

CONTEÚDOS DE QUÍMICA EM LIVROS DIDÁTICOS DE CIÊNCIAS

Peter W. Tiedemann*

Resumo: São apresentadas algumas tendências modernas do ensino de química, em termos de ensino no contexto, treinamento de habilidades profissionais e construção da cidadania. São discutidos alguns problemas nos conteúdos de química, principalmente dos livros de ciências de 8ª série, mostrando-se que alguns assuntos são impróprios para alunos dessa faixa etária e outros envolvem apenas a memorização, contribuindo para o afastamento dos alunos do estudo de ciências. Finalmente, são apontados diversos equívocos conceituais, comuns em livros didáticos, que dificultam a aprendizagem.

Unitermos: Ensino no contexto, habilidades profissionais, cidadania, equívocos conceituais em livros didáticos.

Abstract: *In this article we present some of the modern trends in the teaching of chemistry, involving teaching in context, training of professional skills and development of citizenship. We also discuss some problems with the content of chemistry, mainly as found in science textbooks for 8th-level students. There are parts of the content that deal with issues inappropriate for the age of the students, while others require merely memorization, thus turning students away from science. Finally, we point out several conceptual mistakes, commonly found in textbooks and which make learning even more difficult.*

Keywords: *Teaching in context, professional skills, citizenship, conceptual mistakes in textbooks.*

Introdução

No ensino de química fala-se na *abordagem do cotidiano*, em mostrar ao aluno fenômenos químicos com que ele possa estar familiarizado e assim desenvolver sua curiosidade científica. Na prática, porém, os conteúdos de química consistem num volume enorme de informação, nem sempre adequado à idade do aluno, deixando de ser entendido. A aprendizagem é dificultada ainda mais pelo uso de metáforas e analogias, com o intuito de efetuar a transposição didática do conhecimento científico, muitas vezes deturpando este último (Lopes, 1997). Dessa forma, não se consegue despertar o interesse científico do aluno.

Tivemos a oportunidade de analisar alguns livros de ciências para a 8ª série e constatamos a existência de equívocos que se repetiram em vários dos livros examinados. Neste artigo, os equívocos que mais apareceram serão apontados de forma pontual, tanto no que se refere a impropriedades de conteúdo, devido à faixa etária dos alunos, como a impropriedades conceituais. Para colocar estes problemas numa perspectiva educacional, serão apresentadas tendências internacionais na educação básica, já delineadas na Nova Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional (LDB/1996) e no documento básico do Exame Nacional do Ensino Médio (ENEM/1999).

* Professor Assistente Doutor, Departamento de Química Fundamental, Instituto de Química da USP - Câmpus

Tendências Modernas em Educação

Atualmente consideram-se três tendências no ensino:

- ensino no contexto
- treinamento de habilidades profissionais
- construção da cidadania

Ensino no contexto é uma tentativa de fazer o aluno aprender da maneira como se adquire conhecimento no dia-a-dia. *Discutem-se* situações ou problemas que envolvem questões da disciplina em estudo, a química, no nosso caso. Para o aluno entender a situação ou resolver o problema, precisa de conhecimentos de química, que são introduzidos apenas na extensão em que ajudam na compreensão e na resolução da questão proposta. Dessa forma os conceitos não são apresentados na seqüência tradicional. Geralmente um assunto é tratado de forma parcial na primeira vez em que aparece, voltando-se a ele sucessivas vezes, aprofundando-se e estendendo-se o conhecimento. Parte-se de observações para chegar à teoria, pois começa-se sempre com uma situação prática, que é tratada com base em conhecimento científico. Dessa forma desenvolve-se atitude científica no aluno, mostrando-lhe como pode resolver um problema real da sua vida, buscando os conhecimentos necessários para isso. Ensino no contexto não deve ser confundido com abordagem do cotidiano, pois esta pode ser feita, apresentando-se a teoria, ilustrada posteriormente com exemplos do cotidiano. No exterior, vários livros de química, destinados a alunos do ensino médio, seguem essa metodologia (Hill et alii., 1989; Hill e Holman, 1995). No Brasil há dois volumes para cursos supletivos (Telecurso 2000, 1995).

