

# Misturas e Soluções

Gabriel Braun

Colégio e Curso Pensí, Coordenação de Química



## Sumário

<b>1 Misturas e soluções</b>	<b>1</b>
1.1 A classificação de misturas . . . . .	1
1.2 As técnicas de separação . . . . .	1
<b>2 As propriedades das soluções</b>	<b>2</b>
2.1 A composição das soluções . . . . .	2
2.2 A cor das soluções . . . . .	3
<b>3 As operações com soluções</b>	<b>4</b>
3.1 A diluição . . . . .	4
3.2 A mistura e a separação . . . . .	5
3.3 A mistura com reação química . . . . .	5

## 1 Misturas e soluções

A maior parte dos materiais não é formada por elementos ou compostos puros. Por essa razão, elas não são *substâncias* no sentido técnico do termo: elas são misturas de várias substâncias. Assim, o ar, o sangue e a água do mar são misturas. Medicamentos, como os xaropes contra a tosse, são misturas de vários ingredientes, ajustados para conseguir um melhor efeito biológico. A mesma coisa pode ser dita em relação aos perfumes.

### 1.1 A classificação de misturas

Um composto tem composição fixa, porém as misturas podem ter qualquer composição desejada. Existem sempre dois átomos de H para cada átomo de O em uma amostra de água, mas açúcar e areia, por exemplo, podem ser misturados em diferentes proporções. Como os componentes de uma mistura são meramente mesclados, eles retêm suas propriedades químicas na mistura. Por outro lado, um composto tem propriedades químicas que diferem das de seus componentes. A formação de uma mistura é uma mudança *física*, enquanto a formação de um composto exige uma mudança *química*.

Em algumas misturas, as partículas que as compõem são tão grandes que é possível reconhecê-las com a ajuda de um microscópio óptico ou mesmo a olho nu. Essas colchas de retalhos de diferentes substâncias são denominadas **misturas heterogêneas**. Muitas das rochas que formam a paisagem são misturas heterogêneas de cristais de minerais diferentes. Em algumas misturas, as moléculas ou íons componentes estão tão bem dispersos que a composição é a mesma em toda a amostra, independentemente do seu tamanho. Tal mistura é chamada de **mistura ou solução homogênea**. Uma solução típica contém uma substância dominante, o **solvente**. As demais substâncias presentes são denominadas **solutos**. A água do mar filtrada é uma solução de sal (cloreto de sódio) e muitas outras substâncias em água. Existem, também, **soluções sólidas**, nas quais o solvente é um sólido. Um exemplo é o bronze, que é uma solução de cobre em zinco. Embora

uma solução pareça ter composição uniforme, seus componentes retêm suas identidades. A formação de uma solução é um processo físico, não um processo químico. Na prática, as misturas gasosas não são consideradas soluções, ainda que um gás possa ser a substância dominante (como o nitrogênio na atmosfera).

A **cristalização** é o processo em que um soluto lentamente se converte em cristais, às vezes por evaporação do solvente. Isso acontece, por exemplo, com os cristais de sal que se formam quando a água evapora nas salinas. Na **precipitação**, o soluto se separa tão rapidamente da solução, que não há tempo para que se formem cristais simples. Ao contrário, o soluto forma um pó fino (um conjunto de cristais muito pequenos) chamado de **precipitado**. Normalmente, a precipitação é quase instantânea, ocorrendo tão logo duas soluções são misturadas.

As bebidas e a água do mar são exemplos de **soluções aquosas**, soluções em que o solvente é a água. As soluções em água são muito comuns no nosso dia a dia e na rotina dos laboratórios e, por isso, a maior parte das soluções mencionadas neste texto é em água. As **soluções não aquosas** são as soluções em que o solvente não é a água. Embora sejam menos comuns do que as soluções em água, elas têm importantes aplicações. Na *lavagem a seco*, a gordura e a sujeira depositadas sobre os tecidos são dissolvidas em um solvente líquido não aquoso, como o tetracloreto de carbono,  $\text{C}_2\text{Cl}_4$ .

*As misturas retêm as propriedades de seus constituintes e nisso elas diferem dos compostos. As misturas são classificadas como homogêneas ou heterogêneas. As soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias.*

### 1.2 As técnicas de separação

Para analisar a composição de qualquer amostra que é supostamente uma mistura, é preciso separar seus componentes por métodos físicos e identificar cada substância presente. As técnicas físicas comuns de separação são a decantação, a filtração, a cromatografia e a destilação.

A **decantação** aproveita a diferença de densidades. Um líquido que flutua sobre outro líquido ou está acima de um sólido pode ser decantado. A **filtração** é usada para separar substâncias quando existem diferenças de solubilidade (a capacidade de se dissolver em um dado solvente). Agita-se a amostra com o solvente que, então, passa por um filtro fino. Os componentes da mistura que são solúveis se dissolvem no líquido e passam pelo filtro, mas os componentes insolúveis ficam retidos. A técnica pode ser usada para separar açúcar de areia, porque o açúcar é solúvel em água e a areia, não. Uma técnica relacionada e que é uma das mais sensíveis de separação de misturas é a **cromatografia**, que usa a capacidade diferente das substâncias de adsorver-se, ou grudar-se, nas superfícies. O suporte seco que mostra os componentes da mistura separados é denominado **cromatograma**.

A **destilação** usa as diferenças de pontos de ebulição para separar as misturas. Na destilação, os componentes de uma mistura vaporizam-se em temperaturas diferentes e condensam-se em um tubo resfriado chamado de condensador. A técnica pode ser usada para remover água do sal comum (cloreto de sódio), que só se funde em  $801^\circ\text{C}$ . O sal permanece sólido quando a água evapora.

A separação de misturas aproveita as diferenças de propriedades físicas dos componentes. As técnicas baseadas nas diferenças físicas incluem a decantação, a filtração, a cromatografia e a destilação.

## 2 As propriedades das soluções

### 2.1 A composição das soluções

Uma das maneiras de expressar a composição de uma mistura é como a **percentagem em massa** de cada componente, isto é, a massa de cada componente em um total de 100 g da mistura. Por exemplo, se 15 g de NaCl são dissolvidos em 60 g de água, a massa total da mistura é 75 g e a percentagem de NaCl na solução é  $(15 \text{ g}/75 \text{ g}) \times 100\% = 20\%$  de NaCl. Se a amostra contém 30 g daquela solução, ela terá a mesma composição, 20% de NaCl em massa e conterá 6 g de NaCl.

