversão. Para isso, precisamos saber o fator de compactação entre o soluto e o solvente. Esse dado normalmente vem de observações experimentais. Portanto, se não for fornecido na hora da prova, você vai considerar que o volume da solução é igual ao volume do solvente. Mostraremos um exemplo desse cálculo ainda nesse material.

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.

É interessante citar que nem sempre o volume da solução é igual à soma dos volumes do soluto e do solvente. Veremos mais adiante que o processo de dissolução pode acontecer com redução de volume. Nesses casos, não podemos dizer que o título é expresso pela razão a seguir:

$$\tau \neq \frac{V_1}{V_1 + V_2}$$

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 .



$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} (\times 10^6) [\text{ppm}]$$

$$C = \frac{\text{volume do soluto}}{\text{volume da solução}} (\times 10^6) [\text{ppm}]$$

$$C = \frac{\text{número de mols do soluto}}{\text{número de mols da solução}} (\times 10^6) [\text{ppm}]$$

Em alguns casos, também se utiliza **ppt** como “partes por mil” e o **ppb** como “partes por bilhão”. Nesses caso, basta multiplicar a expressão do título por 10^3 e por 10^9 , respectivamente, em substituição ao 10^6 do ppm.

Infelizmente, é muito comum que as questões de prova apresentem a medida de título, frequentemente a concentração em **ppm**, mas não digam se ela se refere a massa, volume ou número de mols. Por isso, eu vou te apresentar de acordo com a minha experiência o que você deve levar em consideração, caso o enunciado nada diga. Sendo assim, no caso de:

- Uma solução de um sólido em água, suponha que o **ppm** se refere à razão entre massas;
- Uma mistura de dois gases, suponha que o **ppm** se refere à razão entre os números de mols.

Em soluções aquosas diluídas, utiliza-se bastante a medida em **ppm** como a razão entre as massas de soluto e solvente utilizadas.

1 ppm significa 1 parte por milhão. No caso específico de soluções aquosas diluídas, **1 ppm** será aproximadamente igual a **1 mg/L**.

A razão para isso é que o volume da solução é aproximadamente igual ao volume do solvente. Sendo assim, em 1 litro de solução, teremos aproximadamente 1 quilograma de água, que é igual a 1 milhão de miligramas. Se esse volume tiver aproximadamente 1 mg de soluto, de fato, teremos para cada 1 milhão de miligramas da solução, 1 parte do soluto.

Portanto, quando falamos que a água possui 5 ppm de nitrato, é basicamente o mesmo de falar que a concentração do íon nitrato é 5 mg/L. Sendo assim, 1 L da solução apresenta 5 mg do íon.

Por outro lado, no caso de misturas de água e álcool, são usadas duas formas de medição do título:



- **°INPM:** refere-se ao título em massa do etanol na mistura. É um padrão do Instituto Nacional de Pesos e Medidas, sendo bastante utilizado no Brasil. 1 °INPM significa 1% de etanol em massa.
- **°GL:** ou graus Gay-Lussac, refere-se ao título em volume do etanol na mistura. 1 °GL significa 1% de etanol em volume.

Em questões de prova, recomendamos que você considere que o percentual de álcool se refere ao seu percentual em volume. Por exemplo, no caso de uma bebida destilada de teor 40%, isso significa que 1 litro dela ela é feita com 400 mL de álcool e 600 mL de água, totalizando aproximadamente 1000 mL de solução.

Porém, é bastante importante você conhecer o °INPM, pois é uma medida bastante utilizada no Brasil e que pode vir a ser cobrada.



O álcool de limpeza é vendido na forma de solução 46,2 °INPM (ou 46% em massa) de etanol (C_2H_6O), também conhecida como solução 54 °GL (ou 54% em volume).

Porém, o álcool em gel utilizado como antisséptico ou bactericida é uma solução 70 °INPM (70% em massa de etanol) ou 77 °GL (77% em volume de etanol). No Brasil, o álcool acima de 46 °INPM somente pode ser comercializado na forma de gel, porque, como essa substância é bastante inflamável, os riscos de explosão na sua manipulação no estado líquido por pessoas comuns é grande.

O álcool de limpeza comum 46,2% (°INPM) tem pouco efeito bactericida, não sendo útil para esse fim.

Com o aumento do teor alcóolico, em 70%, a solução passa a ter um pronunciado efeito bactericida. É interessante que o poder bactericida dessa solução é maior do que até mesmo o poder do álcool absoluto ou quase puro.

O provável efeito bactericida do álcool é que, como ele é bastante higroscópico, ou seja, absorve água com facilidade, ele adere às membranas celulares, matando as bactérias por desidratação. Também acontece que, ao penetrar no citoplasma celular, o álcool desnatura as proteínas bacterianas e provoca a coagulação de diversas enzimas necessárias ao seu metabolismo.

Quando se utiliza o etanol absoluto (99,6%), o efeito bactericida é menor do que o do álcool 70%. Uma das explicações mais comuns para esse fato é que a presença de um pouco da água na mistura facilita a absorção do álcool pelas bactérias.

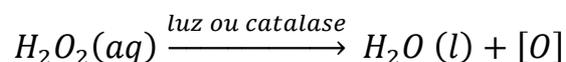
Isso acontece, porque as próprias bactérias possuem afinidade pela água, então, elas absorvem mais da solução quando encontram água do que quando encontram o etanol absoluto. Outra possível explicação é que o etanol absoluto rapidamente se volatiliza, enquanto que o álcool 70% permanece mais tempo no estado líquido, permitindo maior tempo de contato.

O álcool 70 é bastante eficiente contra bactérias vegetativas, fungos e vírus (envelopados, com o vírus influenza H1N1). Porém, os esporos bacterianos são mais resistentes.

2.4.1. Água Oxigenada

A água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio (H_2O_2), que é um poderoso agente oxidante.

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

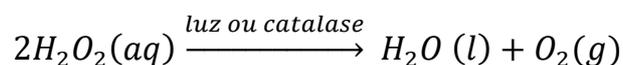


O oxigênio nascente nada mais é do que um átomo de oxigênio isolado, que é um radical livre extremamente reativo, com altíssimo poder oxidante, sendo capaz de reagir com basicamente qualquer molécula que encontre na sua frente, inclusive as proteínas e gorduras que formam a membrana celular de bactérias.

Por conta disso, a água oxigenada é um poderoso bactericida, que é bastante utilizado como antisséptico no tratamento de feridas.

Além disso, ela pode ser bem mais útil. Por exemplo, se você mergulhar suas escolhas de dente em uma solução de água oxigenada, elas ficarão livres de coliformes fecais e você poderá utilizá-la com mais segurança.

É importante citar que, se não encontrar outra molécula, os átomos de oxigênio nascente se combinam para formar uma molécula de oxigênio (O_2). Portanto, a decomposição da água oxigenada pode ser escrita genericamente como:



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.



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

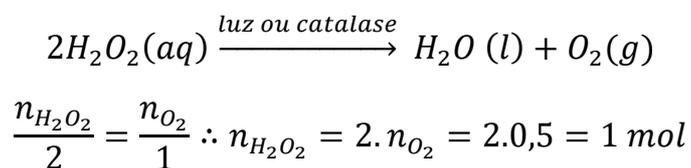
O volume de O_2 é considerado nas CNTP (sigla para as condições normais de temperatura e pressão), que corresponde à temperatura de $0\text{ }^\circ\text{C}$ e pressão de 1 atm . Nessas condições, o volume de 1 mol de qualquer gás é igual a:

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

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

Prestemos atenção ao conceito de **solução ideal**.

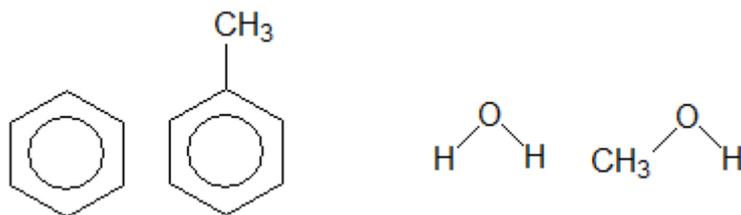


TOME NOTA!

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.

Explicaremos agora o efeito da variação de volume em soluções não-ideias. Esse é um efeito pouco comentado, mas que gostaria de abordar nesse material, a fim de que você esteja à frente de sua concorrência. Tenho certeza de que uma questão sobre esse efeito traria bastantes dúvidas entre os alunos.

Em regra, a dissolução de um soluto na água provoca **redução** do volume total. Foi o que aconteceu na mistura em apreço.

Na preparação de água salgada, a produção de 1 L requer o uso de 40 gramas de sal marinho. Com isso, obtém-se uma mistura de densidade igual a 1,025 g/cm³. A medida da densidade é a mais utilizada por aquaristas marinhos para avaliar a concentração de sal no aquário.

Com isso, podemos calcular a massa de água que foi efetivamente utilizada na solução. Primeiramente, calcularemos a massa de 1 litro da solução por meio da densidade.

$$m = dV = 1,025 \cdot 1000 = 1025 \text{ g}$$

Em 1 litro da solução, temos a massa de 1025 g, dos quais já sabemos que 40 gramas se devem ao sal.

$$m_{\text{água}} = m_{\text{solução}} - m_{\text{soluto}}$$

$$m_{\text{água}} = 1025 - 40 = 985 \text{ g}$$

A massa de água presente em 1 litro da solução é, portanto, igual a 985 g ou 0,985 kg. Por conta disso, a molalidade real da solução é ligeiramente diferente da sua concentração molar.



$$W = \frac{8 \cdot 10^{-5}}{0,985} = 8,1 \cdot 10^{-5} \text{ molal}$$

Para calcular e mostrar a existência dessa redução de volume, precisamos de dados sobre as densidades da água pura e do sal puro, que são:

- **Densidade da Água Pura:** 1,00 g/cm³
- **Densidade do Sal Puro:** 2,16 g/cm³

Podemos obter uma expressão para o volume em função da massa e da densidade.

$$d = \frac{m}{V} \therefore V = \frac{m}{d} \therefore V = \frac{\text{massa}}{\text{densidade}}$$

Com base nessa expressão, podemos calcular as massas

$$V_{H_2O} = \frac{985}{1,00} = 985 \text{ mL}$$

$$V_{sal} = \frac{40}{2,16} = 18,5 \text{ mL}$$

O volume total da água pura e do sal puro, antes da dissolução é, portanto:

$$V_{antes} = 985 + 18,5 = 1003,5 \text{ mL}$$

Depois da dissolução, o volume passou a ser de 1000 mL, registrando-se, portanto, uma redução de 3,5 mL de volume. Em termos percentuais, a redução de volume na produção de água salgada a partir de sal marinho é de apenas 0,3%.

O efeito da redução de volume se deve ao fato de que as interações entre a água e o sal são mais intensas do que as próprias interações soluto-soluto e solvente-solvente. O fato de que a mistura soluto-solvente apresenta interações mais fortes não só possibilita a dissolução do soluto, mas também contribui para que o volume total da solução seja menor que a soma dos volumes de seus componentes separados.

Com o conhecimento da densidade da solução, podemos também calcular a diferença entre o título em **ppm** e a concentração em **mg/L**. A água de um aquário marinho tem densidade de cerca de 1,025 g/mL, o que representa um desvio de 2,5% em relação à água destilada.

Considerando essa informação, podemos calcular o valor real da concentração de 5 mg/L de nitrato em ppm. Para isso, utilizamos a expressão da concentração comum.



$$C = \frac{m_1}{V}$$

Em 1 litro de solução, temos:

$$5 = \frac{m_1}{1} \therefore m_1 = 5.1 = 5 \text{ mg}$$

A massa real da solução é igual ao produto do seu volume pela densidade.

$$m = dV = 1,025.1000 = 1025 \text{ g} = 1,025.10^6 \text{ mg}$$

Portanto, a concentração em ppm será:

$$T = \frac{5}{1,025.10^6} \cdot 10^6 = \frac{5}{1,025} = 4,87 \text{ ppm}$$

Em algumas situações práticas, a diferença entre 5 ppm e 4,87 ppm pode ser irrelevante, como no caso do aquarismo marinho. Em outras situações, pode não ser, como no caso da fabricação de um medicamento, em que as porções de cada substância devem ser controladas rigidamente.

Na Química, o uso de aproximações deve ser feita sempre com bastante atenção à necessidade de precisão exigida pela aplicação.

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.

$$1.0,100 = [X]_f \cdot 0,500$$
$$\therefore [X]_f = \frac{1.0,100}{0,500} = 0,200 \text{ mol/L}$$

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. (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
- c) 1 g/L de nitrato de potássio
- d) 11,7 g/L de cloreto de sódio



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).

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

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

c) Calculemos a massa molar do nitrato de potássio (KNO_3).

$$M_{\text{KNO}_3} = 1.39 + 1.14 + 3.16 = 101 \text{ g/mol}$$

$$[\text{KNO}_3] = \frac{C}{M} = \frac{1}{101} \cong 0,0099 \text{ mol/L}$$

d) Calculemos a massa molar do cloreto de sódio (NaCl).

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

$$[\text{NaCl}] = \frac{C}{M} = \frac{11,7}{58,5} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Gabarito: a) 5.10^{-4} mol/L; b) 2.10^{-3} mol/L; c) $9,9.10^{-3}$ mol/L; d) 0,2 mol/L

3. (TFC – Inédita)

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

- a) 0,025 mol/L de hidrogenocarbonato de sódio
- b) 4.10^{-3} mol/L de nitrito de cálcio
- c) 5.10^{-5} mol/L de fosfato de cálcio



d) 0,4 mol/L de cloreto de potássio

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).

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

$$C = [\text{NaHCO}_3] \cdot M_{\text{NaHCO}_3} = 0,025 \cdot 84 = 2,1 \text{ g/L}$$

b) Calculemos a massa molar do nitrito de cálcio ($\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$).

$$M_{\text{Ca}(\text{NO}_2)_2} = 1.40 + 2 \cdot [1.14 + 2.16] = 132 \text{ g/mol}$$

$$C = [\text{Ca}(\text{NO}_2)_2] \cdot M_{\text{Ca}(\text{NO}_2)_2} = 4 \cdot 10^{-3} \cdot 132 = 528 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$C = 528 \text{ mg/L}$$

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

$$M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 3.40 + 2 \cdot [1.31 + 4.16] = 310 \text{ g/mol}$$

$$C = [\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] \cdot M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 5 \cdot 10^{-5} \cdot 310 = 1550 \cdot 10^{-5} = 15,5 \cdot 10^{-3}$$

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

d) Calculemos a massa molar do cloreto de potássio (KCl).

$$M_{\text{KCl}} = 1.39 + 1.35,5 = 74,5 \text{ g/mol}$$

$$C = [\text{KCl}] \cdot M_{\text{KCl}} = 0,4 \cdot 74,5 = 29,8 \text{ g/L}$$

Gabarito: a) 2,1 g/L; b) 528 mg/L; c) 15,5 mg/L; d) 29,8 g/L



3. Titulação

A titulação é um procedimento químico que visa a determinar a concentração de um determinado reagente. As reações mais simples e, por isso mesmo, mais abordado em questões de prova é a determinação da concentração de um ácido ou de uma base.

Existem, portanto, duas situações, com as quais devemos nos preocupar:

- Quando se deseja determinar a concentração de uma amostra de solução aquosa de um ácido por meio de reação com uma solução aquosa básica de concentração conhecida;
- Quando se deseja determinar a concentração de uma mostra de solução aquosa de uma base com. A técnica utilizada é análoga: deve-se reagir-la com uma solução aquosa ácida de concentração conhecida.

O agente titulante é a solução aquosa de concentração conhecida que vai ser utilizada para titular a outra espécie química, cuja concentração é desconhecida.

Em ambos os casos, existe um princípio geral de titulação. Vamos prestar bastante atenção a ele.



TOME NOTA!

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.

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

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).



Um fato interessante é que **nem sempre o pH no ponto de equivalência é neutro (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 (pH = 7);
- **Sal de ácido fraco e base forte:** pH alcalino (pH > 7);
- **Sal de ácido forte e base fraca:** pH ácido (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;

Esse fato é importante, porque as titulações são acompanhadas em laboratório pelo gráfico de pH com o auxílio de indicadores ácido-base. Vejamos como funciona esse procedimento na prática.

3.1. Equipamentos de Laboratório

O primeiro passo para a realização de uma titulação em laboratório é reunir a aparelhagem necessária.

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.

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.



Figura 6: Titulação com uma Bureta e um Balão de Fundo Chato

3.2. Curva de PH

Um fato interessante das curvas de titulação é que elas inicialmente resistem à variação de pH, que pouco varia quando é adicionada a solução titulante – a resistência é ainda maior quando o titulado é um ácido ou base fraca.

Em um dado momento, o pH se rompe e varia bruscamente. Vejamos os vários casos possíveis.

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.

Vale ressaltar que supusemos conhecida a concentração da solução do ácido apenas por fins didáticos, para facilitar a sua compreensão. Nas questões de prova e na vida real, a solução titulada tem concentração desconhecida.

Para o caso de um monoácido forte (como o HCl) sendo titulado com uma monobase forte (como NaOH), temos que a concentração inicial de íons H^+ é igual 0,1 mol/L. Com isso, temos:

$$[H^+] = 0,1 \text{ mol/L} \therefore pH = -\log([H^+]) = -\log(0,1) = -(-1) = 1$$

Como as duas concentrações têm a mesma concentração o ponto de equivalência será quando o volume de NaOH adicionado for igual ao volume do ácido, no caso, 1 L. No ponto de equivalência, o pH será exatamente igual a 7.



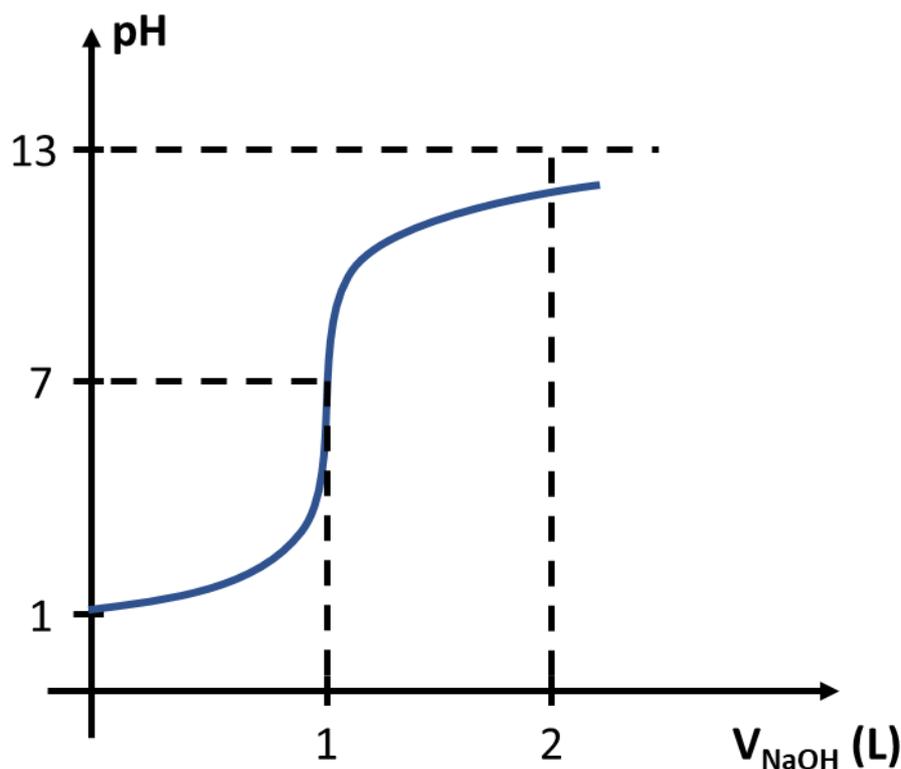


Figura 7: Titulação de Ácido Forte com Base Forte

Depois do ponto de equivalência, a solução passa a ser ligeiramente alcalina, pois todo o ácido já foi neutralizado.

