

Aula 19

PROPRIEDADES DAS SOLUÇÕES

META

Apresentar os fatores que influenciam no processo de dissolução.

OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:
reconhecer um processo de dissolução;
identificar as mudanças de energia na formação da solução; e
distinguir os tipos de soluções e como expressá-las.

PRÉ-REQUISITOS

Conceitos de mol e cálculos estequiométricos e
conceitos de entalpia de formação.

Eliana Midori Sussuchi
Samísia Maria Fernandes Machado
Valéria Regina de Souza Moraes

INTRODUÇÃO

A maioria das substâncias que encontramos na nossa vida diária são misturas. Muitas misturas são homogêneas, isto é, seus componentes estão misturados uniformemente no nível molecular. Misturas homogêneas são chamadas solução. Quando você pensa em uma solução, vem à sua mente coisas como suco, plasma sanguíneo, xampus, refrigerantes ou vinho. Todas essas soluções têm como principal componente a água, mas muitos itens de utilidade comum, como o ar, a gasolina, e o aço também são soluções e não contêm água. Quais são necessariamente os componentes de uma solução? Por que algumas substâncias misturam-se enquanto outras não? Que efeito tem uma substância dissolvida nas propriedades de uma solução? Responder a estas perguntas constitui-se no primeiro passo para entender as soluções que encontramos no nosso cotidiano.



Tubos de ensaio (Fonte: <http://www.digiforum.com.br>).

PROPRIEDADES GERAIS DAS SOLUÇÕES

O termo solução é utilizado em química para descrever um sistema no qual uma ou mais substâncias estão misturadas homogeneamente ou dissolvidas em outra substância. Uma solução simples tem dois componentes: um soluto e um solvente. O soluto é o componente que é dissolvido ou o menos abundante na solução. O solvente é o agente de dissolução ou o componente mais abundante na solução. Por exemplo, quando dissolvemos sal em água para formar uma solução, o sal é o soluto e a água é o solvente.

As soluções podem ser gases, líquidos ou sólidos (Tabela 1). Como as soluções líquidas são as mais comuns, vamos nos focar nesse tipo de solução.

Tabela 1: Exemplos de soluções.

Estado da solução	Estado do solvente	Estado do soluto	Exemplo
Gás	Gás	Gás	Ar
Líquido	Líquido	Gás	Oxigênio na água
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool na água
Líquido	Líquido	Sólido	Sal na água
Sólido	Sólido	Gás	Hidrogênio no paládio
Sólido	Sólido	Líquido	Mercúrio na prata
Sólido	Sólido	Sólido	Prata no ouro

O PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

Uma solução é formada quando uma substância se dispersa uniformemente em outra. As soluções intermoleculares agem entre as partículas de solutos e em moléculas de solvente.

Vários são os tipos de forças intermoleculares que podem agir entre partículas de soluto e do solvente em uma solução. *Forças íon-dipolo*, por exemplo, predominam em soluções de substâncias iônicas em água.

A substância iônica NaCl se dissolve rapidamente em água porque as interações atrativas entre íons e moléculas polares de H₂O superam a energia de rede do NaCl_(s). Quando NaCl é adicionado à água, as moléculas de água se orientam na superfície dos cristais de NaCl. A extremidade positiva do dipolo da água é orientada no sentido dos íons Cl⁻, e a extremidade negativa do dipolo da água é orientada no sentido dos íons Na⁺. As atrações íon-dipolo entre os íons e as moléculas de água são suficientemente fortes para puxar os íons de suas posições no cristal. Uma vez separados do cristal, os íons Na⁺ e Cl⁻ são cercados por moléculas de água, através de interações conhecidas como hidratação.

