



**UNIVERSIDADE ESTADUAL DE
MARINGÁ**
PROGRAMA DE PÓS-GRADUAÇÃO EM EDUCAÇÃO PARA A
CIÊNCIA E O ENSINO DE MATEMÁTICA



MARIA APARECIDA DO CARMO PADULLA SOARES

A GRANDEZA “QUANTIDADE DE MATÉRIA” E SUA UNIDADE “MOL”:

Uma Proposta de Abordagem Histórica no Processo de Ensino-Aprendizagem

**Maringá
2006**

MARIA APARECIDA DO CARMO PADULLA SOARES

A GRANDEZA “QUANTIDADE DE MATÉRIA” E SUA UNIDADE “MOL”:

Uma Proposta de Abordagem Histórica no Processo de Ensino-Aprendizagem

Dissertação apresentada ao Curso de Pós-Graduação em Educação para a Ciência e o Ensino de Matemática da Universidade Estadual de Maringá, como requisito parcial para a obtenção do título de Mestre em Educação para a Ciência e o Ensino de Matemática.

Orientador – Ourides Santin Filho

Maringá
2006

MARIA APARECIDA DO CARMO PADULLA SOARES

A GRANDEZA “QUANTIDADE DE MATÉRIA” E SUA UNIDADE “MOL”:

Uma Proposta de Abordagem Histórica no Processo de Ensino-Aprendizagem

Dissertação apresentada ao Curso de Pós-Graduação em Educação para a Ciência e o Ensino de Matemática da Universidade Estadual de Maringá, como requisito parcial para a obtenção do título de Mestre em Educação para a Ciência e o Ensino de Matemática.

BANCA EXAMINADORA

Prof. Dr. Ourides Santin Filho - Orientador
Universidade Estadual de Maringá – UEM

Prof. Dr. Aguinaldo Robinson de Souza
Univ. Estadual Paulista Júlio de Mesquita Filho – UNESP - Bauru

Prof^ª. Dr^ª. Regina Maria Pavanello
Universidade Estadual de Maringá – UEM

Maringá, 15 de fevereiro de 2006.

DEDICATÓRIA

*Dedico este trabalho a meu marido,
João Geraldo,
por mais razões do que eu poderia enumerar.*

AGRADECIMENTOS

A elaboração e redação de uma dissertação de mestrado nunca é um esforço solitário. Para ter chegado até aqui devo muito a toda uma relação de pessoas que, de modos diferentes, contribuíram para o término deste trabalho que o leitor tem em suas mãos. Justo é, portanto, expressar meus agradecimentos.

Ao Prof. Dr. Ourides Santin Filho, orientador desta dissertação, por seu tempo, sua infinita paciência e suas observações pertinentes, que me guiaram na elaboração deste trabalho.

Aos meus colegas de turma pela troca de conhecimento, experiências, materiais e pela amizade.

Aos colegas professores e aos alunos do Colégio Estadual Monteiro Lobato de Colorado, pela vivência e reflexão que me propiciam no cotidiano da escola e das discussões pedagógicas.

Ao meu marido, João Geraldo, pelo companheirismo, amor, incentivo e paciência, compartilhando todos os momentos alegres e difíceis no decorrer do curso.

E, finalmente, gostaria de reconhecer os méritos daqueles que, sem estar vinculados ao mundo universitário, muito me ajudaram a chegar até aqui: minha família, por seu ânimo, incentivo e compreensão por tantos momentos não compartilhados.

No céu limpo, sem uma nuvem, a mole do Cáucaso
surgia à direita, clara, escura, as manchas das neves
eternas perfeitamente visíveis.

(Graciliano Ramos, Viagem, p.183).

RESUMO

Pesquisas conduzidas em diversos países mostram que as concepções de “quantidade de matéria” e de sua unidade, o “mol”, não são corretamente compreendidas por professores do Ensino Médio. Como consequência, não são corretamente introduzidas e debatidas com os alunos em sala de aula. Compreender o conceito de mol se faz necessário porque permite a transposição de um mundo invisível para a realidade cotidiana, possibilitando o entendimento das relações quantitativas existentes em termos microscópicos, entre as substâncias envolvidas numa transformação química. No presente trabalho se analisa a evolução histórica da estequiometria, desde suas origens com a introdução do conceito de peso equivalente no final do século XVIII até a introdução da grandeza fundamental “quantidade de matéria” em meados do século XX. Ambos os conceitos resolvem um antigo problema das proporções em massa com que se combinam as substâncias desde paradigmas distintos: o equivalentista e o atomista, respectivamente. Nesta análise se incluem as leis de Richter, Proust e Gay-Lussac, as hipóteses de Dalton e Avogadro e a invenção por Ostwald, em 1900, do termo “mol” como uma unidade de massa característica de cada substância de acordo com a sua visão equivalentista. Posteriormente, a comunidade científica alterou o seu significado adequando-o ao marco atomista e considerando o mol como a unidade de uma nova grandeza, a “quantidade de matéria”, em 1961. Neste trabalho colocamos a hipótese de que as noções de “quantidade de matéria” e “mol” só poderão ser bem compreendidas, se os professores do ensino médio compreenderem bem o próprio processo histórico envolvido na passagem das concepções equivalentistas (partes por massa ou volume, portanto contínua) para concepção das reações proporcionais em número de partículas (logo, descontínua), e assim, percorremos as principais etapas históricas que conduziram a esta mudança.

Palavras-chave: História da química. Quantidade de matéria. Mol.

ABSTRACT

The chemical quantity “amount of substance” and its unity “mol” are badly understood by teachers and students of all levels, as attested by some research on this subject. Even in textbooks these concepts are introduced in a non-contextualized way, leading to a lack of comprehension. These two ideas are very important since they perform a conceptual bridge between the macro world of perceptible quantities (mass and volume of reactants) and the micro domain of the abstract and conceptual approach (atoms, molecules and number of particles participating in a chemical reaction). In this work we recover the historical evolution of stoichiometry since its origin, with the introduction of equivalent weight, by the end of the XVIII century until the consolidation of the chemical quantity “amount of substance”, by the middle of the XX century. These two concepts deals with the same problem, e.g., the ratio among the amount of reactants that perform chemical reactions, but from two different (equivalentist and atomistic) points of view (different paradigms). The combination laws of Richter, Proust and Gay-Lussac, and the Dalton and Avogadro’s hypothesis are discussed, as well as the introduction, by Ostwald, in 1900, of the term “mol” as a unity of mass, in his equivalentist view. We stress that the complete understanding of “amount of substance” and “mol” can be achieved only if one comprehends the historical evolution from the continuous (mass and volume) to discrete (atoms, molecules and number of particles) concepts involved in chemical reactions.

Keywords: History of chemistry. Amount of substance. Mol.

LISTA DE ILUSTRAÇÕES

Esquema 1	Relação entre aluno, história da ciência e construção de conceitos.....	57
Figura 1	Versão elaborada dos símbolos criados por Dalton para os elementos e seus compostos.....	84
Figura 2	Representação do empilhamento dos átomos de Dalton e sua concepção sobre fases gasosas.....	96
Esquema 2	A quantidade de matéria e sua relação com outras grandezas.....	120
Quadro 1	Nomenclaturas alteradas pela IUPAC.....	123

LISTA DE TABELAS

- Tabela 1** Relação de pesos equivalentes de alguns ácidos e bases referentes a 1000 partes de ácido sulfúrico, compilada por Fischer.....76
- Tabela 2** Pesos atômicos segundo Dalton: primeira tabela de pesos atômicos, apresentada oralmente por Dalton em 1803 e publicada como artigo em 1805. A coluna da direita apresenta parte de sua segunda tabela, publicada no livro *A New System of Chemical Philosophy*, em 1808.86
- Tabela 3** Valores da constante de Avogadro, N_A , nas 1ª e 9ª edições de *Les atomes* (Perrin, 1913 e 1924). A primeira coluna refere-se ao fenômeno através do qual se determinou a constante, a segunda coluna ao valor de N_A que aparece na 1ª ed., e a terceira coluna ao valor de N_A na 9ª ed. Note-se que, nesta última, foram acrescentados dois métodos.....107
- Tabela 4** Grandezas físicas e suas unidades.....117
- Tabela 5** Grandezas mais comuns afetas à matéria classificadas dentro de perspectivas contínua, descontínua e intermediária.....121
- Tabela 6** Relações entre algumas grandezas extensivas mais comuns relacionadas à matéria.....122

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	12
1.1 Motivações e justificativas para o trabalho	26
1.1.1 <i>A importância do professor pesquisador</i>	26
1.1.2 <i>Justificativas</i>	32
2 O ESTADO DA ARTE DO TEMA “MOL” NO ENSINO/APRENDIZAGEM DA QUÍMICA	39
2.1 Concepções de alunos – dificuldades de aprendizagem dos conceitos quantidade de matéria e mol	40
2.2 Concepções dos professores sobre os conceitos de mol e quantidade de matéria ..	44
2.3 O conteúdo dos livros didáticos	50
2.4 Algumas considerações para esta seção	51
3 A IMPORTÂNCIA DA HISTÓRIA E DA FILOSOFIA DA CIÊNCIA NO ENSINO DAS CIÊNCIAS	54
3.1 Concepções dos professores sobre a natureza da Ciência	57
3.2 Por que e como utilizar a história e a filosofia da ciência no ensino das Ciências ..	64
3.3 Algumas considerações para esta seção	69
4 PROPOSTA DE ABORDAGEM HISTÓRICA	71
4.1 Séculos XVIII e XIX: Revolução na economia e na política	72
4.2 As relações entre a ciência, a técnica e a produção	77
4.3 O longo vaguear da teoria atômica	81
4.4 A Teoria de Dalton	90

4.5 A polêmica de Gay-Lussac e Dalton	101
4.6 O Congresso de Karlsruhe.....	111
4.7 O panfleto de Cannizzaro	112
4.8 E os átomos existem.....	114
4.9 O termo mol – uma aproximação histórica.....	119
4.10 Introdução da grandeza “quantidade de matéria”	124
4.11 O termo mol – um novo significado.....	115
4.12 Relações entre a quantidade de matéria (n) e outras grandezas.....	129
5 CONCLUSÕES.....	135
REFERÊNCIAS	141
APÊNDICES	147
ANEXOS	149

1. INTRODUÇÃO

A introdução do conceito de mol e sua aprendizagem significativa no Ensino Médio é um dos temas que mais problemas trazem para alunos e professores e é considerado um dos principais obstáculos para a compreensão de relações quantitativas em química.

Alguns trabalhos recentes (AZCONA, 1999; FURIÓ et al., 1999; ROGADO, 2000) indicam o desconhecimento, por parte dos professores, da origem e da evolução histórica experimentada pelos significados de quantidade de matéria e sua unidade, o mol, como um dos motivos que estariam contribuindo para o baixo nível de entendimento destes conceitos pelos alunos. Apesar de uma abundante bibliografia sobre o tema (FURIÓ et al., 1999), é necessário seguir avançando na investigação educativa sobre o ensino deste conceito.

Atualmente, parece não haver mais dúvida por parte dos pesquisadores em ensino de Ciências de que a História da Ciência é uma ferramenta que pode e deve ser utilizada como um recurso enriquecedor numa situação de ensino. Por intermédio de um enfoque histórico pode-se, numa situação de sala de aula, levantar questões que não se manifestariam por meio de outros enfoques, e que são capazes de revelar lacunas no domínio conceitual construído pelos alunos. Estas questões acabam provocando desequilíbrios, podendo tornar-se elementos importantes para o entendimento dos conceitos na medida em que levam em conta causas, motivos, coerências e incongruências.

Ciente de tais considerações, este trabalho apresenta nossas reflexões, investigações e uma proposta de abordagem histórica do conceito de mol e se apresenta estruturado conforme destacamos a seguir.

Na parte 1.1, **Motivações e justificativas para o trabalho**, mostramos as nossas inquietações sobre o processo de ensino-aprendizagem. Destacamos a importância do professor-pesquisador, aquele que é capaz de refletir sobre a sua prática para criar novos desafios e para exercer sua capacidade de observação, análise e busca de novos horizontes, mais contextualizados e coerentes com as necessidades sociais, educativas e políticas da sociedade atual.

No item 2, **O estado da arte do tema “mol” no ensino/aprendizagem da química**, fizemos uma revisão bibliográfica de vários trabalhos publicados no Brasil e no exterior sobre o tema mol. Também destacamos uma pesquisa realizada por nós sobre as idéias dos professores atuantes no ensino médio acerca do conceito de mol e sua importância, procurando examinar se a historicidade e a evolução desse conceito eram conhecidas por estes educadores.

Com a parte 3, **A importância da história e da filosofia da ciência no ensino das ciências**, buscamos evidenciar como a abordagem histórica dos conteúdos da ciência pode abrir espaços para a reflexão e a discussão, permitindo reconhecer a ciência como atividade humana que implica em construção, na qual estão envolvidos componentes sociais, políticos e econômicos. Assim, além de auxiliar na construção de conceitos, o uso da história da ciência permite também constatar que o saber científico não é meramente transmitido, revelado ou adquirido passivamente pela observação, mas construído num processo de idas e vindas dinâmico.

No item 4, **Proposta de abordagem histórica**, apresentamos a evolução histórica do conceito de mol, desde sua origem como uma unidade de massa característica de cada substância feita por Ostwald em 1900, até seu significado atual de unidade de uma nova grandeza, a quantidade de matéria. Nessa evolução conceitual, percorremos as principais

etapas históricas que levaram à aceitação do atomismo e a necessidade da conexão entre o mundo macroscópico (massa e volume) e o mundo microscópico (de átomos e moléculas).

E por fim, na sessão 5, **Conclusões**, fazemos uma síntese dos resultados do trabalho, recapitulando de uma forma sintética os principais pontos abordados na pesquisa elaborada e sugerindo novas abordagens pertinentes aos temas tratados nesta dissertação.

Esperamos que este estudo contribua para que se perceba a importância da aprendizagem pautada pela abordagem histórica da Ciência em geral e a necessidade, em particular, de uma grandeza capaz de contar partículas e que faça a conexão entre o mundo invisível dos átomos e moléculas e a realidade cotidiana das reações químicas, como a sentiram os químicos após a consolidação da teoria atômico-molecular.

1.1 Motivações e justificativas para o trabalho

1.1.1 A importância do professor pesquisador

A tarefa educativa representa um grande desafio para nós, professores, pois nosso trabalho se insere em um contexto social amplo, influenciado por diversas variáveis. É imensa a nossa responsabilidade, bem como a nossa capacidade de influenciar a construção do saber, mas precisamos estar cientes de que existe um limite para a nossa atuação na engrenagem social e de que, sozinhos, com certeza, não conseguiremos mudar o quadro educacional (SANTOS et al., 2003).

A maioria dos educadores, por uma série de razões – baixos salários, excessivo número de aulas, falta de tempo para estudos e atualização, falta de oportunidades

para discutir sua própria prática, falta de infra-estrutura escolar como bibliotecas, xerox, computadores etc. -, não consegue planejar e ministrar suas aulas como provavelmente gostaria e, com isso, se vêem obrigados a adotar metodologias de ensino que se enquadrem nessa realidade e a utilizar os livros didáticos como único e exclusivo instrumento didático.

Coerente com essas reflexões, Santos et al. (2003, p.5), nos coloca que:

Temos sido conduzidos, na roda-viva da escola, a uma prática de sala de aula em que a repetição de conceitos, a resolução de algoritmos - aliada a uma sistemática de avaliação que se limita a medir a capacidade de memorização do aluno - constituem os poucos expedientes que dão resposta eficiente ao sistema educacional vigente. Nesse processo, tudo se encaixa se conseguirmos corrigir as avaliações no prazo estipulado e cumprirmos o programa determinado. Atentos a toda essa situação, os livros didáticos têm sido elaborados na perspectiva de possibilitar ao professor reproduzir tal sistema. Que opção nos resta, senão segui-los? Como não adotar tal rotina?

Assim como Paulo Freire idealizou, lutou e desenvolveu projetos pedagógicos inovadores que ajudaram a transformar a nossa realidade, muitos de nós professores acreditamos na possibilidade de continuar a luta buscando “algo novo”. Não porque o velho não serve, mas porque muitas vezes foi imposto por um sistema que não atende às novas necessidades e interesses dos nossos alunos, ou então não se encaixa mais em nossa realidade (SANTOS et al., 2003). Afinal, é nesta instituição social chamada escola que, por meio da mediação docente, os alunos poderão ter acesso a e se apropriar de saberes historicamente construídos pela cultura humana - saberes científicos/químicos - que lhes permitam outras leituras críticas do mundo no qual estão inseridos. Conforme expressam Driver et al. (1994, p. 10),

Aprender ciências não é uma questão de simplesmente ampliar o conhecimento dos jovens sobre os fenômenos - uma prática talvez denominada mais apropriadamente como estudo da natureza - nem de desenvolver ou organizar o raciocínio do senso comum dos jovens. Aprender ciências requer mais do que desafiar as idéias anteriores dos alunos, através de eventos discrepantes. Aprender ciências requer que crianças e adolescentes sejam introduzidos numa forma diferente de pensar sobre o mundo natural e de explicá-lo.

No entanto, inúmeros trabalhos na literatura nacional e internacional sobre o ensino de Química evidenciam que a aprendizagem dos alunos vem sendo marcada geralmente pela memorização de uma grande quantidade de informações. Embora às vezes “maquiada” com uma aparência de modernidade, a essência do ensino de Química permanece a mesma, priorizando-se as informações desligadas da realidade vivida pelos alunos e pelos professores.

Na escola, de modo geral, o indivíduo interage com um conhecimento essencialmente acadêmico, principalmente através da transmissão de informações na suposição de que o estudante, memorizando-as passivamente, adquira o “conhecimento acumulado” pela humanidade. É comum encontrarmos em inúmeros colegas uma visão simplista da atividade docente, mediante a qual para ensinar basta saber um pouco do conteúdo específico e utilizar algumas técnicas pedagógicas, já que a função do ensino é transmitir saberes que deverão ser retidos pelos alunos. Esse ensino, usualmente denominado “tradicional”,

É caracterizado pelo verbalismo do mestre e pela memorização do aluno (...) Os alunos são instruídos e ensinados pelo professor. Evidencia-se preocupação com a forma acabada: as tarefas de aprendizagem quase sempre são padronizadas, o que implica poder recolher-se à rotina para se conseguir a fixação de conhecimentos/conteúdos/informações (MIZUKAMI, 1986, p. 14).

Evidentemente, professores que se pautam em tal modelo dificilmente perceberão a necessidade de pesquisar sobre o ensino que desenvolvem, já que a pouca aprendizagem de seus alunos usualmente é por eles atribuída à falta de base e de interesse dos discentes e à falta de condições de trabalho na escola (carga horária elevada, salários baixos,

salas superlotadas). Como, para tais professores, só há problemas de aprendizagem, não de ensino (!), não vêem necessidade ou razão para a pesquisa nesse campo.

Acreditamos que essa maneira simplista de conceber o processo de ensino certamente não deixa transparecer a complexidade que caracteriza o ato de ensinar. E foi justamente a consciência dessa complexidade que nos levou a buscar um aprofundamento nos estudos. Evidenciou-se, ao longo da nossa prática docente, a necessidade de se recorrer às contribuições teóricas da filosofia, da psicologia, da sociologia, etc. em busca de suporte para as reflexões que a prática pedagógica exige.

A esse respeito, compartilhamos com a visão de Darsie (1998) segundo a qual, é na reflexão sobre a aprendizagem do conteúdo a ensinar e sobre a aprendizagem do como ensinar, que os professores podem obter a construção de um novo conhecimento profissional que terá como direção a mudança da prática educativa.

Gil-Pérez e Carvalho (1998) enfatizam que, se ensinar não é uma atividade rotineira e estática, bem como uma tarefa fácil, deve-se concluir da necessidade de que o professor detenha teorias que o tornem capaz de elaborar análises e reflexões sobre sua prática. O ato de ensinar não está ligado apenas ao saber do professor, mas também, e principalmente, em compreender como o aluno aprende, quais obstáculos e dificuldades epistemológicas estão relacionados à introdução de determinado conceito. Um professor “incomodado” por tais reflexões passa a ver a sala de aula como uma situação que é única, complexa, incerta, conflituosa, na qual ele vai dialogar, pensar e interagir. Ao fazer isso ele estará pesquisando.