Quando o volume da base adicionado for de 2 litros, podemos dizer que 1 litro da base já foi neutralizado pelo ácido, portanto, sobrou o número de mols de OH^- que pode ser calculado como:

$$n_{\text{OH}^-} = 1 \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ mol}$$

Utilizamos o volume de 1 litro, porque dos 2 litros que foram adicionados, 1 litro foi usado para neutralizar completamente o HCl presente na amostra e sobrou apenas o volume de 1 litro sem ser neutralizado.

No entanto, a concentração de OH^- final não será de 0,1 mol/L, porque houve o efeito da diluição. Vejamos:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{OH}^-}}{V} = \frac{0,1}{V_{\text{HCl}} + V_{\text{NaOH}}} = \frac{0,1}{1 + 2} = \frac{0,1}{3}$$

Podemos calcular o pOH da solução final.

$$pOH = -\log([\text{OH}^-]) = -\log\left(\frac{0,1}{3}\right) = \log(3) - \log(0,1) = 0,48 + 1 = 1,48$$

Usando a relação que o $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, temos que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \therefore \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,48 = 12,52$$

Devido à diluição, o pH da solução final será ligeiramente menor que o pH da solução titulante.

Vale ressaltar que a curva de titulação para o caso de uma titulação de NaOH com uma solução de HCl seria semelhante. A única diferença é que o pH seria inicialmente alcalino e passaria a ser progressivamente mais ácido.

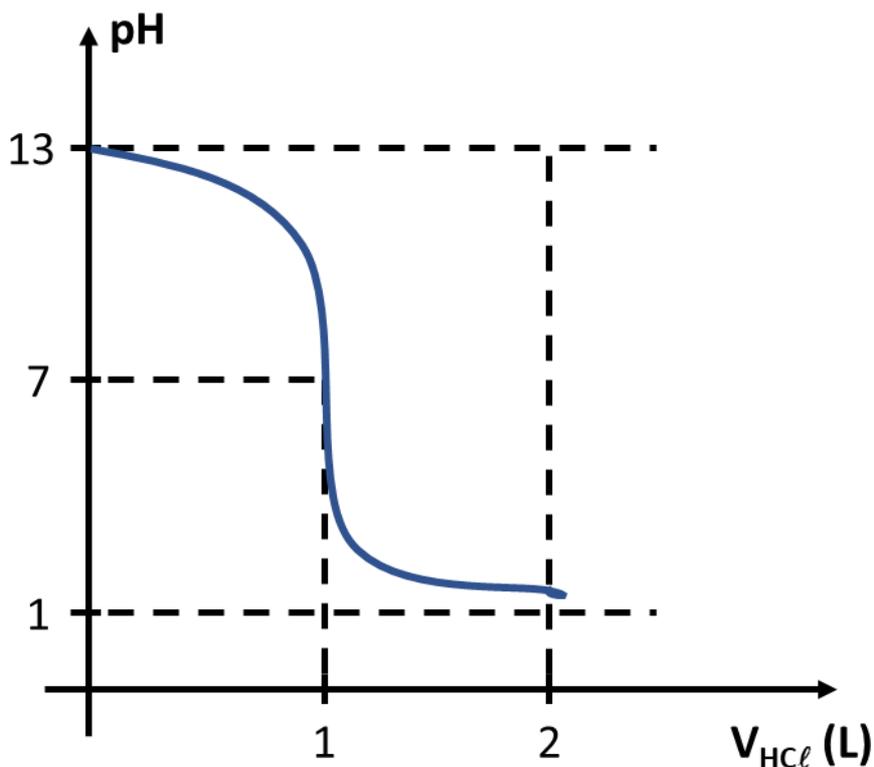


Figura 8: Curva de Titulação de uma Solução Aquosa de Hidróxido de Sódio (NaOH) com Ácido Clorídrico (HCl)

Como o pH é uma escala logarítmica, o efeito da diluição se torna menos visível. Porém, podemos enxergá-lo bem melhor, se analisarmos a condutividade da solução.

Inicialmente, como o ácido é forte, pode-se considerá-lo completamente dissociado. Sendo assim, se a concentração do ácido é 0,1 mol/L, ele proverá 0,2 mol/L de partículas carregadas devido à sua dissociação, que é considerada completa.

	$\text{HCl}(aq)$	\rightarrow	$\text{H}^+(aq)$	+	$\text{Cl}^-(aq)$
início	0,1 mol/L		0		0
Reage	0,1 mol/L		0,1 mol/L		0,1 mol/L

Final	0		0,1 mol/L		0,1 mol/L
--------------	---	--	-----------	--	-----------

No início, quando se adiciona a base (NaOH), ocorre uma precipitação de íons. Considere a Tabela Estequiométrica da reação em que consideramos o número de mols de íons até o ponto de equivalência.

	$HCl(aq)$	+	$NaOH(aq)$	→	$NaCl(aq)$	+	$H_2O(l)$
início	0,2 mol		0,2 mol		0		0
Reage	0,2 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia
Final	0 mol		0 mol		0,2 mol		não dissocia

Perceba que, no ponto de equivalência, a concentração de íons será:

$$[\text{íons}] = \frac{n_{\text{íons}}}{V} = \frac{0,2}{V_{HCl} + V_{NaOH}} = \frac{0,2}{1 + 1} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Sendo assim, entre a situação inicial e o ponto de equivalência, ocorre uma redução na concentração de íons. E, portanto, uma redução na condutividade da solução.

A partir do ponto de equivalência, a reação cessa. O que vai acontecer é que a solução neutralizada (com 0,1 mol/L de íons) começa a receber a adição de uma solução mais concentrada em íons (0,2 mol/L). Com isso, a condutividade vai aumentando, mas não chega ao valor original.

Podemos calcular o número de mols de íons presentes na solução usando a Tabela Estequiométrica semelhante à anterior em termos de número de mols de íons presentes na mistura.

	$HCl(aq)$	+	$NaOH(aq)$	→	$NaCl(aq)$	+	$H_2O(l)$
início	0,2 mol		0,4 mol		0		0
Reage	0,2 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia
Final	0 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia

Sendo assim, a concentração final de íons será:

$$[\text{íons}] = \frac{n_{\text{íons}}}{V_{\text{final}}} = \frac{0,4}{V_{HCl} + V_{NaOH}} = \frac{0,4}{1 + 2} = \frac{0,4}{3} = 0,13 \text{ mol/L}$$



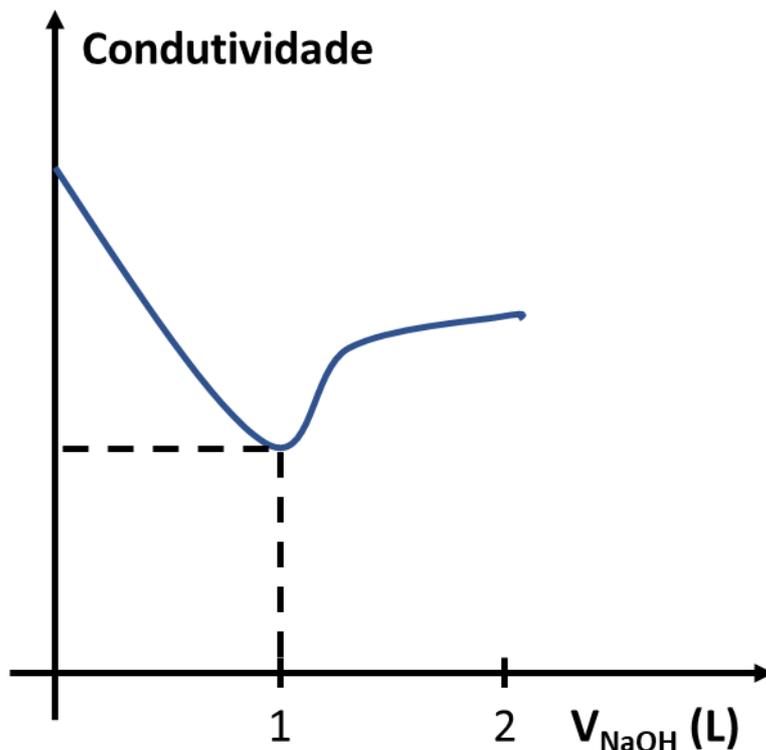


Figura 9: Variação da Condutividade durante a Titulação de uma Solução de Ácido Forte (HCl) por uma Solução de Base Forte (NaOH)

É importante citar que, nesse caso, o ponto de equivalência corresponderá à menor condutividade.

O gráfico de condutividade no caso de uma titulação de uma solução de base forte por uma solução de ácido é bastante semelhante ao ilustrado na Figura 9.

3.2.1. 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.

O ácido acético é um ácido com baixo grau de ionização, de modo que o pH não é igual a 1, mas bastante superior. No momento, não temos ferramentas para calcular esse pH. Somente no Capítulo sobre Equilíbrio Iônico, aprenderemos como calcular. Por enquanto, esses valores devem ser fornecidos pelo enunciado da questão.

O pH de uma solução de ácido acético 0,1 mol/L é igual a 4,8, o que é equivalente a uma concentração de íons $[\text{H}^+] \cong 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

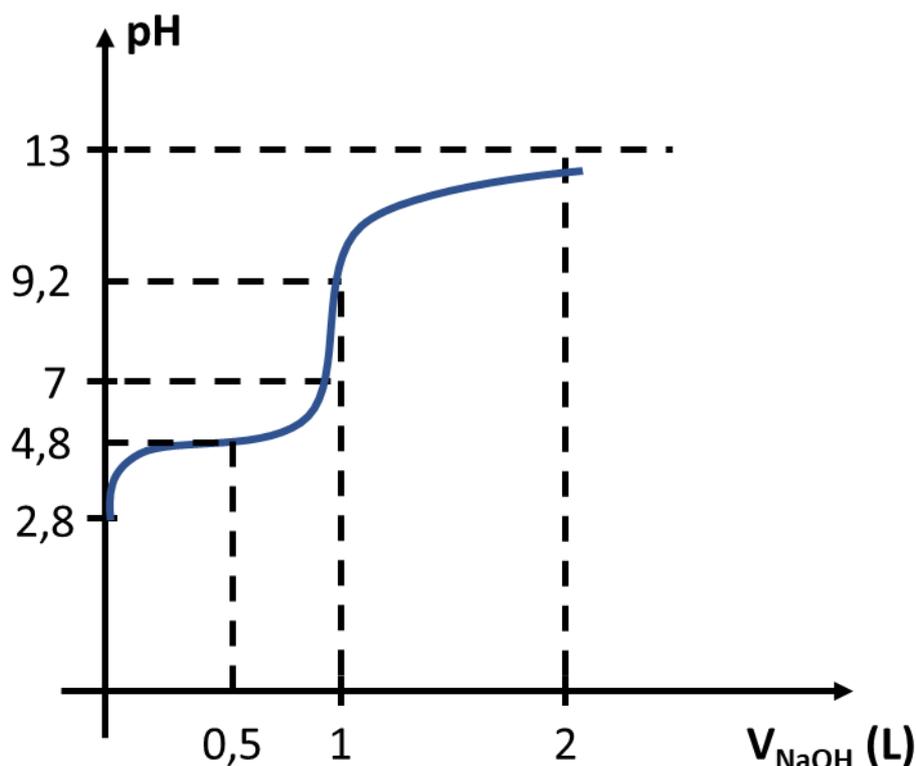


Figura 10: Curva de pH na titulação de Ácido Fraco (CH_3COOH) por uma solução aquosa de Base Forte (NaOH)

No ponto de equivalência, a solução é alcalina, porque o sal formado é de ácido fraco e base forte. O valor exato 9,2 somente pode ser calculado com as ferramentas que serão vistas em Equilíbrio Iônico. Por hora, você precisa que esses valores lhe sejam fornecidos pela questão.

Durante a titulação, forma-se uma interessante região em torno de pH igual a 4,8 – em que se verifica pH praticamente constante. Essa região é denominada **tampão** e será estudada também em Equilíbrio Iônico. Trata-se de uma interessante região em que se obtém um sistema resistente a variações de pH, muito importante para sistemas biológicos.



Uma solução 0,1 mol/L de ácido acético apresenta 0,1 mol/L de hidrogênios ionizáveis. Porém, quando puro, a concentração de íons H^+ é bem inferior $[\text{H}^+] \cong 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$. Ou seja, nem todos os hidrogênios ionizáveis do ácido realmente aparecem na forma de H^+ em solução.

Porém, a quantidade de hidróxido de sódio necessária para titular uma solução de ácido forte (HCl) e uma solução de ácido fraco (CH₃COOH) de mesma concentração é exatamente a mesma.

Isso acontece porque a reação de neutralização atinge todos os hidrogênios ionizáveis presentes na solução de ácido fraco.

De forma análoga ao que acontece na titulação de ácido forte, uma vez passado o ponto de equivalência, o pH da solução se aproxima do pH da solução titulante, no caso, NaOH 0,1 mol/L, que é igual a 13.

O efeito da diluição também acontece, de modo que não se atinge o mesmo pH = 13, mas sim ligeiramente inferior, pH = 12,5 como já havia sido calculado.

Em relação à condutividade, devemos notar que uma solução de ácido acético é pouco condutora.

$$[\text{íons}]_0 = 2.1,4.10^{-3} = 2,8.10^{-3} \text{ mol/L}$$

Quando a solução reage, ela forma o acetato de sódio, que é um sal, portanto, se encontra completamente dissociado. Logo, a solução original que tem baixa condutividade dá lugar a uma solução com maior concentração de íons.

Para o ponto de equivalência, podemos escrever.

	CH ₃ COOH(aq)	+	NaOH (aq)	→	CH ₃ COO ⁻ Na ⁺	+	H ₂ O (l)
início	Baixa		0,2 mol		0		0
Reage	Baixa		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia
Final	0 mol		0,2 mol		0,2 mol		não dissocia

Sendo assim, a concentração de íons no ponto de equivalência é bem maior que a concentração inicial.

$$[\text{íons}]_{eq} = \frac{0,2}{V} = \frac{0,2}{V_{HCl} + V_{NaOH}} = \frac{0,2}{1 + 1} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol/L}$$

Depois do ponto de equivalência, a solução passa a se tornar cada vez mais concentrada em íons, pois está sendo adicionada uma solução de hidróxido de sódio que tem uma concentração 0,2 mol/L em íons.

A concentração final é igual à que foi calculada no caso da titulação de ácido forte e base forte.



$$[\text{ions}]_f = 0,13 \text{ mol/L}$$

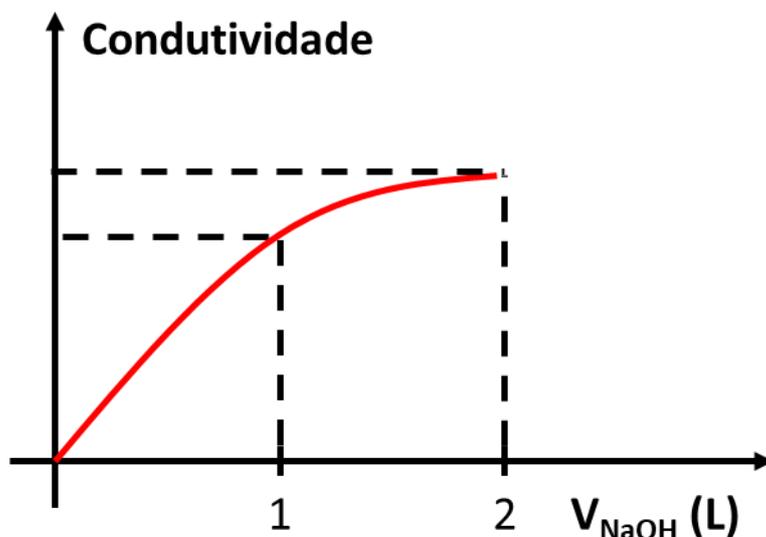


Figura 11: Comportamento da Condutividade em uma Solução de Ácido Fraco (CH_3COOH) por uma Base Forte (NaOH)

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: Faixa de Viragem de Diversos Indicadores de pH

Indicador	Cor a pH baixo	Faixa de Viragem	Cor a pH alto
Azul de Timol (primeira transição)	Vermelho	1,2 a 2,8	Amarelo
Azul de Bromofenol	Amarelo	3,0 a 4,6	Violeta
Vermelho de Metila	Vermelho	4,4 a 6,2	Amarelo
Vermelho de Fenol	Amarelo	6,6 a 8,0	Vermelho
Fenolftaleína	Incolor	8,2 a 10,0	Rosa Carmim

Vamos entender a Tabela 1. O azul timol tem faixa de viragem entre pH 1,2 a 2,8. Isso significa que para pH abaixo de 1,2, ele é vermelho, enquanto que, para pH acima de 2,8, ele é amarelo.

Tabela 2: 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	Green	Purple	Purple	Purple	Purple	Purple	Purple
Vermelho de Metila	Red	Red	Red	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Vermelho de Fenol	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Orange	Red	Red	Red	Red
Fenofaleína	Colorless	Pink	Pink							

Com uma boa gama de indicadores com faixas de viragens diferentes, é possível construir um medidor de pH. Essa é a ideia da fita medidora de pH.

Por exemplo, se construirmos uma fita com esses cinco indicadores, podemos medir o pH de uma solução qualquer de forma aproximada. Basta comparar o conjunto de cores obtido com o conjunto de cores presentes na escala.

Suponha que tenhamos aferido o pH de uma solução desconhecida com a fita formada pelos cinco indicadores e que tenhamos obtido o seguinte conjunto de cores.

Azul de Timol	
Azul de Bromofenol	
Vermelho de Metila	
Vermelho de Fenol	
Fenofaleína	

Figura 12: Resultado de uma Aferição de pH com uma fita medidora

Qual o pH dessa solução?

Olhe para a Tabela 2 e compare as cores obtidas,

Como o azul de timol está amarelo, o pH deve ser na faixa de 3 ou superior. Olhamos o azul de bromofenol roxo e concluímos um pH acima de 4,5. O vermelho de metila está vermelho, então, o pH não pode chegar a 6, sendo provavelmente abaixo de 5,5.

Com isso, concluímos que a solução tem pH em torno de 5 – entre 4,5 e 5,5.

A fita medidora permite uma análise rápida e barata do pH. Você pode comprar uma facilmente para usar em casa para fins recreativos em sites, como o Mercado Livre ou em lojas de produtos químicos.

A desvantagem dela é que não permite medidas muito precisas. Como vimos, fomos capazes de concluir que o pH da solução está em torno de 4,5 a 5,5. Algumas situações práticas requerem medidas mais precisas.

Os indicadores de pH também são bastante úteis na titulação.

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.

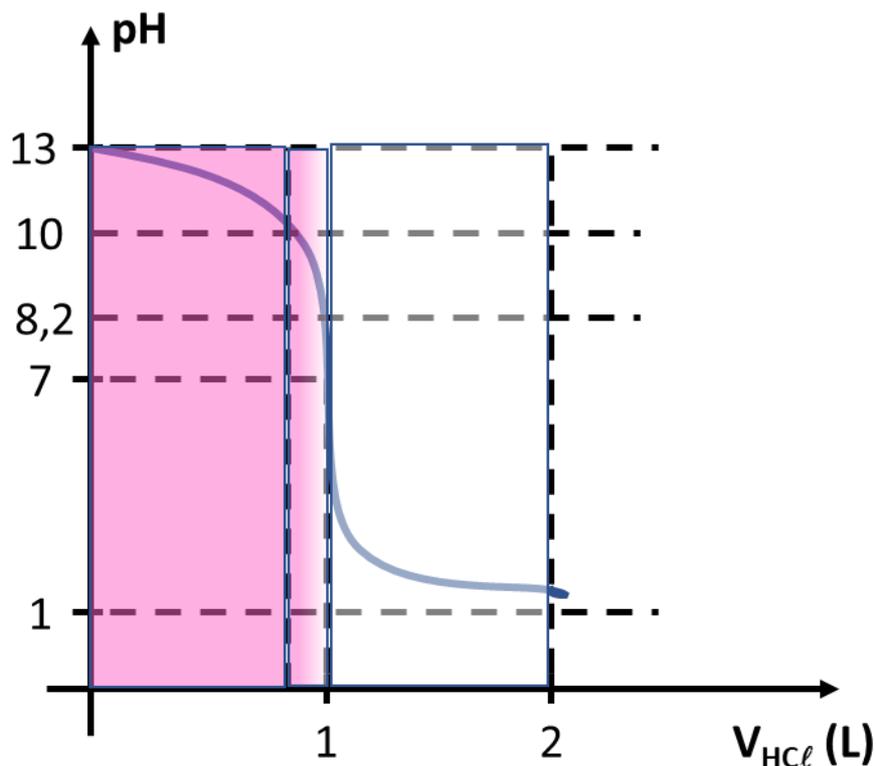


Figura 13: Cores da Fenolftaleína na Titulação de uma Solução de Base Forte (NaOH) por um Ácido Forte (HCl)

A Tabela 2 mostra que a viragem da fenolftaleína acontece antes do ponto de equivalência. A viragem da fenolftaleína acontece na faixa de pH de 8,2 a 10, enquanto que o ponto de equivalência se situa no pH igual a 7,0.