Em todas as profissões são necessárias algumas habilidades, independentemente do conhecimento técnico que é preciso ter para desempenhar a profissão. Estas habilidades são chamadas de *habilidades profissionais ou habilidades transferíveis*, pois podem ser aprendidas em determinado contexto e depois aplicadas em outro. Alguns exemplos são:

- trabalho em equipe
- comunicação oral e escrita
- argumentação lógica
- tomada de decisão
- obtenção de informação

Professores concordam que estas habilidades são importantes, mas supõem que os alunos as adquirem naturalmente no decorrer de sua vida escolar. No entanto, estas habilidades podem e devem ser treinadas, o que traz grandes vantagens para os alunos quando têm de enfrentar um exame de seleção de candidatos a emprego. Além disso, essas habilidades, uma vez adquiridas, são duradouras e de aplicação geral, enquanto o conhecimento científico é rapidamente esquecido, além de se tornar obsoleto durante a vida profissional e nem sempre ser relevante no caso de alunos que não seguem carreira científica. A química presta-se excepcionalmente bem para a aquisição de várias habilidades profissionais, pois observar, tirar conclusões e elaborar relatórios são atividades comuns no dia-a-dia do químico. Currículos modernos de química incluem consistentemente exercícios para o treinamento de habilidades profissionais (Johnstone e Sharp, 1979; Johnstone et al., 1981).

A *construção da cidadania* é outra preocupação atual do ensino (Falcão, 1995; Santos e Schnetzler, 1996), fundamental para o exercício pleno da cidadania, envolvendo a tomada de decisões socialmente relevantes. De uma longa lista de atitudes de cidadania, podem-se citar, a título de ilustração:

- conservação de energia
- prevenção de acidentes
- defesa do consumidor
- preservação do patrimônio

Livros didáticos e aulas devem conter mensagens positivas, exemplificando tais atitudes.

Problemas de Conteúdo nos Livros Didáticos de Química.

As premissas discutidas acima estão contempladas, em maior ou menor extensão, desta ou de forma parecida, no livro do professor de muitos textos didáticos. A implementação destas idéias não é fácil, o que se verifica examinando o livro do aluno, onde a realidade geralmente é outra.

É claro que na 8ª série e mesmo no ensino médio não se pretende formar um especialista em química. O aluno deve ser capaz de compreender os aspectos químicos de seu cotidiano e ser capaz de raciocinar em termos científicos para solucionar problemas de seu dia-a-dia. No entanto, ele inicia seus estudos de química com definições detalhadas de conceitos como *matéria, corpo, objeto* e a classificação das *propriedades da matéria em gerais, específicas e funcionais*, definições e classificações que não são familiares nem mesmo para um químico profissional. Encontram-se exemplos forçados, difíceis de entender. Por exemplo, por que uma pepita de ouro é considerada apenas matéria, uma barra de ouro, um corpo e um anel de ouro, um objeto? A maioria dos livros traz logo nos capítulos iniciais os *métodos de separação de misturas*. O aluno precisa aprender ou, provavelmente, decorar, uma infinidade de palavras novas, tais como *filtração, decantação, dissolução, centrifugação, tamisação ou peneiração, levigação, flotação, ventilação, escolha ou catação, magnetização ou imantação*. Novamente, nem químicos profissionais conhecem todos estes termos e muito menos conseguiriam arrolá-los.

Como até este ponto o aluno ainda não pôde ver a beleza da química, não é surpreendente que comece a odiar a matéria. A situação piora quando é apresentada a estrutura do átomo, cujo significado um aluno de 8ª série não consegue perceber. Muitos livros até mesmo insistem no modelo de *orbitais*, um modelo abstrato, impróprio para alunos de 8ª série ou mesmo do ensino médio. Encontram-se as mais variadas descrições de orbitais, fazendo-se comparações com o bater das asas de um beija-flor, as hélices de um avião ou um enxame de abelhas. Criam-se assim analogias, desnecessárias para o cidadão comum, prejudiciais para aqueles que vão aprofundar seus estudos.