Neste sentido, há uma convicção de nossa parte de que a pesquisa educacional precisa ser feita com a participação do professor, pois não é mais possível separar a atividade de professor da atividade de pesquisador, se pretendemos alcançar uma melhor

qualidade de ensino. Em outras palavras, precisamos atuar como professores-pesquisadores, o que nos coloca na condição de estudiosos constantes de nossa prática pedagógica. Moreira (1990) argumenta que é fundamental pensar a formação do professor-pesquisador frente ao processo de ensino-aprendizagem com olhar de abertura e crítica, porque ele poderá gerar novas teorias norteadoras das práticas pedagógicas específicas. Nas palavras de Maldaner (1994, p. 7):

O professor-pesquisador que se pretende seja constituído é aquele capaz de refletir a sua prática de forma crítica, que vê a sua realidade de sala de aula carregada de teorias e intenções de achar saídas para os problemas que aparecem no dia-a-dia. É o professor-pesquisador que procura saber o pensamento do aluno e o coloca em discussão para possibilitar a construção de um conhecimento mais consistente, mais defensável, mais útil para a tomada de decisões. É o professor-pesquisador que vê a avaliação como parte do processo e ponto de partida para novas atividades e novas tomadas de rumo em seu programa de trabalho. É claro que um professor assim, atua sob um referencial teórico claro sobre o que é ensino, o que é aprendizagem, como se dá o conhecimento humano, qual o verdadeiro objeto de trabalho de sua matéria. Tomar consciência do referencial que se tem é uma tarefa de cada professor-pesquisador. A melhor maneira de fazê-lo é a reflexão sobre a própria prática, ou sobre as transformações causadas em nossas salas de aula a partir de nossas atividades. Se essa reflexão for conduzida em grupos de estudo e de pesquisa de professores, cujo objeto é a própria atividade profissional, os resultados serão mais profundos e os avanços mais consistentes.

Baird¹ e outros (1991 apud LIMA, 1996, p.16), em estudo sobre a importância da reflexão na melhoria do ensino e aprendizagem em ciências, nos dizem que,

(...) mudanças na metacognição do aluno só poderiam ocorrer após mudanças de atitudes, de percepção, de concepção e de habilidades nos professores, isto é, o desenvolvimento da metacognição do professor necessita anteceder àquela que se deseja ocorra no estudante.

¹ BAIRD, John R. et al. The importance of reflection and learning. *Journal of Research in Science Teaching*, New York, v. 28, no. 2, p. 163-182, 1991.

Acreditamos que a melhoria efetiva do processo de ensino-aprendizagem só acontece através da ação do professor, o que demanda, de sua parte, um contínuo processo de aprimoramento profissional e de reflexão crítica sobre sua prática. Mais do que isso, o que um professor de Química ensina para seus alunos decorre da sua visão epistemológica dessa ciência, do propósito educacional que atribui ao seu ensino, de como se vê como educador (SCHNETZLER, 2004).

Outro fator que justifica a necessidade de estudos por parte do professor é a necessidade de se superar o distanciamento entre o desenvolvimento de pesquisas no ensino de química e a utilização das mesmas para a melhoria desse ensino em sala de aula. A não integração da Universidade com as Escolas de Ensino Fundamental e Médio e entre os estudos teóricos e a prática docente têm sido apontados por pesquisadores em Educação em Ciência, no mundo todo, como algumas das causas, entre outras, deste distanciamento. Segundo Caldeira² (1993 apud CUNHA, 2005), a maior parte dos conhecimentos que os docentes recebem nos cursos de formação inicial ou permanente, ainda que possam estar mais ou menos legitimados academicamente, não foram produzidos e nem legitimados pela prática docente. Os conteúdos e a forma de desenvolvê-los foram definidos de fora, o que explica a relação de exterioridade que os docentes estabelecem com eles. Outro motivo comumente lembrado, como nos recorda Cunha (2005), é a separação entre pesquisadores que pensam e propõem projetos inovadores e professores, que na condição de consumidores, não são chamados a refletir sistematicamente sobre o ensino para modificar o seu desempenho e para adaptar propostas inovadoras.

² CALDEIRA, A. M. S. *La práctica docente cotidiana de una maestra y el proceso de apropiación y construcción de su saber*. 1993. 347 f. Tese (Doutorado) - Universidade de Barcelona, Barcelona, 1993.

Essas idéias podem ser resumidas dizendo que a investigação no âmbito do ensino das Ciências tem tido uma reduzida influência nas práticas dos professores. Tal constatação levou-nos a considerar que a investigação tem que articular-se com a formação dos professores e esta tem que ser relevante para eles, isto é, deve apoiar-se em aspectos concretos e significativos no âmbito da sua prática.

Com esta perspectiva, fomos levados a procurar caminhos científicos que possibilitassem a compreensão dos processos de ensino-aprendizagem da Química, propondo-nos então a desenvolver estudos de pós-graduação em Educação Química, campo do saber que investiga tais processos.

Assim, escolhemos um tema curricularmente relevante, que constituísse um desafio para mim e para os professores e que tradicionalmente, os professores referem que se trata de um tema complexo, que os alunos não compreendem bem: **a grandeza quantidade de matéria e sua unidade, o mol.**

1.1.2. *Justificativas*

Historicamente, o conceito de mol, associado à unidade individual de massa, foi introduzido na química por Ostwald, em 1900, devido ao seu ceticismo em relação à teoria atômico-molecular. Neste contexto histórico, Ostwald definiu mol como o “peso normal ou molecular de uma substância expresso em gramas” (FURIÓ et al., 1999, 2002). Em 1971, foi introduzida a definição atual de mol como unidade de base do Sistema Internacional (SI) para

a grandeza quantidade de matéria (ROCHA-FILHO; SILVA, 1991). Essa mudança ao longo da história nem sempre foi incorporada com clareza no ensino-aprendizagem desse conteúdo.

Assim, os obstáculos à compreensão conceitual de *mol*, potenciais geradores de posteriores dificuldades no ensino de Química, foram estimulando a pesquisa educacional na área. Muitos trabalhos de investigação publicados durante os últimos anos em revistas especializadas em didática das ciências têm mostrado uma crescente preocupação em torno do ensino e da aprendizagem deste conceito e destacamos entre eles: DIERKS³, 1981 apud FURIÓ, 2002; CERVELLATI et al., 1982; LAZONBY et al., 1985; NELSON⁴, 1991 apud FURIÓ, 2002; TULLBERG et al., 1994; STAVER; LUMPE⁵, 1995 apud FURIÓ, 2002. Os trabalhos que abordam o problema didático do ensino e aprendizagem do conceito de mol apresentam diversas vertentes: percepções de estudantes e de professores sobre o tema, novas perspectivas didáticas à luz da psicologia da aprendizagem, os pontos de vista histórico e filosófico sobre a origem e a evolução dos conceitos e os pré-requisitos necessários para a aprendizagem destes conceitos.

Outros estudos têm centrado sua análise sobre o conteúdo dos livros didáticos, em particular a respeito de como se introduz o conceito de mol, para averiguar sua influência na gênese das dificuldades dos alunos com relação aos referidos conceitos.

O 'conceito de mol' tem sido uma constante fonte de dúvidas e perplexidade para os químicos e, principalmente, para os estudantes. [...] cerca de 300 artigos foram publicados após 1953 discutindo este tema; apesar disso, o problema persiste (ROCHA-FILHO, 1988, p. 419-420).

³ DIERKS, W. Teaching the mole. *European Journal of Science Education*, London, v. 3, no. 2, p. 145-148, 1981.

⁴ NELSON, P. G. The elusive mole. *Education in Chemistry*, London, v. 28, no. 4, p. 103-104, 1991.

⁵ STAVER, J. R.; LUMPE, A. T. Two investigations of students understanding of the mole and its use in problem solving. *Journal of Research in Science Teaching*, New York, v. 32, no. 2, p. 177-193, 1995.

As razões que justificam as dificuldades no ensino e na aprendizagem do conceito de mol apontadas nessas pesquisas são muito diversas e entre elas se destacam as seguintes:

- A dificuldade de compreensão da definição atual da IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada).
- A elevada exigência cognitiva, no sentido piagetiano, do próprio conceito (SHAYER; ADEY, 1984).
- A existência de diferentes níveis de descrição da matéria: macroscópico e microscópico, com diferentes entidades e conceitos associados a cada um deles (HUDSON, 1976).
- Os pré-requisitos matemáticos do pensamento proporcional (HUDSON, 1976).
- A existência de erros conceituais nos alunos (LAZONBY et al., 1985).
- A existência de erros conceituais nos professores e de metodologias deficientes por eles utilizadas para introduzir estes conceitos (AZCONA 1999; FURIÓ et al., 1999).
- A apresentação feita nos livros didáticos, em que a grandeza quantidade de matéria não é explicitada adequadamente (FURIÓ et al., 1999).

Rogado (2000), em sua dissertação de mestrado, destaca que o conceito de quantidade de matéria e o nome e símbolo de sua unidade de medida, o *mol*, apresentam sérias dificuldades de ensino e aprendizagem, principalmente no que se refere à indistinção entre quantidade de matéria e massa.

Em nossa prática docente para o ensino do conceito de mol, também nos defrontamos com as dificuldades relatadas acima e freqüentemente encontramos nos alunos concepções erradas, tais como a identificação do mol como uma unidade de massa, como número de entidades elementares, e ainda indistinção entre mol e massa molar.

Compreender o conceito de mol se faz necessário porque permite a transposição de um mundo invisível para a realidade cotidiana, possibilitando o entendimento das relações quantitativas existentes, em termos microscópicos, entre as substâncias envolvidas numa transformação química.

Diante disso, decidimos repensar a nossa atuação em sala de aula, e fomos levados a pesquisar o conceito de mol, com o objetivo de construir historicamente tal conceito como unidade de uma quantidade química, no caso, *quantidade de matéria*, partindo do pressuposto da importância da abordagem histórica e contextualizada na construção de um conceito e de seu significado epistemológico.

O conhecimento sobre os feitos históricos da ciência pode nos ajudar a avaliar de forma correta as diversas teorias científicas. Para os professores de ciências, freqüentemente, conhecer a história implica a memorização de nomes e datas, com muito pouco conhecimento sobre a construção social e cultural do pensamento científico.

Neste sentido, muitos autores têm destacado a importância do que devem “saber” e “saber fazer” os professores de ciências e, entre as competências profissionais que

temos que adquirir, eles têm ressaltado a necessidade de conhecer a matéria a ensinar e, em particular, conhecer os problemas que originaram a construção dos conhecimentos científicos, para poder entender como chegaram a articular-se como corpos coerentes de conhecimento (GIL-PÉREZ; CARVALHO, 1998). É importante ter conhecimento da evolução de conceitos que são básicos e, em particular, daqueles que são difíceis de aprender por serem muito abstratos para os estudantes. Este conhecimento nos permitirá compreender melhor suas dificuldades e com isso facilitar a aprendizagem. É por estas razões que consideramos de vital importância conhecer a história e a evolução dos conceitos que aqui nos interessam: *a quantidade de matéria e o mol*. Este será o objetivo fundamental deste trabalho: construir historicamente o conceito de mol desde sua concepção equivalentista (e, portanto, associado à massa), até sua proposição como unidade de uma quantidade química, percorrendo as principais etapas históricas que levaram à aceitação do atomismo, fato que acabou por referendar o mol como ponte entre o mundo microscópico (atômico-molecular) e macroscópico (massa e volume) da matéria.

As pesquisas têm mostrado que a quantidade de matéria não é utilizada pelos professores e que em seu lugar se usa o “número de mols”. Frequentemente o conceito de “mol” é ensinado de maneira apenas operativa e assim não se entende claramente que, na atualidade, ele é a unidade de uma das sete grandezas fundamentais de que dispomos no Sistema Internacional de Unidades (MILLS et al., 1993). Nossa hipótese é que estas deficiências docentes se devem, em essência, ao desconhecimento da história da química neste contexto. É por este motivo que trataremos de apresentar neste trabalho a crise que sofreu o modelo atomista durante todo o século XIX, ao competir com o modelo equivalentista que era hegemônico no corpo teórico da química.

A partir de tais considerações, construímos nossa proposta de trabalho partindo da convicção de que, por um lado, a única forma de aprender (e de ensinar) de modo

significativo repousa na apreensão da gênese e na evolução dos conceitos científicos e, por outro, da consciência de que estes pertencem ao mundo da história e da cultura.

Compreender um conceito científico não consiste somente em conhecer o significado preciso de sua definição, é necessário saber mais (FURIÓ; GUIASOLA, 1999): conhecer em que contexto surgiu, com que outros conceitos se relaciona e se diferencia, em que condições sociais, históricas e científicas se formou, que alterações sofreu. Como um conceito nasce como uma hipótese que trata de solucionar um problema da teoria, motivo pelo qual seu campo de validade depende não somente dele próprio, mas também da teoria que o originou, coloca-se a necessidade de conhecer sua trajetória histórica e as influências que foi sofrendo no decorrer do tempo.

Como salientam Piaget e Garcia (1987), o conhecimento não poderia estar dissociado do seu contexto histórico, pois está implícito que a história de um conceito fornece alguma indicação sobre o seu significado epistêmico.

Santos e Schnetzler (1997) indicam que o ensino da Química (como o das outras Ciências), deve estar centrado na inter-relação de dois componentes básicos: o conhecimento químico e o contexto social. Muitos autores (como, GIL-PÉREZ, 1993; PAIXÃO; CACHAPUZ⁶, 2000 apud PAIXÃO, 2003) consideram que as novas e verdadeiras dificuldades detectadas são devidas a uma insuficiente consideração da natureza da Ciência nas estratégias de ensino, pelo que é necessária uma maior atenção aos possíveis contributos da História e Filosofia da Ciência para o ensino da Ciência.

⁶ PAIXÃO, M.F.; CACHAPUZ, A. Mass conservation in chemical reactions: the development of an innovative teaching strategy based on the history and philosophy of science. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, London, v. 1, p. 201-215, 2000.

Em uma visão a-problemática e a-histórica, em que se transmitem conhecimentos já elaborados, sem mostrar quais foram os problemas que geraram a sua construção, dificulta-se compreender a necessidade e a aplicabilidade daqueles conhecimentos. Assim, perde-se de vista, como afirma Bachelard⁷ (1938 apud ADURIZ-BRAVO et al., 2002, p. 466), que, “todo conhecimento é a resposta a uma questão”.

É a isso que se referem os Parâmetros Curriculares Nacionais (Ensino Médio) quando, em sua parte 3, ressaltam que:

Na interpretação do mundo através das ferramentas da Química, é essencial que se explicita seu caráter dinâmico. Assim, o conhecimento químico não deve ser entendido como um conjunto de conhecimentos isolados, prontos e acabados, mas sim uma construção da mente humana, em contínua mudança. A História da Química, como parte do conhecimento socialmente produzido, deve permear todo o ensino de Química, possibilitando ao aluno a compreensão do processo de elaboração desse conhecimento, com seus avanços, erros e conflitos (BRASIL, 1999, p. 240).

A consciência de que o conhecimento científico é dinâmico e mutável ajudará o professor e o estudante a terem a necessária visão crítica da Ciência. Manter uma atitude crítica e racional supõe, antes de mais nada, valorizar a Ciência como um produto do intelecto e do trabalho humano ao longo da história, mas também um conhecimento aberto, em contínua transformação, mudança, evolução. Como consequência não se pode simplesmente aceitar a Ciência como pronta e acabada e os conceitos atualmente aceitos pelos cientistas e ensinados nas escolas como “verdade absoluta”, pois a Ciência está submetida ao ensaio e ao erro, e seus louros estão sempre disponíveis para serem substituídos por outros novos.

⁷ BACHELARD, G. *La formation de l'esprit scientifique*. Paris: Vrin, 1938.

2 O ESTADO DA ARTE DO TEMA “MOL” NO ENSINO/APRENDIZAGEM DA QUÍMICA

A abundante literatura no campo da didática da química nas últimas décadas tem destacado a existência de um grande número de trabalhos em torno do problema do ensino e da aprendizagem do conceito de *mol* (FURIÓ et al., 2002). Trata-se, portanto, de um problema relevante e atual, também pelas suas conseqüências referentes à compreensão de conceitos químicos mais complexos e ao trato da estequiometria. O problema adquire uma dimensão mais ampla quando lembramos que o mol é a unidade de uma das sete grandezas físicas fundamentais (a “quantidade de matéria”) e que esta, como a própria IUPAC (MILLS et al., 1993) e outros trabalhos têm colocado (FURIÓ et al., 1993; AZCONA, 1999), não tem um claro significado para os professores e estudantes.

Propomos-nos, neste capítulo, a fazer uma revisão das investigações sobre o ensino e a aprendizagem dos conceitos *quantidade de matéria e mol*. Incluiremos nesta revisão aqueles estudos que tratam das concepções dos estudantes, as concepções dos professores e os estudos que analisam o conteúdo *mol* em livros didáticos. Com isto esperamos traçar um panorama do que se tem pesquisado sobre o tema e contribuir para mostrar a verdadeira dimensão do problema de ensino e de aprendizagem dos conceitos *quantidade de matéria e mol*.

2.1 Concepções de alunos – dificuldades de aprendizagem dos conceitos quantidade de matéria e mol

É muito citada na literatura a grande dificuldade que os alunos têm em compreender o conceito de mol. Parece que existe um consenso na investigação didática atual que os estudantes carecem de uma concepção científica de mol (GABEL; BUNCE⁸, 1994 apud FURIÓ, 2002). Estes pesquisadores indicam que, devido ao fato de o mol ser um conceito inventado pelos cientistas como ajuda aos cálculos químicos, as concepções dos estudantes dificilmente poderiam ser consideradas como intuitivas. Surgem devido à instrução insuficiente ou estratégias de ensino inadequadas. Neste sentido, em um estudo dirigido a uma ampla população estudantil, desde educação secundária (16 anos) até o primeiro ano do curso universitário (19 anos), García e outros (1990), em uma pesquisa realizada na Espanha, obtiveram elevados percentuais de respostas erradas, que diferiam da definição da IUPAC, e concluíram, terem sido motivadas por um aprendizado superficial do conceito mol.

No trabalho de Dierks⁹ (1981 apud FURIÓ et al., 2002), sobre o conceito de mol, o pesquisador aponta como principais dificuldades de aprendizagem, o caráter abstrato da expressão *quantidade de matéria* e a atribuição de diversos significados à palavra *mol*. O pesquisador relata que, em uma ampla revisão bibliográfica, encontrou diversos significados atribuídos ao conceito de mol, entre os quais, o de uma unidade individual de massa, o de porção de substância e o de número de partículas (Número de Avogadro). O trabalho conclui

⁸ GABEL, D. L.; BUNCE, D. M. *Handbook of research on science teaching and learning. A Project of the National Science Teachers Association. Research on problem solving: Chemistry*. New York: MacMillan Publishing Company, 1994.

⁹ DIERKS, W. Teaching the mole. *European Journal of Science Education*, London, v. 3. no. 2, p. 145-148, 1981.

que é necessário elucidar o significado da grandeza “quantidade de matéria” da qual o mol é a unidade.

Em investigação realizada com uma ampla amostra de estudantes de ensino médio, Cervellati e outros (1982) mostraram que estes percebiam o mol como uma massa, não o utilizando como unidade de “quantidade de matéria” e relacionaram esta deficiência com as dificuldades dos estudantes na resolução de problemas estequiométricos. Apontaram que as possíveis causas desta situação eram devidas ao ensino: ao inadequado conteúdo curricular, à metodologia de ensino utilizada, ao sistema de avaliação e à formação dos professores. Os pesquisadores sugerem, entre outras, a necessidade de se revisar os métodos de ensino.

Gabel e Sherwood¹⁰ (1984 apud FURIÓ et al., 2002) confeccionaram um teste sobre o conceito de mol, no qual substituíram os nomes químicos das substâncias por outros nomes mais familiares como açúcar e laranjas e utilizaram dúzias em lugar de mols. O objetivo era averiguar se a causa das grandes dificuldades dos estudantes do ensino secundário, ao resolver problemas, era o conceito de mol ou era trabalhar com massa, volume e partículas. Os resultados do trabalho mostraram que a dificuldade na resolução de problemas era devida à utilização do termo mol e outros termos não familiares, mais do que à falta de compreensão do volume, da massa e de partículas. Esse resultado tem relação com o que diz Hudson (1976), segundo o qual a dificuldade com o emprego do mol está associada não só a inabilidade matemática de muitos, mas à idéia do tamanho minúsculo do átomo, advindo daí a dificuldade de relacionar fenômenos químicos observados com átomos invisíveis.