Porém, como vemos na Figura 13, a diferença entre o volume de ácido gasto para atingir o pH igual a 8,2 e para atingir o pH igual a 7,0 é muito pequena. Portanto, em geral, podemos assumir que, assim que o indicador muda de cor, atingiu-se o ponto de equivalência.

Por conta disso, vários indicadores poderiam ser utilizados nessa titulação. Por exemplo, se fosse utilizado o vermelho de metila – faixa de viragem de 4,4 a 6,2 – teríamos. Nesse caso, a viragem ocorre um pouco depois do ponto de equivalência. Porém, mais uma vez, a diferença de volume de ácido empregada é praticamente desprezível.

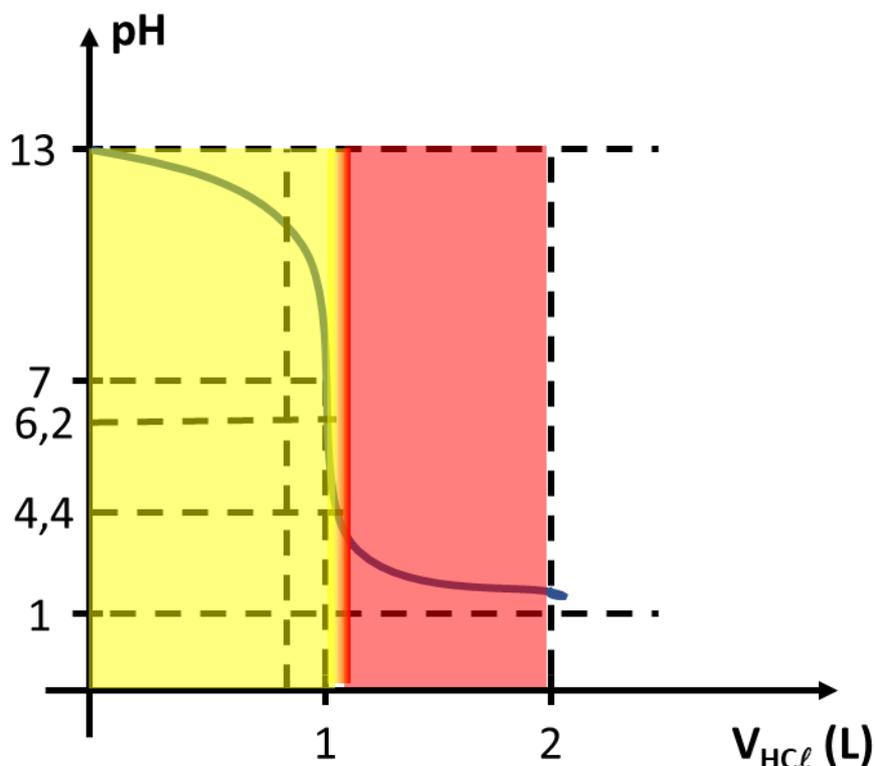


Figura 14: Cores do Vermelho de Metila na Titulação de uma Solução de Base Forte (NaOH) por um Ácido Forte (HCl)

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.

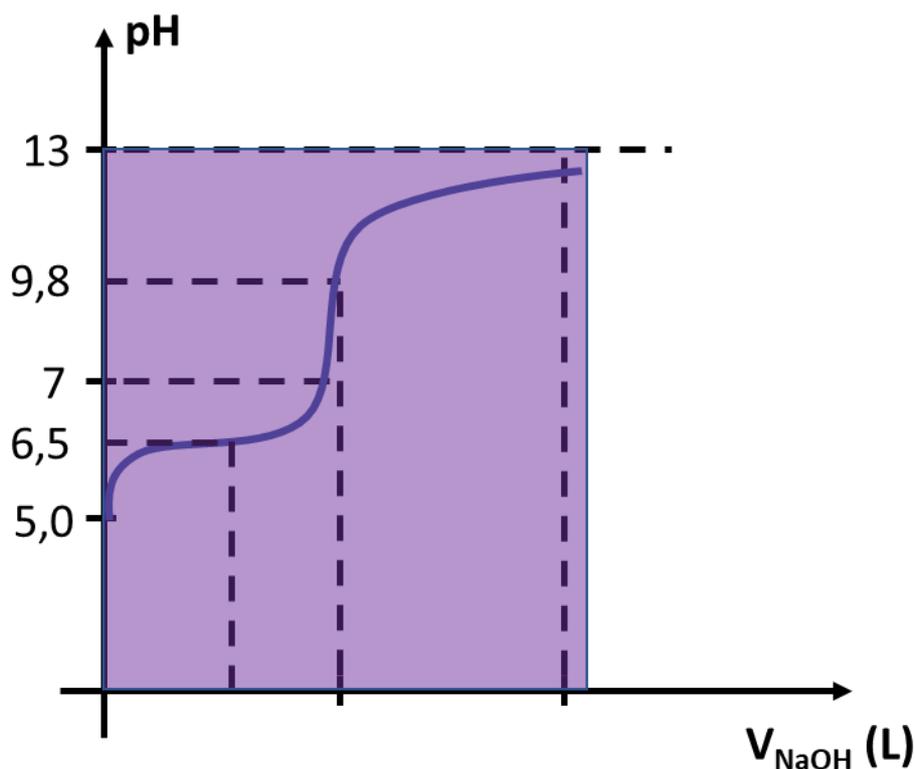


Figura 15: Exemplo de Titulação Mal Sucedida porque o Indicador não possui a faixa de viragem adequada

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.

É importante você conhecer esse conceito, porque, à exceção do Efeito Tonoscópico, todas as expressões que mostraremos nesse capítulo são válidas somente para solutos não-voláteis.

Um soluto não-volátil idealmente é aquele que apresenta pressão de vapor nula. Porém, esse modelo ideal de soluto não existe, tendo em vista que qualquer soluto apresenta pressão de vapor, ainda que pequena.

De maneira geral, considera-se um soluto não-volátil aquele que apresenta **pressão de vapor menor** que a 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.

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

Essa expressão é conhecida como Lei de Raoult (lê-se “Raul”) e faz bastante sentido. Pensemos em um exemplo concreto para facilitar o seu entendimento dela. A pressão de vapor da água pura a 25 °C é igual a 18 mmHg e a pressão de vapor é igual a 60 mmHg.

Suponhamos que tenhamos uma solução 50% água e 50% álcool. Nesse caso, teríamos que as pressões parciais de vapor de cada componente seriam:

$$P_{H_2O} = 0,50 \cdot 18 = 9 \text{ mmHg}$$

$$P_{C_2H_5OH} = 0,50 \cdot 60 = 30 \text{ mmHg}$$

Como as moléculas de água só ocupam metade da mistura, a sua pressão parcial de vapor se reduz à metade do que seria, caso ela estivesse pura. O mesmo efeito acontece com o etanol.



Podemos aplicar a mesma equação e calcular as pressões de vapor da água e do etanol para vários teores molares (ou frações molares).

Tabela 3: Comportamento das Pressões de Vapor da Mistura e de cada componente em Função do Teor de Etanol

Teor de Etanol	Teor de Água	Pressão de Vapor da Etanol (mmHg)	Pressão de Vapor da Água (mmHg)	Pressão de Vapor da Mistura
0%	100,00%	0	18	18
10%	90,00%	6	16,2	22,2
20%	80,00%	12	14,4	26,4
30%	70,00%	18	12,6	30,6
40%	60,00%	24	10,8	34,8
50%	50,00%	30	9	39
60%	40,00%	36	7,2	43,2
70%	30,00%	42	5,4	47,4
80%	20,00%	48	3,6	51,6
90%	10,00%	54	1,8	55,8
100%	0,00%	60	0	60

Vale lembrar que a Tabela 3 foi construída com base nas frações molares de etanol e de água. Cuidado para não confundir com fração de volume ou de massa, que são mais utilizadas.

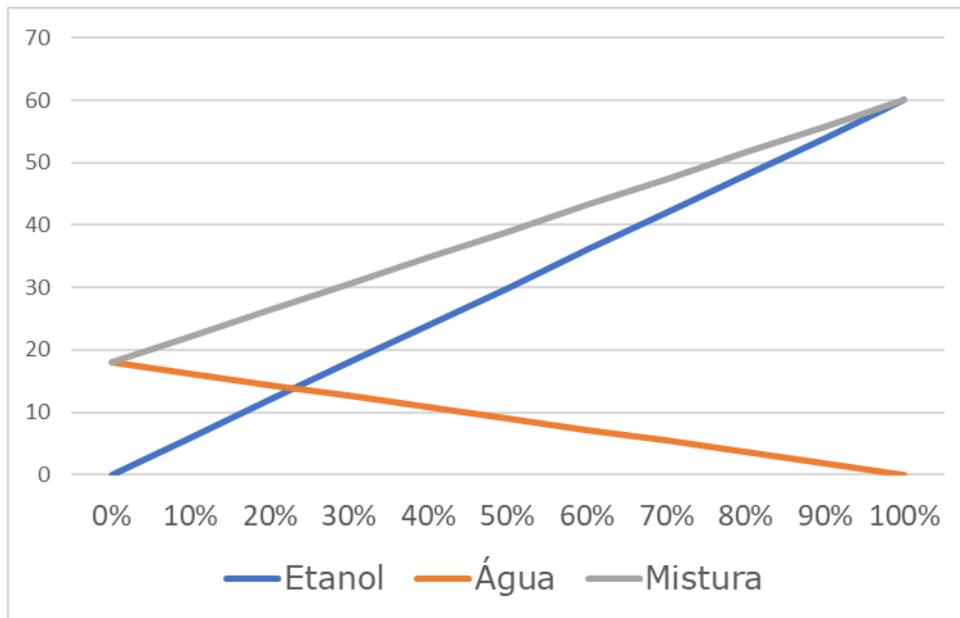


Figura 16: Pressão de Vapor da Mistura e de cada componente em Função do Teor de Etanol

É interessante observar que a pressão de vapor da mistura água-etanol cresce com o etanol de etanol. Isso acontece, porque o etanol é mais volátil que a água.

Porém, 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.

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

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

Vamos estudar a pressão de vapor de uma mistura de água e açúcar, que pode ser considerado um solvente não-volátil, cuja pressão de vapor é aproximadamente nula.

Tabela 4: Abaixamento na Pressão de Vapor da Água pela Adição de Açúcar

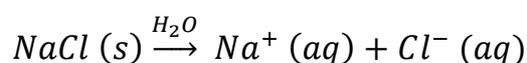
Teor de Açúcar	Teor de Água	Pressão de Vapor da Água (mmHg)
0%	100,00%	18

Teor de Açúcar	Teor de Água	Pressão de Vapor da Água (mmHg)
10%	90,00%	16,2
20%	80,00%	14,4
30%	70,00%	12,6
40%	60,00%	10,8
50%	50,00%	9
60%	40,00%	7,2
70%	30,00%	5,4
80%	20,00%	3,6
90%	10,00%	1,8
100%	0,00%	0

É interessante observar que a pressão parcial de vapor de água não depende do tipo de soluto que nela está dissolvido, mas apenas de sua fração molar. Observe que o mesmo abaixamento registrado com a dissolução de etanol (soluto volátil) foi registrado com a dissolução de açúcar (soluto não-volátil).

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 ($H = 1 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$).

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1000}{2 \cdot 1 + 1 \cdot 16} = \frac{1000}{18} = 55,6 \text{ mol}$$

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 ($Na = 23 \text{ g/mol}$; $Cl = 35,5 \text{ g/mol}$).

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

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:

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

Mesmo em uma solução bastante concentrada, que é a água salgada, o abaixamento da pressão de vapor, considerando a solução ideal, seria praticamente desprezível. A pressão de vapor da água destilada a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ é de 18 mmHg, enquanto que a pressão de vapor da água de aquário marinho calculada teoricamente é 17,57 mmHg.

A despeito disso, a pressão de vapor da água do meu aquário a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ é ligeiramente inferior (entre 16,5 e 17 mmHg) ao que foi calculado teoricamente.

A explicação para essa ligeira diferença é que a mistura de água e sal tem interações intermoleculares mais intensas do que as interações da própria água pura.

Com isso, os íons de sal dissolvidos na água atraem para si as moléculas de água com mais intensidade do que o que acontece na água pura. Logo, as moléculas de água têm maior dificuldade de passar para o estado de vapor, portanto, a pressão de vapor da água salgada é inferior ao que é previsto teoricamente.



Por fim, convém ressaltar que, em algumas situações, é possível ter um número de mols dissolvidos inferior ao número de mols original do soluto. Essa situação é mais comum em soluções apolares.

Por exemplo, quando dissolvemos ácido benzóico em benzeno, as moléculas do ácido sofrem **dimerização**.

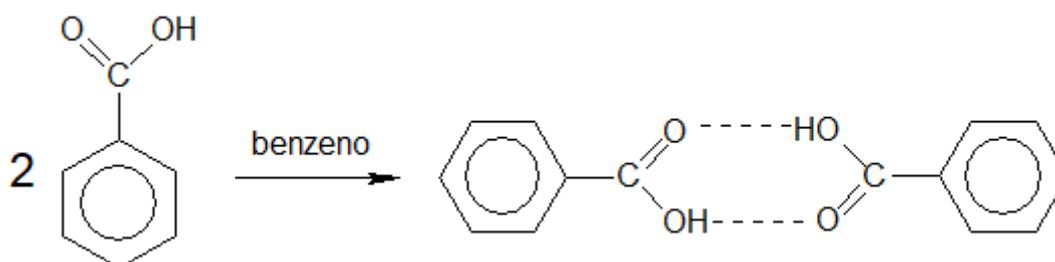


Figura 17: Exemplo de Dissolução com Dimerização

Considerando a dimerização completa, se fizermos uma solução de 1 mol/L de ácido benzoico em benzeno, na verdade, teremos apenas 0,5 mol/L de substâncias dissolvidas.

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**.

Pense, por exemplo, em mistura de água e açúcar.

Quando aquecida, somente a água entra em ebulição, mas o açúcar que está dissolvido permanece dissolvido. O que evapora, portanto, é vapor de água pura. Em uma situação limite, toda a água evaporará, deixando apenas o açúcar sólido no fundo do recipiente.

Analogamente, quando a mistura é resfriada, somente a água passa para o estado de gelo. O açúcar permanecerá dissolvido na fase líquida.

Vamos apresentar um princípio que devemos ter em mente para o estudo das próximas propriedades coligativas, que são: o Efeito Ebulioscópico, o Efeito Crioscópico e também a Pressão Osmótica.

As interações intermoleculares do soluto não-volátil com o solvente são fortes, de modo que o soluto tentará permanecer dissolvido. Logo, ele vai dificultar tanto a ebulição como o congelamento do solvente.

Portanto, 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**.

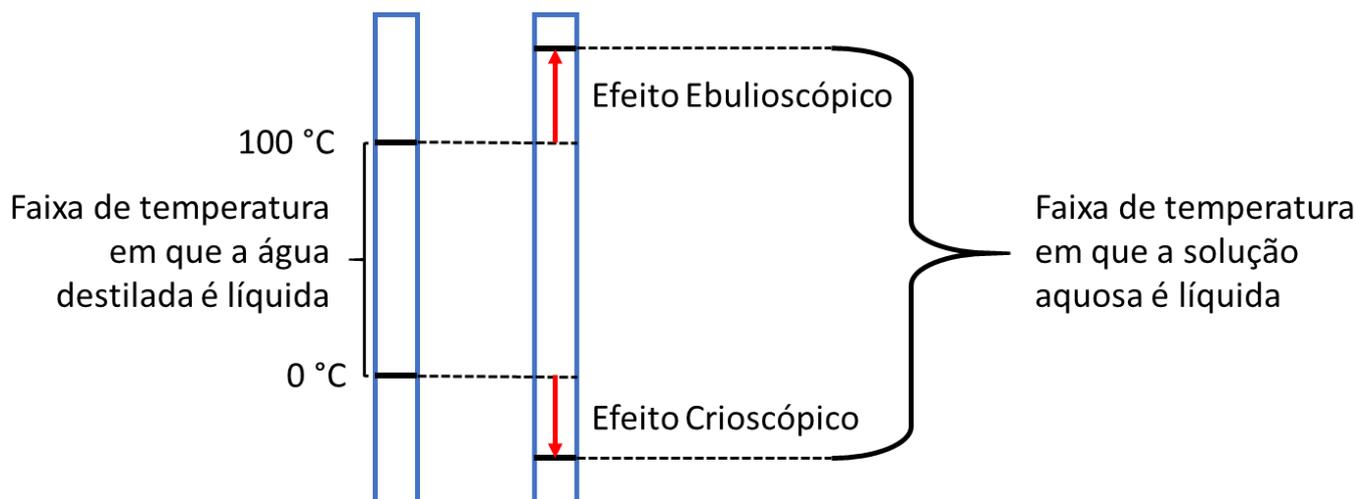


Figura 18: Variação da Temperatura de Ebulição e Congelamento da Água após receber solutos não-voláteis

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.

$$\Delta T_E = K_e W i$$

$$\Delta T_C = K_c W i$$

No caso da água, as constantes ebulioscópica e crioscópica valem, respectivamente:

$$K_e = 0,512 \text{ K. kg/mol}$$

$$K_c = 1,853 \text{ K. kg/mol}$$

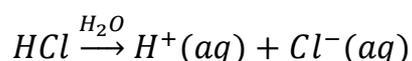
A molalidade, no caso de soluções aquosas diluídas, é considerada como sendo aproximadamente igual à molaridade.

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.

Esse fator busca levar em consideração efeitos, como a dissociação iônica, ionização ou dimerização.

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:



Ao se dissolver 1 mol de HCl , temos o seguinte.

	HCl	$\xrightarrow{H_2O}$	$H^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$	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.

Se, por acaso, for fornecido algum grau de dissociação, você precisará utilizar essa informação. Por exemplo, suponha que o ácido acético (CH_3COOH) possui grau de dissociação igual a 30%.

	CH_3COOH	$\xrightarrow{H_2O}$	$H^+(aq)$	+	$CH_3COO^-(aq)$	Total de Espécies Químicas
Início	1 mol		0		0	1 mol

Reage	0,3 mol		0,3 mol		0,3 mol	
Final	0,7 mol		0,3 mol		0,3 mol	1,3 mol

Para o ácido acético, o fator de van't Hoff é, portanto, igual à razão entre o número de mols de partículas em solução ao final (1,3 mol) pelo número de mols inicialmente dissolvido (1 mol).

$$i = \frac{1,3}{1} = 1,3$$

Podemos também estabelecer uma regra geral para ajudar a calcular o fator de van't Hoff para solutos que se dividem exclusivamente em duas com grau de ionização α .

$$i = 1 + \alpha$$

Outro caso que podemos comentar é quando ocorre uma reunião de partículas. Considere que a dimerização do ácido benzoico em benzeno tenha um grau de dimerização de 60%.

