

# Misturas e soluções

Gabriel Braun



<b>2D.1 As misturas e as soluções</b>	<b>1</b>
2D.1a As misturas homogêneas e heterogêneas	1
2D.1b A separação de misturas	1
2D.1c Os colóides	2
<b>2D.2 A composição das soluções</b>	<b>3</b>
2D.2a A fração mássica e a fração molar	3
2D.2b A molaridade	3
2D.2c A molalidade	4
2D.2d A cor das soluções	5
<b>2D.3 As operações com soluções</b>	<b>6</b>
2D.3a A diluição	6
2D.3b A misturação e a separação	6
2D.3c A misturação com reação química	7

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 são 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*, por exemplo, a gordura e a sujeira depositadas sobre os tecidos são dissolvidas em um solvente líquido não aquoso, como o tetracloreto,  $C_2Cl_4$ .

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

## 2D.1 As misturas e as 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.

### 2D.1a As misturas homogêneas e heterogêneas

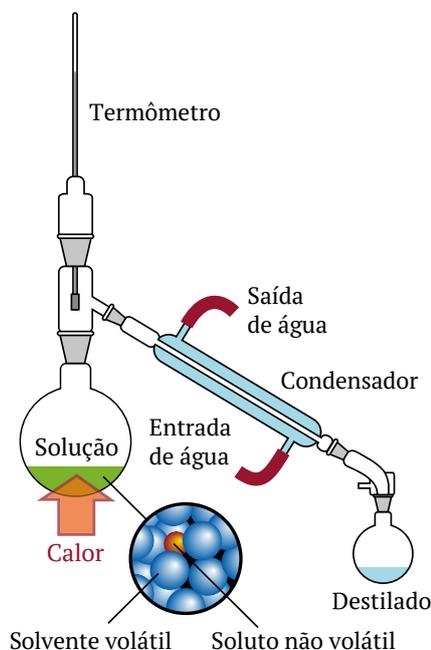
Um composto tem composição fixa, porém as misturas podem ter qualquer composição desejada. Existem sempre dois átomos de H para cada átomo de O em uma amostra de água, mas açúcar e areia, por exemplo, podem ser misturados em diferentes proporções. Como os componentes de uma mistura são meramente mesclados,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

- Em uma **misturas heterogênea**, 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.
- Em uma **mistura homogênea**, as substâncias componentes estão tão bem dispersas que a composição é a mesma em toda a amostra, independentemente do seu tamanho.

Uma **solução** é uma mistura homogênea com 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).

### 2D.1b A separação de misturas

O petróleo bruto é uma mistura de muitos compostos, que precisam ser separados nos componentes de combustíveis e em substâncias usadas como matéria-prima na indústria química. 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.



**FIG. 2D.1** A técnica de destilação é usada para separar um líquido de baixo ponto de ebulição de um sólido dissolvido ou de um líquido com ponto de ebulição muito mais alto. Quando a solução é aquecida, o líquido de baixo ponto de ebulição ferve, condensa-se no tubo resfriado com água (o condensador) e é coletado como destilado

### As separações por criação de fase

Os métodos mais comuns de separação de misturas aproveitam as diferenças nas propriedades físicas das substâncias para separá-las. A criação de uma nova fase pode ser feita por adição ou remoção de calor. Essa nova fase terá uma composição diferente da mistura original.

- 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 °C. O sal permanece sólido quando a água evapora.
- A **crystalização** 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.

### As separações por adição de fase

Os componentes de uma mistura podem ser separados explorando a diferença de afinidade que eles apresentam com um agente externo. Esse agente pode ser um solvente, ou uma superfície capaz de adsorver os componentes da mistura. A diferença na interação com a fase adicionada permite que as diferentes substâncias da mistura sejam separadas

- A **extração** usa um líquido com capacidade de *retirar* um componente de uma mistura. Por exemplo, quando água contaminada com bromo é agitada com clorofórmio e o conjunto é deixado em repouso, formam-se duas camadas líquidas: a inferior contém bromo dissolvido em clorofórmio e a superior contém água praticamente sem bromo. Dizemos então que o clorofórmio *extrai* o bromo da água.
- A  **cromatografia**, uma das técnicas mais sensíveis de separação de misturas, usa a capacidade diferente das substâncias de adsorver-se, ou *grudar-se*, nas superfícies.