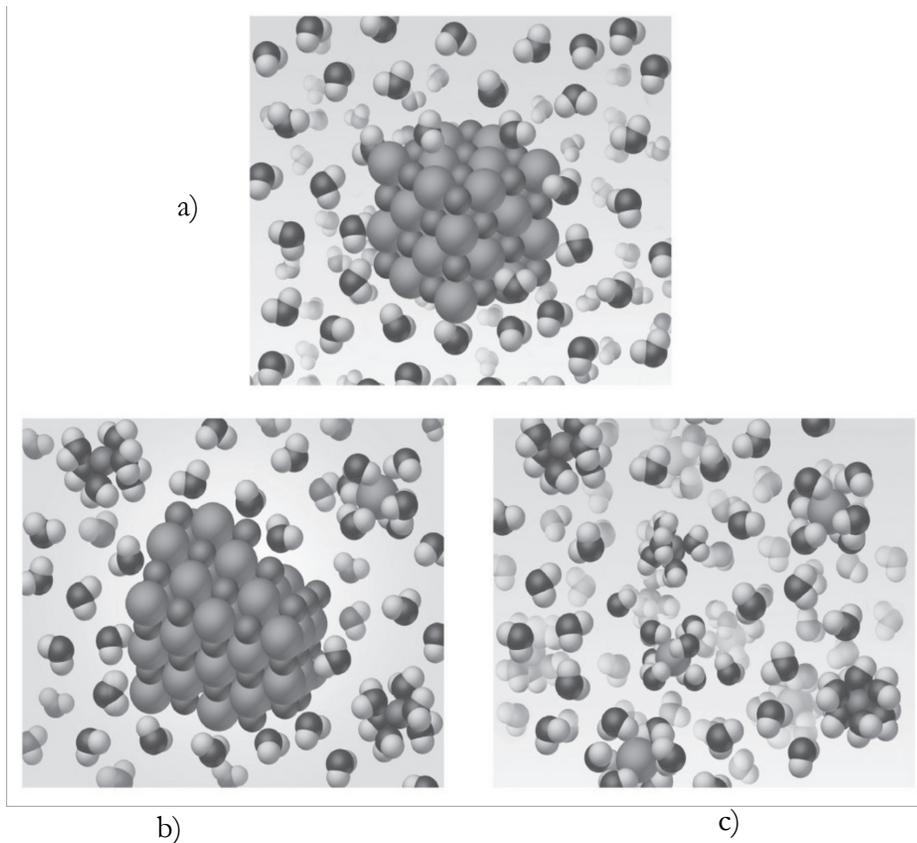


Figura 1: Dissolução de NaCl em água. A substância sólida é hidratada pelas moléculas de água, à medida que o processo de dissolução continua.

A ENERGÉTICA DA FORMAÇÃO DE SOLUÇÃO

O cloreto de sódio se dissolve em água porque as moléculas de água têm atração suficiente para que os íons Na^+ e Cl^- superem a atração mútua desses íons no cristal. Assim, podemos considerar a energia total da formação da solução tendo três componentes, representados pela função termodinâmica entalpia (Fig. 2). A variação de entalpia total na formação da solução, ΔH_{diss} , é a soma dos três termos:

$$\Delta H_{\text{diss}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

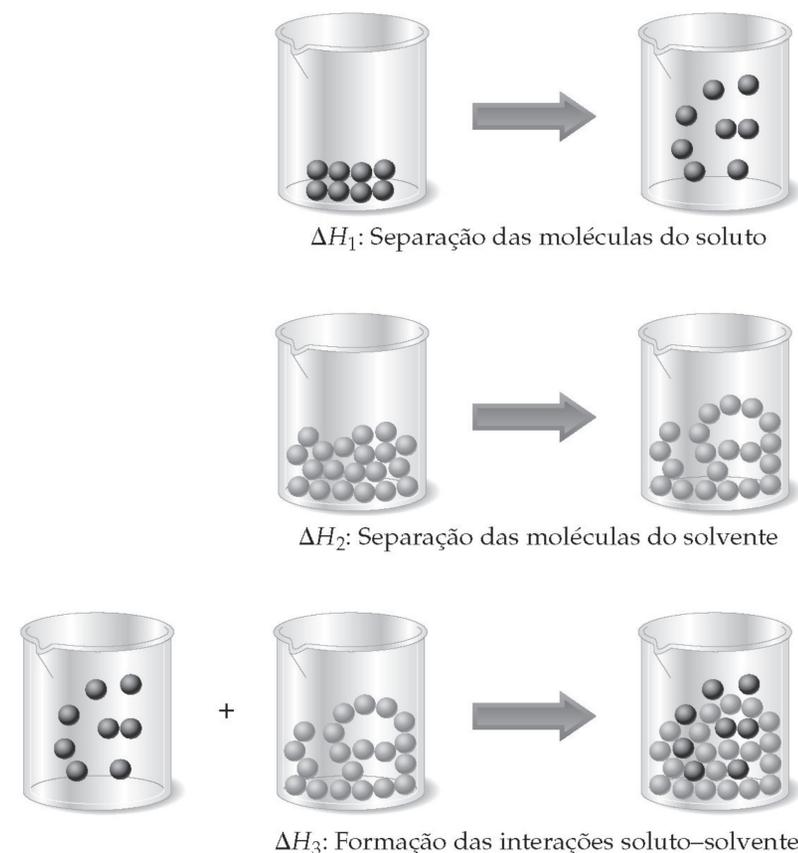


Figura 2: Descrição das três contribuições de entalpias ao calor total de dissolução de um soluto.

A Figura 3 descreve a variação de entalpia associada a cada um desses componentes. A separação das partículas de soluto entre si demanda uma absorção de energia para superar suas interações atrativas. O processo é, portanto, endotérmico ($\Delta H_1 > 0$). A separação das moléculas de solvente para acomodar o soluto também requer energia ($\Delta H_2 > 0$). O terceiro componente resulta das interações atrativas entre o soluto e o solvente e é ($\Delta H_3 < 0$).

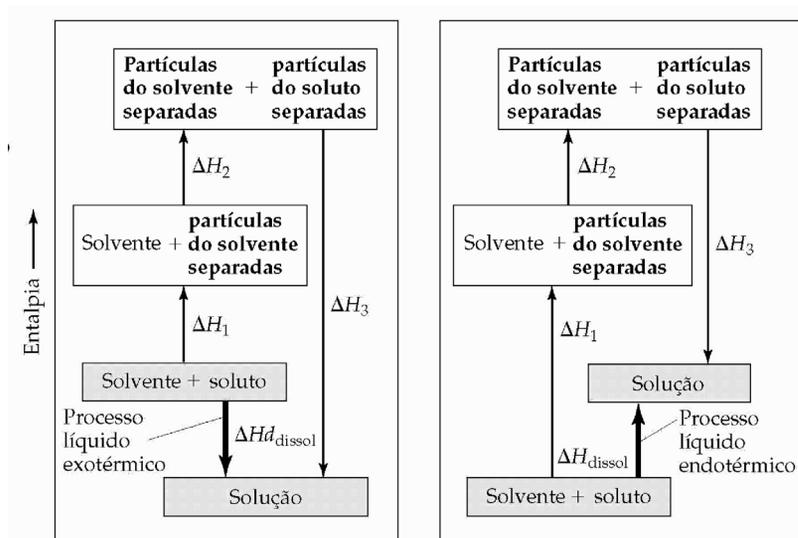


Figura 3: Análise das variações de entalpia acompanhando um processo de dissolução.

Para determinarmos se o ΔH_{diss} pode ser positivo ou negativo (endotérmico ou exotérmico), consideramos os comprimentos de todas as interações soluto-soluto e soluto-solvente:

- ΔH_1 e ΔH_2 são ambos positivos.
- ΔH_3 é sempre negativo.
- É possível termos tanto $\Delta H_3 > (\Delta H_1 + \Delta H_2)$ quanto $\Delta H_3 < (\Delta H_1 + \Delta H_2)$.

Exemplos:

- O NaOH adicionado à água tem $\Delta H_{diss} = - 44,48 \text{ kJ/mol}$ (processo exotérmico).
- O NH_4NO_3 adicionado à água tem $\Delta H_{diss} = + 26,4 \text{ kJ/mol}$ (processo endotérmico).

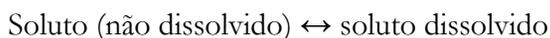


“Muitos itens de utilidade comum como o ar, a gasolina, e o aço são soluções”.
(Fonte: www.elevadorbrasil.com).

TIPOS DE SOLUÇÕES

A uma dada temperatura, existe um limite para a quantidade de soluto que pode ser dissolvida em dada quantidade de solvente. Ao atingir este limite, a solução resultante é considerada saturada. Por exemplo, quando adicionamos 40,0 g de KCl a 100 g de H_2O a 20 °C, observamos que 34,0 g são dissolvidos e 6,0 g não se dissolvem. A solução assim formada é, portanto, saturada em KCl.