No estudo das soluções, três medidas de concentração são úteis. Para um soluto J:

- A concentração molar, normalmente chamada de molaridade, representada por  $c_j$  ou  $[J]$ .
- A fração molar, denotada por  $x_j$ .
- A molalidade, denotada por  $w_j$ .

Além disso, especialmente nas ciências ambientais, a concentração das substâncias muitas vezes é expressa em partes por milhão (ppm) ou partes por bilhão (ppb). Por exemplo, se existem 25 moléculas de um agente poluente em uma solução em água composta por milhões de moléculas, a propriedade seria expressa como 25 ppm. Quando a concentração é expressa em partes por milhão, é importante indicar as unidades usadas no cálculo. A concentração expressa em partes por milhão por volume (microlitros de soluto por litro) frequentemente é representada por ppmv ou ppm(v/v). Quando a concentração é expressa em partes por milhão em massa (miligramas por quilogramas ou microgramas por grama), ela é representada por ppm(m/m).

Com frequência, é importante em química saber a quantidade de soluto em um dado volume de solução. A **concentração molar**,  $c$ , de um soluto em uma solução, chamada comumente de **molaridade** do soluto, é a quantidade de moléculas do soluto ou de fórmulas unitárias (em mols) presente em um dado volume da solução (em litros):

$$c_j = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{n_j}{V} \quad (1)$$

Muitas vezes ela é expressa em mols por litro ( $\text{mol L}^{-1}$ ). É conveniente definir o seu *padrão* como  $c^\circ = 1 \text{ mol L}^{-1}$ .

**UNIDADES** As unidades de molaridade são mols por litro ( $\text{mol L}^{-1}$ ), normalmente representado por:

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

O símbolo M é lido como *molar*. Não é uma unidade SI. Os químicos que trabalham com concentrações muito baixas de solutos também utilizam milimols por litro ( $\text{mmol L}^{-1}$ ) e micromols por litro ( $\mu\text{mol L}^{-1}$ ).

Como a molaridade é definida em termos do *volume da solução*, e não do volume do solvente usado para preparar a solução, o volume deve ser medido depois que os solutos forem adicionados. O modo mais comum de preparar uma solução de uma dada molaridade é transferir uma massa conhecida do sólido para um **balão volumétrico**, um frasco calibrado para conter um dado volume,

acrescentar um pouco de água para dissolver o soluto, encher o balão com água até a marca e, então, agitar o balão invertendo o frasco repetidamente.

#### EXEMPLO 1 Cálculo da massa de soluto necessária para atingir uma dada concentração

Deseja-se preparar 250 mL de uma solução  $0,04 \text{ mol L}^{-1}$  de sulfato de cobre(II) usando sulfato de cobre(II) pentahidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ .

**Calcule** a massa de sólido necessária para preparar a solução.

**Etapa 1.** Calcule a quantidade de soluto.

$$\text{De } c = n_{\text{soluto}}/V_{\text{solução}}$$

$$n = (0,04 \text{ mol L}^{-1}) \times (0,25 \text{ L}) = 10 \text{ mmol}$$

**Etapa 2.** Converta a quantidade de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$  em massa usando a massa molar.

$$\text{De } m = nM$$

$$m = (10 \text{ mmol}) \times (249,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = \boxed{2,5 \text{ g}}$$

A molaridade também é usada para calcular o volume de solução,  $V$ , que contém uma determinada quantidade de soluto.

#### EXEMPLO 2 Cálculo do volume de uma solução que contém uma dada quantidade de soluto

Deseja-se obter 0,8 mmol de ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , a partir de uma solução aquosa  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Calcule** o volume da solução que deve ser usado.

**Etapa 1.** Calcule o volume da solução que contém a quantidade desejada de ácido acético.

$$\text{De } c = n_{\text{soluto}}/V_{\text{solução}}$$

$$V = \frac{0,8 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,056 \text{ mol L}^{-1}} = \boxed{0,016 \text{ L}}$$

A fração molar e a molalidade são importantes porque se referem a números relativos de moléculas de soluto e de solvente. A fração molar é definida como sendo a razão entre a quantidade (em mols) de uma espécie e a quantidade de todas as espécies presentes em uma mistura:

$$x_j = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{total}}} = \frac{n_j}{n_A + n_B + \dots} \quad (2)$$

A **molalidade**,  $b_j$ , de um soluto é definida como a quantidade de soluto (em mols) de uma solução dividida pela massa do solvente (em quilogramas):

$$w_j = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}}} = \frac{n_j}{m} \quad (3)$$

**UNIDADES** As unidades de molalidade são mols por quilograma ( $\text{mol kg}^{-1}$ ), normalmente representado por:

$$1 \text{ m} = 1 \text{ mol kg}^{-1}$$

O símbolo m é lido como *molal*. Assim, como o *molar*, o *molal* não é uma unidade SI.

**EXEMPLO 3** Cálculo da molalidade de um soluto

Uma solução é preparada pela dissolução de 90 g do açúcar frutose,  $C_6H_{12}O_6$ , em 250 g de água.

**Calcule** a molalidade da frutose na solução.

**Etapa 1.** Converta a massa de frutose em quantidade usando sua massa molar.

De  $n = m/M$

$$n = \frac{90 \text{ g}}{180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol}$$

**Etapa 2.** Calcule a molalidade da frutose na solução.

De  $w = n_{\text{solute}}/m_{\text{solvente}}$

$$w = \frac{0,5 \text{ mol}}{0,25 \text{ kg}} = \boxed{2 \text{ mol kg}^{-1}}$$

Como acontece com a fração molar, mas não com a molaridade, a molalidade independe da temperatura.

**PONTO PARA PENSAR**

Por que a molaridade não é independente da temperatura?

Observe a ênfase no solvente na definição de molalidade, e na solução na definição de molaridade. Portanto, para preparar uma solução aquosa 1 m em  $\text{NiSO}_4$ , dissolva 1 mol de  $\text{NiSO}_4$  em 1 kg de água. Para preparar solução aquosa 1 M em  $\text{NiSO}_4$  dissolva 1 mol de  $\text{NiSO}_4$  em água suficiente para 1 L de solução.

**EXEMPLO 4** Cálculo da molalidade a partir da fração molar

Considere uma solução de benzeno,  $C_6H_6$ , em tolueno,  $C_7H_8$ , em que a fração molar de benzeno é 0,25.