### As separações mecânicas

As técnicas mecânicas de separação de misturas se baseiam nas diferenças de propriedades mecânicas dos seus componentes, como tamanho e densidade. Esses métodos aproveitam as diferenças na forma como os componentes se comportam em relação a essas propriedades para separá-los.

- 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.

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

TAB. 2D.1 Classificação dos coloides

Dispersante	Disperso	Nome técnico	Exemplos
gás	sólido	aerossol	fumaça
gás	líquido	aerossol	névoa, nevoeiro
líquido	sólido	sol ou gel	tinta
líquido	líquido	emulsão	leite, maionese
líquido	gás	espuma	espuma antifogo
sólido	sólido	sol sólido	vidro de rubi
sólido	líquido	emulsão sólida	sorvetes
sólido	gás	espuma sólida	espuma isolante

### 2D.1c Os coloides

Um **colóide** é uma dispersão de partículas pequenas (de 1 mm a 1 um de diâmetro) em um solvente. As partículas coloidais são muito maiores do que a maior parte das moléculas, mas são muito pequenas para serem vistas nos microscópios ópticos. Como resultado, as propriedades dos coloides estão entre as das soluções e as das misturas heterogêneas. As partículas pequenas dão ao colóide um aspecto homogêneo, mas são grandes o suficiente para espalhar a luz. O espalhamento de luz explica por que o leite é branco e não transparente, e por que a luz das lanternas e os feixes de laser são mais visíveis nos nevoeiros, na fumaça e nas nuvens do que em ar claro e seco. O espalhamento da luz por coloides é conhecido como **efeito Tyndall**. Muitos alimentos são coloides, como também o são as partículas de poeira, a fumaça e os fluidos de células vivas.

#### A classificação dos coloides

Os coloides são classificados de acordo com as fases de seus componentes (Tab. 2D.1).

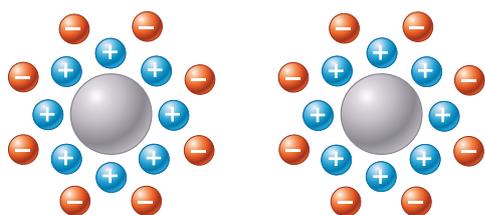
- Um **sol** é uma dispersão de um sólido num líquido (por exemplo, de aglomerados de átomos de ouro em água) ou de um sólido num sólido (por exemplo, o vidro rubi, que é um sol de ouro no vidro, e cuja cor é fruto do espalhamento da luz).
- Um **aerossol** é uma dispersão de um líquido num gás (como muitos sprays) ou de um sólido num gás (por exemplo, fumaça). Nesses casos as partículas são frequentemente suficientemente grandes para serem vistas com um microscópio.
- Uma **emulsão** é uma dispersão de um líquido num líquido (por exemplo, o leite). Uma **espuma** é uma suspensão de um gás em um líquido ou em um sólido.

#### Os coloides liofílicos e liofóbicos

Os coloides em água podem ser classificados como hidrofílicos ou hidrofóbicos, dependendo da força das interações entre a substância em suspensão e a água. Suspensões de gordura em água (como o leite) e água em gordura (como a maionese e as loções hidratantes) são coloides hidrofóbicos porque as moléculas de gordura têm pouca atração pelas moléculas de água. Os géis e mingaus são exemplos de coloides hidrofílicos. As macromoléculas de proteínas nas gelatinas e de amido nos mingaus têm muitos grupos hidrofílicos que atraem água. As moléculas gigantes de proteínas

das gelatinas se estendem em água quente, e seus numerosos grupos polares formam ligações hidrogênio com a água. Quando a mistura esfria, as cadeias de proteína se enrolam novamente, porém, agora, elas se enroscam para formar uma rede tridimensional que acomoda muitas moléculas de água, bem como moléculas de açúcar, corantes e condimentos. O resultado é um gel, uma rede aberta de cadeias proteicas que mantém a água em uma estrutura sólida flexível.

Muitos precipitados, como o  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , formam inicialmente suspensões coloidais. As pequenas partículas não precipitam devido ao **movimento browniano**, o movimento que as partículas adquirem ao serem continuamente bombardeadas por moléculas de solvente. O sol é ainda estabilizado pela adsorção de íons na superfície das partículas. Os íons atraem uma camada de moléculas de água que impede que as partículas se aglutinem.