A apresentação da estrutura atômica geralmente continua com o estudo de *isótopos, isóbaros e isótonos*. O conceito de isótopo é importante, pois, por exemplo, o carbono-14 é essencial na datação de artefatos fósseis de origem animal ou vegetal e o carbono-13 permite determinar a estrutura de compostos orgânicos, havendo ainda os vários radioisótopos de uso industrial e medicinal, como cério-137 e cobalto-60. Os conceitos de isóbaro e isótono são importantes para o físico nuclear, não para o químico e muito menos para alunos de 8ª série ou do ensino médio. Ainda mais, esses conceitos são discutidos apenas em termos de número de prótons e nêutrons, sem mencionar-se sua aplicação prática.

Os problemas acima foram apontados para mostrar que o estudo da química tem início com uma série de tópicos desnecessários, ou porque são pouco relevantes para a química, ou porque envolvem memorização de grande número de termos novos, ou porque são inadequados para a faixa etária de alunos de 8ª série ou mesmo do ensino médio ou, ainda, porque são apresentados sem aplicação prática. Encontram-se, ainda, nos livros didáticos, vários equívocos conceituais, dos quais os mais comuns e representativos serão discutidos abaixo.

Problemas Conceituais nos Livros Didáticos de Química

Muitas imprecisões e muitos equívocos aparecem nos livros didáticos devido ao desejo de simplificar o assunto e assim facilitar sua compreensão pelos alunos (Lopes, 1997; Beall, 1999). Muitas vezes, porém, a simplificação leva ao resultado oposto. Por exemplo, a *ligação covalente* é explicada de várias maneiras, freqüentemente envolvendo elétrons em alta velocidade, o que é fantasioso. No entanto, a explicação mais simples e que está presente nos modelos de mecânica quântica, requer tão somente que se note que, com duas cargas positivas (os núcleos dos átomos ligados por ligação covalente) e duas cargas negativas (o par de elétrons da ligação covalente), as interações atrativas superam as repulsivas, de modo que as quatro cargas têm a tendência de ficarem juntas. A resolução do modelo quântico, por exemplo para a molécula de hidrogênio, considerando essas atrações e repulsões, leva aos orbitais ligante e antiligante (Toma, 1997). Estes conceitos são, porém, desnecessários para os alunos da faixa etária considerada.

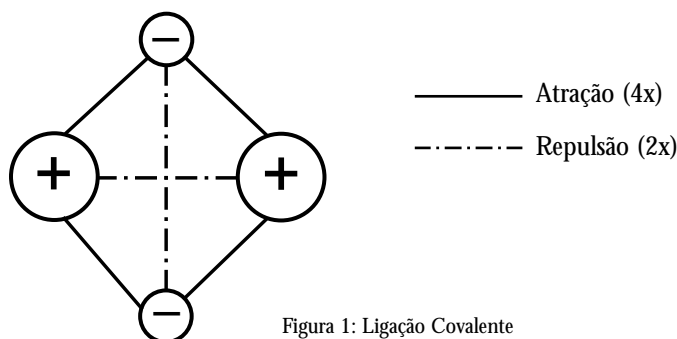


Figura 1: Ligação Covalente

Algo semelhante ocorre com a conceituação dos estados físicos e a explicação das mudanças de estado físico. O estado sólido, por exemplo, é definido como aquele em que as forças de atração são maiores que as de repulsão. Se isto fosse verdade, as moléculas chegariam cada vez mais perto umas das outras, até as forças de repulsão se tornarem iguais às de atração. Em todos os estados físicos, em média, as forças de atração são iguais às de repulsão; caso contrário, o sistema não seria estável. É difícil definir os estados físicos em termos de forças, pois têm-se situações diversas em cada estado. Por exemplo, num sólido, as moléculas mantêm-se unidas pelo efeito cooperativo de várias moléculas, enquanto num gás, a baixa pressão, é razoável considerar apenas forças de interação bimolecular, isto é, entre duas moléculas. Uma maneira mais plausível de conceituar os estados físicos envolve a energia das moléculas. Para uma substância passar de sólido a líquido e a gás, é preciso fornecer-lhe energia, aquecendo-a. A energia das moléculas é maior no estado líquido do que no estado sólido e maior no estado gasoso do que no estado líquido, para uma mesma substância. Isto também permite explicar facilmente as mudanças de estado físico.

