O PROCESSO DE DILUIÇÃO DE UMA SOLUÇÃO USADO COMO METODOLOGIA DIDÁTICA

DILUTION PROCESS OF A SOLUTION USED AS A TEACHING METHODOLOGY

MORAES, Sandra Regina de¹; DINIZ, Anne Caroline Zasnieski²; GONÇALVES, Isaac Magno da Silva³; KASCHUK, Joice Jaqueline⁴; CRUZ, Larissa Cristina da⁵; ROCHA, José Roberto Caetano da^{6*}

^{1,2,3,4,5} Universidade Estadual do Paraná – Campus União da Vitória, Departamento de Química, Praça Coronel Amazonas, s/n CEP 84.600-000, União da Vitória – PR, Brasil
(fone/fax: +55 42 3521-9100)

⁶ Universidade Estadual do Paraná – Campus Paranaguá, Departamento de Ciências Biológicas, Rua Comendador Corrêa Junior, 117, CEP 83203-560, Paranaguá – PR, Brasil

* Autor correspondente
e-mail: jose.rocha@fafipar.br

Received 30 April 2012; received in revised form 28 July 2012; accepted 24 August 2012

RESUMO

Neste trabalho se avaliou o processo de preparação de solução, que é definida como um sistema que apresenta diferentes substâncias, mas com a mesma composição química e as mesmas propriedades físicas em todos os pontos da solução. Esse tipo de sistema é muito importante, principalmente para a Química, visto que, a água tem a capacidade de dissolver grande variedade de substâncias formando soluções aquosas que facilitam os processos reativos na natureza, bem como, nas células de todo ser vivo. Assim, os fatores ligados a este processo físico de dissolução foram considerados a fim de tornar o processo mais didático e, consequentemente, mais acessível a uma faixa cognitiva mais ampla. O sulfato de cobre II penta-hidratado, em água, foi utilizado como substância química alvo deste estudo. Esse composto sólido apresenta coloração azul, e quando se diversifica a concentração da solução obtém-se o requerido gradiente de coloração que auxilia o futuro docente da disciplina Química em demonstrar a influência da quantidade do composto sólido adicionado em relação à concentração da solução formada. Também se discutiu as vantagens metodológicas de se trabalhar experimentalmente o processo de diluição e, em paralelo, apresentar os conceitos envolvidos, tendo em vista os estágios cognitivos estabelecidos por Piaget e suas influências no processo ensino-aprendizagem.

Palavras-chave: *Diluição de solução, processo ensino-aprendizagem, metodologia didática.*

ABSTRACT

The present study evaluated the process of solution preparation, which is defined as a system presenting different substances, but with the same chemical composition and physical properties in all points of the solution. This type of system is very important, especially for chemistry, since the water has the ability to dissolve a wide variety of aqueous solutions forming substances which facilitate the reactive processes in nature, as well in all living cells. Thus, the factors related to this physical process of dissolution were considered in order to become the process more didactic, and consequently, more accessible to a wider cognitive range. Copper II sulphate pentahydrate in water was used as target chemical substance in this study. This solid compound has strong blue color, and when in solution with several and different concentrations are achieved the required color gradient which helps the future educators of the discipline of chemistry to demonstrate the influence of the amount of solid compound added in relation to concentration of the solution formed. It was also discussed the methodological advantages of working experimentally the process of dilution and in parallel to present the concepts involved, in view of the cognitive stages established by Piaget and their influences on teaching-learning process.

INTRODUÇÃO

De acordo com Kotz e Treichel (2002), uma solução é definida como um sistema de diferentes substâncias que tem a mesma composição química e as mesmas propriedades físicas em todos os pontos.

Uma prática bastante comum em química é a diluição das soluções, visto que esse processo é muito útil, pois permite que a partir de uma solução concentrada, ou seja, de uma solução em que há grande quantidade de soluto se obtenha várias outras soluções de menor concentração.