**FIG. 2D.2** Uma representação de duas partículas coloidais. Cada partícula central está rodeada por uma camada de íons positivos, com íons negativos na camada externa. Assim, embora as partículas sejam eletricamente neutras, elas ainda se repelem por conta da sua camada externa negativa.

*Os coloides são suspensões de partículas geralmente muito pequenas para serem vistas em um microscópio, mas suficientemente grandes para espalhar a luz.*

## 2D.2 A composição das soluções

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

- A fração mássica, denotada por  $f_A$ .
- A fração molar, denotada por  $x_A$ .
- A concentração molar, normalmente chamada de molaridade, representada por  $c_A$  ou  $[A]$ .
- A concentração molal, normalmente chamada de molalidade, denotada por  $w_A$ .

### 2D.2a A fração mássica e a fração molar

Uma das maneiras de expressar a composição de uma mistura é como a **fração mássica** 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.

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 1 mg de um agente poluente em uma solução composta por 1 kg de água, a propriedade seria expressa como 1 ppm, já que existe  $1 \times 10^{-6} \text{ g} = 1 \text{ ug}$  de agente para cada 1 g de água. Como a densidade da água é  $1 \text{ kg L}^{-1}$ ,

$$\text{Soluções aquosas diluídas: } 1 \text{ ppm} = 1 \frac{\text{mg}}{\text{kg}} = 1 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \quad (2D.1)$$

### ATENÇÃO

Quando a concentração é expressa em ppm, é importante indicar as unidades usadas no cálculo:

- A concentração expressa em partes por milhão em massa é representada apenas como ppm ou  $\text{ppm}(m/m)$ .
- A concentração expressa em partes por milhão em volume é representada por  $\text{ppm}_V$  ou  $\text{ppm}(V/V)$ .

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:

$$x_A = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{total}}} = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots} \quad (2D.2)$$

A fração molar é importante porque se refere ao número relativo de moléculas de soluto e de solvente.

*A fração molar de um soluto é a quantidade de soluto dividida pela quantidade total de espécies na solução.*

### 2D.2b A molaridade

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 presente em um dado volume da solução:

$$c_j = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{n_A}{V} \quad (2D.3)$$

### UNIDADES

A molaridade é expressa em mols por litro ( $\text{mol L}^{-1}$ ), também representado por:

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

O símbolo M é lido como *molar*.

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.

#### EX. 2D.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) penta-hidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ .

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

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

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

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

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

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

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

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

**EX. 2D.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.

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

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

A molaridade de um soluto em uma solução é a quantidade de soluto dividida pelo volume da solução em litros.

## 2D.2c A molalidade

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):

$$w_j = \frac{n_{\text{solutivo}}}{m_{\text{solvente}}} = \frac{n_A}{m} \quad (2D.4)$$

Assim como a fração molar, a molalidade se refere à quantidade relativa de moléculas de soluto e de solvente.

### UNIDADES

A molalidade é expressa em mols por quilograma ( $\text{mol kg}^{-1}$ ), também representado por:

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

O símbolo  $m$  é lido como *molal*.

Observe a ênfase no *solvente* na definição de molalidade, e na *solução* na definição de molaridade. A fração molar e a molalidade são independentes da temperatura. A molaridade, por outro lado, depende do volume da solução, que pode mudar em função da temperatura.

**EX. 2D.3** Cálculo da molalidade a partir da fração molar

Considere uma solução de benzeno,  $\text{C}_6\text{H}_6$ , em tolueno,  $\text{C}_7\text{H}_8$ , 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.

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

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

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

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

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

É necessário conhecer a densidade da solução para converter molaridade em molalidade.

**EX. 2D.4** Cálculo da molalidade a partir da molaridade

Considere uma solução aquosa de sacarose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , 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. Converta a quantidade de sacarose em massa usando sua massa molar.