As moléculas de uma substância não têm todas a mesma energia, mas há uma distribuição de energias, isto é, algumas moléculas têm energia maior, outras, menor. Na figura 2 estão representadas duas distribuições de energia para uma mesma substância; a curva mais achatada refere-se a uma temperatura mais alta que a curva mais aguda. Nesta figura, $P(E)$ é, de forma não muito rigorosa, o número de moléculas com energia E_m . Se estas forem distribuições de energia de uma substância líquida, E_m é a energia mínima que uma molécula precisa ter para sair do líquido e passar para a fase gasosa. Por isso, para que uma substância evapore, é preciso fornecer-lhe energia na forma de calor, para que gradativamente todas as moléculas adquiram energia maior do que E_m .

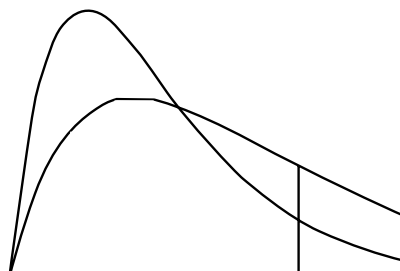


Figura 2. Distribuição de energia molecular: mesma substância, temperaturas diferentes

Verifica-se que na temperatura maior há mais moléculas com energia maior do que a mínima e por isso a substância evapora mais rapidamente na temperatura mais alta. A curva da figura 3 representa a distribuição de energia de duas substâncias na mesma temperatura. A diferença é que para uma das substâncias a energia mínima para moléculas passarem da fase líquida para a gasosa é E_1 e, para a outra, E_2 . Como para esta segunda substância menos moléculas têm energia maior do que a mínima, esta substância evapora mais lentamente na temperatura considerada.

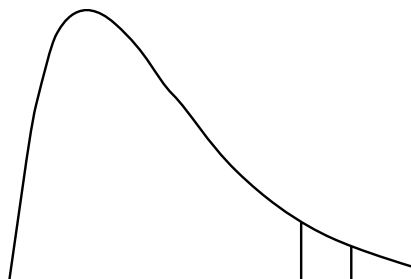


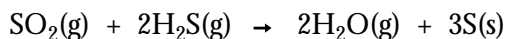
Figura 3. Distribuição de energia molecular: duas substâncias, mesma temperatura

Alguns livros trazem uma explicação curiosa a respeito da observação de que substâncias formadas por moléculas maiores e de maior massa têm ponto de ebulição maior que substâncias formadas por moléculas menores e de menor massa, afirmando que isto se deve à atração gravitacional maior a que estão sujeitas as moléculas maiores. Isto não é correto, pois forças gravitacionais são totalmente desprezíveis quando comparadas com forças intermoleculares. O que ocorre é que as forças intermoleculares geralmente são mais intensas em moléculas maiores do que em moléculas menores.

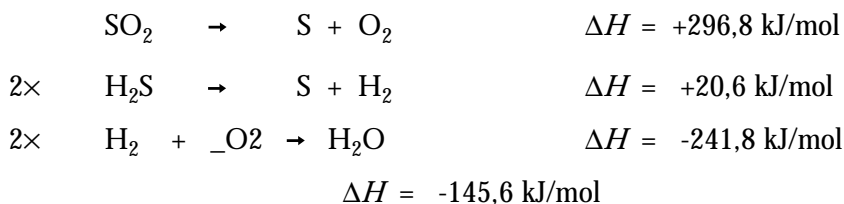
Ao discutir a regra do octeto, afirma-se em muitos livros que *átomos instáveis* não podem existir livres e isolados. Porém, átomos não são instáveis, a não ser que se esteja falando de átomos com núcleo radioativo. Átomos, como por exemplo, de cloro, podem muito bem existir livres e isolados. Ocorre que eles reagem facilmente com quase todas as moléculas com que venham a colidir. Isto é importante reconhecer quando se discute o buraco na camada de ozônio e poluição na baixa atmosfera, onde estão envolvidas espécies muito reativas, que não se pode ter num frasco, mas que existem enquanto não encontram outra espécie para reagir.