O processo de diluição de uma solução pode ser correlacionado com o grau de dissociação ou ionização do referido soluto, ou ainda, com a fração de moléculas ou de retículos cristalinos que efetivamente estão dissociadas ou ionizadas na solução. Para isto, correlações são utilizadas e descritas por equações na *lei de diluição de Ostwald* e desta forma, quando se avalia a ionização de um ácido fraco qualquer tem-se:

Assim, a constante de equilíbrio de ionização de um ácido fraco é definida por:

$$K_{eq} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (\text{Eq. 2})$$

O fato é que, para um ácido fraco a quantidade de íons formados no processo de ionização da quantidade de ácido adicionado ao solvente depende da constante de equilíbrio de ionização do mesmo. Como consequência, a concentração total da solução (C) é devida à concentração do ácido ionizado, somada a concentração do ácido não ionizado:

$$C = [HA] + [H^+] \quad (\text{Eq. 3})$$

Assim o grau de dissociação ou de ionização de um soluto que é representado pelo símbolo α , influencia de forma significativa a

concentração do ácido fraco ionizado. Deste modo, as concentrações de cátions (H^+ ou H_3O^+) e dos ânions provenientes do processo de ionização do referido ácido fraco podem ser representadas por:

$$[H^+] = [A^-] = C\alpha \quad (\text{Eq. 4})$$

Ao combinar as equações 2, 3 e 4 se obtém:

$$K_{eq} = \frac{C\alpha \times C\alpha}{C - C\alpha} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (\text{Eq. 5})$$

Como o grau de dissociação ou de ionização de qualquer substância é proporcional à condutividade molar (Λ) da solução formada, tem-se que a correlação entre a diluição da solução e o grau de dissociação do soluto descrevem as configurações específicas das curvas de condutividade molar (VOGEL, 1981).

$$\alpha = \frac{\Lambda_c}{\Lambda_0} \quad (\text{Eq. 6})$$

No processo de diluição, uma alíquota da solução de maior concentração é transferida para um recipiente onde, posteriormente, adiciona-se uma maior quantidade de solvente até atingir o volume desejado. Nesse procedimento ocorre que o mesmo número de moléculas de soluto estará ocupando um volume maior e, em virtude desse fato, a concentração da solução diminui.

Para facilitar a visualização desse processo é possível utilizar como soluto o sulfato de cobre II penta-hidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) que é um sal muito comum nos laboratórios de química e se apresenta na forma de cristais azuis. A importância deste sal transcorre por ser frequentemente usado como veneno agrícola e como algicida no tratamento de piscinas (VAITSMAN *et al*, 2001).

Ao se avaliar os conceitos químicos relatados e outros ainda, se verifica que os mesmos são construídos em cima de um formalismo e de uma linguagem simbólica e matemática, com amplo uso de fórmulas,

estruturas, números e equações. Esta prática constitui um problema sério na possibilidade efetiva dos alunos de ensino fundamental II e ensino médio de acompanhar a disciplina química, devido a várias razões. Dentre as quais é possível citar (I) a natureza abstrata e não intuitiva dos conceitos envolvidos que é incompatível com o caráter eminentemente sensorial do aprendizado dos alunos nessa faixa etária; (II) a necessidade de interligar os diferentes níveis de visão da realidade examinada, a saber, microscópico e macroscópico; e, por fim (III) a linguagem e a simbologia utilizadas que foram desenvolvidas por e para profissionais já familiarizados com tais conceitos. Essas muitas vezes demandam um esforço complementar na aquisição de códigos de leitura cuja ignorância bloqueia o fluxo de comunicação entre os alunos e suas fontes (BEM-ZVI *et al*, 1987).