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

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

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

$$\text{De } d = m/V,$$

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

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

$$\text{De } m = m_{\text{solvente}} + m_{\text{solutivo}},$$

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

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

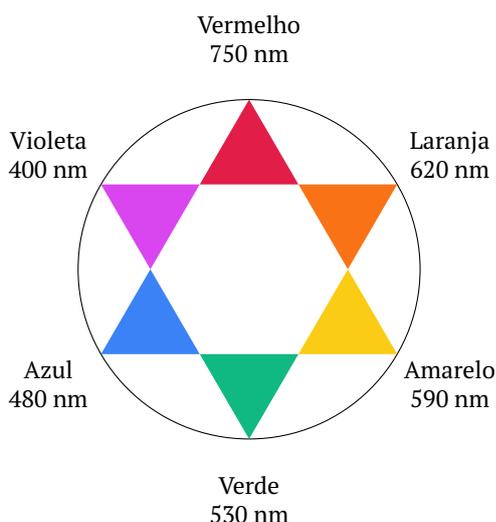
$$\text{De } w = n_{\text{solutivo}}/m_{\text{solvente}},$$

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

A molaridade de um soluto em uma solução é a quantidade de soluto dividida pela massa do solvente usado para preparar a solução.

## 2D.2d 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 (Fig. 2D.3).



**FIG. 2D.3** 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.

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.

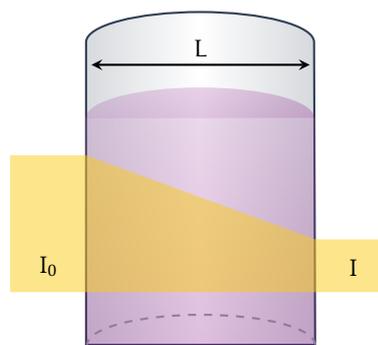
### PONTO PARA PENSAR

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 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,  $I$  (Fig. 2D.4):

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

A solução é transferida para um tubo retangular transparente, chamado de *cupeta*. A absorbância é proporcional ao caminho



**FIG. 2D.4** Absorção da luz que passa por uma cupeta contendo uma solução aquosa.

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  $A$ :

$$\text{Lei de Beer-Lambert: } I = I_0 \times 10^{-\epsilon Lc} \quad (2D.5)$$

Essa forma da relação é denominada **Lei de Beer**. O coeficiente de absorção molar,  $\epsilon$ , é uma característica do composto para um valor específico de comprimento de onda da luz incidente.

### O QUE ESTA EQUAÇÃO REVELA?

- A intensidade transmitida cai rapidamente com o caminho óptico: se este for duplicado, tem-se uma redução de 100 vezes na intensidade transmitida.

### EX. 2D.5 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  $A = \epsilon Lc$ ,

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

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.

## 2D.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.

### 2D.3a 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  $37,5 \text{ umol}$  de NaOH, isto é,  $1,5 \text{ mg}$  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:

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

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

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

#### EX. 2D.6 Cálculo do volume de uma solução-estoque a diluir

Deseja-se preparar 250 mL de uma solução aquosa  $1,25 \text{ mmol}$  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.

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

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

*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.*

### 2D.3b 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.

#### EX. 2D.7 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

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

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

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

**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.

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

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

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

#### EX. 2D.8 Cálculo da concentração do produto de topo em uma separação

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.

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

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

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

**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.

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

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

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

**Etapa 3.** Converta a quantidade final de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  em massa usando a massa molar.

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

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4,\text{final}} = (10,7 \text{ kmol}) \times (98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 1045 \text{ kg}$$

**Etapa 4.** Calcule a massa total da solução final.

$$m_{\text{final}} = \frac{1045 \text{ kg}}{0,95} = 1100 \text{ kg}$$

**Etapa 5.** Calcule a quantidade de água necessária. A diferença de massa entre a solução final e a solução inicial é devido à massa de água adicionada.

$$m_{\text{H}_2\text{O},\text{add}} = 1100 \text{ kg} - 1000 \text{ kg} = 100 \text{ kg}$$

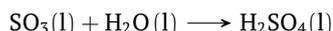
Em um cálculo de misturação com reação química, escolha um dos átomos que participa da reação para aplicar o balanço molar.

### 2D.3c A misturação com reação química

A preparação de algumas soluções envolve reações químicas.

#### EX. 2D.9 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 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.