**Calcule** a molalidade do benzeno na solução.

**Etapa 1.** Base de cálculo: 1 mol total. Converta a quantidade de tolueno em massa usando sua massa molar.

De  $m = nM$

$$m_{\text{tolueno}} = (0,75 \text{ mol}) \times (92 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 69 \text{ g}$$

**Etapa 2.** Calcule a molalidade do benzeno na solução.

De  $w = n_{\text{solute}}/m_{\text{solvente}}$

$$w = \frac{0,25 \text{ mol}}{69 \times 10^{-3} \text{ kg}} = \boxed{3,6 \text{ mol kg}^{-1}}$$

Para converter molaridade em molalidade é necessário conhecer a densidade da solução.

**EXEMPLO 5** Cálculo da molalidade a partir da molaridade

Considere uma solução aquosa de sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , na concentração  $1,06 \text{ mol L}^{-1}$  cuja densidade é  $1,14 \text{ g mL}^{-1}$ .

**Calcule** a molalidade da solução.

**Etapa 1.** Base de cálculo: 1 L de solução. Converta a quantidade de sacarose em massa usando sua massa molar.

De  $m = nM$

$$m_{\text{sacarose}} = (1,06 \text{ mol}) \times (342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 362,5 \text{ g}$$

**Etapa 2.** Calcule a massa total da solução a partir do volume da densidade.

De  $d = m/V$

$$m = (1,14 \frac{\text{g}}{\text{mL}}) \times (1000 \text{ mL}) = 1140 \text{ g}$$

**Etapa 3.** Calcule a massa de solvente.

De  $m = m_{\text{solvente}} + m_{\text{solute}}$

$$m_{\text{solvente}} = 1140 \text{ g} - 362,5 \text{ g} = 777,5 \text{ g}$$

**Etapa 4.** Calcule a molalidade do benzeno na solução.

De  $w = n_{\text{solute}}/m_{\text{solvente}}$

$$w = \frac{1,06 \text{ mol}}{0,777 \text{ g}} = \boxed{1,36 \text{ mol kg}^{-1}}$$

*A molalidade de um soluto em uma solução é a quantidade (em mols) de soluto dividida pela massa do solvente usado para preparar a solução.*

**2.2 A cor das soluções**

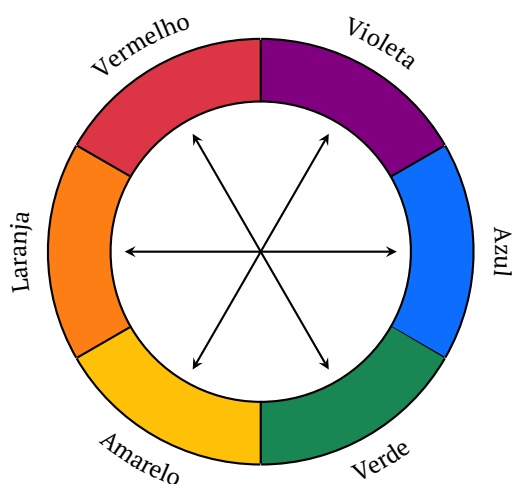
A luz branca é uma mistura de todos os comprimentos de onda da radiação eletromagnética entre cerca de 400 nm (violeta) e cerca de 700 nm (vermelho). Quando alguns desses comprimentos de onda são removidos do feixe de luz branca que passa através de uma amostra, a luz que passa não é mais branca. Por exemplo, se a luz vermelha é retirada da luz branca por absorção, a luz que resta é de cor verde. Se a luz verde é removida, a luz que aparece é vermelha. O vermelho e o verde são chamados de **cores complementares** uma da outra — cada uma é a cor que permanece depois que a outra é removida (Figura 1).

A roda de cores mostrada na ilustração pode ser usada para sugerir a faixa de comprimento de onda na qual uma substância tem absorção significativa (não necessariamente absorção máxima). Se uma substância parece azul (como no caso da solução de sulfato de cobre(II), por exemplo), é porque ela está absorvendo a luz laranja (580 nm a 620 nm). Igualmente, com base no comprimento de onda (e, portanto na cor) da luz absorvida pela substância, é possível prever a cor da substância pela cor complementar na roda das cores. Como o  $\text{MnO}_4^-$  absorve luz em 535 nm, que é a luz amarelo-esverdeada, o composto aparece violeta.

**PONTO PARA PENSAR**

Que cor tem uma substância que absorve as luzes violeta e azul?

A absorção da luz visível por substâncias pode ser usada para medir suas concentrações, usando-se um espectrômetro. Em



**FIGURA 1** Em uma roda das cores, a cor da luz absorvida é a oposta da cor percebida. Por exemplo, uma substância que absorve luz laranja parece azul ao olho.

determinado comprimento de onda, a absorbância,  $A$ , de uma solução é definida como o logaritmo comum (base 10) da razão entre a intensidade da luz incidente,  $I_0$ , e a intensidade da luz transmitida através da amostra,  $I$  (Figura 2):

$$A = \log \left( \frac{I_0}{I} \right)$$

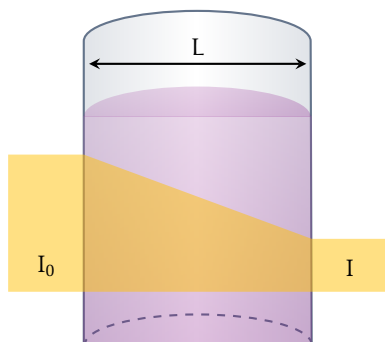
A solução é transferida para um tubo retangular transparente, chamado de *cubeta*. A absorbância é proporcional ao caminho óptico da luz na solução,  $L$ , e à concentração molar da substância,  $c$  (isto é,  $A \propto Lc$ ). O coeficiente de proporcionalidade é expresso por  $\epsilon$  e é chamado de coeficiente de absorção molar:

$$A = \epsilon Lc$$

Essa relação normalmente é escrita em termos das intensidades, inserindo-se a definição de  $A$  e extraindo-se os antilogaritmos ( $10^x$ , neste caso) de ambos os lados, como:

$$I = I_0 \times 10^{-\epsilon Lc}$$

Essa forma da relação é denominada **Lei de Beer**. Ela mostra que a intensidade transmitida cai rapidamente com o caminho óptico: se este for duplicado, tem-se uma redução de 100 vezes na intensidade transmitida. O coeficiente de absorção molar é característico do composto e o comprimento de onda é típico da luz incidente.



**FIGURA 2** Absorção da luz que passa por uma cubeta contendo uma solução aquosa.

### EXEMPLO 6 Cálculo da concentração por espectrofotometria

As concentrações das soluções do íon permanganato,  $\text{MnO}_4^-$ , que é púrpura, são frequentemente determinadas pela via espectrofotométrica. Uma célula com caminho óptico igual a 1 cm contendo uma solução de  $\text{KMnO}_4$  tem absorbância igual a 0,4 a 525 nm

O coeficiente de absorção molar do  $\text{MnO}_4^-$  a 525 nm é  $2,5 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$

Calcule a concentração de íons  $\text{MnO}_4^-$  na solução.