Nos livros é praticamente geral a definição de *molécula* como a menor porção de substância que conserva suas propriedades. Que propriedades são essas? Ponto de fusão? Ponto de ebulição? Não, pois estas são propriedades que dependem de forças intermoleculares e, portanto, são propriedades de um conjunto molecular. Energia de ionização? Esta é uma grandeza que caracteriza uma molécula isolada, mas, por outro lado, a energia necessária para arrancar um elétron de uma porção de matéria é diferente daquela necessária para tirar um elétron de uma molécula e chama-se função de trabalho. Serão então propriedades químicas, ou seja, reatividade? Geralmente moléculas individuais reagem de forma diferente de um conjunto dessas moléculas. Por exemplo, bário reage com água, formando uma solução de hidróxido de bário e o gás hidrogênio. Em fase gasosa é possível estudar a reação de átomos de bário com moléculas de água, mas o que se obtém é a espécie BaOH e átomos de hidrogênio. Portanto, essa definição usual de molécula não tem sentido.

É comum encontrar nos livros a afirmação de que numa *reação química* as moléculas são inicialmente quebradas e os átomos são reaproveitados para formar novas moléculas. Se isto fosse verdade, energias enormes seriam consumidas para inicialmente romper ligações, o que inviabilizaria a maioria das reações químicas nas condições usuais. Reações químicas são possíveis porque quebra de ligações e formação de novas ligações ocorrem concomitantemente, de modo que as energias necessárias são baixas comparadas com as energias requeridas para quebrar ligações. É possível que a confusão tenha origem na lei de Hess, que permite calcular a variação de entalpia numa reação a partir da variação de entalpia de reações que, somadas, dão a reação em questão. Isto é possível porque o ΔH de uma reação depende apenas dos reagentes e dos produtos, mas não de eventuais produtos intermediários. Por exemplo, a reação



pode ser formalmente separada nas reações de decomposição de SO_2 e H_2S e de formação de H_2O :



Isto vale para cálculos energéticos e não significa que a reação ocorra dessa forma.

É importante distinguir bem os conceitos de *massa atômica*, *massa atômica relativa*, *peso atômico*, *massa molar* e *número de massa*, o que nem sempre ocorre nos livros didáticos. *Massa atômica* é a massa de um átomo, dada em gramas; é sempre uma grandeza muito peque-

na. O mesmo vale para *massa molecular*, que é a massa de uma molécula. Dificilmente trabalha-se com essas massas. *Massa atômica relativa* é a massa do átomo considerado dividida por 1/12 da massa do átomo de carbono-12. É, portanto, um número puro. Definição análoga vale para *massa molecular relativa*. *Peso atômico* e *peso molecular* são sinônimos de massa atômica relativa e massa molecular relativa, respectivamente. São, portanto, números puros e não, pesos, dados em newtons, como os termos fariam supor; apesar de incorretos, são aceitos pela IUPAC por serem de uso generalizado. *Massa molar* é a massa de 1 mol da espécie considerada, ou seja, a massa de um número de entidades da espécie considerada igual à constante de Avogadro (antigamente denominada número de Avogadro). É dada em gramas por mol. Fala-se em massa molar de átomos, moléculas, íons ou qualquer outra espécie. Numericamente massa molar e massa molecular relativa são iguais, mas os conceitos são diferentes. *Número de massa* é a soma do número de prótons e do número de nêutrons de um átomo. É, portanto, um número puro e sempre inteiro, o que não se verifica em alguns livros didáticos.