	C_6H_5COOH	$\xrightarrow{H_2O}$	$(C_6H_5COOH)_2$	Total de Espécies Químicas
Início	1 mol		0	1 mol
Reage	0,6 mol		0,3 mol	
Final	0,4 mol		0,3 mol	0,7 mol

Nesse caso, o fator de van't Hoff calculado será menor que 1, refletindo que houve redução no número de partículas dissolvidas.

$$i = \frac{0,7}{1} = 0,7$$

4.3. Pressão Osmótica

A osmose é um fenômeno natural que acontece quando se tem uma conexão semipermeável entre dois meios.

Uma conexão semipermeável é aquela que só permite a passagem do solvente, não permitindo que o soluto se disperse.



O caso mais conhecido são **as membranas semipermeáveis**. As membranas celulares e a membrana do ovo (que fica abaixo da casca) são bons exemplos. Elas permitem somente a passagem de água, mas não dos solutos nela dissolvidos.

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**.

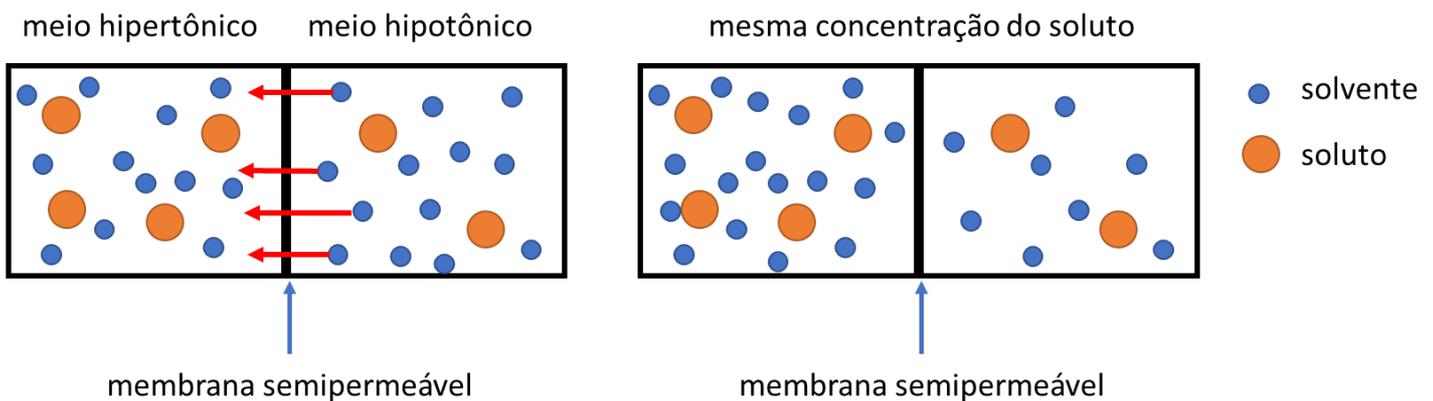


Figura 19: Processo de Osmose

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

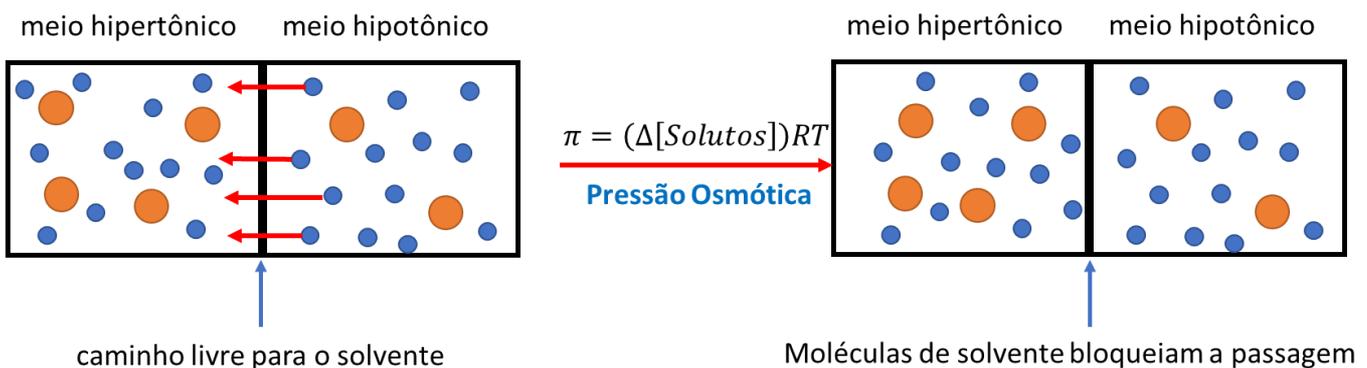


Figura 20: Pressão Osmótica

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.

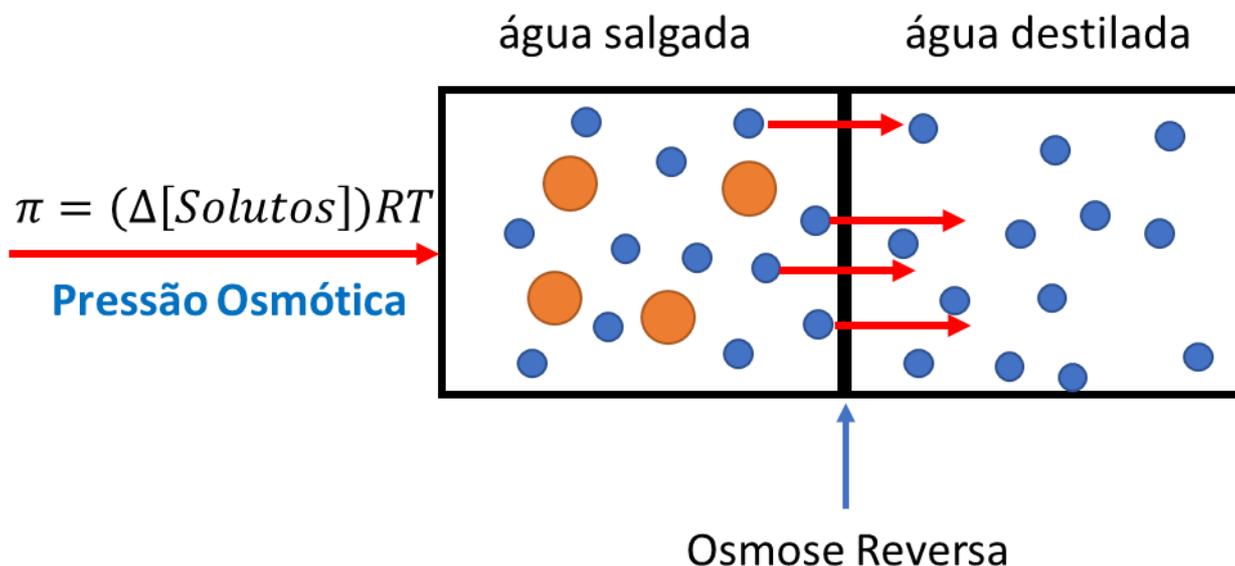


Figura 21: Produção de Água Destilada a partir de Osmose Reversa

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. Para isso, prefere-se utilizar a água já com baixa concentração de sais para evitar que a membrana sature com facilidade.

Embora a osmose mais conhecida ocorra através da membrana semipermeável, esse fenômeno também pode acontecer por outros modos que permitam **exclusivamente** a passagem do solvente. Por exemplo, por meio aéreo, quando se tem dois potes abertos.

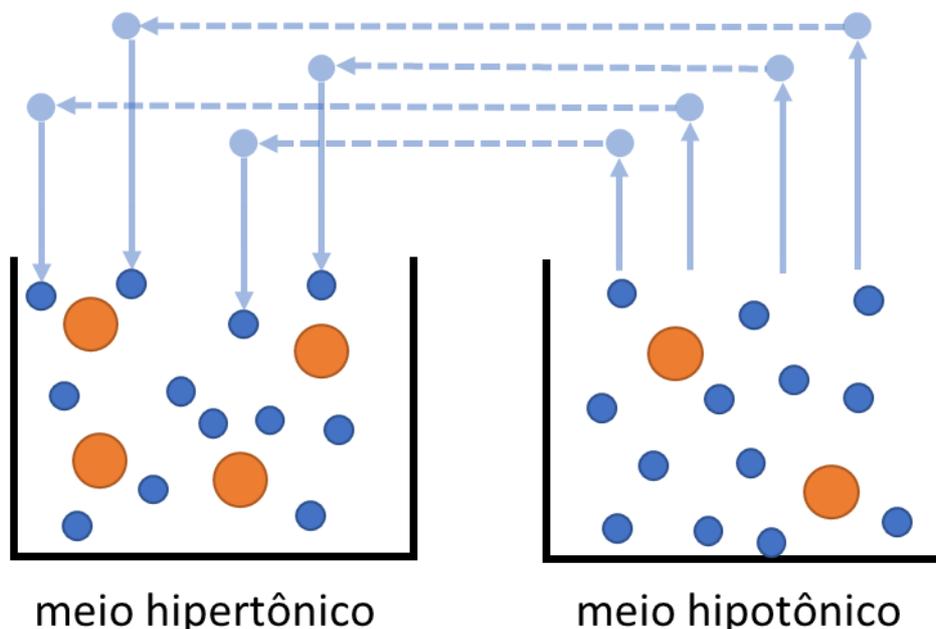


Figura 22: Osmose através da Evaporação Seletiva do Solvente

A Figura 22 mostra um processo semelhante à osmose, que ocorre entre duas soluções de concentrações de soluto diferentes.

Como a presença de solutos não-voláteis provoca o abaixamento da pressão de vapor do solvente, a solução mais hipertônica terá menor pressão de vapor que a solução hipotônica.

Com isso, mais moléculas passarão ao estado de vapor em volta do frasco da solução hipotônica. Por outro lado, o condensamento será mais intenso na solução hipertônica.

Em termos práticos, o que vai acontecer é que moléculas de solvente vão evaporar migrando da solução hipotônica para a hipertônica. Esse processo somente cessará quando as concentrações das duas soluções forem iguais.



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.

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

4.4. Determinação de Massas Molares

Na Estequiometria, vimos que a Análise de Combustão é uma das técnicas mais utilizadas para a determinação da Fórmula Mínima de diversos compostos, em especial, compostos orgânicos.

Porém, principalmente no caso de compostos orgânicos, a fórmula mínima não é suficiente para identificar o composto. Por exemplo, o ácido láctico ($C_3H_6O_3$) e a glicose ($C_6H_{12}O_6$) são compostos diferentes, com fórmulas moleculares diferentes, porém, apresentam a mesma fórmula mínima (CH_2O).

Ao queimar uma determina amostra de material, não seremos capazes de saber se é glicose ou se é ácido láctico somente pela análise dos produtos da combustão.

Porém, podemos melhorar o nosso conhecimento sobre a substância analisada avaliando o comportamento de suas propriedades coligativas.

Isso se deve ao fato de que as propriedades coligativas dependem do número de mols do soluto presentes na amostra.

Por exemplo, considere duas soluções contendo 36 g de soluto em 1 kg de água: na solução A, o soluto é o ácido láctico ($C_3H_6O_3$); na solução B, o soluto é a glicose ($C_6H_{12}O_6$). Vamos calcular o aumento da temperatura de ebulição da solução nos dois casos, desconsiderando a ionização do ácido láctico.

Para isso, precisaremos calcular as massas molares da glicose e do ácido láctico.

$$M_{C_3H_6O_3} = 3.12 + 6.1 + 3.16 = 36 + 6 + 48 = 90 \text{ g/mol}$$



$$M_{C_6H_{12}O_6} = 6.12 + 12.1 + 6.16 = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$$

O número de mols presentes em 36 g de cada um dos possíveis solutos é:

$$n_{C_3H_6O_3} = \frac{m_{C_3H_6O_3}}{M_{C_3H_6O_3}} = \frac{36}{90} = 0,4 \text{ mol}$$

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6}} = \frac{36}{180} = 0,2 \text{ mol}$$

Dessa maneira, podemos calcular as molalidades dos solutos nas duas soluções.

$$W_A = \frac{n_{C_3H_6O_3}}{m_{H_2O}} = \frac{0,4}{1} = 0,4 \text{ molal}$$

$$W_B = \frac{n_{C_6H_{12}O_6}}{m_{H_2O}} = \frac{0,2}{1} = 0,2 \text{ molal}$$

Como as molalidades são diferentes, o efeito ebulioscópico é diferente.

$$\Delta T_A = K_C \cdot W \cdot i = 1,86 \cdot 0,4 \cdot 1 = 0,744 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_B = K_C \cdot W \cdot i = 1,86 \cdot 0,2 \cdot 1 = 0,372 \text{ }^\circ\text{C}$$

Sendo assim, é possível com base na massa fornecida do soluto e do solvente e nos efeitos coligativos observados, calcular a massa molar desconhecida do soluto.

Temos, portanto, 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.

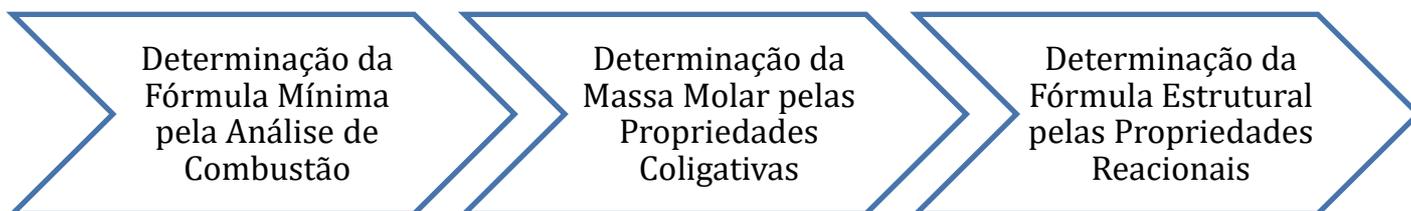


Figura 23: Procedimento para a Determinação Experimental de uma Substância Desconhecida

4. (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.

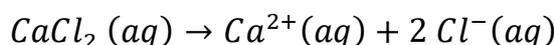
Dados de Massas Atômicas: $K_E = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{molal}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) = 8,31 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

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.

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

b) A pressão osmótica é calculada pela seguinte expressão.

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

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

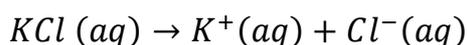
Além disso, note que a temperatura deve ser calculada em Kelvin. Para isso, precisamos somar 273. Logo, a temperatura em Kelvin é $T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$.

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

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 $i = 2$.

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

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

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

Gabarito: a) 101,116 °C; b) 0,738 atm; c) 15,5 mg/L; d) 107,44 °C

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
- c) 1 g/L de nitrato de potássio
- d) 11,7 g/L de cloreto de sódio

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) $4 \cdot 10^{-3}$ mol/L de nitrito de cálcio
- c) $5 \cdot 10^{-5}$ mol/L de fosfato de cálcio
- d) 0,4 mol/L de cloreto de potássio

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

5. (IME – 2019 – 1ª Fase)

É requerido que fazendas produtoras de leite bovino controlem a acidez do leite que está aguardando o processamento. Essa acidez é resultante da conversão da lactose em ácido láctico (ácido 2-hidroxi-propanoico) por ação de microrganismos:



Um fazendeiro decidiu fazer um experimento para determinar a taxa de geração de ácido láctico no leite armazenado: retirou uma amostra de 50 cm³ de leite, cuja concentração de ácido láctico é de 1,8 g/L, e, depois de três horas, utilizou 40 cm³ de uma solução 0,1 molar de NaOH para neutralizá-la.

Conclui-se que a taxa média de produção de ácido láctico por litro de leite é:

- a) 0,25 mg/L.s
- b) 0,33 mg/L.s
- c) 0,50 mg/L.s
- d) 0,67 mg/L.s
- e) 1,00 mg/L.s

6. (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.

7. (IME – 2019 – 1ª Fase – adaptada)

Admita que uma solução aquosa 0,0400 molar de ácido tricloroacético congele a $-0,1395\text{ }^{\circ}\text{C}$. Considere, ainda, que a constante de abaixamento do ponto de congelamento (K_c) da água seja $1,860\text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ e que 1,00 L de solução contenha 1,00 kg de solvente. Calcule o grau de ionização ácido tricloroacético nessa solução.

8. (ITA – 2017)

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

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

9. (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

10. (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

11. (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.

12. (IME – 2013)

Um erlenmeyer contém 10,0 mL de uma solução de ácido clorídrico, juntamente com algumas gotas de uma solução de fenolftaleína. De uma bureta, foi-se gotejando uma solução 0,100 M de hidróxido de sódio até o aparecimento de leve coloração rósea. Nesse momento, observou-se um consumo de 20,0 mL da solução alcalina. Pode-se afirmar que a concentração de HCl na solução ácida original era de:

Dados:

Massas atômicas: H = 1,00 u, O = 16,0 u, Na = 23,0 u, Cl = 35,5 u

- a) $3,65 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- b) $7,30 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- c) $4,00 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$



d) $3,20 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$

e) $2,00 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$

13. (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} .

14. (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.

15. (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.

16. (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) $p_A = p_B^0 \cdot x_B$

17. (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

18. (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.

19. (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

20. (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.

21. (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

22. (IME – 2008)

Dispõe-se de uma mistura sulfonítrica de composição mássica igual a 60% de H_2SO_4 , 11,2% de HNO_3 e 28,8% de H_2O . A 1000 kg desta mistura são adicionados 100 kg de solução de HNO_3 88% (m/m) e 200 kg de H_2SO_4 60% (m/m). Indique a composição mássica da mistura sulfonítrica final.

- a) 55,4% de H_2SO_4 ; 15,4% de HNO_3 ; 29,2% de H_2O .
- b) 59,6% de H_2SO_4 ; 16,6% de HNO_3 ; 23,8% de H_2O .
- c) 59,0% de H_2SO_4 ; 16,4% de HNO_3 ; 24,6% de H_2O .
- d) 55,9% de H_2SO_4 ; 15,5% de HNO_3 ; 28,6% de H_2O .
- e) 64,3% de H_2SO_4 ; 15,1% de HNO_3 ; 20,6% de H_2O .



23. (IME RJ/2007)

Oleum, ou ácido sulfúrico fumegante, é obtido através da absorção do trióxido de enxofre por ácido sulfúrico. Ao se misturar oleum com água obtém-se ácido sulfúrico concentrado. Supondo que uma indústria tenha comprado 1.000 kg de oleum com concentração em peso de trióxido de enxofre de 20% e de ácido sulfúrico de 80%, calcule a quantidade de água que deve ser adicionada para que seja obtido ácido sulfúrico com concentração de 95% em peso.

Dados:

Massas atômicas (u.m.a): S = 32; O = 16; H = 1

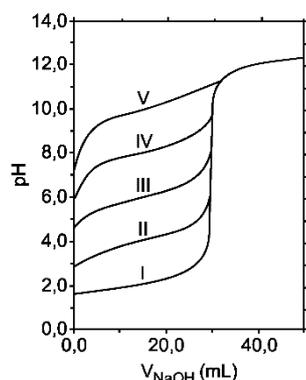
- a) 42 kg
- b) 300 kg
- c) 100 kg
- d) 45 kg
- e) 104,5 kg

24. (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.

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

26. (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⁻³.

- a) Qual a massa, em gramas, de alumínio necessária para preparar a quantidade de Al₂(SO₄)₃ especificada? Mostre os cálculos realizados.



- b) Qual a massa, em gramas, de ácido sulfúrico necessária para preparar a quantidade de $Al_2(SO_4)_3$ 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 $Al_2(SO_4)_3$ especificada? Mostre os cálculos realizados.
- d) Caso a quantidade especificada de $Al_2(SO_4)_3$ 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?

27. (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

28. (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

29. (ITA – 1999 – adaptada)

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 = $1,00 \text{ g/cm}^3$).

A partir dos dados fornecidos no enunciado, é possível ver que o volume final da solução não é igual à soma $x + y$. Atentando-se para esse fato, calcule o valor mais realista de y .