Dois processos ocorrem simultaneamente em uma solução saturada. O sólido dissolve-se na solução e, ao mesmo tempo, o soluto dissolvido se cristaliza. Isto pode ser expresso da seguinte forma:



Quando esses dois processos opostos ocorrem com a mesma velocidade, a quantidade de soluto presente na solução permanece constante, e estabelece-se uma condição de equilíbrio entre o soluto dissolvido e o não-dissolvido. Portanto, uma solução saturada contém soluto dissolvido em equilíbrio com soluto não-dissolvido.

Uma solução instaurada contém menos soluto por unidade de volume do que sua correspondente solução saturada. Em outras palavras, pode-se dissolver ainda mais soluto nela sem necessidade de se alterar qualquer outra condição. Considere uma solução feita pela adição de 40 g de KCl a 100 g de H₂O a 20 °C. A solução resultante será saturada e conterá 6 g de sal não-dissolvidos (solubilidade de KCl é 34 g). Aquecendo-se a seguir a solução e mantendo-se a 50 °C, todo o sal se dissolverá e, na verdade, ainda mais poderia se dissolver. Portanto, a solução a 50 °C é insaturada.

Em algumas circunstâncias, podem-se preparar soluções contendo mais soluto do que o necessário para formar uma solução saturada a uma dada temperatura. Essas soluções são chamadas supersaturadas. Precisamos esclarecer, entretanto, que uma solução supersaturada é instável. Distúrbios como agitação, atrito das paredes internas do recipiente ou a colocação em seu interior de um cristal que atue como “semente” de cristalização fazem com que a solução supersaturada retorne à condição de saturação. O distúrbio na solução supersaturada faz com que o soluto em excesso recristalize-se rapidamente.

Soluções supersaturadas não são fáceis de preparar, mas podem ser feitas a partir de certas substâncias, dissolvendo-se, em solvente levemente aquecido, uma quantidade superior ao limite de saturação à temperatura ambiente. Resfria-se a seguir, de forma bem lenta, a solução aquecida. Trabalhando-se com o soluto apropriado e o devido cuidado, obtém-se uma solução supersaturada.

FORMAS DE EXPRESSAR A CONCENTRAÇÃO

A concentração de uma solução pode ser expressa tanto qualitativa quanto quantitativamente. Os termos diluída e concentração são usados para descrever uma solução qualitativamente. Usamos várias formas diferentes de expressar a concentração em termos quantitativos. A seguir, relacionaremos algumas delas:

1. Concentração mol/L

“A concentração molar (antiga ‘molaridade’) de um soluto em uma solução é o número de mols de moléculas do soluto (ou fórmulas unitárias) dividido pelo volume da solução (em litros)”.

Concentração molar = Quantidade do soluto (mols) / volume da solução (L)

$$C_M = n / V$$

As unidades da concentração molar são mols/L (ou mol.L⁻¹), antigamente representada por M (molar).

Exemplo: Suponha que dissolvamos 10,0 g de açúcar em água suficiente para fazer 200 mL de solução (como faríamos, com menos precisão, para preparar um copo de limonada). O açúcar de cana é sacarose (C₁₂H₂₂O₁₁) e, usando sua massa molar (342 g mol⁻¹), podemos calcular os mols de moléculas de sacarose adicionadas. Assim, o número de mols da sacarose (açúcar):

$$n = m/M \quad n = 10,0 \text{ g} / 342 \text{ g mol}^{-1} = 0,029 \text{ mols}$$

$$C_M = 0,028 \text{ mols} / 0,20 \text{ L} = 0,14 \text{ mol.L}^{-1}$$

2. Fração Molar (X_i)

Às vezes é necessário saber o número relativo de moléculas de cada componente em uma mistura. A fração molar, X_i, de uma substância A em uma mistura A e B é o número de mols de A, expresso como uma fração do número total de mols de A e B:

$$\text{Fração molar (A)} = \text{mols (A)} / \text{total de mols (A e B)}$$

$$X_A = n_A / n_A + n_B$$

Exemplo: Em um experimento, 10,1 g de benzeno, C₆H₆ (massa molar = 78,12 g mol⁻¹), foi misturado com 20,5 g de tolueno, C₆H₅CH₃ (massa molar 92,13 g mol⁻¹). Quais as respectivas frações molares?