**Etapa 1.** Use a Lei de Beer.

De  $A = \epsilon Lc$

$$c = \frac{0,4}{\left(2,5 \frac{\text{L}}{\text{mol cm}}\right) \times (1 \text{ cm})} = \boxed{1 \text{ mol L}^{-1}}$$

*A absorbância de um composto em solução é proporcional à sua concentração molar. A lei de Beer pode ser usada para se determinar a concentração de solutos.*

## 3 As operações com soluções

As operações com misturas e soluções são amplamente utilizadas na química em várias áreas, no preparo de soluções, nas diluições e nas separações. Em todos esses casos, cálculos de balanço são utilizados para determinar as concentrações das soluções de interesse.

### 3.1 A diluição

Uma prática comum em química para economizar espaço é armazenar uma solução na forma concentrada chamada de **solução-estoque** e, então, quando necessário, **diluí-la**, isto é, reduzir a concentração até a desejada. Os químicos usam técnicas como a diluição sempre que eles precisam ter um controle muito preciso sobre as quantidades das substâncias que estão manuseando, mesmo quando elas são muito pequenas. Por exemplo, pipetar 25 mL de uma solução aquosa  $1,5 \text{ mmol L}^{-1}$  de NaOH corresponde a transferir  $37,5 \mu\text{mol}$  de NaOH, isto é, 1,5 mg do composto. É difícil medir com precisão uma massa tão pequena, mas o volume pode ser adicionado com exatidão.

Para diluir uma solução-estoque até a concentração desejada, uma pipeta é usada para transferir o volume apropriado da solução para um balão volumétrico. Então, uma quantidade suficiente de solvente é adicionada para elevar o volume da solução até o valor final.

O cálculo do volume de uma solução-estoque a diluir baseia-se em uma ideia simples: a adição de solvente a um dado volume de solução não altera o número de mols do soluto. Essa ideia pode ser escrita como um **balanço molar** para o soluto:

$$n_{\text{solute, inicial}} = n_{\text{solute, final}}$$

A quantidade de soluto pode ser escrita em termos da concentração e do volume da solução como  $n_{\text{solute}} = cV$ , assim, a equação do balanço molar pode ser reescrita como:

$$c_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = c_{\text{final}} V_{\text{final}}$$

**EXEMPLO 7** Cálculo do volume de uma solução-estoque a diluir

Deseja-se preparar 250 mL de uma solução aquosa 1,25 mmol de NaOH e usando uma solução-estoque de concentração  $0,027 \text{ mol L}^{-1}$  de NaOH.

**Calcule** o volume da solução-estoque necessário.

**Etapa 1.** Use a equação da diluição.

$$\text{De } c_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = c_{\text{final}} V_{\text{final}}$$

$$V_{\text{inicial}} = \frac{(1,25 \text{ mmol}) \times (0,25 \text{ L})}{0,027 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \boxed{11,6 \text{ mL}}$$

*Quando um volume pequeno de uma solução é diluído até um volume maior, o número total de mols de soluto na solução não muda, mas a concentração do soluto diminui.*

**3.2 A misturação e a separação**

Nos cálculos de misturas de soluções de mesmo soluto, o balanço molar pode ser usado para o cálculo da concentração da solução final.

**EXEMPLO 8** Cálculo da concentração após a mistura de soluções do mesmo soluto.

Uma solução é preparada pela mistura de 300 mL de uma solução  $1 \text{ mol L}^{-1}$  com 100 mL de uma solução  $5 \text{ mol L}^{-1}$  de NaOH.

**Calcule** a concentração da solução final.

**Etapa 1.** Calcule a quantidade de soluto em cada solução

$$\text{De } n = cV$$

$$n_1 = (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}) \times (0,3 \text{ L}) = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_2 = (5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}) \times (0,1 \text{ L}) = 0,5 \text{ mol}$$

**Etapa 2.** Escreva a expressão para o balanço molar em NaOH.

$$n_{\text{final}} = n_1 + n_2$$

logo,

$$n_{\text{final}} = 0,3 \text{ mol} + 0,5 \text{ mol} = 0,8 \text{ mol}$$

**Etapa 3.** Calcule o volume da solução final.

$$\text{De } V_{\text{final}} = V_1 + V_2$$

$$V_{\text{topo}} = 0,3 \text{ L} + 0,1 \text{ L} = 0,4 \text{ L}$$

**Etapa 4.** Calcule a concentração de soluto na solução final.

$$\text{De } c = n/V$$

$$c_{\text{final}} = \frac{0,8 \text{ mol}}{0,4 \text{ L}} = \boxed{2 \text{ mol L}^{-1}}$$

Os balanços molares também podem ser usados em cálculos de separação.

**EXEMPLO 9** Cálculo da concentração do produto de topo em uma destilação

Uma unidade de destilação foi projetada para separar 700 L de uma solução aquosa de acetona,  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ , com concentração  $5 \text{ mol L}^{-1}$ . No produto de fundo foram obtidos 300 L de uma solução de acetona com concentração  $1 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Calcule** a concentração de acetona no produto de topo.

**Etapa 1.** Calcule a quantidade de acetona no início e no produto de fundo.

$$\text{De } n = cV$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}, \text{inicial}} = (5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}) \times (700 \text{ L}) = 3,5 \text{ kmol}$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}, \text{fundo}} = (1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}) \times (300 \text{ L}) = 0,3 \text{ kmol}$$

**Etapa 2.** Escreva a expressão para o balanço molar em acetona.

$$n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}, \text{inicial}} = n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}, \text{fundo}} + n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}, \text{topo}}$$

logo,

$$n_{\text{C}_3\text{H}_6\text{O}, \text{topo}} = 3,5 \text{ kmol} - 0,3 \text{ kmol} = 3,2 \text{ kmol}$$

**Etapa 3.** Calcule o volume do produto de topo da destilação.

$$\text{De } V_{\text{inicial}} = V_{\text{fundo}} + V_{\text{topo}}$$

$$V_{\text{topo}} = 700 \text{ L} - 300 \text{ L} = 400 \text{ L}$$

**Etapa 4.** Calcule a concentração de acetona no produto de fundo.

$$\text{De } c = n/V$$

$$c_{\text{topo}} = \frac{3,2 \text{ kmol}}{400 \text{ L}} = \boxed{8 \text{ mol L}^{-1}}$$

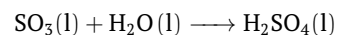
*Em um cálculo de misturação ou separação use um balanço molar para relacionar as quantidades de soluto.*

**3.3 A misturação com reação química**

A preparação de algumas soluções envolve reações químicas.