30. (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

31. (ITA – 2012 – adaptada)

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

- a) ácido acético ($C_2H_4O_2$).
- b) etileno glicol ($C_2H_6O_2$).
- c) etanol (C_2H_6O).
- d) uréia (CH_4N_2O).
- e) tri-fluor-carbono (CHF_3).

32. (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) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

33. (ITA – 2005)

Dois frascos abertos, um contendo água pura líquida (frasco A) e o outro contendo o mesmo volume de uma solução aquosa concentrada em sacarose (frasco B), são colocados em um recipiente que, a seguir, é devidamente fechado. É **CORRETO** afirmar, então, que, decorrido um longo período de tempo,

- a) os volumes dos líquidos nos frascos A e B não apresentam alterações visíveis.
- b) o volume do líquido no frasco A aumenta, enquanto que o do frasco B diminui.
- c) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto que o do frasco B aumenta.
- d) o volume do líquido no frasco A permanece o mesmo, enquanto que o do frasco B diminui.
- e) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto que o do frasco B permanece o mesmo.

34. (ITA – 2012 – adaptada)

Considere as seguintes misturas (soluto/solvente) na concentração de 10 % em mol de soluto:

- I. acetona/clorofórmio
- II. água/etanol
- III. água/metanol
- IV. benzeno/tolueno
- V. n-hexano/n-heptano

Assinale a opção que apresenta a(s) mistura(s) para a(s) qual(is) a pressão de vapor do solvente na mistura é aproximadamente igual à sua pressão de vapor quando puro multiplicada pela sua respectiva fração molar.

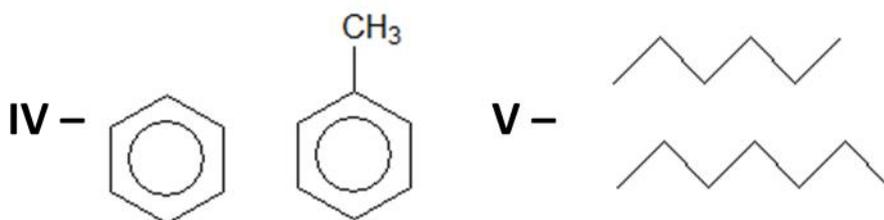
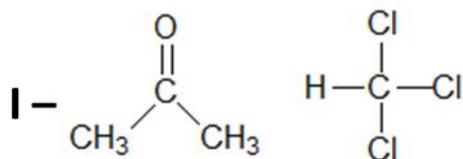
- a) Apenas I
- b) Apenas I, II e III
- c) Apenas II e III



d) Apenas IV e V

e) Apenas V

Dica: Caso você não conheça as fórmulas estruturais dos compostos citados, por ainda não ter estudado Química Orgânica, elas estão transcritas a seguir.



35. (IME – 2010)

Calcule a massa de 1 L de uma solução aquosa de nitrato de zinco cuja concentração é expressa por 0,643 molar e por 0,653 molal.

36. (ITA – 2007)

Dois béqueres, X e Y, contêm, respectivamente, volumes iguais de soluções aquosas: concentrada e diluída de cloreto de sódio na mesma temperatura. Dois recipientes hermeticamente fechados, mantidos à mesma temperatura constante, são interconectados por uma válvula, inicialmente fechada, cada qual contendo um dos béqueres. Aberta a válvula, após o restabelecimento do equilíbrio químico, verifica-se que a pressão de vapor nos dois recipientes é P_f .

Assinale a opção que indica, respectivamente, as comparações **CORRETAS** entre os volumes inicial (VX_i) e final (VX_f), da solução no béquer X e entre as pressões de vapor inicial (PY_i) e final (P_f) no recipiente que contém o béquer Y.

a) $VX_i < VX_f$ e $PY_i = P_f$

b) $VX_i < VX_f$ e $PY_i > P_f$

c) $VX_i < VX_f$ e $PY_i < P_f$



d) $VX_i > VX_f$ e $PY_i > PY_f$

e) $VX_i > VX_f$ e $PY_i < PY_f$

37. (ITA – 2007 – adaptada)

Prepara-se, a 25°C, uma solução por meio da mistura de 25 mL de n-pentano (C_5H_{12}) e 45 mL de n-hexano (C_6H_{14}).

Dados:

massa específica do n-pentano = 0,63 g/mL;

massa específica do n-hexano = 0,66 g/mL;

pressão de vapor do n-pentano = 511 torr;

pressão de vapor do n-hexano = 150 torr.

Determine os seguintes valores, mostrando os cálculos efetuados:

a) Fração molar do n-pentano na solução.

b) Pressão de vapor da solução.

c) Fração molar do n-pentano no vapor em equilíbrio com a solução.

38. (ITA – 2005)

Considere as afirmações abaixo, todas relativas à pressão de 1 atm:

I. A temperatura de fusão do ácido benzóico puro é 122°C, enquanto que a da água pura é 0°C.

II. A temperatura de ebulição de uma solução aquosa 1,00 mol L⁻¹ de sulfato de cobre é maior do que a de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ deste mesmo sal.

III. A temperatura de ebulição de uma solução aquosa saturada em cloreto de sódio é maior do que a da água pura.

IV. A temperatura de ebulição do etanol puro é 78,4°C, enquanto que a de uma solução alcoólica 10% (m/m) em água é 78,2°C.

Das diferenças apresentadas em cada uma das afirmações acima, está(ão) relacionada(s) com propriedades coligativas:

a) apenas I e III.

b) apenas I.

c) apenas II e III.

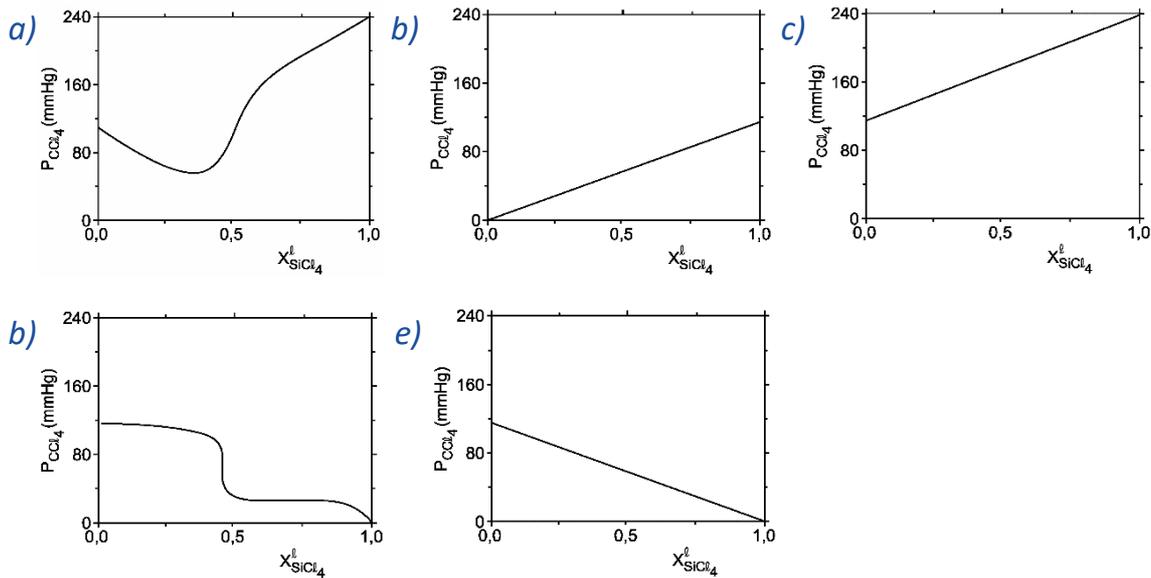
d) apenas II e IV.

e) apenas III e IV.



39. (ITA – 2006)

Considere soluções de $\text{SiCl}_4/\text{CCl}_4$ de frações molares variáveis, todas a 25°C . Sabendo que a pressão de vapor do CCl_4 a 25°C é igual a $114,9 \text{ mmHg}$, assinale a opção que mostra o gráfico que melhor representa a pressão de vapor de CCl_4 (P_{CCl_4}) em função da fração molar de SiCl_4 no líquido ($X_{\text{SiCl}_4}^l$)



40. (IME – 2004)

Um calcário composto por MgCO_3 e CaCO_3 foi aquecido para produzir MgO e CaO . Uma amostra de $2,00$ gramas desta mistura de óxidos foi tratada com 100 cm^3 de ácido clorídrico $1,00$ molar. Sabendo-se que o excesso de ácido clorídrico necessitou de $20,0 \text{ cm}^3$ de solução de NaOH $1,00$ molar para ser neutralizado, determine a composição percentual, em massa, de MgCO_3 e CaCO_3 na amostra original desse calcário.

41. (IME – 2005)

Determine o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente quando $3,04 \text{ g}$ de cânfora ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$) são dissolvidos em $117,2 \text{ mL}$ de etanol (C a 25°C).

Dado: massa específica do etanol = $0,785 \text{ g/mL}$

42. (IME – 2004)

Na produção de uma solução de cloreto de sódio em água a $0,90\%$ (p/p), as quantidades de solvente e soluto são pesadas separadamente e, posteriormente, promove-se a solubilização. Certo dia, suspeitou-se que a balança de soluto estivesse descalibrada. Por este motivo, a

temperatura de ebulição de uma amostra da solução foi medida, obtendo-se $100,14^{\circ}\text{C}$.

Considerando o sal totalmente dissociado, determine a massa de soluto a ser acrescentada de modo a produzir um lote de 1000kg com a concentração correta.

Dado: Constante Ebulioscópica da Água = $0,52^{\circ}\text{C/molal}$

43. (IME – 2001)

Uma solução contendo 0,994g de um polímero, de fórmula geral $(\text{C}_2\text{H}_4)_n$, em 5,00g de benzeno, tem ponto de congelamento $0,51^{\circ}\text{C}$ mais baixo que o do solvente puro. Determine o valor de n .

Dado: Constante crioscópica do benzeno = $5,10^{\circ}\text{C/molal}$

44. (IME – 2015 – 1ª Fase)

Um pesquisador verificou, em uma determinada posição geográfica, por meio da análise de amostras de água do mar extraídas do local, que a massa específica média da água do mar era $1,05\text{ g/mL}$, a concentração média de espécies dissolvidas era $0,80\text{ mol/L}$ e a temperatura média era de 290 K . O mesmo pesquisador, com o objetivo de colher água doce em seu estudo, planeja envolver, com uma membrana semipermeável ideal, uma das extremidades abertas de um longo tubo, a qual será imersa na água do mar. A que profundidade mínima, em metros, o tubo deveria ser imerso?

- a) 1930,0.
- b) 183,4.
- c) 73,7.
- d) 19,4.
- e) 9,7.

Dados: $R = 0,08\text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{K}\cdot\text{mol}) = 8,3\text{ J}/(\text{K}\cdot\text{mol}) = 62,3\text{ mmHg}\cdot\text{L}/(\text{K}\cdot\text{mol})$; $g = 10\text{ m/s}^2$; $1\text{ atm} = 103750\text{ Pa}$.

Obs.: Essa questão requer o conhecimento de Hidrostática, assunto da Física



Lista de Questões Comentadas

5. (IME – 2019 – 1ª Fase)

É requerido que fazendas produtoras de leite bovino controlem a acidez do leite que está aguardando o processamento. Essa acidez é resultante da conversão da lactose em ácido láctico (ácido 2-hidroxiopropanoico) por ação de microrganismos:



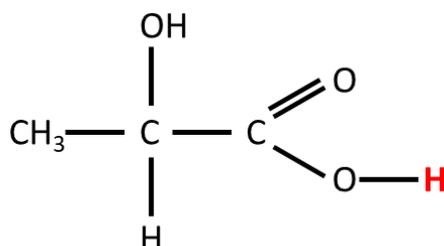
Um fazendeiro decidiu fazer um experimento para determinar a taxa de geração de ácido láctico no leite armazenado: retirou uma amostra de 50 cm³ de leite, cuja concentração de ácido láctico é de 1,8 g/L, e, depois de três horas, utilizou 40 cm³ de uma solução 0,1 molar de NaOH para neutralizá-la.

Conclui-se que a taxa média de produção de ácido láctico por litro de leite é:

- a) 0,25 mg/L.s
- b) 0,33 mg/L.s
- c) 0,50 mg/L.s
- d) 0,67 mg/L.s
- e) 1,00 mg/L.s

Comentários

O ácido láctico é um monoácido, como podemos evidenciar na sua estrutura.



Sendo assim, a neutralização ocorre na proporção 1:1, já que o hidróxido de sódio (NaOH) é também uma monobase.

Dessa maneira, podemos calcular a quantidade de mols de ácido láctico presentes na solução ao final das três horas.



$$n_{H^+} = n_{OH^-}$$

$$1. [lático]. V_{lático} = 1. [NaOH]. V_{NaOH}$$

$$1. [lático]. 50 = 1.0,140$$

$$\therefore [lático] = \frac{0,140}{50} = \frac{4}{50} = 0,08 \text{ mol/L}$$

Podemos converter a concentração de mol/L para g/L como pedido pelo enunciado aplicando a massa molar.

$$M_{lático} = 3.12 + 6.1 + 3.16 = 36 + 6 + 48 = 90 \text{ g/mol}$$

Basta, portanto, multiplicar.

$$C_{final} = 0,08.90 = 7,2 \text{ g/L}$$

Sendo assim, no período de 3 horas, a quantidade de ácido lático produzida pela amostra de 50 mL leite foi:

$$\Delta C = C_{final} - C_{inicial} = 7,2 - 1,8 = 5,4 \text{ g/L}$$

Essa concentração foi produzida em 3 horas. Portanto, a velocidade de produção pode ser calculada dividindo-se a concentração produzida pelo tempo. Como foi pedido o tempo em segundos, é útil lembrar que 1 hora tem 60 minutos e que cada minuto tem 60 segundos. Portanto, 1 hora é equivalente a $60 \times 60 = 3600$ segundos.

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{5,4 \text{ g/L}}{3 \text{ h}} = \frac{5,4 \text{ g/L}}{3.3600 \text{ s}} = \frac{5,4}{3.3600} = \frac{1,8}{3600}$$

$$v = \frac{1,8}{3600} = \frac{1}{2000} = \frac{1}{2} \cdot 10^{-3} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ g/L.s} = 0,5 \text{ mg/L.s}$$

Gabarito: C

6. (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 molar 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 molar 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



7. (IME – 2019 – 1ª Fase – adaptada)

Admita que uma solução aquosa 0,0400 molar de ácido tricloroacético congele a $-0,1395\text{ }^{\circ}\text{C}$. Considere, ainda, que a constante de abaixamento do ponto de congelamento (K_c) da água seja $1,860\text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$ e que 1,00 L de solução contenha 1,00 kg de solvente. Calcule o grau de ionização ácido tricloroacético nessa solução.

Comentários

A temperatura de congelamento pode ser calculada a partir da equação do efeito crioscópico. A suposição de que 1,00 L de solução contenha 1,00 kg de solvente implica que a molaridade seja igual à molalidade.

$$\Delta T_c = K_c \cdot W \cdot i$$

$$0,1395 = 1,86 \cdot 0,04 \cdot i$$

$$\therefore i = \frac{0,1395}{1,86 \cdot 0,04} = 1,875$$

Já vimos que o fator de van't Hoff pode ser expresso diretamente em função do grau de ionização.

$$i = 1 + \alpha$$

$$\therefore \alpha = i - 1 = 1,875 - 1 = 0,875 = 87,5\%$$

Caso você não se lembrasse dessa relação, o fator de van't Hoff é expresso como a razão entre o número de partículas produzidas ao final da dissolução e o número de moléculas do soluto inicialmente dissolvidas.

O ácido tricloroacético se ioniza, pois é um monoácido moderado.



Vamos escrever essa ionização na Tabela Estequiométrica.

	CCl_3COOH	\rightarrow	$\text{CCl}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	+	$\text{H}^+(\text{aq})$
Início	1		0		0
Reage/forma	α		α		α
Final	$1 - \alpha$		α		α

$$\text{Total de Partículas Finais} = (1 - \alpha) + \alpha + \alpha = 1 + \alpha$$



$$i = \frac{\text{Partículas Finais}}{\text{Partículas Iniciais}} = \frac{1 + \alpha}{1} = 1 + \alpha$$

$$i = 1 + \alpha$$

$$\therefore \alpha = i - 1 = 1,875 - 1 = 0,875 = 87,5\%$$

Gabarito: 87,5%

8. (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 molal 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.

$$M_{C_2H_6O} = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$m_1 = n_{C_2H_6O} \cdot M_{C_2H_6O} = 10 \cdot 46 = 460 \text{ g}$$

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

9. (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.

$$n_1 = 2 \cdot 0,17 = 0,34 \text{ mol}$$

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

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_2 = n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{100}{18} = 5,56 \text{ mol}$$

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.

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

Gabarito: E

10. (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

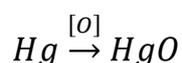


com uma solução aquosa de hidróxido de sódio, formando 12,6 g de um sal. A solução de ácido sulfúrico utilizada tem massa específica igual a $1,75 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ e concentração de 80 % em massa. Assinale a alternativa que apresenta o volume consumido da solução de ácido sulfúrico, em cm^3 .

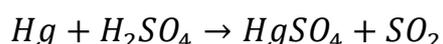
- a) 11
- b) 21
- c) 31
- d) 41
- e) 51

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).



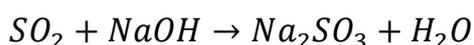
Porém, o óxido de mercúrio reagiria com o excesso de ácido sulfúrico, produzindo sulfato de mercúrio (HgSO_4). Enquanto o mercúrio se oxida, o ácido sulfúrico se reduz a dióxido de enxofre (SO_2), que é o produto mais comum do enxofre nas suas reações.



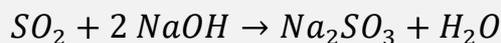
Podemos notar que falta uma espécie química contendo hidrogênio para que os hidrogênios do ácido sulfúrico sejam alocados no produto.



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 ($\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$)



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 g/mol, S = 32 g/mol, O = 16 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 .

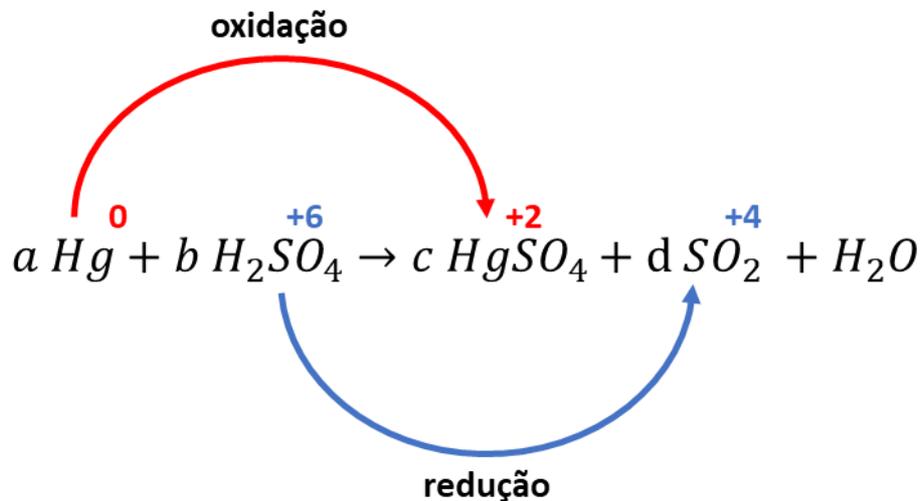
$$\frac{n_{SO_2}}{1} = \frac{n_{Na_2SO_3}}{1} \therefore n_{SO_2} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \text{ mol}$$

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.

$$\frac{2}{3} n_{SO_2} = 0,1 \therefore n_{SO_2} = \frac{0,1.3}{2} = 0,15 \text{ mol}$$

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.