¹⁰ GABEL, D.; SHERWOOD, R. D. Analyzing difficulties with mole-concept task by using familiar analog tasks. *Journal of research in Science Teaching*, New York, v. 21, no. 8, p. 843-851, 1984.

Lazonby et al. (1985) citam artigos publicados na França, na Alemanha, na Itália e no Reino Unido que relatam a dificuldade dos alunos em compreender o conceito de mol. Em seu trabalho com 2695 estudantes de 15 e 16 anos, os pesquisadores observaram que

o nível de dificuldade dos alunos não reside nas diversas etapas presentes nos cálculos envolvendo o conceito, mas no fato de que o entendimento deste conceito é baixo.

Os pesquisadores Krishnan e Howe (1994) identificaram, em seus estudos, que os alunos do segundo ano de educação secundária nos Estados Unidos tinham uma compreensão deficiente da definição de mol, acreditando que o mol tinha relação somente com as moléculas e não com átomos e que o termo *quantidade* na definição de mol tinha significado de “*massa constante*”.

Staver e Lumpe¹¹ (1995 apud FURIÓ et al., 2002) investigaram o conceito de mol nos estudantes de bacharelado em Química e sua utilização na resolução de problemas, comprovando que alguns o identificam com o número de partículas e, outros, com a massa em gramas, apesar de o terem definido previamente de acordo com o Sistema Internacional. Os pesquisadores também se referem a outros obstáculos apresentados pelos estudantes: incapacidade para transferir significados entre os níveis macro e micro (atômico/molecular) quando resolvem problemas, insuficiente compreensão dos conceitos, utilização sem compreensão de algoritmos, regras ou outras informações memorizadas, além de apresentarem, como hipótese dos erros cometidos pelos alunos, a concepção prévia e errônea dos estudantes de que o grama e a unidade de massa atômica são equivalentes.

¹¹ STAVER, J. R.; LUMPE, A. T. Two investigations of students understanding of the mole and its use in problem solving. *Journal of Research in Science Teaching*, New York, v. 32, no. 2, p. 177-193, 1995.

Furió e outros (1993) buscaram detectar as representações mentais dos estudantes sobre a grandeza “quantidade de matéria” e analisaram em que medida o ensino habitual da química na educação secundária contribui para que os estudantes tenham uma visão mais significativa da mesma. Os resultados obtidos indicam que os estudantes, ao terminar seus estudos, não mudaram suas idéias macroscópicas sobre a expressão “quantidade de matéria”, que identificam com massa e, em menor grau, com volume.

Em sua dissertação de mestrado, Rogado (2000) pesquisou as idéias dos licenciandos de 6º e 7º semestres do curso de química sobre o conceito de mol e sua importância. Os resultados obtidos demonstraram desconhecimento ou idéia confusa desses alunos sobre o conceito de mol. A idéia – mol como massa molecular em gramas relacionada ao número de Avogadro – foi considerada adequada por eles. Nenhum estudante demonstrou clareza quanto à ordem de grandeza da constante de Avogadro. Esses alunos não associavam qualitativamente a grandeza quantidade de matéria com número de partículas, sintoma da existência de problemas em seu significado.

Entre as investigações realizadas com o objetivo de conhecer e superar as dificuldades de aprendizagem do conceito de mol, algumas abordaram o problema a partir de um enfoque da psicologia da aprendizagem, colocando uma ênfase especial nas dificuldades intrínsecas de compreensão do próprio conceito, devido à sua não-adequação aos níveis piagetianos de desenvolvimento cognitivo dos estudantes. Neste caso, alguns autores afirmam, expressamente, que as dificuldades não residem no ensino ou no fato de os estudantes não se esforçarem para aprender, mas são devidas ao fato de que são poucos os estudantes que alcançaram o nível intelectual das operações formais, como descreve Piaget. Este nível seria necessário na aprendizagem da química e, em particular, na compreensão do significado do conceito de mol (HERRON, 1975; SHAYER; ADEY, 1984).

Diversos pesquisadores e estudos citados destacaram os processos de aprendizagem por parte dos estudantes. Não obstante, outros trabalhos buscaram uma linha de investigação mais centrada nos métodos de ensino que os professores utilizam em suas aulas. Trata-se aqui de reconhecer que se a distância cognitiva é grande e, como tal se reconhece no caso do conceito de mol, o ensino precisa dispor de mais meios para ajudar o aluno a diminuir aquela distância. Passaremos agora, a tratar deste tipo de trabalhos.

2.2 Concepções dos professores sobre os conceitos de mol e quantidade de matéria

Tal como vimos até aqui, os problemas de aprendizagem relacionados aos conceitos de *mol* e *quantidade de matéria* levaram ao levantamento de várias causas sobre os equívocos dos estudantes a respeito destes conceitos e, paralelamente, também têm levado a uma investigação sobre a forma de melhorar seu ensino e sobre o significado atribuído pelos professores a estes conceitos. O pensamento dos professores sobre os conceitos *quantidade de matéria* e *mol* é considerado de fundamental importância para a aprendizagem, pois condiciona a sua prática de ensino. Com o objetivo de conhecer qual é a idéia dos professores sobre estes assuntos, é conveniente revisar a literatura didática buscando pesquisar as dificuldades destes em relação aos conceitos citados.

Strömdahl e outros (1994) realizaram um estudo com professores sobre suas concepções de mol e obtiveram, como resultados, que somente 10,7% identificavam o mol como uma unidade da grandeza “quantidade de matéria”, sendo que a maioria dos entrevistados (60,7 %) identificou o mol com o número de Avogadro e 25% o relacionaram com a massa. Estes pesquisadores concluíram que as concepções dos estudantes sobre o mol

são conseqüências das idéias dos professores e que estas diferem da concepção presente na comunidade científica e expressa no sistema internacional.

Em outro trabalho, Tullberg et al. (1994) detectaram que os professores de química estão muito condicionados às suas próprias concepções de mol (associando-o à massa molar), fazendo-se necessário que eles conheçam todas as implicações da definição do sistema internacional para que possam refletir sobre suas próprias concepções.

Azcona, em trabalhos próprios (1997¹² e 2001¹³ apud FURIÓ et al., 2002) e em conjunto com Furió (1999), fizeram uma ampla análise do ensino dos conceitos *quantidade de matéria* e *mol* e concluíram que os professores desconhecem o caráter evolutivo do conceito de mol desde seu contexto original (significado equivalentista atribuído a Ostwald) até seu significado atual, de acordo com as recomendações da comunidade científica internacional (consolidado com a teoria atômico-molecular). Como conseqüência dessa inadequação didática, os resultados das pesquisas mostraram que os professores apresentam uma idéia confusa sobre o conceito *quantidade de matéria*, identificando-o com massa (38,9%) ou com número de entidades elementares (44,4%). Por outro lado, transmitem visões a-problemáticas e a-históricas do trabalho científico, dando lugar a graves deficiências epistemológicas que, unidas a uma rápida definição operacional, podem ser as causas principais do baixo aprendizado obtido pelos estudantes.

¹² AZCONA, R. Origen y evolución de los conceptos de cantidad de sustancia y mol. Implicaciones en la enseñanza de la química. XII Cursos sobre aspectos didácticos en la enseñanza secundaria: química. *Colección Educación Abierta*. Zaragoza: ICE, 1997.

¹³ Idem. Análisis crítico de la enseñanza-aprendizaje de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. Una alternativa didáctica basada en el aprendizaje como investigación. In *Investigaciones en didáctica de las ciencias experimentales basadas en el modelo de enseñanza-aprendizaje como investigación orientada*. Guisasaola, J. e Pérez de Eulate, L. (ed.). Bilbao: Universidad del País Vasco, 2001.

Durante um curso de aperfeiçoamento ministrado a um grupo de professores de Química do Distrito Federal, Mól e Silva (1998) realizaram um estudo que detectou o quanto o conceito de mol e quantidade de matéria é confuso para os professores.

As respostas dos professores mostraram que, em sua prática pedagógica, utilizam o “número de mols” no lugar de “quantidade de matéria” e que freqüentemente associam a “quantidade de matéria” com massa. A maioria do professorado identifica, equivocadamente, o mol com “massa química” ou com o “número de Avogadro” de entidades elementares. Questionados sobre suas dúvidas em relação ao mol, metade dos professores deixou muito claro que possui muitas dúvidas sobre o conceito, evidenciando que a dificuldade que encontram em trabalhar o conceito de mol está na própria dificuldade de entendê-lo.

Rogado (2000), em uma pesquisa com vinte e nove professores do ensino médio, detectou que a maioria destes não conseguiu atribuir significado à grandeza quantidade de matéria ou à sua unidade, o *mol*. Pouco mais de um décimo dos professores entendem o mol como quantidade de massa, comparável a definição original proposta por Ostwald, distante, portanto da visão científica atualmente aceita. Em torno de 20% dos professores relacionam ao mol o significado de uma quantidade determinada de entidades, também distante da visão científica atual. Apenas 8% dos professores atribuem ao mol características de unidade de medida da grandeza *quantidade de matéria*. Quase metade dos professores do ensino médio pesquisados por Rogado não têm clareza do porquê ensinar os conceitos de quantidade de matéria e mol, nem justifica adequadamente o seu ensino, vendo no mol um valor meramente aplicacionista. Da mesma forma, os professores desconhecem a origem histórica e a evolução do conceito de mol.

Estes estudos constataram que os professores de química não apresentam um significado claro dos conceitos *quantidade de matéria* e de *mol*, com graves conseqüências que isto apresenta para sua aprendizagem.

Para concluir esta revisão bibliográfica, vamos fazer referência a uma pesquisa por nós realizada, com 7 professores de Química do Ensino Médio que lecionam em escolas públicas de Colorado e Maringá. Estes professores reúnem-se quinzenalmente na Universidade Estadual de Maringá para participar de um Grupo de Estudos de Química. O fato de participarem de tal grupo é indicativo de que são professores que investem na sua formação profissional e, portanto, estão discutindo questões ligadas ao ensino e à aprendizagem. Por essa razão, eles foram escolhidos para responder a questões que buscaram levantar dados relativos às suas dificuldades em relação aos conceitos de quantidade de matéria e de mol.

O instrumento utilizado para a coleta de dados foi um questionário aberto, dividido em duas partes (Apêndice). Na primeira, foram solicitados dados acerca da formação e tempo de atuação profissional do pesquisado. Na segunda, foram propostas questões abertas com o objetivo de identificar as concepções dos professores quanto aos conceitos de quantidade de matéria e mol e as dificuldades que eles detectam no ensino e na aprendizagem desses conceitos.

As informações apresentadas a seguir foram compiladas das respostas obtidas (Anexo) nos questionários.

De modo geral, pôde-se depreender que, para esta amostra de pesquisados, o ensino de quantidade de matéria e mol continua sendo um grande desafio e suas concepções sobre estes conceitos demonstram um distanciamento do significado que lhes é atribuído pela comunidade científica internacional. A maioria dos professores desconhece a grandeza

quantidade de matéria (que não foi citada em nenhuma resposta), vendo no mol apenas uma aplicação na resolução de cálculos químicos.

Os professores frequentemente identificaram mol com massa, o que demonstra uma concepção inadequada ao incorporar, provavelmente sem o saber, o significado equivalentista original atribuído por Ostwald no início do século XX, sem terem em conta a mudança de significado produzida ao consolidar-se a teoria atômico-molecular como corpo teórico básico da química moderna. Esta forma de entender o conceito de mol corresponde a uma visão atórica e a-problemática da ciência que, neste caso concreto, se traduz em ter como referencial o significado idealizado por Ostwald e ainda propagado pelos livros didáticos.

Os resultados apontaram para o fato de que os professores não associam qualitativamente a grandeza quantidade de matéria com número de partículas, consideração esta reforçada por resultados semelhantes obtidos na Espanha por Furió et al. (1999) e no Brasil por Rogado (2000) que evidenciam que os professores têm uma idéia confusa sobre a grandeza quantidade de matéria e sua unidade, o mol.

A análise das respostas dos professores mostrou que os docentes carecem de conhecimentos específicos sobre o conteúdo mol. Como consequência, tal lacuna os remete a um fazer pedagógico descontextualizado e mecânico, confinando-os a um empirismo tradicional que emperra ter olhares diferenciados e compatíveis com o saber químico que eles precisam desenvolver.

De modo semelhante, quando questionados sobre a importância de ensinar e aprender mol, o grupo expôs que não têm clareza da importância deste conceito, pois justificam a importância de se aprender mol apenas para efetuar cálculos, o que evidencia que o professor acaba por matematizar completamente a abordagem deste tema. A percepção

destes professores está imbuída de aspectos empiricistas, pragmáticos e aplicacionistas, desconsiderando a necessidade do desenvolvimento de um “pensamento teórico” que supere o nível representacional, fundamental para a quantificação dos fenômenos químicos, uma vez que são os conceitos de quantidade de matéria e de mol que nos possibilitam estimar a quantidade de entidades elementares envolvidas em processos químicos, ligando o nível macroscópico ao nível teórico (microscópico).

Quando, em suas respostas, os professores colocam uma ênfase exagerada na resolução de exercícios pelos alunos, demonstram que não possuem a idéia de que ensinar Ciências é mais que ensinar conceitos, leis, teorias, modelos e princípios, e que não basta resolver exercícios de repetição característicos dos manuais didáticos. Ensinar Ciência envolve uma necessária compreensão de como a Ciência é produzida, a quem ela tem servido e de porque ela tem sido tão valorizada em nossa sociedade. Para atingir essa meta, a Ciência precisa ser caracterizada como uma atividade humana, histórica e socialmente construída e, também, como prática cultural, na medida em que busca construir explicações confiáveis sobre o mundo, a partir de procedimentos próprios, da argumentação, do debate e da divulgação de idéias.

Todos esses resultados reforçam a nossa suposição de que a introdução do conceito de quantidade de matéria é evitada no ensino de Química, seja por desconhecimento do problema que ele objetiva resolver, seja pelo desconhecimento do contexto sócio-histórico no qual se construiu originalmente o conceito de mol e sua posterior evolução. Essa constatação confirma, portanto, a nossa suposição de visões a-problemáticas e a-históricas da atividade científica quando o tema é abordado.

2.3 O conteúdo dos livros didáticos

É opinião generalizada que os livros didáticos têm sido e continuam sendo o material curricular mais utilizado para o ensino de ciências. Por isso, faz-se necessário pesquisar como se introduz o conceito de *quantidade de matéria* nos mesmos.

Furió et al. (1999) analisando oitenta e sete livros, dos quais sessenta e dois se destinavam ao ensino secundário (16-17 anos) e vinte e cinco são obras de química geral destinadas ao ensino superior, detectaram que a introdução do conceito de mol que se realiza na maioria dos textos de química lhe atribui equivocadamente significados de massa química ou de entidades elementares. Esta maneira de introduzir o conceito está coerente com a visão que os professores mostraram na mesma pesquisa, já citada anteriormente.

Rogado (2000), procedendo á apreciação de trinta e oito livros didáticos e manuais de professores, dos quais trinta e dois são para o ensino médio e seis para o ensino superior, relata-nos que metade dos livros pesquisados explica e justifica a necessidade de aprender o conceito de mol, mas apenas um terço deles apresenta explicitamente a grandeza quantidade de matéria e menos de um quarto relaciona essa grandeza com o número de mols. Também não foram encontradas obras que fizessem comentários ou fatos relacionados à origem e evolução dos conceitos *mol* e *quantidade de matéria*.

O pesquisador destaca que os resultados obtidos estão de acordo com aqueles encontrados, na Espanha, por Furió e outros (1999) em que a grandeza “quantidade de matéria” não é considerada explicitamente nos textos de química, mas substituída pelo número de mols. Também não aparecem perguntas sobre “quantidade de matéria” e o tema não é considerado como parte da avaliação ao final do capítulo. A ausência de abordagem

histórica e o tratamento a-problemático dos conceitos são uma quase unanimidade entre os materiais investigados. Os resultados mostram, assim, uma convergência com a visão dos professores sobre o assunto, mostrando a forte influência dos livros didáticos sobre a prática docente, o ensino e a aprendizagem de conceitos científicos.

2.4 Algumas considerações para esta seção

A revisão bibliográfica realizada mostra uma clara discrepância entre o posicionamento assumido pela comunidade científica (MILLS et al., 1993) e o pensamento dos professores, refletido também nas informações presentes nos livros didáticos, sobre o significado e o papel relevante da grandeza “quantidade de matéria” e o “mol”.

Esse desencontro acaba por refletir-se no ensino, em que os seguintes aspectos podem ser destacados: o conceito de “quantidade de matéria” não é introduzido na grande maioria dos cursos de química, e, quando isso ocorre, é erroneamente identificado com massa ou com número de entidades elementares, resultando daí o desconhecimento de seu significado atual como grandeza que serve para contar partículas; os conceitos de “quantidade de matéria” e de “mol” se confundem com os conceitos de massa molar e constante de Avogadro.

Acreditamos que as graves deficiências detectadas no ensino podem ser responsáveis, em parte, pelas dificuldades que os alunos apresentam e que foram apontadas na bibliografia. A revisão bibliográfica apresentada mostrou, neste aspecto, que os estudantes têm dificuldades em trabalhar de modo significativo com os conceitos citados, revelando pontos importantes, a saber:

- Os alunos carecem de uma concepção científica de mol, a grande maioria deles identificando o mol com uma massa, com um volume ou com um número de entidades elementares;
- Desconhecem o significado da grandeza “quantidade de matéria”, e não identificam o mol como sua unidade e;
- Confundem freqüentemente o nível macroscópico de representação (massa molar) com o microscópico (massa atômica e massa molecular).

Com essa compilação de dificuldades de aprendizagem realizada, podemos perceber que a grande dificuldade está na falta de assimilação dos conceitos “quantidade de matéria” e de “mol”. Há que se lembrar que a grandeza “quantidade de matéria” se relaciona com o mundo macroscópico que, por sua vez, se relaciona diretamente com o mundo microscópico (átomos e moléculas) e, para poder relacionar estes dois níveis de representação é necessário interiorizá-los previamente; torna-se necessário relacionar as definições macroscópicas de substância e reações químicas com o nível microscópico atomista. Neste ponto, é hora de lembrar que a grandeza “quantidade de matéria” e sua unidade, o mol, são o resultado de um longo processo de investigação, em torno do problema da determinação de quantidades nas reações químicas dentro de um marco teórico atomista. Neste sentido é preciso distinguir-se entre o contexto original de Ostwald (equivalentista) e o contexto atual, diferenciando-se claramente quantidade de matéria, massa, volume e número de entidades elementares.

É preciso ressaltar a relevância e a atualidade do problema didático que permeiam a compreensão dos conceitos de *quantidade de matéria* e *mol*, devido às suas repercussões no ensino e na aprendizagem da química. A revisão bibliográfica que aqui

apresentamos mostra claramente que este problema não se limita aos erros dos estudantes na compreensão e na utilização destes conceitos, mas que também envolvem as idéias dos professores e a abordagem dos livros didáticos, que repercutem nas metodologias utilizadas no ensino dos mesmos.

Toda essa análise preliminar corrobora a nossa hipótese de que falta aos professores e alunos um estudo sobre a origem e a evolução dos conceitos *quantidade de matéria e mol*. Como já foi colocado, é isto que nos propomos a fazer neste trabalho: mostrar uma visão histórica e epistemológica dos contextos em que surgiram os conceitos citados acima, conhecer se estes contextos e conceitos sofreram alterações e assim melhor compreender o que representam e significam atualmente.