**EXEMPLO 10** Cálculo do volume de uma solução preparada com reação química

*Oleum*, ou ácido sulfúrico fumegante, é obtido através da absorção do trióxido de enxofre por ácido sulfúrico. Ao misturar oleum e água obtém-se ácido sulfúrico concentrado segundo a reação:



Deseja-se preparar 1000 kg de uma solução aquosa com 49% de ácido sulfúrico em massa a partir de uma carga de oleum, com 20% de trióxido de enxofre em massa.

**Calcule** a massa de oleum necessária para preparar a solução.



**Etapas 1.** Converta a massa final de ácido sulfúrico em quantidade usando a massa molar.

$$\text{De } n = m/M$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{final}} = \frac{490 \text{ kg}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5 \text{ kmol}$$

**Etapas 2.** Escreva a expressão para o balanço molar em S.

$$\text{De } n_{\text{S}, \text{inicial}} = n_{\text{S}, \text{final}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{inicial}} + n_{\text{SO}_3, \text{inicial}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{final}}$$

**Etapas 3.** Converta as quantidades em massa usando a massa molar.

$$\text{De } n = m/M$$

$$\frac{0,8 \times m_{\text{inicial}}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{0,2 \times m_{\text{inicial}}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5 \text{ kmol}$$

logo,

$$m_{\text{inicial}} = \frac{5 \text{ kmol}}{\frac{0,8}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} + \frac{0,2}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}} = \boxed{470 \text{ kg}}$$

*Em um cálculo de misturação com reação química, escolha um dos átomos que participa da reação para aplicar o balanço molar.*

## Problemas

### PROBLEMA 1

Considere as proposições.

- Os componentes de um composto podem ser separados uns dos outros por métodos físicos.
- A composição de uma solução pode ser variada.
- As propriedades de um composto são idênticas às dos elementos que os compõe.
- Uma solução aquosa é aquela que o solvente é a água.

**Assinale** a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

### PROBLEMA 2

Considere as proposições.

- A decantação aproveita a diferença de pontos de ebulição para separar os componentes de uma mistura.
- A destilação usa as diferenças de densidade para separar as misturas.
- Na cromatografia, os componentes são separados segundo sua capacidade de adsorção em uma superfície.

- A filtração é usada para separar substâncias quando existem diferenças de solubilidade

**Assinale** a alternativa que relaciona as proposições *corretas*.

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

### PROBLEMA 3

Uma amostra de 20 g de sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , de cana é dissolvida em água até completar 200 mL de solução.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molaridade da sacarose na solução.

- A** 0,099 mol L<sup>-1</sup>    **B** 0,13 mol L<sup>-1</sup>    **C** 0,17 mol L<sup>-1</sup>  
**D** 0,22 mol L<sup>-1</sup>    **E** 0,29 mol L<sup>-1</sup>

### PROBLEMA 4

Uma amostra de 15,5 g de sulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , é dissolvida em água até completar 350 mL de solução.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molaridade do sulfato de sódio na solução.

- A** 0,24 mol L<sup>-1</sup>    **B** 0,31 mol L<sup>-1</sup>    **C** 0,40 mol L<sup>-1</sup>  
**D** 0,53 mol L<sup>-1</sup>    **E** 0,68 mol L<sup>-1</sup>

### PROBLEMA 5

Deseja-se preparar uma solução 0,442 mol L<sup>-1</sup> de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de glicose necessária para preparar 150 mL dessa solução.

- A** 12 g    **B** 17 g    **C** 24 g    **D** 34 g    **E** 48 g

### PROBLEMA 6

Deseja-se preparar uma solução 0,125 mol L<sup>-1</sup> de ácido oxálico,  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da massa de ácido oxálico necessária para preparar 50 mL dessa solução.

- A** 0,36 g    **B** 0,45 g    **C** 0,56 g  
**D** 0,70 g    **E** 0,88 g

### PROBLEMA 7

Considere uma solução  $1,25 \times 10^{-3}$  mol L<sup>-1</sup> de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume dessa solução que contém 1,44 μmol de moléculas de glicose.

- A** 0,62 mL    **B** 0,75 mL    **C** 0,91 mL  
**D** 1,1 mL    **E** 1,3 mL

**PROBLEMA 8**

Considere uma solução  $0,358 \text{ mol L}^{-1}$  de HCl.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume dessa solução que contém  $2,55 \text{ mmol}$  de moléculas de glicose.

- A** 3,8 mL      **B** 5,2 mL      **C** 7,1 mL  
**D** 9,7 mL      **E** 13 mL

**PROBLEMA 9**

Uma solução foi preparada pela dissolução de  $4,11 \text{ g}$  de cloreto de zinco,  $\text{ZnCl}_2$ , em  $150 \text{ g}$  de água.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molalidade do cloreto de zinco na solução.

- A**  $0,15 \text{ mol kg}^{-1}$       **B**  $0,20 \text{ mol kg}^{-1}$       **C**  $0,27 \text{ mol kg}^{-1}$   
**D**  $0,36 \text{ mol kg}^{-1}$       **E**  $0,48 \text{ mol kg}^{-1}$

**PROBLEMA 10**

Uma solução foi preparada pela dissolução de  $7,36 \text{ g}$  de clorato de potássio,  $\text{KClO}_3$ , em  $200 \text{ g}$  de água.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molalidade do clorato de potássio na solução.

- A**  $0,10 \text{ mol kg}^{-1}$       **B**  $0,14 \text{ mol kg}^{-1}$       **C**  $0,18 \text{ mol kg}^{-1}$   
**D**  $0,23 \text{ mol kg}^{-1}$       **E**  $0,30 \text{ mol kg}^{-1}$

**PROBLEMA 11**

Uma solução foi preparada pela dissolução de tolueno,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$ , em benzeno,  $\text{C}_6\text{H}_6$ . A fração molar do tolueno é  $0,15$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molalidade do tolueno na solução.

- A**  $1,8 \text{ mol kg}^{-1}$       **B**  $2,3 \text{ mol kg}^{-1}$       **C**  $2,9 \text{ mol kg}^{-1}$   
**D**  $3,7 \text{ mol kg}^{-1}$       **E**  $4,7 \text{ mol kg}^{-1}$

**PROBLEMA 12**

Uma solução foi preparada pela dissolução de metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , em água. A fração molar do metanol é  $0,25$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molalidade do tolueno na solução.