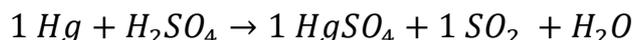
O número de elétrons perdidos pelo mercúrio (Hg) deve ser igual ao número de elétrons ganhos pelo enxofre (S). Vale notar que somente o enxofre presente em **d SO₂** ganha 2 elétrons. Nem todos os elétrons presentes em **b H₂SO₄** sofre redução, porque parte dessas moléculas reage simplesmente como ácido base formando o sulfato de mercúrio (II) – HgSO₄.

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

Podemos fazer a = 1 e d = 1.



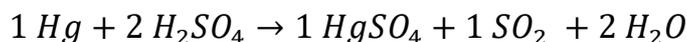
Podemos balancear o mercúrio. Para isso, precisamos do coeficiente 1 HgSO₄.



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 H₂O.



Agora, vamos calcular o número de mols de ácido sulfúrico (H₂SO₄) 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.

$$m_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} \cdot M_{H_2SO_4} = 0,30.98 = 29,4 \text{ g}$$

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.

$$V = \frac{36,75.4}{1,75.4} = \frac{147}{7} = 21 \text{ cm}^3$$

Gabarito: B

11. (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:

$$m_1^X = 0,49. m^X$$

$$m_1^Y = 0,08. m^Y$$

A massa de soluto na solução final é a soma.

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

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

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:

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

Igualando as duas equações, temos:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Agora, basta fazer as contas.

$$0,20. r + 0,20 = 0,49. r + 0,08$$

$$0,20 - 0,08 = 0,49. r - 0,20. r$$

$$0,12 = 0,29. r$$



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

Gabarito: A

12. (IME – 2013)

Um erlenmeyer contém 10,0 mL de uma solução de ácido clorídrico, juntamente com algumas gotas de uma solução de fenolftaleína. De uma bureta, foi-se gotejando uma solução 0,100 M de hidróxido de sódio até o aparecimento de leve coloração rósea. Nesse momento, observou-se um consumo de 20,0 mL da solução alcalina. Pode-se afirmar que a concentração de HCl na solução ácida original era de:

Dados:

Massas atômicas: H = 1,00 u, O = 16,0 u, Na = 23,0 u, Cl = 35,5 u

- a) $3,65 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- b) $7,30 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- c) $4,00 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- d) $3,20 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- e) $2,00 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$

Comentários

O aparecimento da leve coloração rosa é o indicativo da neutralização.

Para montarmos a Equação da Titulação, devemos observar que o hidróxido de sódio (NaOH) é uma monobase, enquanto que o ácido clorídrico (HCl) é um monoácido.

$$1. [NaOH].V_{NaOH} = 1. [HCl].V_{HCl}$$

$$1.0,100.20 = 1. [HCl]. 10$$

$$\therefore [HCl] = \frac{1.0,1.20}{10} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Podemos converter para a unidade de massa multiplicando a concentração molar pela massa molar.



$$M_{HCl} = 1.1 + 1.35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$C = 0,2.36,5 = 7,3 \text{ g/L}$$

Agora, basta converter para a unidade g/L.

$$C = \frac{7,3 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \frac{7,3 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = \frac{7,3 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3} = 7,3.10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

Gabarito: B

13. (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 e $(y + 2,0.10^{-7}) \text{ ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ 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.

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

$$y + 2,0.10^{-7} = y + 100.S$$

$$2,0.10^{-7} = 100S$$

$$\therefore S = \frac{2,0.10^{-7}}{100} = 2.10^{-9} \text{ mol/cm}^3$$

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

$$S = \frac{2,0.10^{-7}}{100} = 2.10^{-9} \text{ mol/cm}^3 = \frac{2.10^{-9} \text{ mol}}{10^{-3} \text{ dm}^3} = 2.10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Gabarito: 2.10^{-6}



14. (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.

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

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.

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

Gabarito: 2%

15. (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

16. (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

17. (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



18. (ITA – 2011)

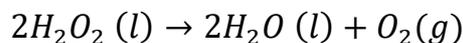
A solução aquosa 6% em massa de água oxigenada (H_2O_2) é geralmente empregada como agente branqueador para tecidos e cabelos. Pode-se afirmar que a concentração aproximada dessa solução aquosa, expressa em volumes, é

- 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.

$$m_{H_2O_2} = 0,06 \cdot 1000 = 60 \text{ g}$$

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

$$M_{H_2O_2} = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 2 + 32 = 34 \text{ g/mol}$$

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

19. (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.

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

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



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 cm^3 , enquanto que o volume total da solução é 1208 cm^3 .

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

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

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

20. (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

21. (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

22. (IME – 2008)

Dispõe-se de uma mistura sulfonítrica de composição mássica igual a 60% de H_2SO_4 , 11,2% de HNO_3 e 28,8% de H_2O . A 1000 kg desta mistura são adicionados 100 kg de solução de HNO_3 88% (m/m) e 200 kg de H_2SO_4 60% (m/m). Indique a composição mássica da mistura sulfonítrica final.

- a) 55,4% de H_2SO_4 ; 15,4% de HNO_3 ; 29,2% de H_2O .
- b) 59,6% de H_2SO_4 ; 16,6% de HNO_3 ; 23,8% de H_2O .
- c) 59,0% de H_2SO_4 ; 16,4% de HNO_3 ; 24,6% de H_2O .
- d) 55,9% de H_2SO_4 ; 15,5% de HNO_3 ; 28,6% de H_2O .
- e) 64,3% de H_2SO_4 ; 15,1% de HNO_3 ; 20,6% de H_2O .

Comentários



Calcularemos a composição de cada uma das soluções. Primeiramente, vamos para a primeira mistura, que é a mistura sulfonítrica 60% em H_2SO_4 , 11,2% em HNO_3 e 28,8% em H_2O .

$$m_{H_2SO_4}^1 = 0,60.1000 = 600 \text{ kg}$$

$$m_{HNO_3}^1 = 0,112.1000 = 112 \text{ kg}$$

$$m_{H_2O}^1 = 0,288.1000 = 288 \text{ kg}$$

Para a segunda solução, quando dizemos uma solução de HNO_3 88% em massa, devemos supor que o restante (12%) é formado por água, que é o solvente universal.

$$m_{HNO_3}^2 = 0,88.100 = 88 \text{ kg}$$

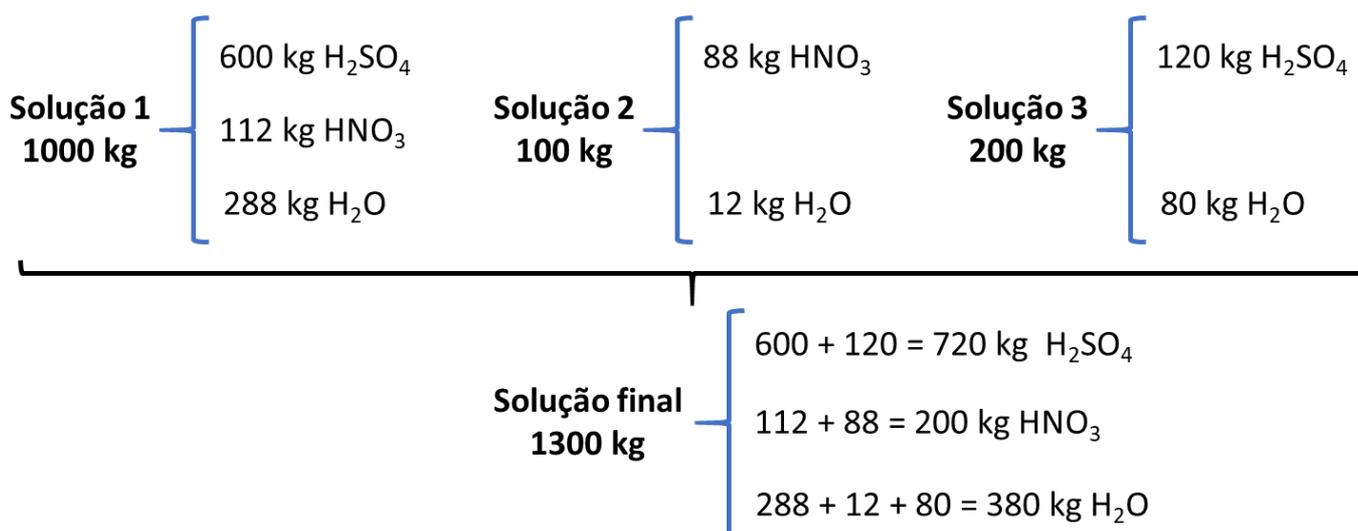
$$m_{H_2O}^2 = 0,12.1000 = 12 \text{ kg}$$

Para a terceira solução, que é 60% em massa de H_2SO_4 , devemos supor também que os demais 40% são formados por água.

$$m_{H_2SO_4}^3 = 0,60.200 = 120 \text{ kg}$$

$$m_{H_2O}^3 = 0,40.200 = 80 \text{ kg}$$

Montemos o diagrama com as massas de cada um dos componentes nas três soluções e a mistura formada.



A massa de cada componente na solução final é igual à soma das massas em cada uma das soluções iniciais. Ou seja, devemos somar as massas de água nas três soluções chegando a 380 kg de água no total. Para o ácido sulfúrico, somamos as soluções 1 e 3, chegando a 720 kg (não tem

ácido sulfúrico na solução 2). E, da mesma forma para o ácido nítrico, somamos as soluções 1 e 2, cegando a 200 kg (não tem ácido nítrico na solução 3).

Sendo assim, chegamos a uma solução final de 1300 kg, formada por 720 kg de H_2SO_4 , 200 kg de HNO_3 e 380 kg de H_2O . Agora, vamos calcular as frações mássicas de cada componente.

$$\tau_{H_2SO_4} = \frac{m_{H_2SO_4}}{m} = \frac{720}{1300} = 0,554 = 55,4\%$$

$$\tau_{HNO_3} = \frac{m_{HNO_3}}{m} = \frac{88}{1300} = 0,068 = 6,8\%$$

$$\tau_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{m} = \frac{380}{1300} = 0,292 = 29,2\%$$

Sendo assim, as frações mássicas são: 55,4% de H_2SO_4 ; 6,8% de HNO_3 e 29,2% de H_2O .

Gabarito: A

23. (IME RJ/2007)

Oleum, ou ácido sulfúrico fumegante, é obtido através da absorção do trióxido de enxofre por ácido sulfúrico. Ao se misturar oleum com água obtém-se ácido sulfúrico concentrado. Supondo que uma indústria tenha comprado 1.000 kg de oleum com concentração em peso de trióxido de enxofre de 20% e de ácido sulfúrico de 80%, calcule a quantidade de água que deve ser adicionada para que seja obtido ácido sulfúrico com concentração de 95% em peso.

Dados:

Massas atômicas (u.m.a): S = 32; O = 16; H = 1

- a) 42 kg
- b) 300 kg
- c) 100 kg
- d) 45 kg
- e) 104,5 kg

Comentários

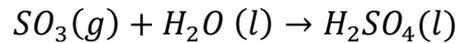
Questão bem interessante. O oleum em questão é composto por 200 kg de SO_3 e 800 kg de H_2SO_4 .

Queremos adicionar água para formar uma solução 95% em massa de H_2SO_4 . Os restantes 5% devem ser água, que é o solvente universal. Muito cuidado, pois muitos alunos tendem a pensar que



seria 5% de SO_3 . Mas, quando o enunciado não diz nada sobre o solvente, subentende-se que é a água.

A equação de conversão balanceada do trióxido de enxofre (SO_3) em ácido sulfúrico (H_2SO_4) pela adição de água (H_2O) é bem simples.



Vamos calcular as massas molares dos compostos envolvidos.

$$M_{SO_3} = 1.32 + 3.16 = 32 + 48 = 80 \text{ g/mol}$$

$$M_{H_2O} = 2.1 + 1.16 = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

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

Agora, montemos a tabela estequiométrica com as proporções de massa entre os participantes da reação.

	$SO_3(g)$	+	$H_2O(l)$	→	$H_2SO_4(l)$
Proporção em Massa	80		18		98

Com base na proporção estequiométrica, podemos calcular a massa de água necessária para consumir completamente o trióxido de enxofre.

$$\frac{m_{SO_3}}{80} = \frac{m_{H_2O}}{18} \therefore m_{H_2O} = \frac{18}{80} m_{SO_3} = \frac{18}{80} \cdot 200 = 45 \text{ kg}$$

Com base na Lei da Conservação das Massas, podemos calcular a massa de ácido sulfúrico que foi produzida.

$$m_{H_2SO_4} = m_{inicial} + m_{H_2O} = 1000 + 45 = 1045 \text{ kg}$$

No entanto, como a solução final é 95% em massa de ácido sulfúrico, na realidade, deve-se

$$m_{H_2SO_4} = 0,95 \cdot m$$

$$1045 = 0,95 \cdot m$$

$$\therefore m = \frac{1045}{0,95} = 1100 \text{ kg}$$

Sendo assim, deve-se adicionar água, de modo que a massa total

$$m_{adicionada} = m_{final} - m_{inicial} = 1100 - 1000 = 100 \text{ kg}$$

Gabarito: C

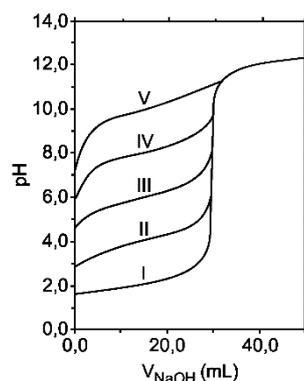


24. (ITA – 2006)

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:

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

- 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

25. (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

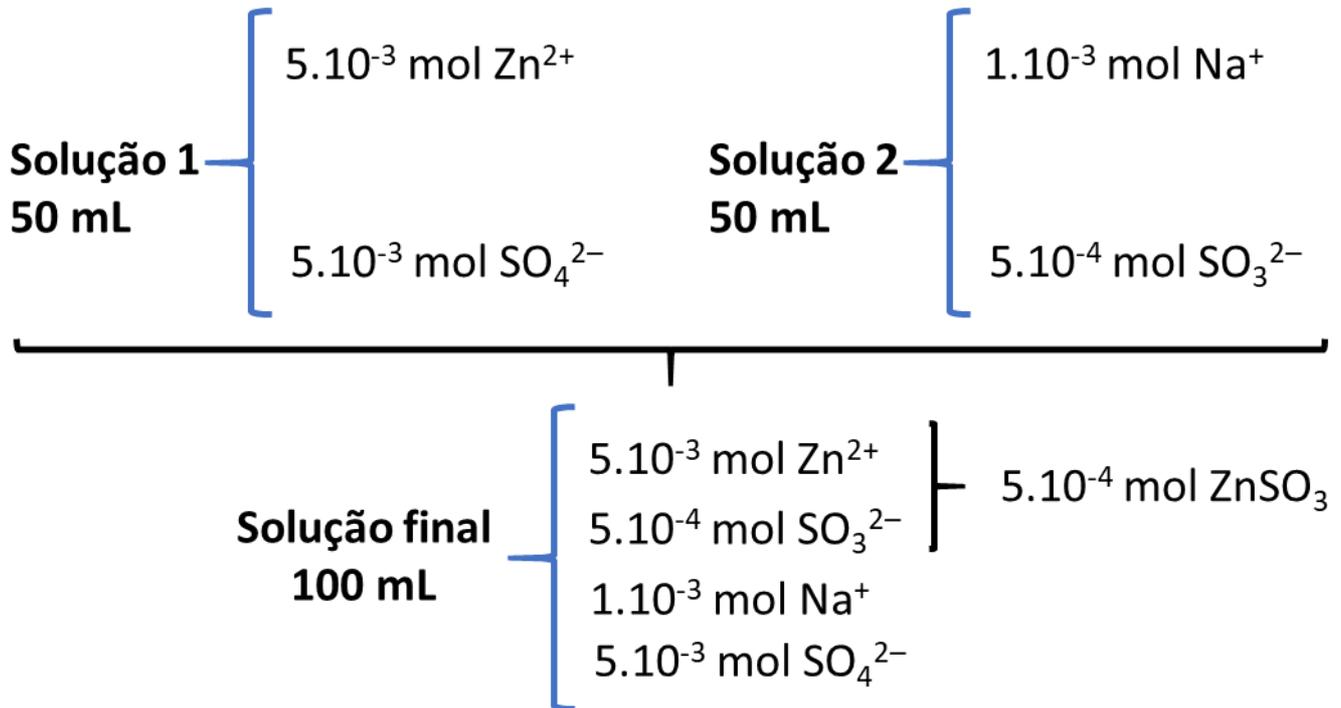
Quando 50 mL de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ em sulfato de zinco são misturados a 50 mL de uma solução aquosa 0,010 mol L⁻¹ em sulfito de sódio, à temperatura de 15°C, espera-se observar:

- 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

26. (ITA – 2004)

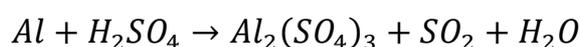


Deseja-se preparar 57 gramas de sulfato de alumínio $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$ a partir de alumínio sólido (Al) praticamente puro, e ácido sulfúrico (H_2SO_4). O ácido sulfúrico disponível é uma solução aquosa 96 % (m/m), com massa específica de $1,4\text{gcm}^{-1}$.

- 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.
- 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.
- 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.
- 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?

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 SO_2 .



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

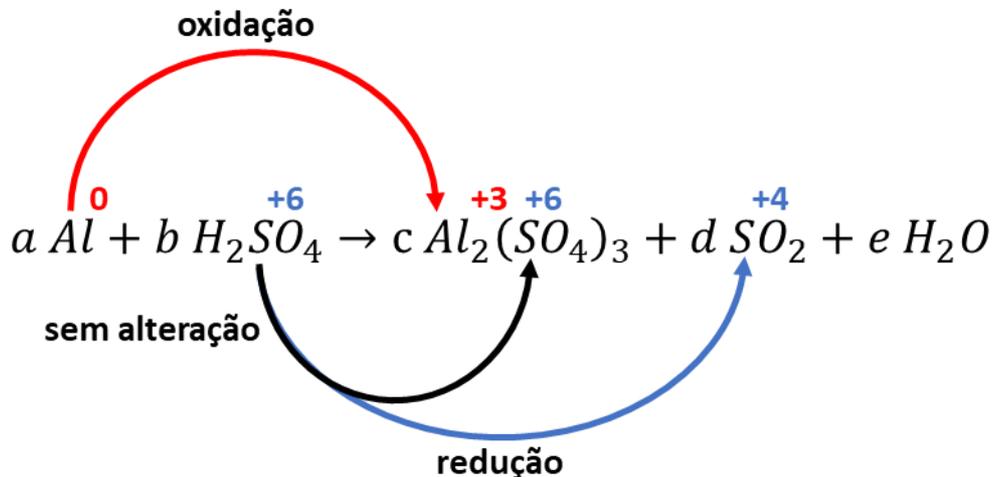
$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2.27 + 3. (1.32 + 4.16) = 54 + 3.96 = 342 \text{ g/mol}$$

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.

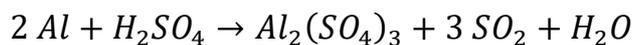




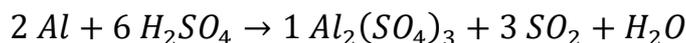
É interessante observar que nem todos os átomos de enxofre do H_2SO_4 sofrem redução. Alguns deles participam de uma reação ácido-base, formando sulfato de alumínio, portanto, permanecem o número de oxidação inalterado.

$$3 \cdot a = 2 \cdot d$$

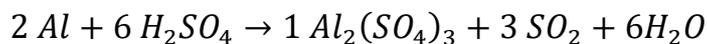
Basta fazer $a = 2$ e $d = 3$.



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.

$$\frac{n_{\text{Al}}}{2} = \frac{n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{1} \therefore n_{\text{Al}} = 2 \cdot n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \cdot \frac{1}{6} = \frac{1}{3} \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{6} = \frac{n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{1} \therefore n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 6 \cdot n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 6 \cdot \frac{1}{6} = 1 \text{ mol}$$



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.