3 A IMPORTÂNCIA DA HISTÓRIA E DA FILOSOFIA DA CIÊNCIA NO ENSINO DAS CIÊNCIAS

Muitos educadores preconizam que a abordagem histórica dos conteúdos é fator de educação científica, uma vez que assim procedendo o professor estaria aproximando o conhecimento científico do universo cognitivo do aluno que, antes de conhecer, constrói historicamente o que se conhece (CASTRO; CARVALHO, 1992). Assim, o estudo da química a partir de uma perspectiva histórica contribuiria para tal aproximação. No entanto, tal abordagem não pode ser ingênua e superficial, consequência de diletantismo. Não pode se resumir à apresentação de biografia de cientistas ou àquele clássico capítulo de introdução nos livros didáticos. Deve, sim, ser um recurso instrucional frutífero para a construção e contextualização do conhecimento. Parafraseando Machado (1995), já não se trata mais de falarmos em ensino de química, mas de buscarmos a prática de uma Educação Química. Por Educação Química entendemos uma postura em que se valoriza a construção de conhecimentos pelo aluno (que elabora conceitos) e ao resgate da História da Ciência como veículo contextualizador, humanizador e recurso instrucional importante.

Segundo González (2000), o estudo formalizado dos saberes científicos tal como se contempla nos programas acadêmicos da atualidade, apresenta uma série de graves inconvenientes. Em primeiro lugar, sua desconexão, que obriga os alunos a tratar de distintas matérias como se fossem unidades isoladas em si mesmas. O saber aparece assim atomizado e descontínuo para o aluno, sem que este tenha, em algum momento, a oportunidade de entrever uma visão global ou de conjunto dos saberes científicos. Mediante esse tratamento fragmentado do conteúdo, seu intelecto vai se organizando em parcelas autônomas, carentes

da necessária conexão e relação, levando-o a um modo deformado de entender a cultura, a ciência e a realidade.

Em segundo lugar, há a tendência de converter as ciências em simples saberes operativos. O saber científico é concebido como tendo apenas um caráter funcional e prático e, em correlação com esta visão, o professor tende a fazer com que o aluno aprenda primeiramente a operar e a formular e somente depois a compreender. As conseqüências imediatas de tal fazer geram nos estudantes uma carência de flexibilidade e de profundidade reflexiva e uma abundância de mecanização e memorização, cujo resultado último é a perda do sentido da aprendizagem. Se, como foi colocado anteriormente, o aluno perde o sentido do conhecimento ao carecer de uma perspectiva global, aqui ele perde ao carecer de mecanismos de compreensão e explicação para o seu fazer. O estudante, deste modo, converte-se em um simples trabalhador braçal de resolução de problemas “de lápis e papel”. Gil-Pérez (1993, p. 205) caracteriza essa prática, quando nos coloca que:

A situação é similar e inclusive mais grave ao que se refere à resolução de problemas de lápis e papel, o outro campo que, junto aos trabalhos práticos, é concebido como ocasião privilegiada para a aquisição e desenvolvimento das atitudes científicas. Como se tem mostrado repetidamente, os alunos não aprendem a resolver problemas, mas memorizam soluções explicadas pelo professor como simples exercícios de aplicação: os alunos se limitam a ‘reconhecer’ problemas que já haviam sido resolvidos ou a desistir [...].

O terceiro é que, se bem que explicitamente o professor não ensine a história da ciência como tal, por outro lado, esta aflora implicitamente através de distintos conteúdos e o faz, na maioria das ocasiões, de forma desconexa e errada. O professor acaba transmitindo visões deformadas da ciência e dos cientistas, que acabam consolidando-os como estereótipos ou concepções ideológicas alienantes, difíceis de erradicar posteriormente.

O ensino científico

– incluído aí o promovido na universidade – tem se reduzido basicamente a apresentar os conhecimentos já elaborados, formalizados, com atributos de certeza e objetividade, configurando a Ciência como algo absoluto e fechado.

Acreditamos, portanto, que a fragmentação dos conhecimentos, a ausência de inteligibilidade e de sentido para o conhecimento e a perspectiva deformadora do saber científico coadunam, impedindo que o aluno adquira uma visão clara e compreensível do que é a ciência.

Essas pontuações nos indicam a complexidade da tarefa de ensinar ciência. O ensino de ciências, de uma maneira geral, tem reforçado a visão da ciência como algo estático, como um conjunto de verdades imutáveis. O diagnóstico feito acima exige desenhar uma estratégia terapêutica que se fundamente em uma prática de ensino que se relacione com os contextos históricos, sociais e tecnológicos em que a ciência é construída e aplicada.

A questão que estamos colocando para reflexão é a necessidade de uma abordagem histórica do conhecimento científico, para que o aluno compreenda quando, onde e por que ele foi desenvolvido, que perceba a não neutralidade da sua produção, sempre tão atrelada a interesses políticos e econômicos nos diversos períodos históricos. Com esta abordagem, pretende-se também desmistificar a figura do cientista, humanizando-o, tornando-o um ser passível de ser questionado, de enganar-se, de ter sua “descoberta” ou sua pesquisa colocada em dúvida. Assim, um ensino que se proponha a historiar a produção do conhecimento científico pode trazer para discussão a questão das fontes e dos métodos de pesquisa, familiarizando o aluno com estes procedimentos e diminuindo (pelo menos no imaginário) a distância entre o pesquisador e o estudante. Dizendo de outro modo, diminuindo a distância entre aquele que produz as “verdades” e aquele que apenas as aprende.

Finalmente, é preciso ainda que o ensino fomente a discussão sobre a controvertida questão do acesso social aos benefícios e às conquistas do conhecimento científico.

A aceitação de tais idéias, entretanto, não significa que elas sejam utilizadas pelos professores em sua prática educativa diária. As razões para isso têm que ser buscadas em sua incapacidade de fazê-lo porque ele mesmo é um produto de uma educação fragmentada e especializada. Os professores atuam e pensam cientificamente como resultado de sua preparação, e carecem do conhecimento da natureza e dos objetivos básicos da Ciência. Assim, uma aproximação histórica às ciências, implicaria um giro radical na forma de concepção dos professores sobre estas e no modo de apresentá-las aos estudantes.

3.1 Concepções dos professores sobre a natureza da Ciência

Do mesmo modo que os alunos possuem pré-concepções, idéias e comportamentos intuitivos, que interferem na aquisição de conhecimentos científicos, também os professores possuem pré-concepções acerca do ensino que podem entrar em conflito com o que a investigação tem mostrado acerca do ensino e da aprendizagem das ciências. As concepções epistemológicas do professor sobre a Ciência, sobre o conhecimento científico e sobre o seu papel nos processos de ensino-aprendizagem são de fundamental importância na medida em que alguns aspectos da sua prática, como a metodologia de ensino, o processo de avaliação e a relação professor-aluno são por elas orientados.

Gené e Gil¹⁴ (1987 apud FERNÁNDEZ et al., 2002, p. 477) enfatizam que:

Um primeiro erro no currículo da formação inicial de professores estaria em conceber tal formação como realmente inicial, ignorando que os futuros professores possuem já uns conhecimentos, fazem uns procedimentos e têm umas atitudes sobre o ensino e a aprendizagem que são o resultado de uma formação adquirida ‘ambientalmente’ ao longo de muitos anos em que seguiram como alunos das atuações de seus professores.

Ignorar tal formação tem os mesmos efeitos negativos que não levar em consideração as pré-concepções dos alunos na hora de estabelecer uma determinada aprendizagem.

A teoria de um professor sobre a natureza da ciência – a epistemologia do professor – pode ser comunicada explícita ou implicitamente e afeta sua atuação na sala de aula. Por isso, como se forma esta epistemologia, que efeitos têm sobre a sua prática educativa e como contribuem para a imagem que o estudante forma da ciência são questões que têm sido objeto de muitos estudos (MORTIMER, 1997; GONZÁLEZ, 2000; FILGUEIRAS, 2001; ADÚRIZ-BRAVO, 2002; FERNÁNDEZ et al., 2002).

Começa a produzir-se um consenso crescente em torno da necessidade de modificar a epistemologia “espontânea” dos professores, dado que a mesma pode constituir-se em obstáculo capaz de bloquear as tentativas de renovação do ensino das Ciências (GIL-PÉREZ, 1993; FERNÁNDEZ et al., 2002). Neste sentido, Bell e Pearson¹⁵, 1992 (apud FERNÁNDEZ et al., 2002, p. 478) têm expressado a importância da epistemologia dos docentes para a renovação do ensino das Ciências: “começa a compreender-se que, se

¹⁴ GENÉ, A.; GIL, D. Três principios básicos en el diseño de la formación del profesorado. *Andecha Pedagógica*, Gijón, v. 18, p. 28-30, 1987.

¹⁵ BELL, B.F.; PEARSON, J. Better Learning. *International Journal of Science Education*, London, v. 14, no. 3, p. 349-361, 1992.

queremos mudar o que os professores e seus alunos fazem nas aulas de ciências, é preciso previamente modificar a epistemologia dos professores”.

Todos nós, quer o admitamos ou não, temos uma determinada visão de mundo, paradigmas pré-estabelecidos que dirigem e orientam tanto o nosso processo de análise quanto o de síntese.

Atualmente, para muitos professores do ensino médio, ensinar Química é ensinar conteúdos científicos, identificando a Química com o rol de conteúdos apresentados pelos livros didáticos ou, em menor medida, com o programa fornecido pelas universidades e que serão cobrados nos vestibulares. Dentro deste quadro, se pretendemos alguma mudança no modo de ensinar torna-se necessário estudar, investigar e, em muitos casos, mudar as concepções dos professores sobre o conhecimento e o ensino.

Muitas concepções dos professores sobre a natureza da ciência incluem reducionismos e deformações que podem estar dificultando uma correta orientação do ensino. É conveniente, portanto, que saibamos as possíveis deformações que o ensino da Química pode estar transmitindo por ação ou omissão. Podemos citar como exemplo de uma deformação transmitida pelo ensino, a idéia de que o atomismo foi prontamente aceito pela comunidade científica quando proposto por Dalton. Normalmente os livros didáticos narram os fatos ocorridos em uma seqüência cronológica como se os acontecimentos fossem lineares e acumulativos, sem dúvidas, sem questionamentos e sem debates entre os cientistas. No entanto, o século XIX foi palco de acaloradas disputas entre atomistas e não-atomistas, fato este desprezado quando a evolução dos modelos atômicos é tratada nos livros-texto.

É lógico supor que, se existe uma série de visões deformadas acerca da ciência e da Química, tais visões não se constituem em concepções absolutamente autônomas,

mas que, como se tem mostrado no caso das pré-concepções de alunos, formam um esquema conceitual relativamente integrado.

Fernández et al., (2002) em trabalho cujo objetivo era investigar as visões que os professores apresentam sobre a ciência, coloca-nos um rol de concepções deformadas apresentadas por estes:

- **Concepção empírico-indutivista e ateórica:** uma concepção que ressalta o papel da observação e da experimentação “neutras” (não contaminadas por idéias apriorísticas), esquecendo o papel essencial das hipóteses como focalizadoras da investigação e de corpos coerentes de conhecimentos (teorias) disponíveis que orientam todo o processo.

- **Concepção rígida da atividade científica:** uma visão rígida (algorítmica, exata, infalível...) da atividade científica mediante a qual se apresenta o método científico como um conjunto de etapas a seguir mecanicamente, na qual se destaca o tratamento quantitativo rigoroso, esquecendo, inclusive rechaçando, tudo o que significa invenção, criatividade, dúvida. O método científico é apresentado como uma seqüência de etapas definidas, destacando o rigor do mesmo e o caráter exato dos resultados obtidos.

- **Uma concepção a-problemática e a-histórica da ciência:** nesta visão transmitem-se conhecimentos já elaborados, sem mostrar quais foram os problemas que geraram sua construção, qual foi a sua evolução, as dificuldades, etc., e muito menos ainda, as limitações do conhecimento científico atual ou as perspectivas abertas. Trata-se de uma concepção que o ensino de ciência reforça por omissão. Com efeito, os professores de ciências não fazem referência aos problemas que estão na origem da construção destes conhecimentos. É dizer, que a visão que transmitem, em geral, incorre por omissão em uma visão a-problemática.

- ***Uma concepção exclusivamente analítica:*** ressalta a necessária fragmentação inicial dos estudos, seu caráter simplificador, mas que esquece os esforços posteriores de unificação e de construção de corpos coerentes de conhecimentos cada vez mais amplos ou o tratamento de problemas-ponte entre distintos campos do conhecimento que podem chegar a unir-se, como já ocorreu diversas vezes.

- ***Uma concepção meramente acumulativa do desenvolvimento científico:*** o desenvolvimento científico aparece como fruto de um crescimento linear, puramente acumulativo, ignorando as crises e as remodelações profundas. Omitem-se as posições conflitantes presentes no seio do desenvolvimento das ciências, contribuindo para a mistificação da atividade científica. É, portanto, uma interpretação simplista da evolução dos conhecimentos científicos ao que o ensino somente contribui ao apresentá-los como já aceitos, prontos, sem mostrar como estes conhecimentos foram alcançados, não fazendo referências às constantes confrontações entre teorias rivais, nem aos complexos processos de trocas.

- ***Uma concepção individualista e elitista da ciência:*** os conhecimentos científicos aparecem como obra de gênios isolados, ignorando-se o papel do trabalho coletivo, dos intercâmbios entre as equipes. Em particular, se deseja fazer acreditar que os resultados obtidos por um único cientista ou equipe podem bastar para verificar ou falsear uma hipótese ou, inclusive, uma teoria. Transmitem-se com frequência que o trabalho científico é um domínio reservado à minorias especialmente dotadas. Com esta concepção, há uma valorização de representações exclusivamente operativistas, onde não se destaca a significação dos conhecimentos e não se realiza um esforço por fazer a ciência acessível (começando com tratamentos qualitativos, significativos), nem por mostrar seu caráter de construção humana, em que não faltam confusões e erros, como os dos próprios alunos.

- ***Uma visão descontextualizada, socialmente neutra da atividade***

científica: ignora, ou trata muito superficialmente as complexas relações entre Ciência, Tecnologia e Sociedade (CTS) ou entre Ciência, Tecnologia, Sociedade e Meio-ambiente (CTSA). As referências mais frequentes às relações CTSA que incluem as maiorias dos textos escolares de ciências se reduzem a enumeração de algumas aplicações dos conhecimentos científicos, fazendo assim uma exaltação simplista da ciência como fator absoluto de progresso.

Estas deformações, destacam os autores, não constituem uma espécie de “sete pecados capitais”, distintos e autônomos, mas se apóiam mutuamente e formam um esquema conceitual relativamente integrado. Com efeito, é lógico supor que uma visão individualista e elitista da ciência apóie implicitamente a idéia empirista de descobrimento e contribua para uma leitura descontextualizada, socialmente neutra da atividade científica (realizada por gênios solitários). Do mesmo modo, uma visão rígida, algorítmica, exata da ciência pode reforçar uma interpretação acumulativa, linear, de desenvolvimento científico, ignorando as crises e as revoluções científicas.

Assim posto, estas concepções aparecem associadas entre si, como expressões de uma imagem ingênua e socialmente aceita da ciência.

Como assinalam Guilbert e Meloche¹⁶ (1993 apud FERNÁNDEZ et al., 2002, p. 484) “uma melhor compreensão pelos docentes dos modos de construção do conhecimento científico [...] não é unicamente um debate teórico, mas sim eminentemente prático”.

¹⁶ GUILBERT, L.; MELOCHE, D. L'idée de science chez des enseignants em formation: un lieu entre l'histoire des sciences et l'hétérogénéité dès visions? *Didaskalia*, Paris, v. 2, p. 7-30, 1993.

Nosso objetivo com esse levantamento de visões deformadas da atividade científica é detectar aspectos suscetíveis de serem modificados no ensino pela utilização da história da ciência, possibilitando a alunos (e professores) a percepção de uma nova imagem da ciência e dos cientistas, mais próxima da realidade e do contexto em que se desenvolve e se tem desenvolvido determinadas teorias ao longo da história.

Entendemos que um estudo sobre o ensino de Química, em particular sobre os conceitos de mol e quantidade de matéria deva, além de criar situações fecundas de aprendizagem, envolver também os professores, considerando com isso que a visão que estes últimos têm de ciência condicione sua prática docente.

Como nos diz Aragão (2000), a prática pedagógica de cada professor manifesta suas concepções de ensino, de aprendizagem e de conhecimento, como também suas crenças, seus sentimentos, seus compromissos políticos e sociais. No entanto, tais concepções e crenças nem sempre estão explícitas, conscientes para os professores, embora determinem o seu fazer docente. Essas concepções não se referem, necessariamente, a uma determinada perspectiva filosófica, mas a concepções globais, preferências pessoais que se conectam a estilos pedagógicos que os professores adotam. É o que Sacristán (1998) chama de “epistemologia implícita” do professor, e que o fará selecionar determinados elementos curriculares e a dar mais importância a uns que a outros.

3.2 Por que e como utilizar a história e a filosofia da ciência no ensino das Ciências

Cada vez mais se reconhece que a história, a filosofia e a sociologia da ciência contribuem de forma significativa para uma compreensão melhor, mais completa e mais rica dos assuntos estudados.

A história das ciências e suas implicações no seu ensino é uma linha de investigação em educação científica com uma larga tradição. Iniciou-se na Universidade de Harvard, com Conant, em 1957, com o estudo, por parte dos alunos de humanidades, de “casos” históricos baseados em análises de processos chave para o desenvolvimento da ciência e suas implicações filosóficas e sociais. Thomas Kuhn diz que Conant foi “quem primeiro me introduziu na História da Ciência e desse modo iniciou a transformação de minha concepção da natureza do progresso científico” (KUHN, 2003, p.16).

Fazendo uma revisão de considerações de diversos autores (SOLBES, 2001; GONZÁLEZ, 2000; MATOS et al., 1991; MATTHEWS, 1994) alguns aspectos podem ser apontados nas novas perspectivas do ensino fundamentado na história da ciência:

- Considerar a ciência como uma construção sistemática de conhecimentos, elaborada ao longo da história e não como um conjunto de descobrimentos mais ou menos fortuitos de realidades preexistentes.
- Reconhecer os problemas significativos que são a base da construção dos conceitos mais importantes e das principais teorias científicas e que em diferentes momentos históricos têm aberto as linhas de investigação mais produtivas.
- Atribuir aos experimentos científicos um valor apropriado como uma etapa a mais no processo de resolução de um problema, relativizando os resultados dentro de

seus limites de validade e não assinalar de maneira irreflexiva o papel de experiências cruciais.

- Outorgar ao formalismo matemático o valor instrumental útil e necessário para aprofundar na descrição, operacionalização e desenvolvimento das hipóteses elaboradas previamente de forma qualitativa.

- Reconhecer a existência de crises importantes na evolução histórica dos conhecimentos científicos, tanto em âmbito geral dos principais paradigmas como no interior destes e relativizar o caráter acumulativo dos conhecimentos científicos. Reconhecer, enfim, que a evolução dos conhecimentos científicos ao longo da história não é um processo linear e que se tem produzido crises importantes nos chamados paradigmas científicos e, de igual modo, que as idéias dentro de um mesmo paradigma nem sempre têm sido imutáveis e são geradas controvérsias que têm produzido modificações significativas.

- Reconhecer o caráter coletivo do trabalho dos cientistas, no qual é constante a troca de idéias, dada seu caráter provisório, e o contraste de opiniões firmemente fundamentadas em trabalhos de origens diversas cujos resultados convergem e se mostram coerentes.

- Humanizar os conteúdos, na medida em que, apoiando-se na história das ciências, podemos transmitir a idéia de que a ciência é sempre realizada num ambiente intelectual que inclui as visões do mundo e ideologias de uma sociedade. Assim, as relações da ciência com outros subsistemas sociais (o estado, a indústria, o complexo militar, a saúde, a educação) e seu impacto ideológico (fonte de idéias e de trocas nas crenças e opiniões de muitas pessoas), podem ser exploradas e podemos dar uma imagem mais completa da empresa científica, sem reduzi-la a seus produtos, seus instrumentos e seus métodos,

esquecendo as pessoas que trabalham com ela e suas relações com o contexto social (KNELLER,1980).

- Valorizar adequadamente as contribuições das mulheres cientistas, habitualmente ignoradas por uma visão da ciência com excessiva frequência centrada em determinadas épocas e em estereótipos masculinos.

- Valorizar adequadamente aspectos internos do trabalho científico como: os problemas abordados, o acaso, a importância dos experimentos, o formalismo matemático e a evolução dos conhecimentos (crises de paradigma, controvérsias e trocas internas).