**Etapa 1.** Converta as massas iniciais em quantidade usando a massa molar.

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

$$n_{\text{SO}_3,\text{inicial}} = \frac{200 \text{ kg}}{80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,5 \text{ kmol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4,\text{inicial}} = \frac{800 \text{ kg}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 8,2 \text{ kmol}$$

**Etapa 2.** Escreva a expressão para o balanço em S. Calcule a quantidade final de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

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

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

logo,

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4,\text{final}} = 2,5 \text{ kmol} + 8,2 \text{ kmol} = 10,7 \text{ kmol}$$

## Nível I

**2D.01** 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

**2D.02** 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

**2D.03** Considere as misturas: óleo e vinagre; giz e sal de cozinha; água salgada.

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

**2D.04** Considere as misturas: suco de limão; água e óleo; sal e pimenta em pó.

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

**2D.05** Uma amostra de 20 g de sacarose,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , 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** 0,22 mol L<sup>-1</sup>    **B** 0,29 mol L<sup>-1</sup>    **C** 0,38 mol L<sup>-1</sup>  
**D** 0,5 mol L<sup>-1</sup>    **E** 0,65 mol L<sup>-1</sup>

**2D.06** Uma amostra de 15,5 g de sulfato de sódio,  $Na_2SO_4$ , 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** 0,4 mol L<sup>-1</sup>  
**D** 0,53 mol L<sup>-1</sup>    **E** 0,68 mol L<sup>-1</sup>

**2D.07** Deseja-se preparar 150 mL de uma solução 0,442 mol L<sup>-1</sup> de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ .

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

- A** 4,2 g    **B** 6 g    **C** 8,5 g    **D** 12 g    **E** 17 g

**2D.08** Deseja-se preparar 50 mL de uma solução 0,125 mol L<sup>-1</sup> de ácido oxálico,  $C_2H_2O_4$ .

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

- A** 0,23 g    **B** 0,29 g    **C** 0,36 g    **D** 0,45 g    **E** 0,56 g

**2D.09** Considere uma solução  $1,25 \times 10^{-3}$  mol L<sup>-1</sup> de glicose,  $C_6H_{12}O_6$ .

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

- A** 0,52 mL    **B** 0,62 mL    **C** 0,75 mL  
**D** 0,91 mL    **E** 1,1 mL

**2D.10** Considere uma solução 0,358 mol L<sup>-1</sup> de glicose.

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

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

**2D.11** Uma solução foi preparada pela dissolução de 4,11 g de cloreto de zinco,  $ZnCl_2$ , em 150 g de água.

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

- A** 0,2 mol kg<sup>-1</sup>    **B** 0,27 mol kg<sup>-1</sup>    **C** 0,36 mol kg<sup>-1</sup>  
**D** 0,48 mol kg<sup>-1</sup>    **E** 0,64 mol kg<sup>-1</sup>

**2D.12** Uma solução foi preparada pela dissolução de 7,36 g de clorato de potássio,  $KClO_3$ , em 200 g de água.

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

- A** 0,18 mol kg<sup>-1</sup>    **B** 0,23 mol kg<sup>-1</sup>    **C** 0,3 mol kg<sup>-1</sup>  
**D** 0,39 mol kg<sup>-1</sup>    **E** 0,51 mol kg<sup>-1</sup>

**2D.13** Uma solução foi preparada pela dissolução de tolueno,  $C_6H_5CH_3$ , em benzeno,  $C_6H_6$ . A fração molar do tolueno é 0,15.

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

- A** 1,8 mol kg<sup>-1</sup>    **B** 2,3 mol kg<sup>-1</sup>    **C** 2,9 mol kg<sup>-1</sup>  
**D** 3,7 mol kg<sup>-1</sup>    **E** 4,7 mol kg<sup>-1</sup>

**2D.14** Uma solução foi preparada pela dissolução de metanol,  $CH_3OH$ , em água. A fração molar do metanol é 0,25.

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

- A** 12 mol kg<sup>-1</sup>    **B** 18 mol kg<sup>-1</sup>    **C** 26 mol kg<sup>-1</sup>  
**D** 38 mol kg<sup>-1</sup>    **E** 55 mol kg<sup>-1</sup>

**2D.15** O ácido de bateria é uma solução aquosa 4,27 mol L<sup>-1</sup> em ácido sulfúrico,  $H_2SO_4$ , e densidade 1,25 g cm<sup>-3</sup>.