Usando as massas e as massas molares de cada um, calculamos os respectivos números de mols.

$$n_{\text{benzeno}} = (10,1 \text{ g} / 78,12 \text{ g mol}^{-1}) = 0,129 \text{ mols}$$

$$n_{\text{tolueno}} = (20,5 \text{ g} / 92,13 \text{ g mol}^{-1}) = 0,223 \text{ mols}$$

Portanto,

$$X_{\text{benzeno}} = 0,129 / (0,129 + 0,223) = 0,366$$

$$X_{\text{tolueno}} = 0,223 / (0,129 + 0,223) = 0,634$$

3. Molalidade

“A molalidade de um soluto é o número de mols do soluto em uma solução dividido pela massa do solvente em quilogramas”.

Molalidade = mols do soluto (mol) / massa do solvente (kg)

As unidades são mols do soluto por kg do solvente (mol.kg⁻¹).

DILUIÇÃO

Os químicos têm, frequentemente, a necessidade de diluir soluções de uma concentração para outra, adicionando mais solvente à solução. Diluindo-se uma solução pelo simples acréscimo de solvente, o volume da solução aumenta, mas o número de mols permanece o mesmo, portanto, a concentração molar (mol/L) da solução diminui. É importante, nesse sentido, ler com atenção o enunciado de um problema para distinguir entre: (1) quanto do solvente precisa ser acrescentado a fim de diluir a solução para uma concentração desejada; e (2) para que volume deve-se diluir uma solução ao prepará-la numa concentração particular.

Vidrarias de laboratório (Fonte: <http://www.setor1.com.br>)

Em resumo, este procedimento está baseado em uma idéia simples: embora possamos adicionar mais solvente a um dado volume de solução, não alteramos o número de mols do soluto. Então:

$$\begin{aligned} C_{\text{inicial}} &= n / V_{\text{inicial}} \quad \backslash \quad n = C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} \\ C_{\text{final}} &= n / V_{\text{final}} \quad \backslash \quad n = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}} \\ C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} &= C_{\text{final}} \times V_{\text{final}} \end{aligned}$$

Exemplo: Suponha que queremos saber o volume de uma solução 0,038 mol/L de KMnO_4 que deveria ser usado para preparar 250 mL de uma solução $1,50 \times 10^{-3}$ mol/L de KMnO_4 .

$$\begin{aligned} C_{\text{inicial}} &= 0,038 \text{ mol/L}, V_{\text{inicial}} = V \\ C_{\text{final}} &= 1,50 \times 10^{-3} \text{ mol/L}, V_{\text{final}} = 0,250 \text{ L} \\ V_{\text{inicial}} &= C_{\text{final}} \times V_{\text{final}} / C_{\text{inicial}} \\ V_{\text{inicial}} &= 1,50 \times 10^{-3} \times 0,250 / 0,038 \\ V_{\text{inicial}} &= 9,87 \times 10^{-3} \text{ L} \end{aligned}$$

Então, devemos tomar 9,87 mL da solução inicial e diluí-lo para 250 mL com água.

CONCLUSÃO

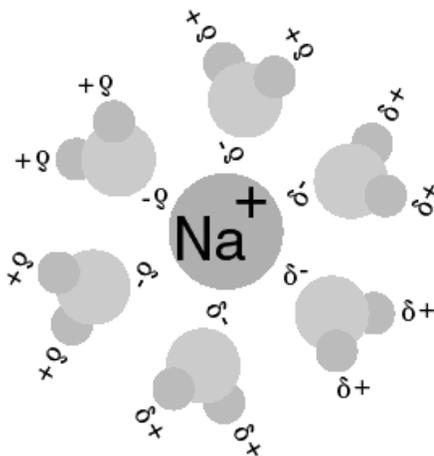
Soluções são misturas homogêneas, isto é, seus componentes estão misturados uniformemente no nível molecular. As forças intermoleculares são, de fato, a característica mais importante para o processo de dissolução dos solutos em determinados solventes.