- Dar aos alunos uma nova visão dos cientistas e da Ciência, aumentando assim suas motivações e interesse;

- Auxiliar no entendimento dos resultados científicos atualmente aceitos, de difícil intuição, através do estudo de suas gêneses e desenvolvimentos;

- Conhecer as concepções antigas, abandonadas no desenvolvimento da Ciência, mas que ainda hoje são concepções do senso comum partilhadas pelos alunos, ajudando o professor a realizar junto a estes a transição destas concepções para as concepções científicas.

O que estes pesquisadores estão defendendo, de algum modo, é uma versão contextualizada do ensino das ciências, um ensino que trabalhe os conhecimentos em seu contexto histórico, social, filosófico, ético e tecnológico. Posto de outra forma, aprender além da ciência propriamente dita, aprender algo sobre a *natureza da ciência*. É isso que nos dizem Carvalho e Barros (1998, p. 86) quando destacam que,

Ignorar a dimensão histórica da Ciência reforça uma visão distorcida e fragmentada da atividade científica, pois ao desprezar o papel do pensamento divergente e de opiniões conflitantes no processo de construção do conhecimento científico, estamos subestimando a criatividade do trabalho científico.

Com essas bases teóricas, acreditamos, portanto, que é possível introduzir aspectos de história da ciência no ensino de Química para conseguir que os alunos compreendam melhor a maneira como se constroem e se desenvolvem as ciências e que repercussões sociais têm esses conhecimentos. Como consequência, pensamos que isto produzirá uma atitude positiva acerca dos conhecimentos científicos, que melhorará o ambiente na sala de aula e o interesse dos alunos por participar do processo de ensino-aprendizagem, que fará o ensino mais enriquecedor, de maneira que integre as ciências como parte inseparável do saber humano de caráter geral. Sendo o conhecimento científico construído ao longo do tempo, o enfoque histórico permite reconhecer a Ciência como sendo uma atividade humana, envolvendo componentes sociais, políticos e econômicos.

No entanto, a inclusão de atividades de tipo histórico não pode limitar-se a umas poucas atividades esporádicas, sendo necessário que se utilize a história como fio condutor para a introdução e o desenvolvimento adequado de um determinado conceito científico.

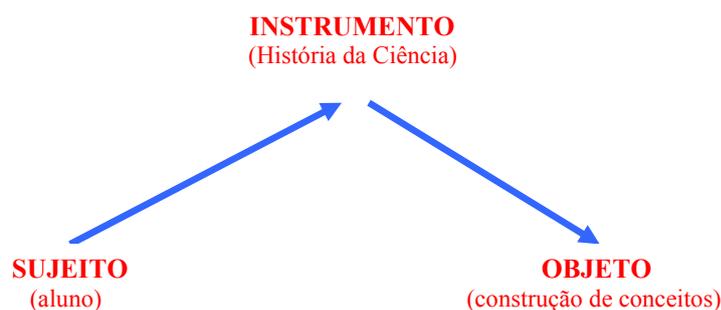
É necessário, portanto, reorientar os conteúdos para que se possa partir empregando o fio condutor histórico ou no mínimo tê-lo presente na introdução de determinados aspectos do tema e que de igual modo se deve prosseguir, não se fazendo necessário incrementar os conteúdos dos programas habituais, já bastante sobrecarregados.

Temos que assinalar também que são escassos os materiais didáticos que permitem realizar a transposição didática destas reflexões teóricas. É possível, contudo,

inserir atividades e transformar temas que conformem o currículo de química com a elaboração de materiais que incorporem diversos aspectos históricos, como, por exemplo, biografias contextualizadas que mostrem aspectos mais humanos do trabalho científico, que integrem textos originais dos autores, que mostrem as controvérsias históricas e a evolução de determinados conceitos, de maneira que ajudem a construção dos conhecimentos científicos e contribuam para aprofundar e reforçar estes conhecimentos, tendo em conta o contexto em que têm surgido.

Assim sendo, o que se pretende com a utilização da História da Ciência, não é trabalhar com os educandos apenas “curiosidades”, mostrando uma história composta por uma infinidade de “gênios”, que criaram teorias da noite para o dia, sem o mínimo esforço, mas sim, “acabar com a repetição de informações que não podem ser compreendidas pelo aluno e começar a estabelecer estratégias e os conteúdos que permitam ao aluno realizar um trabalho cognitivo e poder superar seus obstáculos de aprendizagem” (GAGLIARDI, 1988, p. 295).

Dentro desses pressupostos teóricos, a História da Ciência aparece como sendo o instrumento mediador, capaz de fornecer ao indivíduo, elementos auxiliares no seu processo de elaboração conceitual. Esquemáticamente, temos que:



Esquema 1 – Relação entre aluno, história da ciência e construção de conceitos.
Fonte: Covolan (2002).

Como conseqüência deste enfoque, acreditamos que a abordagem histórica levará os alunos a constatar que o saber científico não é meramente transmitido, revelado ou adquirido passivamente pela observação. Ele é construído a partir do que já se sabe, num processo de ir e vir constante e incansável o que, gradativamente, vai engendrando uma visão de mundo que se modifica a cada dia, num processo de diálogo permanente. É preciso, pois, reconhecer este saber como uma construção possível e é nisso que o conhecimento da história pode contribuir, pois não se pode construir o que não se reconhece como objeto de construção.

3.3 Algumas considerações para esta seção

Matthews (1994) indica que a história, a filosofia e a sociologia da ciência não têm todas as soluções para os problemas pelos quais passa o ensino das ciências, mas têm algumas respostas: podem humanizar as ciências e aproximá-las mais dos interesses pessoais, éticos, culturais e políticos; podem fazer as aulas de ciências mais estimulantes, interessantes e reflexivas, incrementado assim as capacidades de pensamento crítico; podem contribuir para uma maior compreensão dos conteúdos científicos; podem contribuir um pouco para superar a asepsia das aulas de ciências, onde se recitam fórmulas e equações, mas poucos conhecem seus significados; podem melhorar a formação dos professores contribuindo para o desenvolvimento de uma epistemologia da ciência mais rica e mais autêntica, isto é, um melhor conhecimento da estrutura da ciência e seu lugar no marco intelectual dos fatos. Um professor de Ciências, instruído em História e Filosofia da Ciência passa então, a ser *educado* em ciências e não simplesmente *formado* em ciências. A visão histórica dos conhecimentos contribui claramente para esta rica compreensão.

A evolução da Ciência aparece assim como um fenômeno mais complexo que se supunha, com influências e alimentações recíprocas de natureza diversa, fascinante e intrincado, mas ao mesmo tempo mais humanizado. A ciência emerge como a construção humana que é, com todos os seus percalços, sem a pretensão da neutralidade, que surge e desenvolve-se para satisfazer necessidades materiais e a irreprimível curiosidade humana de conhecer o mundo que nos rodeia. Dentro dessa visão mais ampla podemos começar a mudar a imagem da ciência e, em consequência, a idéia que os professores fazem dos objetivos do ensino das ciências e, em particular, da Química.

A Ciência, como dizia Ilya Prigogine (1990), *deve encantar, mais que desiludir*, conter os suficientes elementos de mistério e fascinação para seduzir o aluno, sem por isso perder o racionalismo crítico que deve estar presente na atitude que o professor deve inculcar nos alunos ao longo de todo o ensino.

A reflexão epistemológica anda de mãos dadas com o conhecimento histórico. É na evolução histórica dos conhecimentos científicos que podemos obter matérias férteis para uma abordagem que privilegie o conhecimento compreensivo, explicativo, através de causas que se vão encadeando até suas primeiras origens, o que nos conduz ao tipo de conhecimento denominado de *genético*. A história da Ciência pode mostrar-nos que ela é, ao fim, uma construção humana e como tal, relativa, pois evolui com as necessidades sociais, influencia e é influenciada pelo seu entorno social.

4 PROPOSTA DE ABORDAGEM HISTÓRICA

Uma das formas de se utilizar a história da Ciência para melhorar o ensino consiste em realizar uma análise histórica da gênese e da evolução do conhecimento científico e da sua construção.

Uma das possíveis estratégias para se alcançar esses objetivos, é a utilização dos chamados “conceitos estruturantes” das ciências e uma análise de sua evolução histórica. De acordo com Gagliardi (1988, p. 292), “os conceitos estruturantes são aqueles que permitiram e impulsionaram a transformação de uma ciência, a elaboração de novas teorias, a utilização de novos métodos e novos instrumentos conceituais”.

Dentro dessa perspectiva, podemos identificar o conceito de mol como um dos mais importantes da Química, podendo ser considerado, de acordo com Gagliardi (1988), como um conceito estruturante que, ao lado de tantos outros, como átomo, molécula, reação química, etc., foram fundamentais para o desenvolvimento dessa ciência.

Com a utilização da história da ciência, podemos conhecer a gênese desse conceito, as várias concepções que se sucederam nos seus diferentes contextos e as modificações ocorridas ao longo do tempo, relacionadas a mudanças no arsenal teórico-conceitual dos cientistas.

Além disso, a evolução do conceito de mol nos fornece um bom exemplo, “da natureza multidisciplinar da Química onde se contrapõe a atividade manual com a intelectual, o microscópico com o macroscópico, o pragmatismo empírico com a especulação teórica” (CHAGAS, 1989, p. 82).

O conhecimento da evolução histórica experimentada pelo conceito de mol, possibilitará uma análise da provisoriedade dos conceitos, decorrente das alterações da Ciência resultantes dos avanços científicos.

Neste sentido, Castro e Carvalho (1992, p. 227) ressaltam que,

Quando um aluno (...) discute de onde vieram certas idéias, como evoluíram para chegar onde estão ou mesmo questiona os caminhos que geraram tal evolução, de certa forma ele nos dá indícios de que reconhece tais conceitos como objeto de construção e não como conhecimentos revelados ou meramente passíveis de transmissão.

Desse modo, o estudo das idéias científicas em seu contexto original da descoberta, ajudará a desenvolver o entendimento conceitual dos indivíduos, pois além de fornecer paralelos com as próprias visões desses sujeitos, oferece subsídios para que as próprias concepções científicas vigentes sejam analisadas de forma crítica.

4.1 Séculos XVIII e XIX: Revolução na economia e na política

Considerando que a contextualização do conhecimento científico é um dos fatores de aprendizagem defendido por este trabalho, julgamos importante traçar um breve panorama social, político e econômico do período em que surgem as idéias científicas presentes nesta dissertação.

Não temos a pretensão de fazer aqui uma síntese de tudo o que ocorreu nos séculos XVIII e XIX e que levaram às grandes mudanças na economia, na política e na

ciência. Traçar o desenvolvimento da sociedade que surgiu a partir deste período não é tarefa deste trabalho. O nosso objetivo é destacar a existência de profundas inter-relações entre a industrialização (no caso, a Revolução Industrial) e a expansão do conhecimento.

Os séculos XVIII e XIX foram marcados por duas grandes revoluções: uma delas, fundamentalmente econômica, a chamada Revolução Industrial, ocorrida inicialmente na Inglaterra, na segunda metade do século XVIII e outra, fundamentalmente política, a chamada Revolução Francesa, ocorrida em 1789.

A Revolução Industrial significou um conjunto de transformações em diferentes aspectos da atividade econômica (indústria, agricultura, transportes, bancos, etc.), que levou a uma afirmação do capitalismo como modo de produção dominante, com duas classes básicas: a burguesia, detentora dos meios de produção e concentrando grande quantidade de dinheiro; e o proletariado, que, desprovido dos meios de produção, vende sua força de trabalho para subsistir.

Segundo o historiador Hobsbawm (1981, p. 44), uma revolução econômica, em que,

(...) pela primeira vez na história da humanidade, foram retirados os grilhões do poder produtivo das sociedades humanas, que daí em diante se tornaram capazes da multiplicação rápida, constante, e até o presente ilimitada, de homens, mercadorias e serviços (...).

A Revolução Industrial, caracterizada principalmente pela passagem da manufatura à indústria mecânica, vai provocar transformações que influenciarão outras áreas da atividade econômica como passaremos a ver.

No campo, a indústria criou novos mercados para produtos agrícolas, forneceu ferramentas e energia para a agricultura. O capitalismo chega ao campo, desenvolvendo uma agricultura de mercado (em lugar da agricultura de subsistência), preocupada em tornar a terra cada vez mais produtiva, tirar dela lucros cada vez maiores e abastecer os mercados com fartura.

Outro setor da atividade econômica que passou por grandes transformações foi o dos transportes e das comunicações. Cidade e campo aumentam as suas trocas, os bens produzidos pela indústria precisam ser escoados, levando à construção de estradas, tanto de ferro quanto de rodagem, à abertura de canais, ao desenvolvimento da navegação a vapor, ampliando assim o mercado interno e tornando acessível o mercado mundial. Segundo Bernal (1976), informações sobre preços de mercadorias e ações, ou sobre qualquer acontecimento que pudesse estar a eles relacionados, tinham grande valor monetário, o que trouxe a exigência do desenvolvimento também das comunicações.

Essas mudanças trazem como consequência a necessidade de mais capital, o que por sua vez, fortalece os bancos.

Na indústria, a invenção de máquinas, a produção de ferro com carvão coque, a máquina a vapor, a fiandeira mecânica e o tear mecânico causam uma revolução produtiva. As fábricas passam a produzir em série e surge a indústria pesada (aço e máquinas).

O novo sistema industrial transforma as relações sociais e cria, como já foi colocado, duas novas classes sociais: os empresários (capitalistas) que são os proprietários dos capitais, prédios, máquinas, matérias-primas e bens produzidos pelo trabalho e os operários, proletários ou trabalhadores assalariados, que possuem apenas sua força de trabalho e a vendem aos empresários para produzir mercadorias em troca de salários.

No início da revolução os empresários impõem duras condições de trabalho aos operários. A disciplina é rigorosa e as condições de trabalho nem sempre oferecem segurança. Em algumas fábricas a jornada de trabalho ultrapassa 15 horas, os descansos e as férias não são cumpridos e as mulheres e crianças não têm tratamento diferenciado.

Na indústria têxtil, em determinado momento, a demanda por tecido não podia ser satisfeita pela antiga roda de fiar, operada manualmente por um tecelão. As fábricas têxteis, que utilizavam teares mecânicos, não só permitiram o aumento da produção, mas também barateavam seus custos. A utilização do algodão proveniente das colônias, cuja fibra era mais fácil de fiar mecanicamente que a lã ou o linho, possibilitou o surgimento das máquinas de fiar. A primeira delas foi inventada pelo mecânico inglês James Hargreaves em 1764. Em 1779, Samuel Crompton, um tecelão inglês, criou o primeiro tear mecânico. As máquinas de fiar e de tecer multiplicaram-se com tanta rapidez que logo esgotaram a água dos pequenos riachos, pois eram instaladas às suas margens para aproveitar a energia hidráulica. A partir de 1785, surgiram as máquinas têxteis movidas a vapor. O calor necessário era obtido da queima do carvão. Em 1804, o tecelão francês Joseph-Marie Jacquard inventou o primeiro tear automático. Esse tear podia ser programado por cartões perfurados. Assim, a mudança de desenho do tecido dispensava a manipulação da máquina, bastando trocar os cartões. Um século e meio mais tarde, os cartões perfurados foram utilizados para programar os primeiros computadores.

A indústria têxtil exigiu a criação de uma indústria química capaz de abastecê-la com os produtos necessários para a lavagem do algodão e a tintura dos tecidos. William Henry Perkin fabricou, em 1856, a primeira tintura sintética, a anilina, extraída do alcatrão. Além das indústrias químicas, desenvolveram-se outras, como as de explosivos e as de fosfatos, usados como fertilizantes na agricultura. O desenvolvimento da Química é uma

das características da Revolução Industrial, assim como o da Matemática e da Física foram da Revolução Científica, iniciada quase três séculos antes.

As indústrias que se expandiram em seguida foram as metalúrgicas, principalmente nos processos de conversão de ferro fundido em ferro maleável. Junto com a máquina a vapor e a energia elétrica, o aço foi o grande motor da Revolução Industrial, pois, de uma forma ou de outra, é usado em todas as ferramentas e máquinas utilizadas nas mais diversas fábricas e na agricultura, bem como na construção de locomotivas e estradas de ferro. Para o grande impulso na indústria siderúrgica, se contará com o carvão, fonte de energia básica da Revolução Industrial. O carvão foi essencial para o trabalho com minérios, para a fundição do ferro, para o desenvolvimento da metalurgia, sem a qual não poderia ter havido a maquinaria exigida pela indústria, particularmente a máquina a vapor.

Já no século XIX, segundo Hobsbawm (1981), o carvão era a principal fonte de energia industrial, sendo a Grã-Bretanha a produtora de cerca de 90% da produção mundial.

Antes da Revolução Industrial, o artesão fabricava suas próprias ferramentas. Desde então, os operários das indústrias passaram a empregar ferramentas produzidas por outras fábricas. Assim, surgiram as empresas fabricantes de equipamentos industriais, vendidos para outras empresas.

Certamente poderíamos ficar relatando inúmeros outros aspectos importantes dessa revolução que resultaram numa verdadeira espiral cumulativa e englobaram o aumento maciço da produtividade, exigindo mais máquinas, mais matérias-primas, mais trabalhadores, mais transportes, etc. num processo auto-sustentado, capaz de gerar um fluxo contínuo de investimentos e inovações. Mas, como já foi colocado, este não é o objetivo deste trabalho. O nosso objetivo aqui é apenas situar o panorama da época para compreendermos as

relações entre a ciência, a técnica e a produção, advindas dessas transformações econômicas e sociais.

4.2 As relações entre a ciência, a técnica e a produção

Não há como negar a influência da dupla revolução (Industrial e Francesa) para o triunfo de uma nova sociedade e para o desenvolvimento da ciência. No entanto, não é o objetivo desse trabalho analisar detalhadamente e em toda a sua extensão essa influência. O que nos propomos a fazer aqui é destacar alguns aspectos que possam nos auxiliar a compreender melhor essa influência na ciência e especialmente no que se refere à química.

A Revolução Industrial não foi dependente do desenvolvimento científico, já que, nos períodos que a antecederam a ciência não se relacionava diretamente com as atividades produtivas. Nem mesmo a invenção da máquina a vapor, que deu enorme contribuição para o desenvolvimento da indústria, transformou a ciência em condição para a ocorrência da Revolução Industrial. Hobsbawm (1981, p. 46) afirma a esse respeito que,

Felizmente poucos refinamentos intelectuais foram necessários para se fazer a revolução industrial. Suas invenções técnicas foram bastante modestas, e sob hipótese alguma estavam além dos limites de artesãos que trabalhavam em suas oficinas ou das capacidades construtivas de carpinteiros, moleiros e serralheiros: a lançadeira, o tear, a fiadeira automática. Nem mesmo sua máquina cientificamente mais sofisticada, a máquina a vapor rotativa de James Watt (1784), necessitava de mais conhecimentos de física do que os disponíveis então há quase um século (...).

Se a Revolução Industrial não foi consequência direta do avanço científico, o desenvolvimento do capitalismo foi determinando uma forte inter-relação entre ciência e

produção, pois ambas cresceram juntas e se influenciaram mutuamente (ANDERY et al., 2000). À medida que o capitalismo avança, geram-se problemas que, cada vez mais, lançam desafios à ciência e cada vez mais ela é necessária para respondê-los.

Com a Revolução Industrial, as ciências viram-se colocadas diante de novas e específicas exigências que lhes abriram novas possibilidades ao se confrontarem com novos problemas, novas maneiras de focar os antigos, novos instrumentos práticos e teóricos de investigação. Em toda parte se experimentava, se inventava, se aperfeiçoava. A técnica e a ciência passaram a caminhar juntas. E a ciência se enriqueceu pelo contato com os problemas postos pela prática. A perspectiva de aplicação da ciência aos problemas da indústria serviu de trampolim para estimular o financiamento público da ciência. A primeira grande escola científica do mundo moderno a *École Polytechnique*, foi fundada em 1794 para pôr os resultados da ciência a serviço da França. A criação de escolas técnicas no século XIX e XX encorajou a difusão do saber científico e gerou condições para novos avanços. Em diferentes graus e a diferentes velocidades os governos começaram a financiar a ciência de uma forma mais direta através da criação de bolsas de estudo, fundação de instituições de investigação e conferindo honras e postos oficiais a eminentes cientistas. No final do século XIX o filósofo natural, aquele que prosseguia os seus estudos baseado em interesses particulares, dá lugar ao cientista profissional com um caráter público.