Na visão de Piaget o processo ensino-aprendizagem tem como alicerce a noção de equilíbrio. Para ele, todo organismo vivo busca manter um estado de equilíbrio ou de adaptação com o seu meio. Este fato acontece quando o organismo vivo procura alguma forma de superar as perturbações que acontecem nas relações estabelecidas. Este processo é denominado de *equilíbrio majorante*, sendo um processo dinâmico e constante do organismo vivo que busca um novo e superior estado de equilíbrio. Portanto, o desenvolvimento cognitivo do indivíduo ocorre por constantes desequilíbrios e equilíbrios (MORTIMER, 1992; DRIVER *et al*, 1994). Para se alcançar um novo estado de equilíbrio são acionados dois mecanismos. No primeiro mecanismo, o organismo vivo desenvolve ações destinadas a atribuir significações aos elementos do ambiente com os quais interage. Neste processo de *assimilação* este organismo interage com o meio sem alterar suas estruturas a partir de sua experiência anterior. No outro mecanismo, o organismo tenta restabelecer um equilíbrio superior com o meio em que interage. Em um processo de *acomodação* o organismo vivo é impelido a se modificar e se ajustar as demandas impostas pelo ambiente (BORDENAVE e PEREIRA, 2007). Embora, estes dois processos sejam opostos e distintos, na realidade ambos se processam ao mesmo tempo (DAVIS e OLIVEIRA, 1994). Piaget definiu o desenvolvimento cognitivo como sendo um

processo de sucessivas equilibrações, que embora contínuo é caracterizado por diversas etapas que definem um momento de desenvolvimento ao longo do qual a criança constrói certas estruturas cognitivas (PIAGET, 1978; HERRON, 1975; FERRACIOLI, 1999).

O processo ensino-aprendizagem pode ser estimulado por diversas metodologias e é consenso que a experimentação desperta o interesse entre os alunos, independente do nível escolar (GIORDAN, 1999).

Uma das vertentes de experimentação é a aplicação de aulas de laboratório. Gardner *et al* (1984) comenta sobre o tema: “os estudantes podem receber grande quantidade de informações sobre fatos e teorias, mas sem experiências (sem a parte laboratorial), esses não conseguem entender a realidade da química como uma ciência”. Adicionalmente, ainda relata que “o desenvolvimento de habilidades e competências em observar, medir, prever, interpretar, indicar e optar por alguma decisão depende de aulas práticas de laboratório, e quando se desenvolve um experimento demonstra-se, desta forma, o real mundo da disciplina química”. Menezes (1993) coordenador do Programa USP/BID de 1990/1993 que tratou da necessidade de melhorar a formação e a capacitação dos professores de ciências indica “que o ensino torna-se eficiente se for dada uma abordagem experimental”. Mesmo quando somente são realizados experimentos demonstrativos, estes auxiliam a direcionar a atenção do aluno nos comportamentos e propriedades de substâncias químicas. Também, auxiliam aumentando o conhecimento e a consciência do estudante na disciplina química (VANIN, 1991). Neste contexto, o objetivo deste trabalho consiste em utilizar uma metodologia experimental, no caso o processo de diluição do sal sulfato de cobre II penta-hidratado, para facilitar e motivar o processo ensino-aprendizagem de conceitos teóricos referentes ao processo de diluição de soluções. Além de se buscar alterar a consciência do estudante em relação à disciplina química, utilizando modelos macroscópicos para exemplificar e discutir os conceitos microscópicos da matéria.

MATERIAIS E MÉTODOS

No preparo de todas as soluções a água utilizada foi previamente destilada em um destilador da De Leo Instrumentos, modelo DM-DL2. Em seguida, a água destilada foi deionizada utilizando um deionizador Permutation, modelo DE1800. Esse procedimento garantiu uma água com qualidade.

O sulfato de cobre II penta-hidratado (Synth) utilizado como soluto no preparo das soluções foi de grau analítico (P.A.), com teor acima de 99,9%. A massa específica de sulfato de cobre II penta-hidratado necessária para preparar 250 mL de solução 0,1 mol/L de sulfato de cobre II penta-hidratado (solução estoque) foi calculada pela equação 7 (CHRISTIAN, 1994).

$$M = \frac{n_1}{V} \quad (\text{Eq. 7})$$

onde, M é a concentração molar da solução, n_1 é o número de mol de soluto adicionado a solução e V é o volume final da solução.