Todo o processo de dissolução envolve variação de energia, na forma de calor, medida através da variação de entalpia. Essa variação de entalpia fornece informações sobre o processo de dissolução, e podemos classificá-lo em: processo endotérmico ($\Delta H > 0$) ou exotérmico ($\Delta H < 0$). Para expressar quantitativamente as concentrações de soluções, temos várias medidas que são úteis para facilitar os cálculos envolvendo essas soluções.



RESUMO

As soluções formam-se quando uma substância se dispersa uniformemente em outra. A dissolução de uma substância iônica na água é promovida pela hidratação de íons separados pelas moléculas polares de água. O balanço da variação de entalpia na formação da solução pode ser positivo ou negativo. A formação da solução é favorecida tanto por processo endotérmico quanto por exotérmico. Podemos classificar as soluções em: saturada, insaturada e supersaturada. Essa classificação depende da quantidade de soluto dissolvida no solvente em questão e das condições de solubilidade. As concentrações das soluções podem ser expressas quantitativamente por várias medidas, incluindo concentração molar, fração molar, molalidade e outras. A concentração em quantidade de matéria pode ser convertida para essas unidades de concentração se a densidade da solução for conhecida.



Dissolução de sal em água (Fonte: <http://course1.winona.edu>).



ATIVIDADES

1. Qual a concentração mol/L do cloreto de sódio em uma solução preparada dissolvendo-se 12,0 g em água suficiente para 250 mL de solução?

Massa molar do cloreto de sódio: $\text{NaCl} = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g/mol}$

Número de mols do NaCl: $n = m/M = 12,0 \text{ g} / 58,44 \text{ g/mol}$

$$n = 0,205 \text{ mols}$$

Concentração mol/L: $C_M = 0,205 / 0,250 = 0,82 \text{ mol/L}$.

2. Suponhamos que precisamos preparar 250 mL de uma solução 0,038 mol/L de CuSO_4 e temos disponível $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ no almoxarifado. Qual a quantidade em gramas do sal que é necessária para preparar essa solução? Massa molar do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249,68 \text{ g mol}^{-1}$

Podemos fazer este cálculo em um passo:

Massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = (0,0380 \text{ mol L}^{-1}) \times (0,250 \text{ L}) \times (249,68 \text{ g mol}^{-1}) = 2,37 \text{ g}$.

COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Concluimos que devemos pesar cerca de 2,37 g de sulfato de cobre(II) pentahidratado para fazer a solução.

$M =$ massa molar (g/mol)



ATIVIDADES

1. Faça um diagrama indicando a orientação de moléculas de água (a) em relação a um único íon sódio e (b) em relação a um único íon cloreto em solução.

2. Fica sempre evidente numa solução que componente é o soluto, por exemplo, em uma solução de um líquido em um líquido?

3. A entalpia de solução de KBr em água é aproximadamente +19,8 kJ/mol. Contudo, a solubilidade de KBr em água é relativamente alta. Por que o processo de dissolução ocorre mesmo ele sendo endotérmico?

4. Qual é a molalidade de uma solução preparada pela dissolução de nafaleno (C_{10}H_8) em 4,25 g de tolueno (C_7H_8)?

5. Quantos gramas de hidróxido de potássio são necessários para a preparação de 600 mL de uma solução de 0,450 mol/L de KOH?
6. Qual será a concentração mol/L de cada uma das soluções feitas misturando-se 250 mL de H_2SO_4 0,75 mol/L com (a) 400 mL de H_2SO_4 2,50 mol/L? (b) 375 mL de H_2O ?
7. Quantos gramas de uma solução 12,5% em massa de AgNO_3 conterão 0,400 mol de AgNO_3 ?

REFERÊNCIAS

- Kotz, J. C.; Treichel Jr., P. M. **Química Geral**. Trad. 5 ed. Thomson, 2003.
- Hein, M.; Arena, S. **Fundamentos de Química Geral**. LTC. 9ª edição, 2006.
- Atkins, P.; Jones, L. **Princípios de Química. Questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3 ed. Bookman, 2006.
- Brown, T.L.; LeMay, H. E.; Bursten, B.E.; Burdge, J. R. **Química, a ciência central**. 9 ed. Prentice Hall, 2005.
- Russel, J. B. **Química Geral**. Ed. Makron Books do Brasil, 1994.