Na verdade, para as ciências, o processo revolucionário da indústria foi a abertura de novos pontos de partida radicais. Assim, por exemplo, os problemas com o aperfeiçoamento da máquina a vapor levaram físicos como Ampère e Carnot (na França) e Faraday (na Inglaterra) a demonstrarem que o calor, a luz, a eletricidade, o magnetismo são formas diversas de energia, passíveis de mensuração, podendo também passar de uma forma a outra. Os problemas técnicos colocados pela mineração, pela metalurgia do ferro e do aço, bem como aqueles ligados à indústria têxtil e à necessidade de alimentação de uma população

urbana crescente contribuíram para que químicos como Berthollet e Gay-Lussac desenvolvessem pesquisas específicas para as indústrias francesas (CANÊDO, 1987).

No final do século XVIII a ciência iria ser colocada cada vez mais a serviço da modificação da natureza. Hobsbawm (1981) afirma que naquele século, quando a ciência ainda não havia sido academicamente dividida em ciência “pura”, superior, e ciência “aplicada”, inferior, os mais surpreendentes avanços da década de 1780 foram na química, tradicionalmente muito ligada à prática de laboratório e às necessidades da indústria. Assim, a química, da fase experimental de Lavoisier, passou para a fase industrial. Hobsbawm destaca ainda que, de todas as ciências, a química foi a mais íntima e imediatamente ligada à prática industrial, especialmente aos processos de tingimento e branqueamento da indústria têxtil.

No final do século XIX, com a expansão da economia mundial trazendo à indústria novas matérias-primas, que exigiam processamento científico para serem utilizadas de maneira eficiente, a química demonstrou que a era das invenções simples, fruto de habilidade, da experiência prática, sem qualquer base teórica, estava terminada. O progresso tecnológico passava a depender do insumo de mão-de-obra com qualificação científica, equipamento e dinheiro em projetos de pesquisa sistemática (CANÊDO, 1987).

O importante era produzir. Produzir mais, mas, antes de tudo, produzir a preços reduzidos. Os laboratórios vinculados às fábricas, converteram-se em armas da luta pela concorrência e assim, no século XIX a química já não é considerada como uma ciência auxiliar da medicina, da farmacologia ou da geologia, mas sim como um fim em si mesma.

No decurso do século XIX a química transforma a paisagem, o vestuário, a saúde e a vida cotidiana. Pouco a pouco, os produtos de extração são suplantados pelos produtos artificiais, de substituição. As categorias, química pura e química aplicada, dominam

o discurso da química neste período. Para obter a abertura de novos cursos, os professores invocam argumentos de utilidade, como a procura industrial por químicos qualificados.

O desenvolvimento industrial no século XVIII acabou realçando a necessidade de análises rápidas e isso estimulou a criação de novos métodos envolvendo titulações¹⁷, que passaram a ser essenciais para as indústrias. Assim, titular as soluções, garantir as moedas, detectar as fraudes, e muitas outras técnicas de controle, indispensáveis ao desenvolvimento das indústrias químicas, que exigem o aperfeiçoamento no laboratório de processos seguros e quantitativos, são desenvolvidas pelos químicos que serão contratados pelas indústrias e também pelo governo, principalmente francês, para resolver problemas práticos ligados à produção e ao controle de qualidade.

Como reflexo da importância que vai adquirindo a ciência, ainda no final do século XVIII começam a surgir na Inglaterra as primeiras sociedades científicas para incentivar o progresso da ciência. A Sociedade Lunar é um exemplo dessas providências e foi fundada em 1780. Posteriormente surgiram a Deustcher Naturforscher Versammlung, em 1822, e a The British Association for Advancement of Science, em 1831, que se tornaram locais para a defesa da ciência e a discussão das grandes controvérsias científicas da época. Revistas científicas são criadas por toda a Europa (França, Espanha, Alemanha, Itália, Inglaterra) assegurando uma circulação rápida da informação e contribuindo para estabelecer as ligações entre os químicos.

Dentro desse contexto de rápidas transformações, a ciência vai ganhando prestígio e importância, surgindo o cientista profissional e, na Inglaterra, é o professor universitário que começa a assumir a função de cientista.

¹⁷ Método de análise quantitativa baseado na determinação dos volumes de soluções que reagem entre si.

Analisando esse processo, Bernal (1976) afirma que, ao lado do incremento do volume e do prestígio do trabalho científico, a ciência ia perdendo grande parte de sua independência, passando a atender aos interesses da produção e de uma classe detentora dos meios de produção.

Ao avaliar os efeitos da ciência sobre a vida e sobre o pensamento durante os séculos XVIII e XIX, é por conseguinte necessário seguir essa transição desde seus efeitos libertadores, no início do período, quando estava aliada a todas as forças do progresso, até ao seu estado ambíguo e incerto no fim do período, quando já não era possível aceitar como certo o progresso, e a guerra e a revolução social já se entreviam no horizonte mental (BERNAL, 1976, p. 677).

Os fatos narrados mostram o pano de fundo sobre os quais se desenrolam os acontecimentos, descobrimentos e estudos que agora passaremos a abordar.

4.3 O longo vaguear da teoria atômica...

A concepção atomística da matéria remonta à Grécia da Antigüidade, mas sua formulação em bases científicas é atribuída ao físico e químico inglês John Dalton.

Durante a Idade Média e o Renascimento, a verdade correntemente aceita era a de Aristóteles e a dos filósofos estoicos, que sustentavam ser a matéria contínua. No entanto, com o desenvolvimento experimentado pela química na segunda metade do século XVIII, acumularam-se fatos que, para serem explicados, necessitavam de uma teoria sobre a constituição da matéria. Assim, quando a Química começava a se firmar como uma ciência independente, no final do século XVIII e início do século XIX, os químicos passaram a estudar quantitativamente as reações químicas, sendo particularmente notáveis os trabalhos de

Lavoisier (1743-1794), Berthollet (1748-1822), Proust (1754-1826) e Dalton (1766-1844). Da interpretação de muitos fatos experimentais observados, foram surgindo as idéias de *pesos de combinação* (pesos equivalentes), *pesos atômicos e constituição atômica da matéria*.

Excetuando-se Dalton, que era inglês, há uma predominância de nomes franceses entre os cientistas citados no parágrafo anterior. Esse fato deve ser compreendido dentro do momento histórico vivido pela Europa e, em particular pela França, ao final do século XVIII e início do século XIX.

Em 1800, devido ao efeito conjugado das duas revoluções, a química e a francesa, Paris é a metrópole da química européia. A Revolução Francesa e as subseqüentes Guerras Napoleônicas constituem um divisor de águas no relacionamento do poder com a química e a tecnologia. Neste novo período, os químicos foram chamados a resolver e melhorar a produção de materiais essenciais – ferro, aço, metais, pólvora – e atuaram como assessores, autores de folhetos de instrução, professores, diretores de manufaturas estatais. Em particular, na França, a guerra favoreceu a emergência de um novo personagem: o químico providencial, aquele que salva a pátria (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992). Assim, a Comissão de Saúde Pública faz um apelo aos químicos para que instruem os seus concidadãos na arte do salitre e, Berthollet, juntamente com outros cientistas asseguram, durante um mês, um curso revolucionário sobre o fabrico de salitre e de canhões. Em 1800, o ministro do Interior (o químico Chaptal), sugere a criação de quatro colégios ensinando as artes da química. Em resumo, o episódio revolucionário foi bastante favorável aos químicos. Eles conquistaram poder, crédito, cursos e posições. Apesar de terem perdido Lavoisier, guilhotinado em 8 de maio de 1794, os químicos prosperam nas novas instituições.

O novo local de encontro é a Sociedade d'Arcueil, fundada em 1802, por Laplace¹⁸ e Berthollet com o objetivo de desenvolver um programa newtoniano de pesquisas físico-químicas. O centro de estudos passa a ser a Escola Politécnica, em Paris, que ao longo de todo o século XIX, funciona como um local de excelência de formação e de pesquisa.

À união das tecnologias e a ação dos poderes públicos, dois componentes essenciais para o avanço das indústrias químicas na França, interfere um terceiro componente: o papel dos sábios na indústria. Essa aliança entre químicos e industriais, tem, para os industriais, mais interesses do que apenas os conhecimentos científicos. Considerando-se que a esfera de intervenção desses homens da ciência não se limitava às empresas, pois detinham cargos públicos (ministro, senador), é a pressão e a influência destes cientistas sobre as decisões políticas que também estimulam os industriais.

A rede técnica de processos solidários e de indústrias integradas, a rede humana de alianças políticas e de interesses conjugados, constituem os suportes para o avanço das indústrias químicas na França, no início do século XIX.

Antoine Laurent Lavoisier, foi um grande sistematizador e quantificador da ciência química. Ele pode ser considerado como o autor da primeira contribuição da química para o setor produtivo/estratégico, produzindo explosivos de boa qualidade para o governo francês.

Foi ele quem explicitou, de maneira clara e inequívoca, uma suposição com a qual muitos químicos da época trabalhavam: a conservação da massa numa reação química.

¹⁸ Pierre Simon Laplace (1749-1827), foi um matemático, astrônomo e físico francês. Fez estudos muito importantes em áreas tão diversas como a astronomia, cálculo das probabilidades, calorimetria, capilaridade, acústica, dilatação dos corpos e eletricidade. São de sua autoria a Equação de Laplace, a Lei de Laplace e a Transformada de Laplace. Desenvolveu atividades políticas com Napoleão, de quem foi ministro do Interior.

É importante ressaltar que os químicos flogísticos¹⁹ ou discípulos de Stahl não consideravam a massa como uma grandeza pertinente, como um elemento de análise, de apreciação da experiência ou fonte de informações; a teoria do flogisto não era uma química da quantidade, mas permanecia como uma química das qualidades. Daí a importância dos trabalhos de Lavoisier, primeiro criando uma nova teoria da combustão, contrária àquela de Stahl e depois colocando a massa como uma informação pertinente nas transformações químicas, inaugurando definitivamente a era da química como uma ciência quantitativa. Em seu *Traité Élémentaire de Chimie*, de 1789, escreve:

Podemos estabelecer como um axioma que, em todas as operações da arte e da natureza nada se cria; uma quantidade igual de matéria existe antes e depois do experimento; a qualidade e a quantidade dos elementos permanecem as mesmas; e nada ocorre além de variações e modificações na combinação dos elementos. Deste princípio depende toda a arte de executar experimentos químicos: devemos sempre supor uma igualdade exata entre os elementos do corpo examinado e aqueles dos produtos de sua análise (LAVOISIER²⁰, 1965 apud FILGUEIRAS, 1995, p. 222).

Lavoisier também introduziu a noção de substância elementar como “o último ponto que a análise química atinge”, mas ele não quis especular sobre aquilo que a ciência de seu tempo não permitia tratar, como os átomos, o que está presente nesta afirmação:

¹⁹ Teoria do flogisto: criada pelo cientista alemão Georg Ernest Stahl (1660-1734) em 1697. De acordo com essa teoria, algumas espécies de matéria, tais como o enxofre, o carvão, os óleos vegetais, a madeira, os metais, continham flogístico – um “espírito” que lhes dava a propriedade de serem combustíveis. O flogístico seria portanto, um princípio comum inflamável presente apenas nos materiais combustíveis. Utilizando essa idéia, Stahl explicou o fenômeno da combustão, a transformação dos metais em óxidos (oxidação) e a transformação dos óxidos em metais (redução), processos que interessavam muito aos químicos, por causa do progresso crescente da metalurgia durante o século XVII, que viria a culminar, no século XVIII, com a Revolução Industrial. É freqüente a afirmação de que a teoria do flogisto desapareceu rapidamente porque teria sido incapaz de explicar aspectos quantitativos das reações. Como explicar que na calcinação a cal obtida adquiria um peso superior ao do metal de origem? Como o metal poderia desprender o flogisto para o ar dando origem a uma cal de peso superior? Por que, então, contrariamente, a combustão do carvão resultava numa cinza residual de peso menor?

²⁰ LAVOISIER, A.L. *Elements of Chemistry*. New York: Dover, 1965. p. 130.

A química caminha pois em direção a seu objetivo e em direção à perfeição, dividindo, subdividindo, é impossível dizer onde ela terminará; e estas coisas que nós no presente julgamos simples poderão logo ser demonstradas não o serem. Tudo o que nós ousamos afirmar de qualquer substância é que ela deve ser considerada como simples no estado presente de nosso conhecimento, e até o ponto em que a análise química foi capaz de mostrar até agora (LAVOISIER²¹, 1965 apud FILGUEIRAS, 1995, p. 222).

Tendo sido o destruidor da teoria do flogisto, é interessante destacar que Lavoisier acreditava que certas coisas imateriais, como calor e luz (duas formas de propagação de energia) também tivessem caráter elementar.

As idéias de Lavoisier levaram à elaboração de diversas leis empíricas na química. Carl Friedrich Wenzel (1740-1793), diretor das forjas de Freiberg, observou, com base em numerosas análises, que ácidos e bases reagem em proporção constante, problema que redundou na primeira destas leis, a lei das proporções equivalentes, formulada em 1791 por Jeremiah Benjamin Richter (1762-1807), um químico das minas de Breslau e da fábrica de porcelanas de Berlim. Richter era um discípulo do filósofo Immanuel Kant e, assim como seu mestre, pensava que as ciências físicas eram todas elas ramos das matemáticas aplicadas.

Cabe aqui comentar que o conceito de equivalência entre as quantidades de substâncias reagentes desempenhou um papel fundamental no desenvolvimento da química quantitativa.

Na virada do século XIX, quando os cientistas se empenhavam na busca de regularidades sobre as combinações químicas e no estabelecimento das leis ponderais, merecem destaque as investigações de Richter, no período de 1792 a 1800, sobre as relações entre ácidos e bases, formando sais neutros. Richter era um matemático interessado pela química, ele queria matematizar a química e se dedicou a buscar regularidades nas proporções

²¹ LAVOISIER, A.L. *Elements of Chemistry*. New York: Dover, 1965. p. 177.

de pesos de combinação. Na realidade, os químicos da época estavam interessados em obter as proporções em massa com que se combinavam as substâncias tentando repetir o mesmo trajeto que se havia seguido nas origens da construção da física como ciência moderna que se matematizou através das leis de Kepler, mais tarde interpretadas por Newton com sua famosa lei da gravitação universal. No caso da química, se busca obter “pesos de combinação” ou “pesos de união” dos elementos que formavam os compostos²². Richter preparou um grande número de tabelas mostrando as quantidades de diferentes bases que neutralizam 1000 partes de um ácido-padrão e as quantidades de diferentes ácidos que neutralizam 1000 partes de uma base-padrão (RHEINBOLDT, 1988). Comparando as tabelas de diferentes ácidos-padrões verificou que as quantidades das bases mantinham a mesma proporcionalidade. O mesmo ocorria com os ácidos nas tabelas das bases-padrões. Formulou o que se conhece como lei de proporções equivalentes, a qual se generalizou em 1792 como segue:

As proporções entre os elementos em um composto são constantes e para qualquer composto constituído por dois elementos a proporção em peso é também encontrada em outros compostos contendo o mesmo elemento (LEICESTER, 1956, p. 151).

Em 1802, Ernest Gottfried Fischer (1754-1831) coletou os dados esparsos de Richter e organizou uma tabela única (ver tabela 1), contendo as quantidades de diferentes bases que neutralizam 1000 partes de ácido sulfúrico e as quantidades de diferentes ácidos que têm o mesmo poder de neutralização que 1000 partes de ácido sulfúrico (OSÓRIO, 1992). Esta tabela, contendo 13 ácidos e 8 bases, é a primeira tabela de pesos equivalentes, ou pesos de combinação, de uma classe de compostos. Richter reconheceu a sua importância e

²² Depois se buscariam as relações existentes entre estes pesos com a finalidade de obter uma lei empírica e universal como a da gravitação.

ampliou-a, no ano seguinte, para 18 ácidos e 30 bases. Os valores, porém, não eram muito corretos, devido a erros experimentais.

Tabela 1 - Relação de pesos equivalentes de alguns ácidos e bases referentes a 1000 partes de ácido sulfúrico, compilada por Fischer²³.

Base		Ácido	
Alumina	525	Fluorídrico	427
Magnésia	615	Carbônico	577
Amônia	672	Sebácico	706
Cal	793	Muriático	712
Soda	859	Oxálico	755
Estroncia	1329	Fosfórico	979
Potassa	1605	Fórmico	988
Barita	2222	Sulfúrico	1000
		Succínico	1209
		Nítrico	1405
		Acético	1480
		Cítrico	1583
		Tartárico	1694

Fonte: Ihde (1984, p. 97).

Com estas relações equivalentes, Richter pôde iniciar a matematização da química e se dispunha a estender os seus estudos a compostos de toda espécie (por exemplo, metais reagindo com ácidos, metais precipitando outros metais), quando foi vitimado pela tuberculose (OSÓRIO, 1992).

²³ Os nomes antigos expostos na tabela 1 correspondem aos seguintes compostos atuais: Soda: Na₂CO₃; Potassa: K₂O; Sulfúrico: SO₂; Alumina: Al₂O₃; Carbônico: CO₂; Fosfórico: P₂O₅.

Jeremias Richter, reconhecendo o fenômeno das proporções ponderais recíprocas e sua utilidade no cálculo teórico da composição de sais neutros, inaugurou o que chamou de “estequiometria”. O termo estequiometria, baseado nas palavras gregas *stoicheion* (elemento) e *metrein* (medida), é, portanto, um conceito criado por Richter para quantificar as proporções ponderais (em massa) com que se combinavam os elementos nas substâncias.

Depois da descoberta da lei das proporções equivalentes, foram confeccionadas tabelas de pesos equivalentes que mostravam a quantidade relativa de elementos químicos que teriam que se combinar entre si.

Paralelamente, o francês Joseph Louis Proust, contemporâneo de Lavoisier, professor de Química em Madri, publica um artigo em 1799, onde mostrava que o óxido de mercúrio, quer fosse produzido em laboratório, quer viesse das minas do Peru, tinha a mesma composição. De acordo com Proust, os compostos têm de fato uma identidade e componentes em *proporções fixas ou definidas*. A este respeito, ele escreveu que:

(...) as propriedades dos compostos verdadeiros são invariantes, assim como a razão entre seus constituintes. (...) Não existem diferenças observáveis entre os óxidos de ferro do Sul e aqueles do Norte. O cinábrio do Japão é composto pela mesma proporção do que aquele de Almadén. A prata não é diferentemente oxidada ou muriatizada pelo muriato do Peru e daquele da Sibéria. Em todas as partes do mundo não são encontrados dois muriatos de soda, dois muriatos de amônio, dois salitres, dois sulfatos de cálcio, de potássio, de soda, de barita, etc... diferindo um do outro... (livre tradução a partir de citação contida em IHDE, 1984, p. 100-101).

Estas constatações, que formaram a base da chamada *lei das composições constantes*, foram objeto de polêmica durante anos com Berthollet, professor de Química na Escola Politécnica de Paris, que opinava que a composição dos compostos químicos era infinitamente variável e não fixa.

As pesquisas de Berthollet anteciparam algumas descobertas realizadas pelos físico-químicos durante os anos 60 do século XVIII. A atuação profissional de Claude-Louis Berthollet indica o impressionante leque de possibilidades de carreira abertas para o químico no período posterior à Revolução Francesa: acadêmico, químico trabalhando em um meio industrial, professor, senador, fundador da Sociedade d'Arcueil. Quando da Revolução Francesa, Berthollet procurou racionalizar a extração de salitre, que permite fabricar a tão necessária pólvora. Em 1800, acompanha Napoleão Bonaparte ao Egito e, no regresso a Paris, tornou-se um dos grandes homens da ciência, honrado por Napoleão com o cargo de senador. Contratado pela indústria têxtil, torna-se o mais notável perito na química do branqueamento de tecidos. Descobriu as propriedades de branqueamento do cloro e modificou as técnicas de clareamento dos tecidos de linho e de algodão: já não se estendiam as peças nos campos para expô-las ao sol e à ação do orvalho; não era necessário ferver as peças em uma solução de cinzas, e depois em leite azedo. Para desenvolver a indústria de branqueamento, Berthollet inicia a análise volumétrica²⁴ para controlar a quantidade de cloro na água de Javel²⁵ e esforça-se por aperfeiçoar processos simples de controle de qualidade acessíveis a um operário. O branqueamento dos tecidos passa da França à Grã-Bretanha em 1787.