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

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

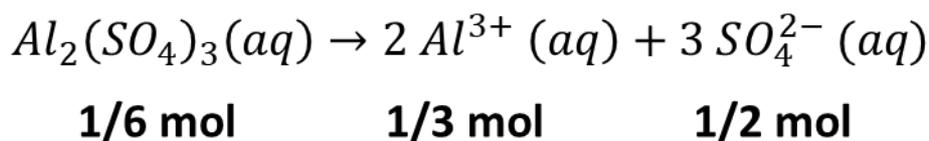
O gás produzido na reação é o dióxido de enxofre (SO_2).

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

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) $[Al^{3+}] = 0,333 \text{ mol/L}$; $SO_4^{2-} = 0,50 \text{ mol/L}$



27. (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

28. (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.

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

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

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:

$$x + y = 80$$

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

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

Esse valor deve ser assinalado no gabarito. Porém, é importante destacar que não podemos considerar que o volume total da solução é igual à soma dos volumes das duas soluções, porque pode ocorrer o efeito de expansão ou redução do volume.

Além disso, temos dados suficientes para calcular o efeito da variação de volume. Infelizmente, o examinador pisou na bola e não explorou corretamente esse fato. Mas, não se preocupem, pois eu consertei isso na questão seguinte.



Gabarito: B

29. (ITA – 1999 – adaptada)

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 = $1,00 \text{ g/cm}^3$).

A partir dos dados fornecidos no enunciado, é possível ver que o volume final da solução não é igual à soma $x + y$. Atentando-se para esse fato, calcule o valor mais realista de y .

Comentários

Na questão anterior, encontramos o valor de 64 L que deve ser assinalado no gabarito. Porém, é importante observar que temos dados suficientes para calcular o real volume de água destilada que deve ser usado e que ele diverge dessa resposta. Vejamos.

A massa de água na solução final pode ser calculada, pois corresponde a 88% da solução.

$$m_{H_2O} = 0,80.88 = 70,4 \text{ kg}$$

Essa massa deve ser obtida a partir da mistura da solução concentrada com a água destilada pura. A massa de água presente nos 16 litros da solução concentrada é:

$$m_{H_2O}^{solução} = m_{solução} - m_{KOH} = 24 - 0,12.88 = 24 - 10,56 = 13,44 \text{ kg}$$

Dos 70,4 g de água presentes na solução final, 13,44 g devem ser provenientes da solução concentrada de KOH 40%. O restante é proveniente da água destilada.

$$m_{H_2O}^{destilada} = m_{H_2O} - m_{H_2O}^{solução} = 70,4 - 13,44 = 56,96 \text{ g} \cong 57 \text{ kg}$$

Como a densidade da água destilada é igual a $1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ kg/L}$, temos que o volume correto a ser utilizado é de 57 litros. Sendo assim, podemos ver que, em alguns casos de dissolução de sais, o efeito das variações de volume não é desprezível e deve ser levado em consideração.

A despeito disso, não vamos brigar com o enunciado. Porém, fica a dica, porque isso pode ser cobrado em uma questão discursiva.

Gabarito: 57 L



30. (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:



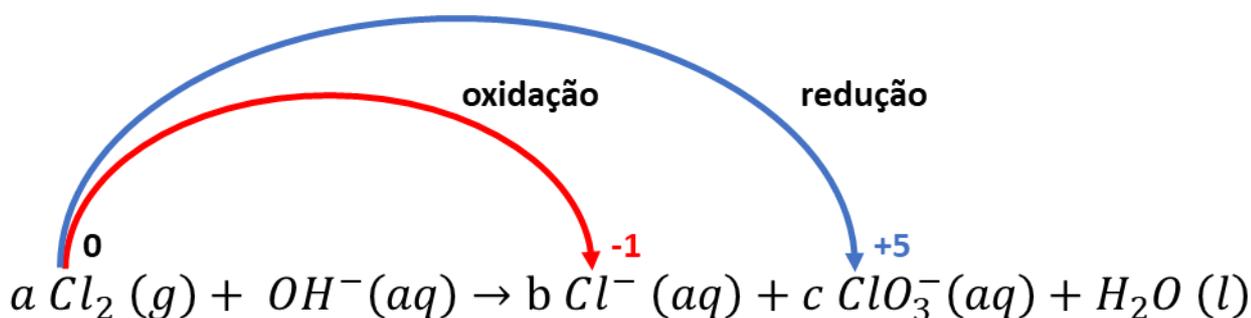
Qual deve ser a concentração inicial do hidróxido de sódio?

- 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.



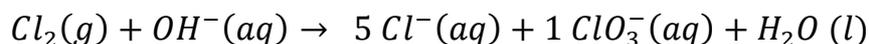
Usando o fato de que o número de elétrons ganhos pelo íon cloreto (Cl^-) é igual ao número de elétrons perdidos pelo íon clorato (ClO_3^-). No cloreto, cada átomo de cloro ganha 1 elétron, enquanto que, no clorato, cada átomo de cloro perde 5 elétrons. Temos, portanto:

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

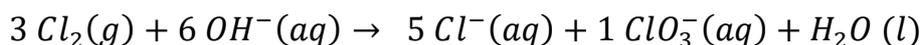


$$b = 5c$$

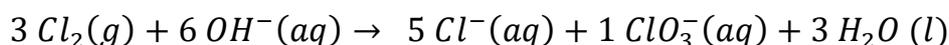
Podemos fazer, portanto, $c = 1$ e $b = 5$.



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.

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

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:

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

Gabarito: C

31. (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).



Comentários

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

$$\pi = [X]RT \therefore [X] = \frac{\pi}{RT} = \frac{0,027}{0,082.298} = 0,0011 \text{ mol/L} = 1,1.10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$[X] = \frac{n}{V} \therefore n = [X].V = 1,1.10^{-3}.0,3 = 3,3.10^{-4} \text{ mol}$$

O enunciado forneceu a massa de 2.10^{-2} g e acabamos de descobrir que isso corresponde à quantidade de $3,3.10^{-4}$ mol. Com base nisso, podemos calcular a massa molar.

$$n = \frac{m}{M} \therefore M = \frac{m}{n} = \frac{2.10^{-2}}{3,3.10^{-4}} \cong 0,6.10^{-2+4} = 60 \text{ g/mol}$$

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



32. (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.

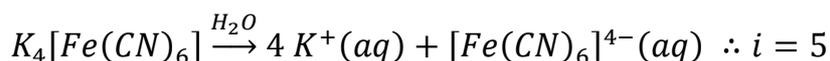
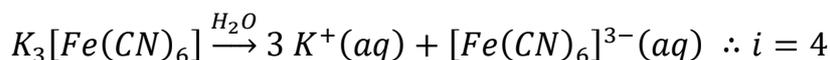
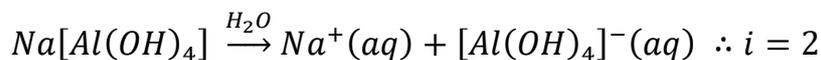
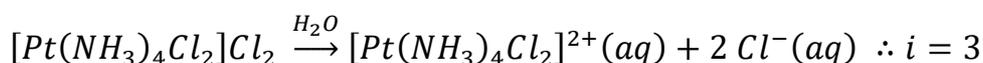
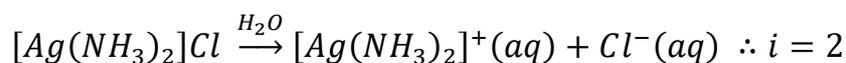
$$\Delta T_c = K_c W i$$

$$0,55 = 1,86 \cdot 0,1 \cdot i$$

$$\therefore i = \frac{0,55}{1,86 \cdot 0,1} = 2,96 \cong 3$$

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

33. (ITA – 2005)

Dois frascos abertos, um contendo água pura líquida (frasco A) e o outro contendo o mesmo volume de uma solução aquosa concentrada em sacarose (frasco B), são colocados em um recipiente que, a seguir, é devidamente fechado. É CORRETO afirmar, então, que, decorrido um longo período de tempo,

- a) os volumes dos líquidos nos frascos A e B não apresentam alterações visíveis.
- b) o volume do líquido no frasco A aumenta, enquanto que o do frasco B diminui.
- c) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto que o do frasco B aumenta.
- d) o volume do líquido no frasco A permanece o mesmo, enquanto que o do frasco B diminui.
- e) o volume do líquido no frasco A diminui, enquanto que o do frasco B permanece o mesmo.

Comentários

Ocorrerá osmose por via área, em que o frasco contendo água pura líquida (A) perderá água para o frasco contendo a solução concentrada de sacarose. Portanto, o volume do frasco A diminui, enquanto que o volume do frasco B aumenta.

Gabarito: C

34. (ITA – 2012 – adaptada)

Considere as seguintes misturas (soluto/solvente) na concentração de 10 % em mol de soluto:

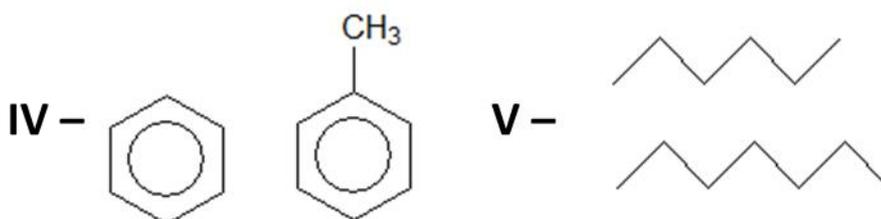
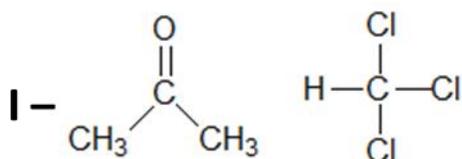
- I. acetona/clorofórmio
- II. água/etanol
- III. água/metanol
- IV. benzeno/tolueno
- V. *n*-hexano/*n*-heptano



Assinale a opção que apresenta a(s) mistura(s) para a(s) qual(is) a pressão de vapor do solvente na mistura é aproximadamente igual à sua pressão de vapor quando puro multiplicada pela sua respectiva fração molar.

- a) Apenas I
- b) Apenas I, II e III
- c) Apenas II e III
- d) Apenas IV e V
- e) Apenas V

Dica: Caso você não conheça as fórmulas estruturais dos compostos citados, por ainda não ter estudado Química Orgânica, elas estão transcritas a seguir.



Comentários

A questão explora o conceito de solução ideal, que é aquela em que as interações intermoleculares soluto-solvente são aproximadamente iguais às interações intermoleculares soluto-soluto e solvente-solvente.

Para isso, as moléculas devem ser o mais parecidas possível.

No par I, as moléculas são bastante diferentes, sendo a acetona polar e o clorofórmio pouco polar. Logo, esse par está bem distante de uma solução ideal.

Os pares IV e V são muito próximos de soluções ideais, pois mostram pares de moléculas inteiramente apolares que diferem entre si apenas por um carbono.

As soluções da água com os álcoois (metanol e etanol) mostradas em II e III apresentam uma mudança relativamente radical, em que um hidrogênio que forma pontes de hidrogênio é substituído por um grupo apolar – CH₃. Portanto, essa substituição afasta a solução da idealidade.

Convém observar que uma solução de metanol e etanol seria também um ótimo exemplo de solução ideal.

Portanto, os melhores exemplos de solução ideal são os pares IV e V.

Gabarito: D

35. (IME – 2010)

Calcule a massa de 1 L de uma solução aquosa de nitrato de zinco cuja concentração é expressa por 0,643 molar e por 0,653 molal.

Comentários

Em 1 litro de solução, encontramos 0,643 mol de nitrato de zinco, como evidenciado pela concentração molar fornecida pelo enunciado.

Podemos, agora, calcular a massa do solvente em (kg) dessa solução. Pela concentração molal, em 1 kg de solvente encontramos 0,653 mol do soluto. Porém, como temos apenas 0,643 mol do soluto, podemos calcular a massa de solvente presente, usando o fato de que ela é diretamente proporcional.

↑	Massa do Solvente (kg)	Número de mols do soluto	↑
	1	0,653	
	m ₂	0,643	

Montando a Regra de Três, segue que:

$$\frac{m_2}{1} = \frac{0,643}{0,653} = 0,9847 \text{ kg}$$



Portanto, em 1 litro de solução, encontra-se 0,985 kg do soluto. Pode-se, agora, calcular a massa presente do solvente. Primeiramente, precisamos calcular a massa molar do sal, cuja fórmula é $Zn(NO_3)_2$.

$$M_1 = 1.65 + 2. (1.14 + 3.16) = 65 + 2.62 = 189 \text{ g/mol}$$

Agora, a massa presente do soluto pode ser calculada multiplicando o número de mols presentes em 1 litro de solução (0,643) pela massa molar do soluto.

$$m_1 = n_1 \cdot M_1 = 0,643 \cdot 189 = 121,5 \text{ g} = 0,1215 \text{ kg}$$

Por fim, a massa total da solução é igual à soma da massa do soluto com a massa do solvente.

$$m = m_1 + m_2 = 0,1215 + 0,9847 = 1,1062 \text{ kg}$$

Gabarito: 1,1062 kg

36. (ITA – 2007)

Dois béqueres, X e Y, contêm, respectivamente, volumes iguais de soluções aquosas: concentrada e diluída de cloreto de sódio na mesma temperatura. Dois recipientes hermeticamente fechados, mantidos à mesma temperatura constante, são interconectados por uma válvula, inicialmente fechada, cada qual contendo um dos béqueres. Aberta a válvula, após o restabelecimento do equilíbrio químico, verifica-se que a pressão de vapor nos dois recipientes é P_f .

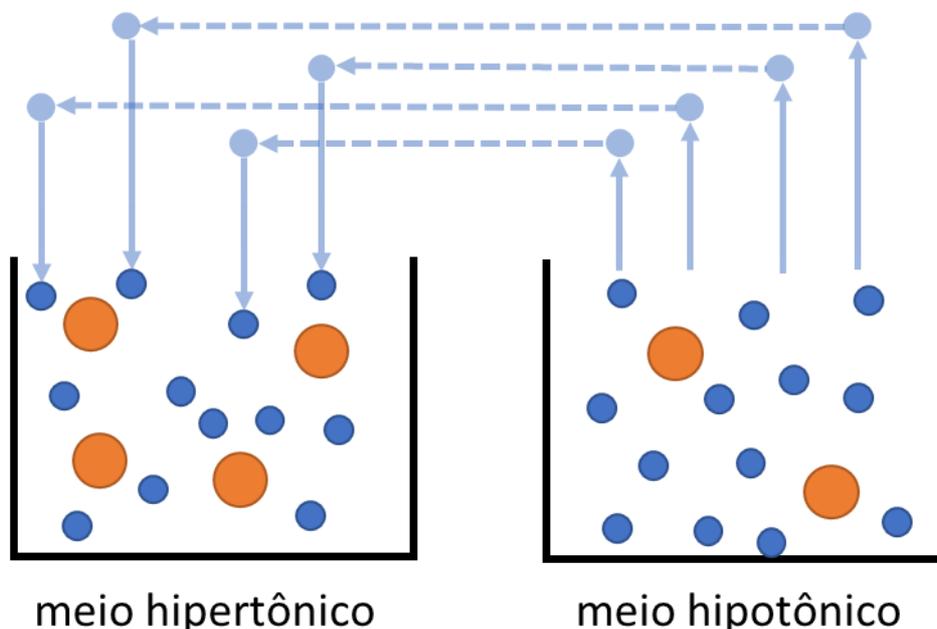
Assinale a opção que indica, respectivamente, as comparações **CORRETAS** entre os volumes inicial (VX_i) e final (VX_f), da solução no béquer X e entre as pressões de vapor inicial (PY_i) e final (P_f) no recipiente que contém o béquer Y.

- a) $VX_i < VX_f$ e $PY_i = P_f$
- b) $VX_i < VX_f$ e $PY_i > P_f$
- c) $VX_i < VX_f$ e $PY_i < P_f$
- d) $VX_i > VX_f$ e $PY_i > P_f$
- e) $VX_i > VX_f$ e $PY_i < P_f$

Comentários

Trata-se de uma situação semelhante à osmose, porém, ocorre por meio da fase vapor.





A solução menos concentrada (Y) perde moléculas de água. Com isso, o seu volume diminui. Com a redução de volume, o seu soluto se torna mais concentrado, o que diminui a pressão de vapor da solução. Logo, podemos dizer que $P_{Y_i} > P_{Y_f}$.

Por outro lado, a solução mais concentrada (X) ganha moléculas de água provenientes da fase de vapor. Com isso, o seu volume aumenta, diminuindo a concentração do soluto. Logo, $V_{X_i} < V_{X_f}$.

Gabarito: B

37. (ITA – 2007 – adaptada)

Prepara-se, a 25°C, uma solução por meio da mistura de 25 mL de *n*-pentano (C_5H_{12}) e 45 mL de *n*-hexano (C_6H_{14}).

Dados:

massa específica do *n*-pentano = 0,63 g/mL;

massa específica do *n*-hexano = 0,66 g/mL;

pressão de vapor do *n*-pentano = 511 torr;

pressão de vapor do *n*-hexano = 150 torr.



Determine os seguintes valores, mostrando os cálculos efetuados:

- Fração molar do *n*-pentano na solução.
- Pressão de vapor da solução.
- Fração molar do *n*-pentano no vapor em equilíbrio com a solução.

Comentários

Podemos calcular as massas correspondentes de *n*-pentano e *n*-hexano por meio das massas específicas fornecidas.

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

Basta substituir os valores fornecidos de volume e massa específica para o pentano e para o hexano.

$$m_{\text{pentano}} = 0,64 \cdot 25 = 16 \text{ g}$$

$$m_{\text{hexano}} = 0,66 \cdot 45 = 29,7 \text{ g}$$

Podemos calcular as massas molares com base nas fórmulas químicas (C_5H_{12} e C_6H_{14}).

$$M_{\text{pentano}} = 5 \cdot 12 + 12 \cdot 1 = 60 + 12 = 72 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{hexano}} = 6 \cdot 12 + 14 \cdot 1 = 72 + 14 = 86 \text{ g/mol}$$

Com base nas massas da amostra e na massa molar, podemos calcular o número de mols de cada uma das espécies envolvidas:

$$n_{\text{pentano}} = \frac{m_{\text{pentano}}}{M_{\text{pentano}}} = \frac{16}{72} = \frac{2}{9} \cong 0,22$$

$$n_{\text{hexano}} = \frac{m_{\text{hexano}}}{M_{\text{hexano}}} = \frac{29,7}{86} \cong 0,34$$

Sendo assim, a fração molar do *n*-pentano na solução é:

$$x_{\text{pentano}} = \frac{n_{\text{pentano}}}{n_{\text{pentano}} + n_{\text{hexano}}} = \frac{0,22}{0,22 + 0,34} = \frac{0,22}{0,56} \cong 0,39 = 39\%$$



Considerando a solução ideal, podemos calcular a pressão de vapor da solução. A pressão de vapor de cada componente é igual ao produto da sua fração molar pela sua pressão de vapor quando puro.

$$P = \underbrace{x_{\text{pentano}} \cdot P_{\text{pentano}}}_{\text{Pressão de vapor do n-pentano}} + \underbrace{x_{\text{hexano}} \cdot P_{\text{hexano}}}_{\text{Pressão de vapor do n-hexano}}$$

$$P = 0,39 \cdot 511 + 0,61 \cdot 150 = 199 + 91 = 290$$

Sendo assim, na fase gasosa, podemos estabelecer que a fração molar do n-pentano é igual à razão entre a pressão parcial e a pressão total da mistura.

$$x_{\text{pentano}}^{\text{fase gasosa}} = \frac{199}{290} = 0,65 = 65\%$$

Como o pentano é mais volátil que o hexano, a sua fração molar na fase gasosa é bem superior ao que se registra na fase líquida.