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

- A** 3,8 mol kg<sup>-1</sup>    **B** 5,1 mol kg<sup>-1</sup>    **C** 6,8 mol kg<sup>-1</sup>  
**D** 9,2 mol kg<sup>-1</sup>    **E** 12 mol kg<sup>-1</sup>

**2D.16** Uma solução aquosa de nitrato de zinco,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ , tem molaridade  $0,643 \text{ mol L}^{-1}$  e molalidade  $0,653 \text{ mol kg}^{-1}$ .

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

- A**  $0,62 \text{ kg L}^{-1}$     **B**  $0,75 \text{ kg L}^{-1}$     **C**  $0,91 \text{ kg L}^{-1}$   
**D**  $1,1 \text{ kg L}^{-1}$     **E**  $1,3 \text{ kg L}^{-1}$

**2D.17** 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**  $7,0 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$     **B**  $1,8 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$   
**C**  $4,4 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$     **D**  $1,1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$   
**E**  $2,8 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$

**2D.18** 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**  $4,6 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$     **B**  $1,2 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$   
**C**  $3,4 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$     **D**  $9,2 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$   
**E**  $2,5 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$

**2D.19** 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**  $7,6 \text{ mL}$

**2D.20** 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**  $2,6 \text{ uL}$     **B**  $3,3 \text{ uL}$     **C**  $4,3 \text{ uL}$     **D**  $5,5 \text{ uL}$     **E**  $7 \text{ uL}$

**2D.21** Para preparar uma solução de um fertilizante, um florista diluiu  $1 \text{ L}$  de nitrato de amônio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $0,2 \text{ mol L}^{-1}$  com  $3 \text{ L}$  de água. Depois, o florista regou cada planta com  $100 \text{ mL}$  da solução diluída.

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

- A**  $0,0039 \text{ mol}$     **B**  $0,0063 \text{ mol}$     **C**  $0,01 \text{ mol}$   
**D**  $0,016 \text{ mol}$     **E**  $0,026 \text{ mol}$

**2D.22** Para preparar uma solução nutriente, uma enfermeira diluiu  $1 \text{ L}$  de glicose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $0,3 \text{ mol L}^{-1}$  com  $4 \text{ L}$  de água. Depois, ela coloca  $100 \text{ mL}$  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.

- A**  $0,024 \text{ mol}$     **B**  $0,036 \text{ mol}$     **C**  $0,054 \text{ mol}$   
**D**  $0,08 \text{ mol}$     **E**  $0,12 \text{ mol}$

**2D.23** Um experimento necessita de  $60 \text{ mL}$  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.

- A**  $8,5 \text{ mL}$     **B**  $12 \text{ mL}$     **C**  $17 \text{ mL}$   
**D**  $24 \text{ mL}$     **E**  $34 \text{ mL}$

**2D.24** Uma solução aquosa  $0,778 \text{ mol L}^{-1}$  em  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  deve ser diluída até  $150 \text{ mL}$  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.

- A**  $3,4 \text{ mL}$     **B**  $4,5 \text{ mL}$     **C**  $6 \text{ mL}$   
**D**  $8 \text{ mL}$     **E**  $11 \text{ mL}$

**2D.25** 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  $8,1 \text{ L}$  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.

- A**  $8,2 \text{ mL}$     **B**  $12 \text{ mL}$     **C**  $18 \text{ mL}$   
**D**  $27 \text{ mL}$     **E**  $40 \text{ mL}$

**2D.26** Uma amostra de  $25 \text{ mL}$  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  $125 \text{ mL}$  e diluída com água até a marca.

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

- A**  $0,018 \text{ mol L}^{-1}$     **B**  $0,025 \text{ mol L}^{-1}$     **C**  $0,036 \text{ mol L}^{-1}$   
**D**  $0,051 \text{ mol L}^{-1}$     **E**  $0,073 \text{ mol L}^{-1}$

**2D.27** 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  $[\text{Fe}(\text{ferrozina})_3]^{4-}$ .

- A**  $5,8 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$       **B**  $1,3 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$   
**C**  $2,7 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$       **D**  $6,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$   
**E**  $1,3 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$

**2D.28** Uma solução  $4,15 \text{ umol L}^{-1}$  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.

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

## Nível II

**2D.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.

**2D.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.

- a. Determine** quantas moléculas de X estarão presentes em 10 mL da solução final.  
**b. 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.