Em suas pesquisas Berthollet assinalou que algumas reações químicas eram reversíveis, enquanto que em outras os produtos dependiam das quantidades iniciais dos reagentes empregados, bem como da solubilidade ou volatilidade relativa dos reagentes e produtos. Desses casos, ele concluía que a composição de um composto variava gradualmente

²⁴ Análise baseada na determinação da concentração de uma espécie de interesse em uma amostra a partir do volume de uma solução com concentração exatamente conhecida (solução padrão) necessária para reagir quantitativamente com esta amostra em solução (solução problema).

²⁵ Uma denominação antiga da água sanitária. Expressão proveniente do bairro de Paris onde o químico Berthollet desenvolveu seus estudos do hipoclorito de sódio. O termo até hoje é adotado na França ('eau de Javel').

no transcurso de uma reação. Entretanto, Proust conseguiu mostrar que o que variava no percurso da reação era a quantidade do composto e não sua composição e que, além disso, os compostos de composição indefinida de Berthollet eram, na realidade, misturas. Assim, Proust foi o primeiro a distinguir claramente as misturas dos compostos, sendo separáveis os componentes das primeiras por meios físicos, enquanto os dos últimos só o eram por meios químicos.

Essas referidas leis permitiram aos químicos caracterizar novos compostos, conduzindo assim à teoria atômica que explicava por que se cumpriam essas leis da natureza.

4.4 A Teoria de Dalton

Em 1804, John Dalton, um professor de Manchester, formulou uma hipótese que identificava os corpos simples com os átomos. Apesar dessa noção não ser nova (já havia surgida na Antigüidade), o átomo daltoniano não é herdeiro dos átomos gregos, sendo inventado e explorado noutro contexto (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992).

Embora a teoria atômica de Dalton tenha surgido em um momento histórico no qual era muito grande o volume de informações sobre as quantidades das substâncias envolvidas nas reações químicas, a atenção de Dalton estava voltada para outra direção.

O interesse original e permanente de Dalton, primeiro em Kendal e depois em Manchester, foi a meteorologia. Esse interesse derivou de dois fatores: Kendal, distante 160 km de Manchester, apresenta montanhas e lagos, um clima inconstante, com ventanias súbitas, nevoeiros e efeitos de luz (FERREIRA, 1987). A sua localização ao norte permitia

apreciar a Aurora Boreal com relativa frequência. A solubilidade dos gases na água, a expansão do vapor por ação do calor, a água contida como vapor na atmosfera, são temas constantes de Dalton. Ao se mudar para Manchester, em 1793, um segundo fator passa a influir em Dalton. Manchester começava a ser dominada pela máquina a vapor, que movia seus teares, suas fiandeiras e seus moinhos. Por outro lado, Liverpool é o porto para as fábricas de Manchester, a porta ao comércio oceânico. Esse comércio ainda se faz em veleiros e no seu livro sobre meteorologia, Dalton tem um capítulo sobre os ventos, em particular os ventos alísios (FERREIRA, 1987). São os ventos que levam as manufaturas de Manchester para as Américas (inclusive o Brasil), e que trazem para a Inglaterra, o algodão, o fumo, o açúcar, o ouro e o vinho de Portugal.

“Qualquer um que mencione a Revolução Industrial está se referindo ao algodão”, afirma Hobsbawm (1981, p. 59), e o símbolo deste espetacular desenvolvimento da indústria têxtil é a cidade de Manchester, que entre 1760 e 1830 passou de 17.000 habitantes para aproximadamente 180.000. Portanto, o dinamismo econômico de Manchester condiciona o pensamento de Dalton e, nas palavras de Ferreira,

A teoria de Dalton serviu bem a Química, mas suas origens estavam mais relacionadas com os ventos do Atlântico e com a força motriz do vapor, do que com os problemas da análise química; sua gênese, decorrente mais da intuição científica do seu autor do que de deduções rigorosas (FERREIRA, 1987, p. 207).

O interesse de Dalton pela meteorologia, levou-o ao estudo dos gases, concentrando-se, numa fase inicial, naqueles que constituem a atmosfera. Os seus primeiros estudos levaram-no à teoria da mistura dos gases.

Havia, ao final do século XVIII, um enigma que desafiava os pesquisadores. Sabia-se que a atmosfera era constituída principalmente de nitrogênio e oxigênio contendo também gás carbônico e vapor d'água. A questão que se colocava era: como se relacionavam esses gases entre si? Formavam eles um composto gasoso e, portanto, podia ser decomposto em reações químicas, ou, ao contrário, estavam apenas misturados? As abundantes observações de Dalton, em lugares os mais distantes entre si, mostravam que a composição do ar era praticamente constante²⁶. Dalton acreditava que os gases da atmosfera formavam apenas uma mistura, sem que qualquer ligação química existisse entre eles. Se isso fosse correto, por que o dióxido de carbono, mais pesado, não se concentraria nas camadas inferiores da atmosfera, seguido do vapor d'água, do oxigênio e do nitrogênio, em ordem decrescente de peso? Dessas observações Dalton enuncia, em 1801, a lei das pressões parciais que, num enunciado moderno, diz que: *a pressão total de uma mistura de gases é igual à soma das pressões que cada um exerceria se estivesse sozinho.*

Anos mais tarde Dalton confessaria, numa conferência proferida na *Royal Institution*, em Londres, que sua teoria atômica lhe veio a partir da lei das pressões parciais. A independência de um gás em relação a outro seria devida aos diferentes tamanhos das partículas que os constituíam e, posteriormente, também lhe ocorreu a idéia de que seus pesos também seriam diferentes.

Preocupado em mostrar a validade de suas idéias sobre a natureza dos gases que formam a atmosfera, Dalton encaminhou suas pesquisas para a dissolução dos gases em água e para o problema de determinar o peso relativo de diferentes gases em relação a outros.

²⁶ Alguns anos depois, na França, o químico Gay-Lussac (1778-1850) viria a mostrar que a constituição percentual da atmosfera é praticamente constante até alturas consideráveis, mesmo sendo a pressão menor. Isto ele próprio determinou por meio de duas ascensões em balão, no ano de 1804, quando chegou a atingir a altura de 7016 metros.

A questão com a qual Dalton se confrontava agora era: como determinar o peso relativo dos átomos? Para responder a esta pergunta ele então se volta para a química quantitativa ou estequiométrica desenvolvida por Wenzel e Richter no final do século XVIII na Alemanha.

Já vimos que Wenzel, Richter e Fischer criaram tabelas de equivalentes de ácidos e de bases, tal que equivalentes de base são as quantidades respectivas de uma base necessárias para neutralizar uma dada quantidade de ácido, e vice-versa para as quantidades equivalentes de ácidos. Esta noção de equivalente, reservada para as reações de neutralização de ácidos e bases, adquire um significado diferente quando, em 1802, após diversas experiências com estanho, antimônio e ferro, Joseph Proust formulou uma lei geral: “As relações entre as massas segundo as quais dois os mais elementos se combinam são fixas e não suscetíveis de variação contínua” (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 108). Esta lei, conhecida como lei das proporções definidas, estendia a todas as substâncias a noção de equivalente. Enquanto Berthollet, como já salientamos, estabelece uma controvérsia sobre a lei das proporções definidas, John Dalton usa a lei de Proust como base de uma nova hipótese atômica.

Desde 1803, Dalton considerava a natureza atômica da matéria. Após uma repercussão muito favorável de conferências realizadas em 1807, Dalton publicou no ano seguinte, *A new system of chemical philosophy (Um novo sistema de filosofia química)*, em que postula sua teoria atômica considerando as seguintes hipóteses (FILGUEIRAS, 2004):

- A matéria é constituída por partículas últimas ou átomos;
- Os átomos são indivisíveis e não podem ser criados nem destruídos (*Princípio de Conservação da Matéria* – Lavoisier);

- Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e apresentam o mesmo peso;
- Átomos de elementos diferentes têm pesos diferentes;
- Os compostos são formados por um número fixo de átomos de seus elementos constituintes (*Princípio das Proporções Fixas* – Proust);
- Se existir mais de um composto formado por dois elementos diferentes, os números dos átomos de cada elemento nos compostos guardam entre si uma razão de números inteiros (*Lei das Proporções Múltiplas* - Dalton);
- O peso²⁷ do átomo de um elemento é constante em seus compostos – se *a* reagir com *b* para formar *ab* e *c* reagir com *d* para formar *cd*, então se *ab* reagir com *cd* os produtos serão *ad* e *cb* (*Lei das Proporções Equivalentes* – Richter).

Pelo exposto acima, percebemos que todas as leis das proporções químicas seguem-se da teoria atômica e Dalton obtém as primeiras fórmulas químicas, com uma notação própria em que cada átomo é representado por círculos com diferentes símbolos e significando diferentes pesos atômicos (figura 1). Por exemplo, a análise química mostra que na composição da água entram 1 parte de hidrogênio para 8 partes de oxigênio. Supondo que a água é um composto binário (no sentido de Dalton) sua fórmula é HO e, portanto, os pesos atômicos relativos do hidrogênio e oxigênio aparecem como 1 e 8 respectivamente.

²⁷ Optou-se por usar a expressão “peso” em vez de “massa”, sendo-se fiel ao uso da época.

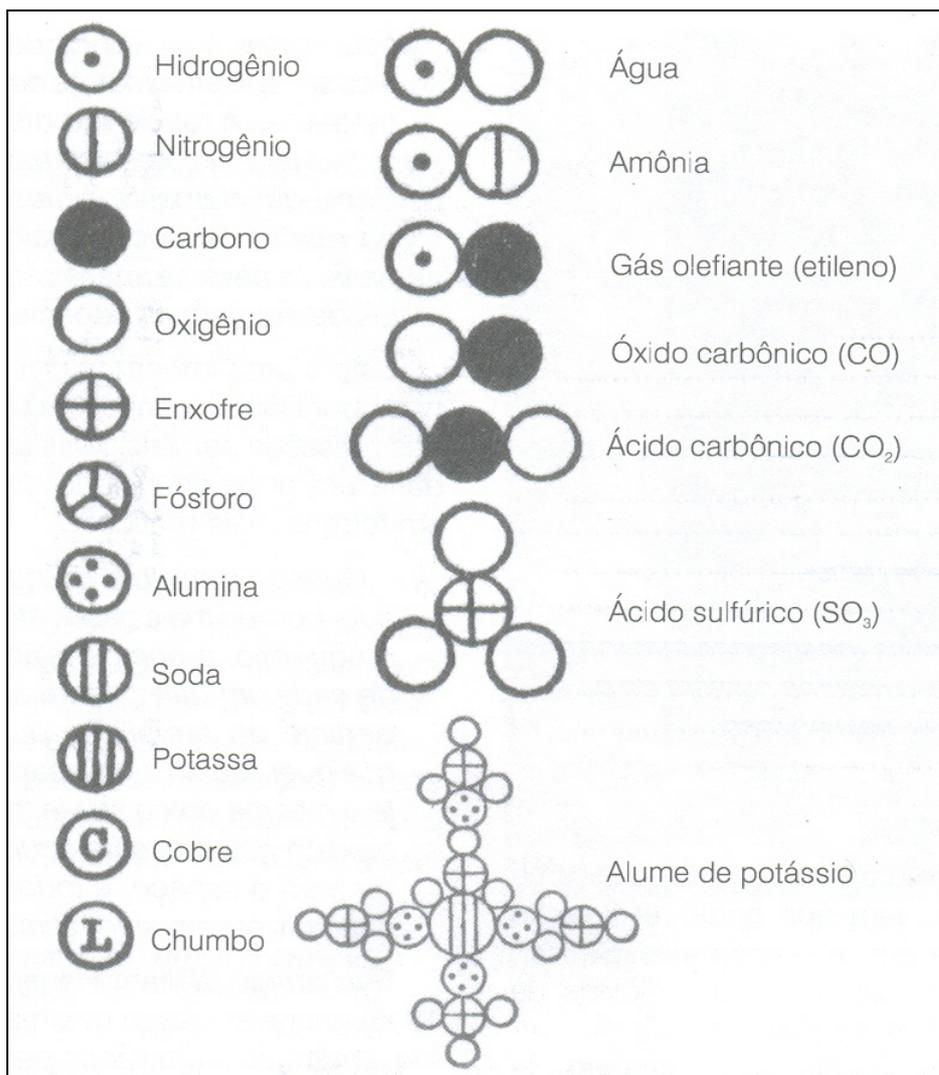


Figura 1 - Versão elaborada dos símbolos criados por Dalton para os elementos e seus compostos.
 Fonte: Filgueiras (2004, p. 42).

A hipótese de Dalton tem como consequência tornar indiscutível a noção de proporção, de combinação por unidades discretas, mas desloca o debate para outro problema: qual é a fórmula correta? Enquanto os equivalentes permitem ficar pelas relações entre corpos simples constituintes, os átomos exigem um número: quantos átomos têm um dado composto?

Como determinar a proporção exata de hidrogênio que se une com o oxigênio para formar água? Tal como Richter, Dalton acredita nas relações ponderais de combinação e adota uma *regra de simplicidade*: quando dois elementos se combinam formando um único composto, ele é binário, com um átomo de cada espécie. Quando formam dois compostos, um é binário, com um átomo de cada espécie, o outro é ternário com dois átomos de um para um átomo do outro, e assim sucessivamente. Assim, a água é descrita como um composto binário de hidrogênio com oxigênio e o amoníaco é um composto binário de hidrogênio e azoto (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992). Mas, diferentemente de Richter, que fixava o equivalente guiando-se pela capacidade de reação dos compostos, Dalton teve que relacionar todas as massas atômicas com uma mesma unidade estabelecida de maneira convencional (escala de massas atômicas). Já em 1803 Dalton relatou valores de pesos relativos dos átomos tomando como referência o hidrogênio, ao qual atribuiu peso unitário e confeccionou sua primeira “*tabela de pesos relativos das partículas últimas dos corpos gasosos e outros*”, que está reproduzida na tabela 2. Essa primeira tabela ainda era muito precária e em 1808 ele apresenta uma nova tabela mais aperfeiçoada.

Tabela 2 - Pesos atômicos segundo Dalton: primeira tabela de pesos atômicos, apresentada oralmente por Dalton em 1803 e publicada como artigo em 1805. A coluna da direita apresenta parte de sua segunda tabela, publicada no livro *A New System of Chemical Philosophy*, em 1808.

Espécie química	Pesos atômicos	
	1805	1808
Hidrogênio	1	1
Azoto (nitrogênio)	4,2	5
Carbono	4,3	5
Amônia	5,2	6
Oxigênio	5,5	7
Água	6,5	8
Fósforo	7,2	9
Hidrogênio fosforetado (PH ₃)	8,2	-
Gás nitroso (NO)	9,3	12
Éter	9,6	-
Óxido gasoso de carbono (CO)	9,8	12
Óxido nitroso (N ₂ O)	13,7	17
Enxofre	14,4	13
Ácido nítrico (NO ₂)	15,2	19
Hidrogênio sulfuretado (H ₂ S)	15,4	16
Ácido carbônico (CO ₂)	15,3	19
Álcool	15,1	16
Ácido sulfuroso (SO ₂)	19,9	-
Ácido sulfúrico (SO ₃)	25,4	34
Hidrogênio carburetado da água estagnada (CH ₄)	6,3	7
Gás olefiante (C ₂ H ₄)	5,3	6

Fonte: Filgueiras (2004, p. 43).

A partir de Dalton, a constituição das substâncias simples e compostas, bem como o significado de reação química e as leis da conservação da massa e das proporções constantes passam a ser explicadas pela hipótese atômica. A massa (m) de uma substância é dada em função do número de entidades elementares que contém (N) e da massa de cada uma delas (m_a), tal que $m = m_a \times N$. Assim, explicando a formação da substância binária AB a partir dos elementos A e B , supõe-se que a proporção em massa $m(A)/m(B)$ pode ser expressa em função da proporção do número de entidades elementares respectivas $N(A)/N(B)$ e da proporção das massas das entidades $m_a(A)/m_b(B)$ como $m(A)/m(B) = N(A)/N(B) \times m_a(A)/m_b(B)$. Se for conhecido um único composto formado por A e B , sua composição atômica deveria ser mais simples, AB (regra da máxima simplicidade). Então, tem-se que $N(A)/N(B)$ é 1 e, portanto, a partir dos dados experimentais $m(A)/m(B)$ se pode determinar as massas atômicas relativas (FURIÓ et al., 1999).

Nesta época, uma das grandes preocupações dos químicos era comparar os pesos equivalentes com os pesos atômicos para estabelecer se havia alguma relação entre eles.

Em 1808, logo após a publicação do *New System of Chemical Philosophy* de Dalton, Gay-Lussac enuncia que “os volumes de gases que se combinam estão em proporções simples e que o volume da combinação formada está também numa proporção simples com a soma dos gases componentes”. Gay-Lussac fez uma série de experimentos com gases diferentes, sempre encontrando relações volumétricas simples após suas combinações. Por exemplo, 1 volume de hidrogênio combina-se com 1 volume de gás cloro para formar 2 volumes de gás clorídrico, todos no estado gasoso e à mesma pressão. Para a água era sempre encontrado que 2 volumes de hidrogênio se combinavam com 1 volume de oxigênio para formar dois volumes de água. A partir desses dados Gay-Lussac recusa a hipótese de Dalton e, reciprocamente, Dalton contesta a lei de Gay-Lussac. Esta lei implicaria que o número de

átomos num dado volume de gás fosse o mesmo que noutra qualquer volume, o que não era admitido pelo inglês.

Antes de prosseguirmos é interessante conhecer o contexto de pesquisas de Gay-Lussac. Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850), ingressou na Escola Politécnica aos dezenove anos de idade onde foi aluno de Berthollet. Antes de assumir a cadeira de química na Politécnica, realizou vôos de balão para estudar a atmosfera superior, e isso o levou a realizar pesquisas sobre as propriedades de combinação dos gases, nas quais foi auxiliado pelo cientista, explorador e naturalista prussiano Alexander von Humboldt (1769-1859). Gay-Lussac era um apaixonado por balões e suas pesquisas iniciais estavam direcionadas ao uso dos gases aquecidos ou leves, menos pesados que o ar, para os balões. Em 1804 ele conseguiu alcançar uma altitude de 7 km que foi recorde por 50 anos.

Como parte de suas pesquisas, Gay-Lussac e Humboldt fizeram passar uma corrente elétrica pela água – experiência que estava sendo repetida por outros, agora que se dispunha de uma fonte constante de energia elétrica, que era a pilha voltaica – e depois, na Politécnica, ele ampliou seu trabalho. Em 1811, Gay-Lussac tinha reunido suficientes evidências experimentais para provar que não somente a água era composta por duas partes de hidrogênio e uma de oxigênio, mas também que, depois de examinar outras substâncias, estava claro que todos os gases se combinavam em volumes que mantinham entre si uma relação simples.

Ao longo de sua carreira acumulou uma série de funções: professor na Escola Politécnica, acadêmico, diretor dos serviços de garantia da Administração da Moeda, presidente da Manufatura de Vidros Saint-Gobain, deputado e senador. Os títulos de Gay-Lussac são comuns no século XIX, onde a química apresenta numerosas aplicações, expandindo o progresso, o conforto e a prosperidade. Nas palavras de Bensaude-Vincent e

Stengers (1992, p. 138), no século XIX, “acumulação é a regra, a poltrona de senador, uma alternativa, a pasta de ministro, uma saída para um químico de renome. A cada regime, o seu químico”.