A massa de sulfato de cobre II penta-hidratado utilizada, nas está descrita na Tabela 1 e esta foi pesada em uma balança analítica BEL Engineering, modelo M214A, de precisão 0,001g.

As concentrações das soluções a serem preparadas variaram entre 0,08 molL⁻¹ a 0,008 molL⁻¹. Este intervalo foi escolhido de forma a: otimizar a quantidade de soluções a serem preparadas e facilitar a visualização de qualquer variação de coloração nas soluções.

A partir da solução estoque de sulfato de cobre II penta-hidratado se realizou o processo de diluição. Previamente foram efetuados os cálculos requeridos utilizando a equação 8, obedecendo assim à *lei de Ostwald* para soluções diluídas (HARRIS, 2001).

$$C_f V_f = C_i V_i \quad (\text{Eq. 8})$$

onde, C_f é a concentração molar da solução final, V_f é o volume final da solução, C_i é a concentração molar da solução estoque e V_i é

o volume requerido da solução estoque para se preparar o volume final de solução.

A partir dos cálculos realizados utilizando a equação 8 foram obtidos os volumes necessários da solução estoque (solução 7) de sulfato de cobre II penta hidratado para preparar as soluções diluídas de diferentes concentrações (referenciadas de 1 a 6). Cada solução diluída foi devidamente preparada a partir do volume específico da solução estoque de concentração 1,0 mol.L⁻¹. Para o preparo de cada solução diluída uma pipeta volumétrica foi utilizada para a medição do volume (conforme Tabela 1). Então, o volume da solução foi transferido para um respectivo balão volumétrico de vidro 250 mL, marca Pyrex e seu volume completado com água. As concentrações de cada solução preparada e os volumes da solução estoque necessários para preparar todas as referidas soluções estão descritos na Tabela 1.

Tabela 1. Volume da solução estoque utilizado, valores em massa de CuSO₄.5H₂O, concentrações da solução estoque e da solução diluída.

Solução	Massa de CuSO ₄ .5H ₂ O / g	Volume da solução estoque / mL	Concentração mol.L ⁻¹
1	0,0504	2,0	0,008
2	0,6296	2,5	0,01
3	1,2592	5,0	0,02
4	2,5184	10,0	0,04
5	3,7776	15,0	0,06
6	5,0368	20,0	0,08
7	62,9613	-	1,00

Posteriormente, ao preparo das soluções determinou-se a massa de sulfato de cobre penta-hidratado presente em cada uma das soluções diluídas. Para tal, realizou-se os cálculos utilizando a equação 7 combinada com a equação 9.

$$n_1 = \frac{m_1}{MM_1} \quad (\text{Eq. 9})$$

Onde, n_1 é o número de mol do soluto; m_1 é a massa de soluto e MM_1 é a massa molar do soluto.

RESULTADOS E DISCUSSÃO:

Em um sistema contendo apenas água, as moléculas dessa substância apresentam-se desordenadas em uma massa líquida, chocando-se aleatoriamente entre si e contra as paredes do sistema. Ao serem adicionados os cristais de sulfato de cobre II penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) ao volume específico de água inicia-se o processo de dissolução destes cristais. A água é um solvente muito eficaz na dissolução de compostos iônicos.

Embora a água seja uma molécula eletricamente neutra, ela apresenta características polares. A região da mesma em que aparece o átomo de oxigênio é rica em elétrons apresentando carga parcial negativa que atrai os cátions do retículo cristalino. Já a outra região da molécula onde existem os átomos de hidrogênio é pobre em elétrons apresentando carga parcial positiva sendo que essa região atrai os ânions. Brown *et al* (2007) afirma que esse processo ocorre devido ao fato dos íons presentes no retículo cristalino dos cristais de sulfato de cobre II penta-hidratado quando colocados em solução aquosa serem separados, circulados e dispersos pelas moléculas de água e distribuídos uniformemente em toda a massa de água líquida.