**2D.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.

**2D.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.

**2D.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.

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

**2D.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.

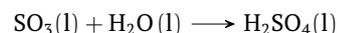
**2D.35** Para preparar uma solução muito diluída, é aconselhável executar uma série de diluições a partir de uma solução preparar de um reagente, em vez de pesar uma massa muito pequena ou medir um volume muito pequeno da solução-estoque. Uma solução foi preparada por transferência de 0,661 g de dicromato 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.

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

**2D.36** Um químico dissolveu 0,033 g de sulfato de cobre pentahidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ , 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.

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

**2D.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 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.

- a. Calcule** a massa de oleum necessária para preparar a solução.  
**b. Calcule** a massa de água necessária para preparar a solução.

**2D.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.

**2D.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.

**2D.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.

**2D.41** Um dos efluentes do processo de hidrotreatamento 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.

**2D.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.

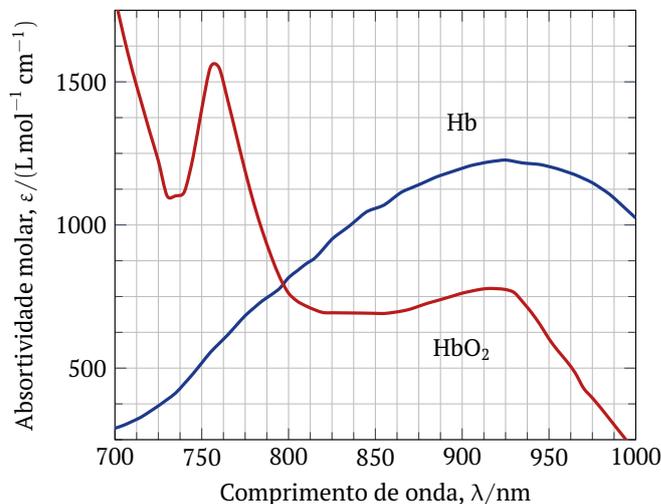
Determine a fração mássica de sal na corrente inicial.

**2D.43** O colorímetro de Duboscq consiste em uma célula de caminho óptico fixo e uma célula de caminho óptico variável. O comprimento dessa célula e ajustado até que a transmissão das células seja a mesma. Uma solução de concentração  $24 \text{ g L}^{-1}$  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.

**2D.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 1 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: Nível I

2D.01	C	2D.02	C	2D.05	B	2D.06	B	2D.07	D	2D.08	E
2D.09	E	2D.10	E	2D.11	A	2D.12	C	2D.13	B	2D.14	B
2D.15	B	2D.16	D	2D.17	E	2D.18	E	2D.19	B	2D.20	A
2D.21	C	2D.22	B	2D.23	B	2D.24	B	2D.25	D	2D.26	E
2D.27	E	2D.28	B								

2D.03 Heterogênea; heterogênea; homogênea.  
Decantação; dissolução seguida de filtração; destilação.

2D.04 Homogênea; heterogênea; heterogênea.  
Destilação; decantação; dissolução seguida de filtração.

## Gabarito: Nível II

- 2D.29 40%
- 2D.30 Não resta nenhuma molécula de X.  
Após 20 diluições resta menos de uma molécula.
- 2D.31 600 mL
- 2D.32 100 mL da solução  $0,3 \text{ mol L}^{-1}$  e 400 mL da solução  $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ .
- 2D.33  $9,1 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$   
 $4,6 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$
- 2D.34  $0,13 \text{ mol L}^{-1}$
- 2D.35  $7,2 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$   
 $5,3 \times 10^{-5} \text{ g}$
- 2D.36  $4,2 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$   
 $2,6 \times 10^{-4} \text{ g}$

2D.37 470 kg  
100 kg

2D.38 4,25 ppm  
10,3 ppm

2D.39 16%

2D.40  $7,5 \text{ kg h}^{-1}$

2D.41  $7,8 \times 10^{-6}$

2D.42 30%

2D.43  $16 \text{ ug L}^{-1}$

2D.44  $7 \text{ mmol L}^{-1}$  e  $0,4 \text{ mmol L}^{-1}$   
95%