Gabarito: a) 39% b) 290,8 torr; c) 65%

38. (ITA – 2005)

Considere as afirmações abaixo, todas relativas à pressão de 1 atm:

- I. A temperatura de fusão do ácido benzóico puro é 122°C, enquanto que a da água pura é 0°C.
- II. A temperatura de ebulição de uma solução aquosa 1,00 mol L⁻¹ de sulfato de cobre é maior do que a de uma solução aquosa 0,10 mol L⁻¹ deste mesmo sal.
- III. A temperatura de ebulição de uma solução aquosa saturada em cloreto de sódio é maior do que a da água pura.
- IV. A temperatura de ebulição do etanol puro é 78,4°C, enquanto que a de uma solução alcoólica 10% (m/m) em água é 78,2°C.

Das diferenças apresentadas em cada uma das afirmações acima, está(ão) relacionada(s) com propriedades coligativas:

- a) apenas I e III.
- b) apenas I.



- c) apenas II e III.
- d) apenas II e IV.
- e) apenas III e IV.

Comentários

As propriedades coligativas são relacionadas à alteração nas propriedades físicas do solvente devido à adição de um soluto. Com base nisso, vamos analisar as afirmações:

I – Nesse caso, os líquidos estão puros, portanto, não existe nenhum efeito coligativo. Afirmação errada.

II – Trata-se do efeito ebulioscópico, que depende da concentração molal do soluto. Afirmação correta.

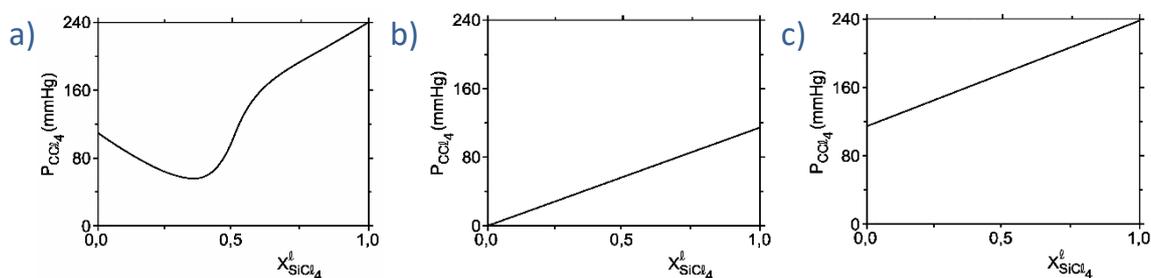
III – Trata-se do efeito ebulioscópico com o cloreto de sódio. Afirmação correta.

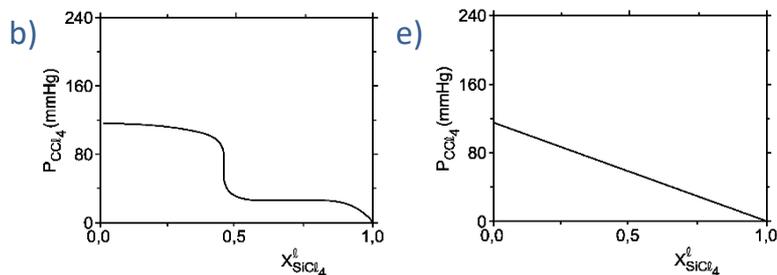
IV – Embora seja uma ligação, o etanol não é um soluto não volátil, portanto, não se trata de um efeito coligativo como os estudados nesse capítulo. Afirmação errada.

Gabarito: C

39. (ITA – 2006)

Considere soluções de $\text{SiCl}_4/\text{CCl}_4$ de frações molares variáveis, todas a 25°C . Sabendo que a pressão de vapor do CCl_4 a 25°C é igual a $114,9 \text{ mmHg}$, assinale a opção que mostra o gráfico que melhor representa a pressão de vapor de CCl_4 (P_{CCl_4}) em função da fração molar de SiCl_4 no líquido ($X_{\text{SiCl}_4}^l$)





Comentários

Considerando a solução ideal, a pressão de vapor de um componente qualquer é diretamente proporcional à sua fração molar.

$$P_{CCl_4} = P_0 \cdot x_{CCl_4}$$

Considerando que a solução seja composta apenas por CCl₄ e SiCl₄, temos que a soma das frações molares é igual a 1.

$$P_{CCl_4} = P_0 \cdot (1 - x_{SiCl_4})$$

Sendo assim, a pressão de vapor do solvente decresce linearmente com a pressão de vapor do soluto. Será igual à sua própria pressão natural de 114,9 mmHg quando puro ($x_{\text{solute}} = 0$) e decrescerá a zero quando o soluto ocupar toda a solução ($x_{\text{solute}} = 1$).

Gabarito: E

40. (IME – 2004)

Um calcário composto por MgCO₃ e CaCO₃ foi aquecido para produzir MgO e CaO. Uma amostra de 2,00 gramas desta mistura de óxidos foi tratada com 100 cm³ de ácido clorídrico 1,00 molar. Sabendo-se que o excesso de ácido clorídrico necessitou de 20,0 cm³ de solução de NaOH 1,00 molar para ser neutralizado, determine a composição percentual, em massa, de MgCO₃ e CaCO₃ na amostra original desse calcário.

Comentários

Uma questão bastante interessante sobre a análise de uma mistura. Vamos calcular o número de mols de ácido clorídrico. Tenha em mente que 1 cm³ = 0,001 L.

$$n_{HCl}^{iniciais} = [HCl] \cdot V = 1,0 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ mol}$$



Porém, houve um excedente que foi titulado com a solução de hidróxido de sódio. Como o HCl é um monoácido e o $NaOH$ é uma monobase, temos que a reação ocorre na proporção 1:1.

$$\frac{n_{HCl}^{sobra}}{1} = \frac{n_{NaOH}}{1}$$

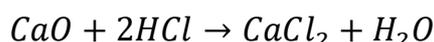
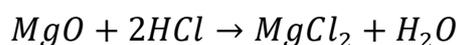
O número de mols de hidróxido de sódio que foram utilizados na titulação pode ser calculado de forma semelhante.

$$n_{NaOH} = [NaOH] \cdot V = 1,0,020 = 0,02 \text{ mol}$$

A quantidade de ácido clorídrico que reagiu com o calcário pode ser obtida como a diferença entre o que foi inicialmente colocado em meio reacional e o que sobrou.

$$n_{HCl}^{reagiu} = n_{HCl}^{iniciais} - n_{HCl}^{sobra}$$
$$n_{HCl}^{reagiu} = 0,1 - 0,02 = 0,08 \text{ mol}$$

Agora, vamos anotar as reações do HCl com os óxidos derivados do calcário. São reações características entre óxidos básicos e um ácido forte.



O número de mols de ácido que reagiram é igual à soma do que reagiu nas duas reações supracitadas. Podemos escrever que:

$$n_{HCl}^{reagiu} = 2 \cdot n_{CaO} + 2 \cdot n_{MgO} = 0,08$$

$$\therefore n_{CaO} + n_{MgO} = \frac{0,08}{2} = 0,04$$

Além disso, sabemos que a amostra tinha 2 gramas. A massa da amostra pode ser escrita como a soma entre os dois compostos

$$m_{CaO} + m_{MgO} = 2$$

As massas de óxido de cálcio e de magnésio podem ser obtidas como o produto entre o número de mols e a massa molar. As massas molares são:

$$M_{CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$$

$$M_{MgO} = 24 + 16 = 40 \text{ g/mol}$$



Agora, podemos escrever:

$$n_{CaO} \cdot M_{CaO} + n_{MgO} \cdot M_{MgO} = 2$$

$$n_{CaO} \cdot 56 + n_{MgO} \cdot 40 = 2$$

$$56n_{CaO} + 40n_{MgO} = 2$$

Podemos resolver o sistema de equações destacadas. Para isso, podemos multiplicar a primeira por 40.

$$56n_{CaO} + 40n_{MgO} = 2$$

$$40n_{CaO} + 40n_{MgO} = 1,6$$

Procedendo à subtração.

$$56n_{CaO} - 40n_{CaO} = 2 - 1,6$$

$$16n_{CaO} = 0,4$$

$$\therefore n_{CaO} = \frac{0,4}{16} = 0,025 \text{ mol}$$

Podemos calcular também o número de mols de MgO.

$$n_{CaO} + n_{MgO} = 0,04$$

$$0,025 + n_{MgO} = 0,04$$

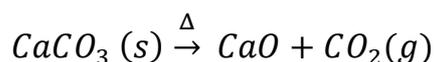
$$\therefore n_{MgO} = 0,04 - 0,025 = 0,015 \text{ mol}$$

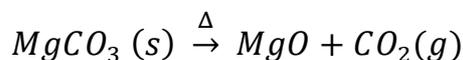
Podemos agora observar que o número de mols de carbonato de cálcio ($CaCO_3$) no minério original é igual ao número de mols de óxido de cálcio (CaO) após o aquecimento. O mesmo é válido para o carbonato de magnésio ($MgCO_3$).

$$n_{CaCO_3} = n_{CaO}$$

$$n_{MgCO_3} = n_{MgO}$$

A razão para isso é que as reações de decomposição térmica dos carbonatos ocorrem na proporção 1:1.





Agora, podemos calcular as massas de $CaCO_3$ e de $MgCO_3$ originalmente presentes no minério. Basta, para isso, multiplicar o número de mols pela massa molar dos carbonatos.

$$M_{CaCO_3} = 1.40 + 1.12 + 3.16 = 40 + 12 + 48 = 100 \text{ g/mol}$$

$$M_{MgCO_3} = 1.24 + 1.12 + 3.16 = 24 + 12 + 48 = 84 \text{ g/mol}$$

$$m_{CaCO_3} = n_{CaCO_3} \cdot M_{CaCO_3} = 0,025 \cdot 100 = 2,5 \text{ g}$$

$$m_{MgCO_3} = n_{MgCO_3} \cdot M_{MgCO_3} = 0,015 \cdot 84 = 1,26 \text{ g}$$

A massa total minério original é a soma das massas dos dois carbonatos.

$$m = m_{CaCO_3} + m_{MgCO_3} = 2,5 + 1,26 = 3,76 \text{ g}$$

Com isso, podemos calcular a fração mássica do carbonato de cálcio ($CaCO_3$) na mistura.

$$\%CaCO_3 = \frac{m_{CaCO_3}}{m} = \frac{2,5}{3,76} = 0,665 = 66,5\%$$

O teor de carbonato de magnésio ($MgCO_3$) é, portanto, o que sobra.

$$\%MgCO_3 = 100\% - 66,5\% = 33,5\%$$

Gabarito: $CaCO_3 = 66,5\%$; $MgCO_3 = 33,5\%$

41. (IME – 2005)

Determine o abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente quando 3,04 g de cânfora ($C_{10}H_{16}O$) são dissolvidos em 117,2 mL de etanol (C a 25°C).

Dado: massa específica do etanol = 0,785 g/mL

Comentários

O abaixamento relativo da pressão de vapor do solvente, dado pela Lei de Raoult, é igual à fração molar do soluto.

$$\frac{\Delta P}{P_0} = x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$



Como a fração molar do soluto é calculada a partir do número de mols do soluto e do solvente, precisamos calculá-lo.

A cânfora, por ter massa molar muito elevada, é considerada um soluto não volátil em etanol.

$$M_{C_{10}H_{16}O} = 10.12 + 16.1 + 1.16 = 120 + 16 + 16 = 152 \text{ g/mol}$$

O número de mols da cânfora (soluto) pode ser calculado pela razão entre a massa e a massa molar.

$$n_1 = n_{C_{10}H_{16}O} = \frac{m_{C_{10}H_{16}O}}{M_{C_{10}H_{16}O}} = \frac{3,04}{152} = 0,02 \text{ mol}$$

Para o etanol, devemos utilizar a definição de massa específica para calcular a massa presente na mistura.

$$d = \frac{m}{V} \therefore m = dV = 0,785.117,2 \cong 92 \text{ g}$$

Para calcular o número de mols de etanol (solvente), devemos calcular a massa molar e proceder à divisão entre a massa presente na mistura e a massa molar.

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

$$n_2 = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{92}{46} = 2 \text{ mol}$$

Agora, podemos calcular a fração molar do soluto.

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{0,02}{2 + 0,02} = \frac{0,02}{2,02} \cong 0,01 = 1\%$$

Gabarito: 1%

42. (IME – 2004)

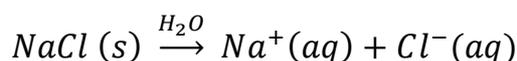
Na produção de uma solução de cloreto de sódio em água a 0,90% (p/p), as quantidades de solvente e soluto são pesadas separadamente e, posteriormente, promove-se a solubilização. Certo dia, suspeitou-se que a balança de soluto estivesse descalibrada. Por este motivo, a temperatura de ebulição de uma amostra da solução foi medida, obtendo-se 100,14°C. Considerando o sal totalmente dissociado, determine a massa de soluto a ser acrescentada de modo a produzir um lote de 1000kg com a concentração correta.

Dado: Constante Ebulioscópica da Água = 0,52 °C/molal



Comentários

Podemos primeiramente obter a molalidade real da solução. Para isso, é importante observar que o cloreto de sódio se dissocia em água.



Como a dissociação do cloreto de sódio é completa (100%), já que ele é um composto iônico, e são duas as partículas liberadas na dissociação, temos que o fator de van't Hoff desse sal é igual a 2.

A temperatura de ebulição da água pura é de 100 °C. Com isso, podemos calcular o efeito ebuliscópico.

$$\Delta T_C = 100,14 - 100 = 0,14 \text{ } ^\circ\text{C}$$

De posse do aumento da temperatura de ebulição, podemos calcular a molalidade da solução.

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

$$0,14 = 0,52 \cdot W \cdot 2$$

$$\therefore W = \frac{0,14}{0,52 \cdot 2} \cong 0,135 \text{ mol/kg}$$

Essa molalidade significa que, em 1 kg de solvente, encontram-se 0,135 mol do soluto. Podemos calcular a massa em gramas de cloreto sódio presente nessa solução.

$$M_{NaCl} = 1,23 + 1,35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{NaCl} = n_{NaCl} \cdot M_{NaCl} = 0,135 \cdot 58,5 \cong 7,9 \text{ g}$$

A solução desejada tem um percentual de massa de 0,9% de cloreto de sódio. Isso significa que, em 1 kg de solução, deve-se ter 9 g de soluto e 991 g de solvente.

Na solução original, temos 7,9 g de soluto para cada 1 kg de solvente. Porém, precisamos saber exatamente a massa de soluto presente nos 991 g característicos da solução desejada.

$$\frac{m_{NaCl}^{inicial}}{0,991} = \frac{7,9}{1} \therefore m_{NaCl}^{inicial} = 7,9 \cdot 0,991 = 7,83 \text{ g}$$

A solução disponível em laboratório tem, portanto, 7,83 g de soluto para cada 991 g de solvente. É necessário, portanto, acrescentar 1,17 g de soluto para cada 991 g de solvente.



Para o lote de 1000 kg, precisamos, portanto, de 1170 g ou 1,17 kg (basta multiplicar por 1000) de cloreto de sódio.

Essa quantidade de cloreto de sódio deve ser misturada à seguinte massa de solução.

$$m_{\text{solução}}^{\text{inicial}} = (7,83 + 991). 1000 = 998,83 \text{ kg}$$

Ao adicionar 1,17 kg de cloreto de sódio à solução inicial, consegue 1000 kg de solução, contendo exatamente 9 kg de cloreto de sódio.

Gabarito: 1,17kg

43. (IME – 2001)

Uma solução contendo 0,994g de um polímero, de fórmula geral $(C_2H_4)_n$, em 5,00g de benzeno, tem ponto de congelamento $0,51^\circ\text{C}$ mais baixo que o do solvente puro. Determine o valor de n .

Dado: Constante crioscópia do benzeno = $5,10^\circ\text{C/molal}$

Comentários

A massa molar do polímero é dada em função de n .

$$M = n. (2.12 + 4.1) = n. (24 + 4) = 28n$$

O abaixamento da temperatura de congelamento do solvente é dado pela equação do efeito crioscópico.

$$\Delta T_c = K_c W \cdot i$$

Como o polímero não se dissocia, o seu fator de van't Hoff é igual a 1.

$$0,51 = 5,10 \cdot W \cdot 1$$

$$\therefore W = \frac{0,51}{5,10} = 0,1 \text{ mol/kg}$$

Usando a definição de molalidade, podemos calcular o número de mols presentes do soluto.

$$W = \frac{n_1}{m_2} \therefore n_1 = W \cdot m_2 = 0,1 \cdot 0,005 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

O número de mols é igual à razão entre a massa do polímero e a sua massa molar.



$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} \therefore M_1 = \frac{m_1}{n_1} = \frac{0,994}{5 \cdot 10^{-4}} = \frac{1,998}{10^{-3}} = 1998$$

Já havíamos obtido que a massa molar era múltipla de 28.

$$28n = 1998 \therefore n = \frac{1998}{28} = 71$$

O n é exatamente o termo contido na fórmula molecular do polímero em estudo. Portanto, a sua fórmula molecular é $(C_2H_4)_{71}$.

Gabarito: 71

44. (IME – 2015 – 1ª Fase)

Um pesquisador verificou, em uma determinada posição geográfica, por meio da análise de amostras de água do mar extraídas do local, que a massa específica média da água do mar era 1,05 g/mL, a concentração média de espécies dissolvidas era 0,80 mol/L e a temperatura média era de 290 K. O mesmo pesquisador, com o objetivo de colher água doce em seu estudo, planeja envolver, com uma membrana semipermeável ideal, uma das extremidades abertas de um longo tubo, a qual será imersa na água do mar. A que profundidade mínima, em metros, o tubo deveria ser imerso?

- a) 1930,0.
- b) 183,4.
- c) 73,7.
- d) 19,4.
- e) 9,7.

Dados: $R = 0,08 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{K}\cdot\text{mol}) = 8,3 \text{ J}/(\text{K}\cdot\text{mol}) = 62,3 \text{ mmHg}\cdot\text{L}/(\text{K}\cdot\text{mol})$; $g = 10 \text{ m/s}^2$; $1 \text{ atm} = 103750 \text{ Pa}$.

Obs.: Essa questão requer o conhecimento de Hidrostática, assunto da Física

Comentários

Como já fornecida a concentração total das espécies, a pressão osmótica pode ser calculada diretamente por esse valor.

$$\pi = [X]RT = 0,8 \cdot 0,08 \cdot 290 = 18,56 \text{ atm}$$



A coluna de água do mar deve exercer uma pressão equivalente à pressão osmótica de 18,56 atm. Essa pressão pode ser calculada pela expressão conhecida da Hidrostática.

Na Hidrostática, a pressão é calculada pela expressão.

$$P_{coluna} = dgh$$

A pressão é obtida nas unidades do SI (Pascal) quando a densidade é fornecida em kg/m^3 , a gravidade em m/s^2 e a altura em m. Portanto, vamos converter a pressão osmótica em **Pa** e a densidade para **kg/m^3** .

$$d = \frac{1,05g}{1 \text{ mL}} = \frac{1,05 \cdot 10^{-3} kg}{1 \cdot 10^{-6} m^3} = \frac{1,05 \cdot 10^3 kg}{m^3}$$

$$\pi = 18,56 \text{ atm} = 18,56 \cdot 103750 = 1925600 \text{ Pa}$$

Feitas as conversões de unidades necessárias, podemos calcular a coluna de água.

$$P_{coluna} = 1,05 \cdot 10^3 \cdot 10 \cdot h = 1925600$$

$$\therefore h = \frac{1925600}{1,05 \cdot 10^3 \cdot 10} \cong 183,4 \text{ m}$$

Gabarito: B



Considerações Finais



Chegamos ao final de mais uma aula.

O assunto de Soluções tem uma teoria muito curta, porém, você precisa estar bem afiado, porque ele é cobrado em altíssimo nível e com muita frequência pelas provas do ITA e IME.

Não hesite em entrar em contato pelo Fórum de Dúvidas. Suas dúvidas são muito importantes não só para você, mas também para mim, pois elas me ajudam a melhorar esse material.

Também se sinta livre para falar sobre o que você gostou desse curso e o que você não gostou, pois nós buscaremos melhorar.

Bons estudos para você e até a nossa próxima aula.

Continue devorando esse material. Seu esforço valerá a pena