- A**  $8,5 \text{ mol kg}^{-1}$       **B**  $12 \text{ mol kg}^{-1}$       **C**  $18 \text{ mol kg}^{-1}$   
**D**  $26 \text{ mol kg}^{-1}$       **E**  $38 \text{ mol kg}^{-1}$

**PROBLEMA 13**

O ácido de bateria é uma solução aquosa  $4,27 \text{ mol L}^{-1}$  em ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , e densidade  $1,25 \text{ g cm}^{-3}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molalidade do ácido sulfúrico na solução.

- A**  $1,6 \text{ mol kg}^{-1}$       **B**  $2,1 \text{ mol kg}^{-1}$       **C**  $2,8 \text{ mol kg}^{-1}$   
**D**  $3,8 \text{ mol kg}^{-1}$       **E**  $5,1 \text{ mol kg}^{-1}$

**PROBLEMA 14**

Uma solução aquosa de nitrato de zinco,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ , tem molalidade  $0,643 \text{ mol L}^{-1}$  e molalidade  $0,653 \text{ mol kg}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da densidade da solução.

- A**  $0,52 \text{ kg L}^{-1}$       **B**  $0,62 \text{ kg L}^{-1}$       **C**  $0,75 \text{ kg L}^{-1}$   
**D**  $0,91 \text{ kg L}^{-1}$       **E**  $1,1 \text{ kg L}^{-1}$

**PROBLEMA 15**

O inseticida DDT,  $\text{C}_{14}\text{H}_9\text{Cl}_5$ , facilmente transportado pelo ar e pela chuva, pode contaminar lagos e rios. Um lago está contaminado com  $0,1 \text{ ppm(m/m)}$  de DDT.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molaridade do DDT no lago.

- A**  $1,1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$       **B**  $2,8 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$   
**C**  $7,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$       **D**  $1,8 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$   
**E**  $4,4 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$

**PROBLEMA 16**

Um efluente industrial está contaminado com  $5 \text{ ppb(m/m)}$  de mercúrio.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molaridade do mercúrio no efluente.

- A**  $3,4 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$       **B**  $9,2 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$   
**C**  $2,5 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$       **D**  $6,8 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$   
**E**  $1,9 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

**PROBLEMA 17**

Uma solução aquosa  $0,0155 \text{ mol L}^{-1}$  de HCl deve ser usada para preparar  $100 \text{ mL}$  de uma solução  $5,23 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$  de HCl.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume da solução original que deve ser usado para preparar a solução desejada.

- A**  $2,6 \text{ mL}$       **B**  $3,4 \text{ mL}$       **C**  $4,4 \text{ mL}$   
**D**  $5,8 \text{ mL}$       **E**  $7,6 \text{ mL}$

**PROBLEMA 18**

Uma solução aquosa  $0,152 \text{ mol L}^{-1}$  de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , deve ser usada para preparar  $25 \text{ mL}$  de uma solução  $1,59 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume da solução original que deve ser usado para preparar a solução desejada.

- A**  $0,96 \mu\text{L}$       **B**  $1,2 \mu\text{L}$       **C**  $1,6 \mu\text{L}$   
**D**  $2,0 \mu\text{L}$       **E**  $2,6 \mu\text{L}$

## PROBLEMA 19

Para preparar uma solução de um fertilizante, um florista diluiu 1 L de nitrato de amônio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$  com 3 L de água. Depois, o florista regou cada planta com 100 mL da solução diluída.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da quantidade de nitrogênio que cada planta recebeu.

- |   |   |
|---|---|
| <b>A</b> $3,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$ | <b>B</b> $6,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$ |
| <b>C</b> $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ | <b>D</b> $1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$ |
| <b>E</b> $2,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$ |   |

## PROBLEMA 20

Para preparar uma solução nutriente, uma enfermeira diluiu 1 L de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $0,3 \text{ mol L}^{-1}$  com 4 L de água. Depois, ela coloca 100 mL da solução diluída em uma bolsa para administração intravenosa.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do número de átomos de carbono contidos na bolsa.

- |   |   |
|---|---|
| <b>A</b> $2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$ | <b>B</b> $3,6 \times 10^{-2} \text{ mol}$ |
| <b>C</b> $5,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$ | <b>D</b> $8,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ |
| <b>E</b> $1,2 \times 10^{-1} \text{ mol}$ |   |

## PROBLEMA 21

Um experimento necessita de 60 mL de uma solução aquosa  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$  de NaOH. O técnico do laboratório só encontrou um frasco contendo uma solução  $2,5 \text{ mol L}^{-1}$  de NaOH.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume da solução original que deve ser usado para preparar a solução desejada.

- |                 |                |                |
|-----------------|----------------|----------------|
| <b>A</b> 8,5 mL | <b>B</b> 12 mL | <b>C</b> 17 mL |
| <b>D</b> 24 mL  | <b>E</b> 34 mL |                |

## PROBLEMA 22

Uma solução aquosa  $0,778 \text{ mol L}^{-1}$  em  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  deve ser diluída até 150 mL com água para reduzir sua concentração a  $0,0234 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume da solução original que deve ser usado para preparar a solução desejada.

- |                 |                 |                 |
|-----------------|-----------------|-----------------|
| <b>A</b> 2,5 mL | <b>B</b> 3,4 mL | <b>C</b> 4,5 mL |
| <b>D</b> 6,0 mL | <b>E</b> 8,0 mL |                 |

## PROBLEMA 23

Uma solução de amônia,  $\text{NH}_3$ , adquirida para um almoxarifado tem a molaridade de  $15 \text{ mol L}^{-1}$ . Um experimento tem de usar 8,1 L de amônia  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do volume da solução original que deve ser usado para preparar a solução desejada.

- |                 |                 |                 |
|-----------------|-----------------|-----------------|
| <b>A</b> 1,4 mL | <b>B</b> 1,9 mL | <b>C</b> 2,5 mL |
| <b>D</b> 3,4 mL | <b>E</b> 4,5 mL |                 |

## PROBLEMA 24

Uma amostra de 25 mL de uma solução aquosa  $0,366 \text{ mol L}^{-1}$  de HCl é retirada de uma garrafa de reagente com uma pipeta. A amostra é transferida para um balão volumétrico de 125 mL e diluída com água até a marca.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molaridade de ácido clorídrico na solução diluída.