Na maioria dos livros didáticos de ciências da 8a série, *massa* é definida como *quantidade de matéria*. Newton, nas Definições de sua obra *Princípios Matemáticos de Filosofia Natural*, define quantidade de matéria em termos de densidade e volume, portanto, indiretamente em termos de massa. Autores recentes (Gleiser, 1997) também relacionam massa com quantidade de matéria. Porém, a partir do momento em que a IUPAC estabeleceu quantidade de matéria como uma das grandezas fundamentais, definindo-a como número de partículas (átomos, moléculas, íons etc.), numa dada amostra, dividido pela constante de Avogadro, tendo como unidade o mol, tornou-se conveniente definir massa, cuja unidade é o grama (ou o quilograma), em termos da segunda lei de Newton. Na 8a série geralmente não se fala em mol, de modo que a confusão entre massa e quantidade de matéria não parece séria, mas certamente ela vai prejudicar os alunos que prosseguem com seus estudos no ensino médio.

O conceito de massa é de fato bastante difícil; mais difícil, por exemplo, que o de volume, o que leva a freqüentes confusões. Observem-se os seguintes enunciados, extraídos de um mesmo livro de 8a série: Lei de Dalton: *A massa de um elemento químico reage com diferentes massas de outro elemento sempre numa relação de números inteiros*. Lei de Gay-Lussac: *As substâncias gasosas combinam-se para formar compostos químicos sempre em volumes que mantêm entre si uma relação estabelecida por números inteiros*. No primeiro enunciado afirma-se que "a massa reage"; evidentemente, o que reage é o elemento químico. No segundo enunciado essa confusão não ocorre, pois não se diz que "o volume se combina". Certamente a lei de Dalton poderia ser enunciada mais corretamente de forma análoga à de Gay-Lussac dada acima.

Conclusão

O objetivo do ensino de química no nível básico é mostrar aos alunos como funciona a moderna sociedade tecnológica e fazê-los compreender questões importantes como ambiente, energia, avanços médicos etc., habilitando-os a exercerem plenamente a cidadania. A maioria dos alunos não seguirá carreira científica e nem está especialmente interessada em ciências. Para tornar a ciência mais agradável para os alunos, devemos reconhecer esses fatos e tentar dar uma visão mais geral de ciência e não procurar já formar especialistas. Também é importante eliminar os freqüentes equívocos conceituais, que certamente dificultam o aprendizado.

Referências Bibliográficas

- BEALL, H. The ubiquitous metaphors of chemistry teaching. *J. Chem. Educ.*, v.76, n.3, p. 366-368.
- BRASIL. Ministério da Educação. Instituto Nacional de Estudos e Pesquisas Educacionais. *Exame Nacional do Ensino Médio-ENEM 1999*. Documento básico.
- FALCÃO, J. *Atitudes da cidadania*. Memorando - seminário TC2000. Rio de Janeiro, 26 de janeiro. 1995.
- GLEISER, M. *A dança do universo*. São Paulo : Companhia das Letras, 1997. 404p.
- HILL, G. C., HOLMAN, J. S. *Chemistry in context*. 4a ed. Inglaterra : Nelson International, 1995.
- HILL, G., HOLMAN, J., LAZONBY, J., RAFFAN, J., WADDINGTON, D. *Chemistry : the salters' approach*. Oxford : Heinemann Educational, 1989.
- JOHNSTONE, A. H., PERCIVAL, F., REID, N., Is knowledge enough? *Studies in Higher Education*, v.6, n.1, p.77-84. 1981.
- JOHNSTONE, A. H., SHARP, D.W.A. Some innovations in university chemistry teaching. *Studies in Higher Education*, v. 4, n.1, p.47-54. 1979.
- BRASIL. Ministério da Educação. LDB (1996), *Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional*, lei número 9394, 20 de dezembro de 1996.
- LOPES, A. R. C. Conhecimento escolar em química : processo de mediação didática da ciência. *Química Nova*, v.20, n.5, p.563-568, 1997.
- SANTOS, W. L. P., SCHNETZLER, R. P. Função social : o que significa ensino de química para formar o cidadão? *Química Nova na Escola*, v.4, p. 28-34. 1996.
- TELECURSO 2000 : *química*. v. 1 e 2. Fundação Roberto Marinho/Sistema Fiesp/Globo. 1995.
- TOMA, H. E. Ligação química: abordagem clássica ou quântica? *Química Nova na Escola*, v.6, p.8-12. 1997.