A dissolução de um sólido em água depende das intensidades relativas de três forças inter e intramoleculares atrativas: “(1) as forças entre as fórmulas mínimas do soluto no interior do retículo cristalino e sua dissolução (forças soluto-soluto), (2) as forças entre as moléculas do solvente antes da dissolução (forças solvente-solvente) e (3) as forças que são formadas entre partículas de soluto e solvente durante o processo de dissolução (forças soluto-solvente)” (RUSSEL, 1994), ou seja, quando a dissolução é realizada as forças inter e intramoleculares do soluto-soluto e as forças inter e intramoleculares do solvente-solvente são substituídas pelas forças inter e intramoleculares do soluto-solvente. Em geral, um composto tem alta solubilidade quando as forças inter e intramoleculares do soluto-soluto são mais fracas do que as fortes forças inter e intramoleculares do soluto-solvente. A dissolução ocorre mais rapidamente quando o sistema está em agitação, isso porque, segundo Atkins e Jones (2001) “a agitação acelera o processo, pois coloca mais

moléculas de água livres na superfície do sólido separando os íons hidratados do sólido”.

Ao preparar a solução $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ de concentração de $1,00 \text{ mol.L}^{-1}$, que serve como solução estoque para que sejam realizadas as diluições, observa-se que a mesma adquire uma tonalidade azul intensa, em virtude da própria coloração azul apresentada pelo sal. À medida que as diluições são realizadas, se pode observar a variação nas tonalidades, conforme a Figura 1, que se tornaram cada vez menos intensas. Isso pode ser explicado devido à diminuição da concentração de sal em cada uma das soluções diluídas.

Figura 1. Gradiente de coloração da solução de sulfato de cobre II penta-hidratado em função da concentração da solução. Concentração da solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ em; (1) $0,008 \text{ mol.L}^{-1}$; (2) $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$; (3) $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$; (4) $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$; (5) $0,06 \text{ mol.L}^{-1}$; (6) $0,08 \text{ mol.L}^{-1}$ e (7) $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Vale ressaltar que nem sempre o critério de diminuição na intensidade da coloração da solução seja válido para demonstrar uma diluição, pois existem compostos, tais como a sacarose, cloreto de sódio que em solução aquosa não apresentam coloração.

Desta forma, não é possível a constatação a olho nu de que a solução encontra-se diluída ou concentrada. A partir da experimentação alguns conceitos microscópicos podem ser fundamentados. Assim, no processo de diluição de uma solução pode se realizar a avaliação microscópica do que ocorre com o soluto e com o solvente em solução observando o gradiente

de coloração das soluções produzidas, ou seja, utilizando uma avaliação macroscópica.

Em cada solução diluída a concentração será cada vez menor, visto que “quando um volume pequeno de uma solução é diluído em um volume maior de solvente, o número total de mols de soluto na solução não muda, mas a concentração do soluto na solução é diminuída” (ATKINS & JONES, 2001).

A correlação da concentração das soluções diluídas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ de diferentes concentrações com a massa do soluto (sal) presente, pode ser melhor visualizado pela Figura 2, a qual torna possível e auxilia o entendimento do que ocorre no processo de diluição.

Figura 2. Dependência da concentração da solução de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ e a massa de soluto presente na solução.

Com o processo de diluição da solução a concentração da mesma se torna cada vez menor, conforme mostrado na Figura 2. Isto se deve a dispersão de massa do soluto na solução, que se torna cada vez menor. Tal fato, denota a proporcionalidade direta da concentração da solução em função da massa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ presente em cada uma das soluções.

Frequentemente são consideradas soluções extremamente diluídas aquelas que apresentam concentração em mol por litro inferior a 10^{-6} , e nestas soluções a visão microscópica da interação soluto-solvente deve respeitar e considerar aspectos da *Teoria de Debye-Hückel*.