- |                                     |                                     |                                     |
|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|
| <b>A</b> $0,036 \text{ mol L}^{-1}$ | <b>B</b> $0,051 \text{ mol L}^{-1}$ | <b>C</b> $0,073 \text{ mol L}^{-1}$ |
| <b>D</b> $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  | <b>E</b> $0,15 \text{ mol L}^{-1}$  |                                     |

## PROBLEMA 25

O teor de ferro presente no plasma sanguíneo pode ser medido reduzindo o elemento  $\text{Fe}^{2+}$  e induzindo sua reação com a ferrozina, para formar  $[\text{Fe}(\text{ferrozina})_3]^{4-}$ , um complexo púrpura com absorvância máxima de 562 nm. O coeficiente de absorção molar do complexo a 562 nm é  $2,79 \times 10^4 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ . Uma solução do íon complexo tem absorvância de 0,703 em 562 nm em uma cubeta com caminho óptico igual a 2 cm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima da molaridade  $[\text{Fe}(\text{ferrozina})_3]^{4-}$ .

- |  |  |
|--|--|
| <b>A</b> $6,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$ | <b>B</b> $1,3 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ |
| <b>C</b> $2,8 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ | <b>D</b> $6,2 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ |
| <b>E</b> $1,3 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ |  |

## PROBLEMA 26

Uma solução  $4,15 \mu\text{mol L}^{-1}$  de oxihemoglobina humana colocada em uma cubeta com caminho óptico igual a 1 cm tem absorvância igual a 0,531 a 415 nm.

**Assinale** a alternativa que mais se aproxima do coeficiente de absorção molar da oxihemoglobina humana.

- |   |   |
|---|---|
| <b>A</b> $5,3 \times 10^3 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ | <b>B</b> $1,2 \times 10^4 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ |
| <b>C</b> $2,6 \times 10^4 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ | <b>D</b> $5,8 \times 10^4 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ |
| <b>E</b> $1,3 \times 10^5 \text{ L mol}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ |   |

## Problemas cumulativos

## PROBLEMA 27

Considere as misturas: óleo e vinagre; giz e sal de cozinha; água salgada.

- Classifique** as misturas como homogênea ou heterogênea.
- Proponha** uma técnica para separar cada mistura em seus componentes.

## PROBLEMA 28

Considere as misturas: suco de limão; água e óleo; sal e pimenta em pó.

- Classifique** as misturas como homogênea ou heterogênea.
- Proponha** uma técnica para separar cada mistura em seus componentes.



**PROBLEMA 29**

Quando uma amostra de 2 g de minério de ferro é tratada com 50 mL de ácido clorídrico, o ferro se dissolve no ácido para formar uma solução de  $\text{FeCl}_3$ . A solução de  $\text{FeCl}_3$  foi diluída até 100 mL e a concentração de íons  $\text{Fe}^{3+}$ , determinada por espectrofotometria, foi  $0,145 \text{ mol L}^{-1}$ .

**Determine** a fração mássica de ferro no minério.

**PROBLEMA 30**

Os adeptos do ramo da medicina alternativa conhecida como homeopatia afirmam que soluções muito diluídas de certas substâncias têm efeito terapêutico. Para explorar essa questão, suponha que você preparou uma solução supostamente ativa, X, com concentração molar de  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ . Dilua 10 mL dessa solução dobrando o volume, dobrando novamente, e assim por diante, 90 vezes.

- Determine** quantas moléculas de X estarão presentes em 10 mL da solução final.
- Determine** o número de diluições sucessivas, por 10 vezes, da solução original que seriam necessárias para que restasse menos de uma molécula de X na solução original.

**PROBLEMA 31**

O ácido clorídrico concentrado contém 37,5% de HCl em massa e tem densidade de  $1,2 \text{ g cm}^{-3}$ . Deseja-se preparar 10 L uma solução  $0,74 \text{ mol L}^{-1}$  de HCl.

**Determine** o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar a solução desejada.

**PROBLEMA 32**

Deseja-se preparar 500 mL de uma solução aquosa  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  de nitrato de prata,  $\text{AgNO}_3$ . Para isso, dispõe-se de uma solução  $0,3 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{AgNO}_3$  e uma solução  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{AgNO}_3$ .

**Determine** o volume das soluções-estoque de  $\text{AgNO}_3$  necessários para preparar a solução desejada.

**PROBLEMA 33**

Uma solução foi preparada pela dissolução de 0,5 g de KCl, 0,5 g de  $\text{K}_2\text{S}$  e 0,5 g de  $\text{K}_3\text{PO}_4$  em 500 mL de água.

- Determine** a concentração de íons sulfeto na solução.
- Determine** a concentração de íons potássio na solução.

**PROBLEMA 34**

Em medicina, às vezes é necessário preparar soluções com uma dada concentração de um determinado íon. Um técnico de laboratório preparou 100 mL de uma solução que contém 0,5 g de NaCl e 0,3 g de KCl, bem como glicose e outros açúcares.

**Determine** a concentração de cloreto na solução.

**PROBLEMA 35**

Para preparar uma solução muito diluída, é aconselhável executar uma série de diluições a partir de uma solução preparar de um reagente, em vez de pesar uma massa muito pequena ou medir um volume muito pequeno da solução-estoque. Uma solução foi preparada por transferência de 0,661 g de dicromato de potássio,

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , para um balão volumétrico de 250 mL e diluição com água até a marca. Uma amostra de 1 mL dessa solução foi transferida para um balão volumétrico de 500 mL e diluída novamente com água até a marca. Depois, 10 mL dessa última solução foram transferidos para um balão de 250 mL e diluídos com água até a marca.

- Determine** a molaridade de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  na solução final.
- Determine** a massa de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  que deveria ser medida para preparar a solução final diretamente.

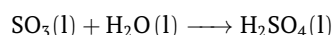
**PROBLEMA 36**

Um químico dissolveu 0,033 g de sulfato de cobre penta-hidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ , em água e diluiu a solução até a marca em um balão volumétrico de 250 mL. Uma amostra de 2 mL dessa solução foi transferida para outro balão volumétrico de 250 mL e diluída.

- Determine** a molaridade de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  na solução final.
- Determine** a massa de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  que deveria ser medida para preparar a solução final diretamente.

**PROBLEMA 37**

*Oleum*, ou ácido sulfúrico fumegante, é obtido através da absorção do trióxido de enxofre por ácido sulfúrico. Ao misturar oleum e água obtém-se ácido sulfúrico concentrado segundo a reação:

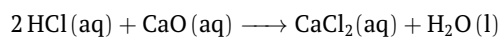


Deseja-se preparar uma solução aquosa com 95% de ácido sulfúrico em massa a partir de uma carga de 1 ton de oleum, com 20% de trióxido de enxofre em massa.

**Determine** a massa de água que deve ser adicionada à carga de oleum para preparar a solução.

**PROBLEMA 38**

Uma planta industrial descarrega  $3,5 \text{ m}^3 \text{ s}^{-1}$  de água contendo 65 ppm de HCl em um rio cuja vazão é  $50 \text{ m}^3 \text{ s}^{-1}$  e contém 10,2 ppm de  $\text{Ca}^{2+}$ . Para que outra indústria utilize a água do rio, essa deve ser neutralizada com óxido de cálcio, que reage com o ácido clorídrico formando cloreto de cálcio conforme a reação:



A segunda indústria utiliza  $18 \text{ m}^3 \text{ s}^{-1}$  de água e retorna 90% ao rio.

- Determine** a concentração de cloreto na água do rio após a descarga da primeira indústria.
- Determine** a concentração de  $\text{Ca}^{2+}$  na água do rio após a descarga da segunda indústria.

**PROBLEMA 39**

Uma coluna de destilação contínua é usada para separar  $800 \text{ kg h}^{-1}$  de uma mistura ternária dos compostos A, B e C com 40%, 10% e 50% em massa, respectivamente. O produto de topo deve apresentar 66% de A em massa e o de fundo é constituído apenas pelo componente C.

**Determine** fração mássica de B no produto de topo.

## PROBLEMA 40

Uma corrente líquida de vazão  $20 \text{ kg h}^{-1}$  e composição percentual mássica de 60% de óleo e 40% de água é continuamente separada em duas correntes, uma com 95,4% e outra com 1% de óleo.

**Determine** vazão mássica da corrente com menor concentração de óleo.

## PROBLEMA 41

Um dos efluentes do processo de hidrotratamento de gás combustível é água contendo 3% de  $\text{H}_2\text{S}$  e 1%  $\text{NH}_3$  em base molar, denominada água ácida. Para possibilitar a remoção de  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{NH}_3$ , duas colunas de destilação são empregadas.

São recuperados no topo da primeira coluna 95% do  $\text{H}_2\text{S}$  e 0,5% do  $\text{NH}_3$  que entram. Na segunda coluna, 99,5% do  $\text{H}_2\text{S}$  e do  $\text{NH}_3$  são recuperados no topo. Não há recuperação de água no topo das colunas.

**Determine** fração molar de  $\text{H}_2\text{S}$  que sai junto à água na corrente de fundo da segunda coluna de destilação.

## PROBLEMA 42

Uma unidade industrial produz uma corrente aquosa de vazão  $10 \text{ kg h}^{-1}$  contendo um sal de baixa solubilidade em água. Visando a recuperar o sal, inicialmente empregou-se um processo de filtração. A corrente de filtrado obtida apresentou apenas água e vazão de  $6 \text{ kg h}^{-1}$ . A corrente de concentrado foi encaminhada a uma etapa de evaporação, ao final da qual se obteve uma corrente contendo apenas vapor d'água com vazão de  $1 \text{ kg h}^{-1}$  e outra contendo apenas o sal.

**Determine** a fração mássica de sal na corrente inicial.

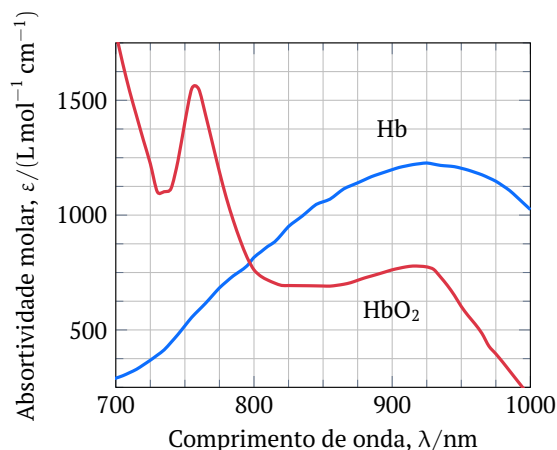
## PROBLEMA 43

O *colorímetro de Duboscq* consiste em uma célula de caminho óptico fixo e uma célula de caminho óptico variável. O comprimento dessa célula é ajustado até que a transmissão das células seja a mesma. Uma solução de concentração  $24 \mu\text{g L}^{-1}$  de certa substância é adicionada à célula fixa de comprimento 4 cm. Uma solução do mesmo soluto de concentração desconhecida é adicionada à célula de concentração variável e seu comprimento é ajustado para 3 cm.

**Determine** a molaridade da segunda solução.

## PROBLEMA 44

A saturação de oxigênio, definida como a razão entre a concentração de oxi-hemoglobina e a concentração total de hemoglobina no sangue, pode ser determinada por espectroscopia de absorção. Uma amostra de sangue é coletada e colocada em uma célula com 10 mm de caminho óptico.



A solução transmite 10% da luz incidente de comprimento de onda 750 nm e 30% da luz incidente de comprimento de onda 850 nm.

- Determine** concentração de oxi-hemoglobina e desoxi-hemoglobina no sangue.
- Determine** a saturação de oxigênio na amostra de sangue.

## Gabarito

## Problemas

- |       |       |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| 1. C  | 2. C  | 3. E  | 4. B  | 5. A  | 6. C  |
| 7. D  | 8. C  | 9. B  | 10. E | 11. B | 12. C |
| 13. E | 14. E | 15. B | 16. C | 17. B | 18. E |
| 19. C | 20. B | 21. B | 22. C | 23. E | 24. C |
| 25. B | 26. E |       |       |       |       |

## Problemas cumulativos

- Heterogênea; heterogênea; homogênea.
  - Decantação; dissolução seguida de filtração; destilação.
- Homogênea; heterogênea; heterogênea.
  - Destilação; decantação; dissolução seguida de filtração.
- 40%
- Não resta nenhuma molécula de X.
  - Após 20 diluições resta menos de uma molécula.
- 600 mL
- 100 mL da solução  $0,3 \text{ mol L}^{-1}$  e 400 mL da solução  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ .
- $9,1 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$
  - $4,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
- $0,13 \text{ mol L}^{-1}$
- $7,2 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
  - $5,3 \times 10^{-5} \text{ g}$
- $4,2 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
  - $2,6 \times 10^{-4} \text{ g}$
- 100 kg
- 4,25 ppm
  - 10,3 ppm
- 16%
- $7,5 \text{ kg h}^{-1}$

41.  $7,8 \times 10^{-6}$
42. 70%
43.  $16 \mu\text{g L}^{-1}$
44. a.  $7 \text{ mmol L}^{-1}$  e  $0,4 \text{ mmol L}^{-1}$   
b. 95%