Em 1923, Debye e Hückel elaboraram a teoria que constitui a base para o tratamento

moderno das soluções de eletrólitos fortes (Atkins, de Paula, 2002).

Segundo essa teoria, nas soluções de eletrólitos fortes só existem íons, ou seja, cátions e ânions. Os desvios observados nessas soluções são devidos às atrações interiônicas, isto é, por causa das atrações eletrostáticas existentes entre os íons carregados. Assim, cada íon positivo fica circundado por vários íons negativos e cada íon negativo fica circundado por vários íons positivos. Em outras palavras, os íons presentes em uma solução podem estar rodeados por uma “atmosfera iônica” de carga oposta ao íon central, como na Figura 3.

Cada aglomerado iônico comporta-se na solução como se fosse uma única partícula. Portanto, os eletrólitos fortes em solução estão completamente ionizados, mas parcialmente dissociados. Isso explica os desvios apresentados pelas soluções de eletrólitos fortes em relação aos valores esperados em função de sua concentração analítica. A concentração de um íon presente na solução é denominada de “concentração analítica”, pois é a concentração que será encontrada na análise da solução. Já a concentração com que o íon se apresenta nos fenômenos físico-químicos e biológicos é denominada de “concentração efetiva” ou “atividade”, pois é a concentração de ação da solução. Portanto, atividade é uma espécie de concentração que define a eficiência de uma dada concentração

Figura 3. Modelo dos íons em uma solução rodeados por uma “atmosfera iônica” de carga oposta.

Segundo Debye e Hückel, os íons, como quaisquer outras cargas elétricas, estão sujeitos a Lei de Coulomb, cujas forças de atração ou repulsão são dadas pela equação 10 (Bard, Faulkner, 2001).

$$F = \frac{q_1 \cdot q_2}{\epsilon \cdot r^2} \quad (\text{Eq. 10})$$

onde: ϵ = constante dielétrica do meio, isto é, capacidade do meio de isolar cargas; q_1 e q_2 = cargas dos íons; r = distância de separação entre as cargas (ou íons).

Esta equação mostra que a força eletrostática aumenta com o aumento da carga dos íons e diminui com o aumento da distância existente entre eles, como ocorre em soluções diluídas, pois numa solução diluída os íons estão mais afastados, maior valor de r . Portanto, quanto maior a carga dos íons e maior a concentração da solução, maior será a força de atração interiônica, ou seja, maior a probabilidade de formação de aglomerados iônicos e consequentemente menor será a atividade ou concentração efetiva.

Em soluções extremamente diluídas a probabilidade de formação de aglomerados iônicos é muito pequena ou quase nula, nesse caso a atividade se aproxima ou até se iguala à concentração analítica.

CONCLUSÕES:

A partir do procedimento experimental foi possível verificar vários avanços metodológicos que auxiliam no processo ensino-aprendizagem de aprendizes de química em relação a conceitos como a preparação, dissolução e diluição de soluções. Dentre esses se destacam: o aprimoramento dos aprendizes no preparo de soluções, quando se compara o desempenho dos acadêmicos antes e após a realização do experimento; a influência do processo de diluição na concentração das soluções, no qual se caracteriza pela proporcionalidade inversa da relação de concentração da solução com a diluição da mesma, Tabela 1, demonstrando que em uma diluição não é o número total de mols do soluto que é alterado, mas sim, que a massa do soluto presente na solução estará mais dispersa devido ao aumento do volume de solvente; o uso do gradiente de coloração (Figura 1) demonstra a diferença de concentração das soluções

produzidas, facilitando a assimilação de conceitos químicos envolvidos; o uso de aulas experimentais para desenvolver habilidades e competências dos aprendizes, além de demonstrar o real mundo da química, como predito por Gardner torna esse ensino mais eficiente, o que é concordante com pensamento de Menezes; adicionalmente, aumenta o conhecimento e a consciência do estudante em relação à disciplina de Química, segundo Vanin.

Em suma, o processo de visualização do gradiente de concentração das soluções, por essa metodologia didática, somente é possível se a solução produzida for colorida. Caso a solução gerada seja incolor o processo metodológico apresentado não é viável, visto não ser exequível utilizar o sentido da visão na percepção das diferentes tonalidades que se formam quando a solução é colorida, e assim a metodologia não auxilia no processo ensino-aprendizagem para a assimilação dos conceitos estabelecidos na proposta pedagógica.

REFERÊNCIAS:

1. ATKINS, P. PAULA, J. *Físico-Química*. V. 1. 7ª Edição. Rio de Janeiro: LTC, **2002**, 356p.
2. ATKINS, P., LORETTA, J. *Princípios de Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente*. Porto Alegre: Bookman, **2001**, 914p.
3. BARD, A. J., FAULKNER, L. R., *Electrochemical Methods: Fundamentals and Applications*. 2nd Edition. USA: John Wiley & Sons Inc, **2001**, 833p.
4. BEM-ZVI, R., EYLON, B. S., SILBERSTEIN, J.. *Education in Chemistry*, **1987**, 24, 117.
5. BORDENAVE, J. D.; PEREIRA, A. M. *Estratégias de Ensino-Aprendizagem*. 28ª Edição. Petrópolis: Editora Vozes, **2007**, 316p.
6. BROWN, T. L., LEMAY JR, H. E., BURSTEN, B. E., BURDGE, J. R.. *Química: A Ciência Central*. 9ª Edição. São Paulo: Pearson Prentice Hall, **2007**, 972p.

7. CHRISTIAN, G. D. *Analytical Chemistry*. 5th Edition, New York: John Wiley & Sons, Inc, **1994**, 812p.
8. DAVIS, C., OLIVEIRA, Z. de. *Psicologia na Educação*. 2^a Edição. São Paulo: Editora Cortez, **1994**, 125p.
9. DRIVER, R., ASOKO, H., LEACH J., MORTIMER, E. F., SCOTT, P.. *Educational Research*, **1994**, 23, 5.
10. FERRACIOLI, L. *Revista Brasileira de Estudos Pedagógicos*, **1999**, 80, 5.
11. GARDINER, M. H., MOORE, J. W., WADDINGTON, D. J. In: WADDINGTON, D. J. (Editor). *Teaching School Chemistry*. Paris: Unesco, **1984**, 392p.
12. GIORDAN, M. *Química Nova na Escola*. 10 (**1999**) 43.
13. HARRIS, D. C. *Análise Química Quantitativa*. 5^a Edição. Rio de Janeiro: LTC – Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., **2001**, 862p.
14. HERRON, J. D. *Journal of Chemical Education*, **1975**, 52, 146.
15. KOTZ, J. C., TREICHEL Jr., P. *Química e Reações Químicas*. V. 1. 4^a Edição. Rio de Janeiro: LTC – Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., **2002**, 538p.
16. MENEZES, L. C. (Coord.) *A Universidade e o Aprendizado Escolar de Ciências: Projeto USP/BIRD Formação de Professores de Ciências (1990-1992)*. (org. USP/CECAE) – São Paulo: USP, **1993**, 263p.
17. MORTIMER, E. F. *Química Nova*, **1992**, 15, 242.
18. PIAGET, J. *A Epistemologia Genética*. In: Os Pensadores. São Paulo: Abril Cultural, **1978**, 298p.
19. RUSSEL, J.B. *Química Geral*. 2^a Edição. v. 1. São Paulo: Makron Books, **1994**. 621p.
20. VAITSMAN, D. S., AFONSO, J. C., DUTRA, P. B., *Para que Servem os Elementos Químicos*. 1^a Edição. Rio de Janeiro: Editora Interciência, **2001**, 286p.
21. VANIN, A. J. *Journal of Chemical Education*, **1991**, 68, 652.
22. VOGEL, A. I., *Química Analítica Qualitativa*. 5^a Edição. São Paulo: Editora Mestre Jou, **1981**, 665p.