O caso de Gay-Lussac mostra bem como acontece a articulação entre químicos puros e químicos aplicados: membro da Sociedade d’Arcueil, ele acumula as funções de ensino, as responsabilidades administrativas e industriais. Para resolver problemas técnicos, a Manufatura de Vidros Saint-Gobain recorre a Gay-Lussac. No início, encarregado de visitar os estabelecimentos e vigiar a produção, ele propõe técnicas de titulação para garantir a qualidade dos produtos da companhia. Na seqüência introduz um melhoramento importante, que aumenta a rentabilidade na produção de ácido sulfúrico, composto essencial das fábricas químicas. O processo começou a funcionar em 1842 e foi chamado de “torre de Gay-Lussac”. A partir daí, ele entra no Conselho de Administração e torna-se presidente da Companhia em 1844. Embora ocupe um cargo com poder, Gay-Lussac deve ceder todos os seus direitos sobre as patentes à companhia, que mantém um monopólio de exploração na França.

Como já foi destacado, a aliança entre químicos e industriais era muito freqüente nesse período, uma vez que os cientistas detinham cargos públicos e, portanto, podiam influir em decisões políticas que interessavam aos industriais. Assim, por exemplo, Gay-Lussac pede a abolição das taxas sobre o sal destinado ao fabrico da soda e como senador, intervém na discussão do projeto de lei sobre o trabalho infantil, votado em 1841²⁸.

²⁸ Gay-Lussac considera, em primeiro lugar, que o trabalho não é a única causa da má saúde dos operários – a insalubridade parece-lhe mais nociva – e, em segundo lugar, que esta lei ofende a generosidade e a humanidade dos empresários e termina dizendo que o “fabricante é no Estado um verdadeiro pai de família” a quem se deve honra e proteção. Após longos debates, a lei votada em 1841 proibiu apenas o trabalho noturno para as crianças com menos de 13 anos.

No período posterior à Revolução Francesa, com as dificuldades da França frente ao bloqueio inglês, o governo francês impulsiona as atividades produtivas e financia o trabalho de cientistas, entre eles Gay-Lussac. Em 1829, o governo francês, que estava perdendo dinheiro devido a erros na determinação da prata que compunha as moedas, pediu a Gay-Lussac para desenvolver um método simples para determinação de prata com um erro máximo aceitável de 0,05% . Assim, Gay-Lussac contribui tanto para o progresso da ciência química, com a famosa lei sobre os volumes gasosos como para o progresso das indústrias. Os seus objetivos são, a análise, a medida, os controles finos. O resultado é espetacular e a sua obra reflete essa diversidade das ligações institucionais: mais de 150 artigos publicados nas memórias da Sociedade d'Arcueil e uma centena de instruções práticas destinadas aos empresários e inovações técnicas importantes.

4.5 A polêmica de Gay-Lussac e Dalton

Os químicos da época foram levados de uma plataforma empírica onde os elementos combinavam-se por peso até uma singularidade em que também combinavam-se por volume, portanto, era passível de ser pensada uma teoria similar à de Dalton: se (1) os elementos nos estados gasosos se unem em proporções simples por volume, e (2), se os elementos também se combinam em simples proporções por átomos, então “o número de átomos em volumes iguais de gases diferentes devem ter relações simples entre si”. Tal pensamento era contraditório: se $2n$ átomos de hidrogênio (contidos em dois volumes) reagem com n átomos de oxigênio (contidos em 1 volume) para formarem $2n$ “átomos compostos” de vapor d'água (contidos em dois volumes), então obviamente 2 átomos de hidrogênio combinavam-se com 1 átomo de oxigênio para formar 2 “átomos compostos” de vapor. Mas,

nesse caso, cada átomo de oxigênio deveria ter sido partido em dois, para poder formar dois “átomos compostos” de vapor. Isso contrariava a teoria de Dalton do átomo indivisível.

Esta dificuldade, insuperável antes da distinção entre átomo e molécula de um corpo simples, instala um mal entendido durante alguns anos, que é afastado por Berzelius, por volta de 1819, quando ele explora conjuntamente a hipótese atômica de Dalton e a lei dos volumes de Gay-Lussac, para determinar um novo sistema de pesos atômicos.

A Teoria Atômica, porém, não teve uma aceitação pronta e universal. Muito pelo contrário. Apesar do apoio de químicos eminentes como Berzelius, muitos outros cientistas de renome relutaram em aceitá-la. A determinação experimental dos pesos atômicos permaneceu precária por muito tempo e a confusão que freqüentemente se fazia entre átomos e moléculas ajudou a aumentar a incerteza. Por isso, durante a maior parte do século XIX preferiu-se trabalhar com o conceito de peso equivalente das espécies químicas no lugar de peso atômico ou peso molecular.

Assim, muitos cientistas da primeira metade do século XIX, não partilhavam da crença na realidade dos átomos, ainda que utilizassem teorias e um sistema conceitual que se apoiava no conceito de átomo e na própria hipótese atômica de Dalton. Para muitos cientistas do século XIX, esta era apenas uma hipótese útil, porém sua demonstração não era ainda possível (CHAGAS, 2003).

Quanto mais o átomo suscita discussões e debates, mais o peso equivalente ou atômico se torna uma noção incontornável, indispensável a todos os químicos. Oferece aos químicos um valor numérico que permite identificar de maneira precisa os diferentes corpos simples e ao mesmo tempo estabelecer comparação entre eles, fornecendo também um meio de traduzir, através de fórmulas, as análises efetuadas em laboratório. Enfim, proporciona um

teste relativamente seguro à disposição dos fabricantes para controlar as operações nas fábricas. As pesquisas convergem para um único objetivo: determinar com uma precisão aceitável o valor do peso atômico, ou equivalente, de cada elemento conhecido. Nestas determinações o nome de Berzelius aparece soberano e o seu *Essai sur la théorie des proportions définies et sur l'influence chimique de l'électricité*, publicado em Estocolmo em 1818, constitui a norma adotada pela maioria dos professores de química da época (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992).

Jöns Jakob Berzelius (1779-1848) começou seus estudos na medicina, mas, próximo de finalizá-los, começa a florescer como químico. A primeira obra de importância de Berzelius foi feita em eletroquímica, em cujo desenvolvimento ele desempenhou relevante papel. Esse novo campo tornara-se possível com a invenção, em 1800, da bateria elétrica pelo italiano Alessandro Volta. Usando a pilha voltaica (como a bateria foi inicialmente chamada), Berzelius fez uma corrente elétrica percorrer soluções de diferentes compostos. Isto os fez separarem-se, sendo uma parte atraída pelo terminal positivo e outra pelo terminal negativo. Experimentos adicionais com vários compostos diferentes produziram resultados similares, estimulando Berzelius a propor uma teoria ampla. Parecia que todos os compostos eram duais, consistindo em um componente positivo e um negativo, mantidos juntos por sua carga elétrica oposta (STRATHERN, 2002). Surge daí a teoria dualística, segundo a qual atração elétrica e atração química são idênticas.

Em 1806, Berzelius, ao efetuar a revisão bibliográfica para a redação do seu “*Tratado de Química*”, inteirou-se dos trabalhos de Richter, que, embora executados havia poucos anos, já estavam esquecidos, prejudicados pela linguagem arcaica e o estilo pesado do autor (OSÓRIO, 1992). Berzelius deu continuidade aos estudos sobre as proporções de combinação, enfocando-os pelo prisma da teoria atômica.

Berzelius foi um dos primeiros a aceitar a teoria atômica de Dalton, e isso o estimulou a empreender uma exploração exaustiva de pesos atômicos. Na altura de 1810, Dalton conseguira estabelecer o peso atômico de 20 elementos. Berzelius descobriu que os números de Dalton tinham uma precisão variada (a cegueira para cores, a insistência em construir sua própria aparelhagem e uma falta de habilidade inata limitavam a eficiência de Dalton como experimentador). Berzelius, por sua vez, era um experimentador persistente e metucioso, e por volta de 1818, já havia determinado os pesos atômicos de 45 dos 49 elementos reconhecidos. Ao mesmo tempo, havia também analisado mais de dois mil compostos na tentativa de confirmar sua teoria dualística (RONAN, 1991).

Berzelius propõe em 1814, uma nova escrita para os elementos químicos e seus compostos. A notação de Dalton com círculos e pontos foi substituída por letras usando-se a inicial, ou as duas primeiras letras, do nome latino de cada corpo simples. Assim, o hidrogênio deveria ser H, o oxigênio O, e assim, por diante. Ele também introduziu números como expoentes para indicar o número de vezes em que um elemento designado pelo símbolo está presente no composto. A química passa, portanto, a ter uma linguagem universal, como a matemática.

O programa iniciado em 1818, corrigir os pesos atômicos de Dalton, Berzelius executa ao longo de toda a sua carreira e realiza em cerca de 2000 corpos – principalmente sais e óxidos – uma série de experiências de análise, síntese, precipitação, para determinar a sua composição exata e seu peso equivalente. Publica uma tabela de pesos atômicos que serve como padrão internacional até cerca de 1835-1840 e desafia outros químicos, como Jean-Baptiste Dumas a aumentar a sua precisão e ultrapassar Berzelius, utilizando todos os meios possíveis.

Para a determinação dos pesos atômicos, os químicos, além das leis das proporções, utilizaram conhecimentos que envolviam gases, cristalografia e teoria do calor, obtendo dados experimentais que englobavam esses saberes.

A primeira lei permitindo enquadrar os dados experimentais resultantes é formulada por Avogadro. O conde Amadeo Avogadro, nascido em Turim em 1776, filho de um administrador e advogado eclesiástico, seguiu a profissão do pai até 1806, quando um interesse pela ciência e especialmente pelas recentes descobertas de Volta, o levou a esquecer o direito e estudar a física matemática. Ele é lembrado hoje pelo que ainda se chama de “hipótese de Avogadro”, uma poderosa idéia que esclarecia um problema não resolvido por Gay-Lussac. O trabalho deste não explicava por que, quando se combinam, os gases parecem, algumas vezes, ocupar menos espaço. Por exemplo, quando dois volumes de hidrogênio e um de oxigênio se combinam para originar vapor, este ocupa menos espaço que o hidrogênio e o oxigênio separadamente. Assim, em 1811, para “explicar o fato descoberto por Gay-Lussac”, ele levanta a hipótese de que “nas mesmas condições de temperatura e pressão, volumes iguais de gases diferentes, contêm o mesmo número de moléculas”. Ampère (1775-1836) sugeriu, em 1814, a mesma hipótese. O que Avogadro verificou foi que os átomos podiam combinar-se quando os gases eram misturados para originar grupos de átomos. Assim, no caso da água, dois volumes de átomos de hidrogênio combinados com um volume de átomos de oxigênio davam dois volumes de vapor de água. Incidentalmente, a palavra molécula (do latim *molécula*, massa pequena), usada agora para descrever grupos de átomos, foi criada por Avogadro, se bem que, para ele, os átomos fossem “*moléculas elementares*”, e as combinações de átomos, “*moléculas integrais*” (RONAN, 1991).

A hipótese de Avogadro discutia a dificuldade de explicar o fato de que, quando um volume de hidrogênio se combinava com um volume de cloro, produziam-se dois

volumes de cloreto de hidrogênio. Isto sugeria que os átomos de hidrogênio e cloro se dividiam pela metade no processo de combinação. Avogadro superou a dificuldade supondo que as partículas fundamentais de hidrogênio, cloro e de outros gases, eram moléculas, que continham dois átomos do elemento, e que a combinação química entre dois gases produzia a divisão das moléculas elementares e a formação de moléculas integrais nas quais havia um átomo de cada elemento, como hidrogênio e cloro no cloreto de hidrogênio.

Esta hipótese poderia ter fornecido um método geral para determinar o número de combinações dos átomos dos elementos, mas não foi aceita de forma geral até a década de 60 do século XIX, já que exigia que os átomos do mesmo elemento se combinassem para formar moléculas. Essa idéia contradizia a teoria da ligação eletroquímica de Berzelius (também conhecida como teoria de Davy-Berzelius) que, na época, era amplamente aceita. Segundo essa teoria, era impossível a formação de moléculas pela junção de átomos de um mesmo elemento, pois os átomos de cada mesmo elemento eram eletricamente carregados (ora positivamente, como o hidrogênio, ora negativamente, como o cloro, o carbono e o oxigênio) e, portanto, deviam sofrer repulsão mútua. O ocaso da teoria de Davy-Berzelius começou em 1833, quando Dumas (1800-1894) mostrou que o cloro podia substituir o hidrogênio em compostos orgânicos; portanto, o hidrogênio e o cloro não podiam ter cargas opostas. Além disso, o próprio Dalton pensava que as diversas espécies de átomos diferiam não só em seus pesos atômicos como também em tamanho e no número por unidade de volume em estado gasoso. Dalton rejeitava a idéia de que amostras gasosas com o mesmo número de átomos de diferentes elementos ocupassem volumes iguais. O modelo que Dalton tinha dos gases considerava que eles eram formados por átomos estáticos em contato uns com os outros (Figura 2). Como a dimensão dos átomos de elementos diferentes deveria ser distinta, o mesmo número de átomos diferentes não poderia ocupar o mesmo volume.

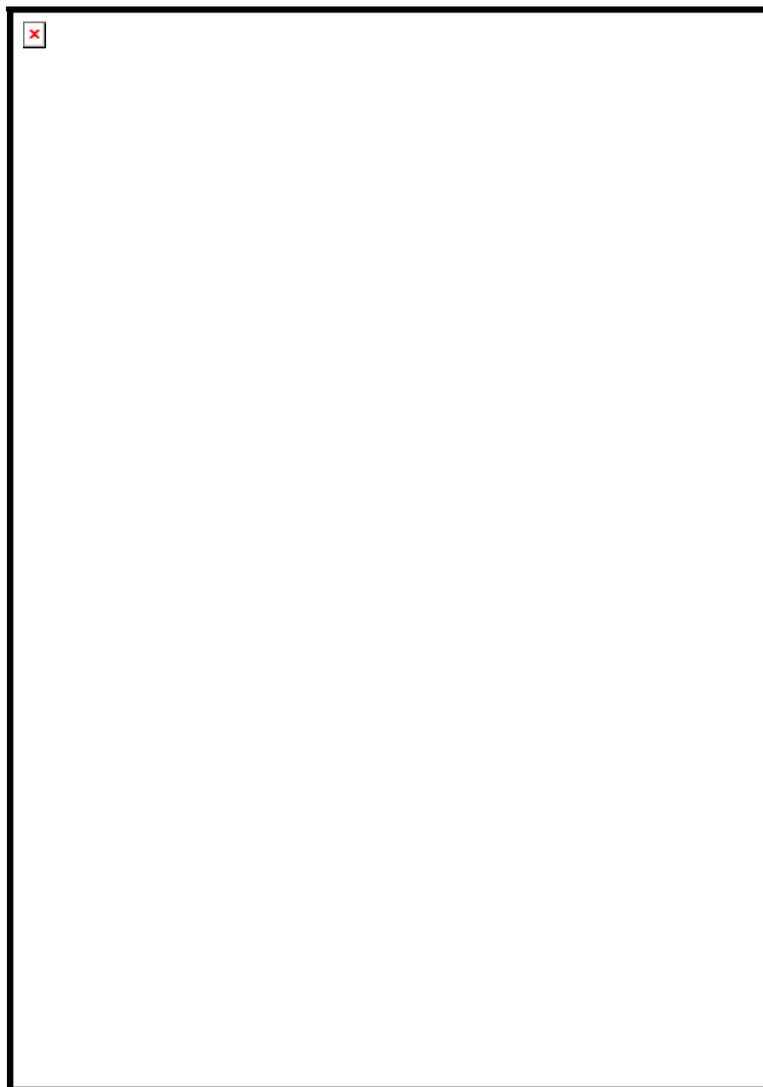


Figura 2 – Representação do empilhamento dos átomos de Dalton e sua concepção sobre fases gasosas.

Fonte: Ihde (1984, p. 108).

O problema, por outro lado, ficava obscurecido pela ambigüidade do vocabulário. Dalton falava de *átomos simples* e *átomos compostos*; Avogadro falava em *moléculas*. A idéia de que um gás tão simples como o hidrogênio pudesse ser diatômico (no sentido moderno da palavra) não parecia nada evidente. Dalton grafava o hidrogênio desta forma: \odot ; em notação moderna isso significa H, ou seja, que o átomo de hidrogênio

confundia-se com o que hoje chamamos de molécula. Da mesma forma, a água era HO (isto é, HO). Isto vinha de seu conceito sobre a *simplicidade*: havia enunciado diversas regras que, grosso modo, exigiam que sempre se desse a um composto a fórmula mais “simples” possível. No caso de dois elementos que pudessem dar diferentes compostos, este sistema apresentava diversas dificuldades e surgia um verdadeiro obstáculo quando era preciso determinar os diferentes pesos atômicos.

Para além dos fenômenos de resistência teórica, na época em que esta hipótese foi formulada ela não era verdadeiramente indispensável. Para um químico preocupado em isolar e caracterizar novos corpos ou aperfeiçoar este ou aquele processo, a distinção entre moléculas elementares e integrantes dos corpos simples introduziu uma complicação supérflua. Ela passou a ser encarada como mais um instrumento de cálculo de pesos atômicos, com o inconveniente de ser aplicada apenas para substâncias gasosas ou no estado de vapor, o que se constituía na minoria das substâncias conhecidas.

A segunda lei que permitiu enquadrar os resultados experimentais é a lei de Dulong-Petit, sobre o calor específico de sólidos. Pierre Louis Dulong (1785-1838), aluno de Berthollet, empreende um estudo sobre o calor específico a fim de confirmar a hipótese atômica através de uma propriedade individual das substâncias. Ele e seu colega Aléxis Petit (1791-1820) mediram, em 1819, os calores específicos (isto é, a quantidade de calor necessária para elevar de um grau a temperatura de um grama de uma substância) de treze corpos simples, tomando a água como unidade e perceberam que o produto dessa grandeza vezes o seu peso atômico era aproximadamente constante, situando-se entre 0,3675 (para o telúrio) e 0,3830 (para o bismuto). Eles sugeriram então que tal procedimento poderia ser adotado para a determinação de pesos atômicos de substâncias. Essa lei demonstrou, de fato,

ser apenas uma aproximação, como atestou Victor Regnault em 1840. Sua promulgação pareceu muito mais um ato de fé do que uma generalização científica de fato.

Outra ferramenta utilizada nesta época para se calcular os pesos atômicos foi a *Lei do Isomorfismo* de 1819, elaborada por Eilhard Mitscherlich (1794-1863), porém de validade restrita às substâncias cristalizáveis.

O problema começa quando Dumas, um dos poucos químicos a utilizar a lei de Avogadro, descobre uma divergência gritante em 1832. As densidades dos vapores do enxofre, do fósforo, do arsênio e do mercúrio são duas ou três vezes superiores aos valores indicados a partir dos calores específicos e das analogias químicas.

Tomando $O = 100$ para a densidade do oxigênio, Dumas obtém $H = 6,24$ e $N = 88,5$. Pela analogia química entre o NH_3 e o hidrogênio fosforado PH_3 , Dumas prevê que a densidade do vapor de fósforo deveria ser 196, mas a experiência dá 392.

Dumas encontra-se em um dilema: manter, como Avogadro, que volumes iguais de gases ou vapores contêm o mesmo número de átomos e adotar fórmulas estranhas do ponto de vista estritamente químico como $H_2S_{1/3}$ para o hidrogênio sulfurado ou Hg_2O , $H_3P_{1/2}$, ou adotar os pesos atômicos determinados através das analogias e dos calores específicos – 32 para o enxofre e 200 para o mercúrio – admitindo então que o vapor de mercúrio contém duas vezes menos átomos que um volume igual de hidrogênio, e o vapor de enxofre três vezes mais (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992).

Para sair do impasse, J.B. Dumas escolhe a lei do isomorfismo, declara que a proporcionalidade do peso atômico à densidade gasosa é falsa quando o gás é um corpo simples e condena a lei de Avogadro, que arrasta no seu esquecimento a lei de Gay-Lussac e o

átomo de Dalton. Em 1836, em uma de suas *Leçons de philosophie chimique* no Colégio de França, diz:

O que nos resta da excursão ambiciosa que nos permitimos na região dos átomos? Nada, ou pelo menos nada de necessário. O que nos resta é a convicção que a química se perdeu aí, como sempre quando, abandonando a experiência, quis caminhar sem guia através das trevas. Com a experiência à mão encontrareis os equivalentes de Wenzel, os equivalentes de Mitscherlich, mas procurareis em vão os átomos tal como a vossa imaginação os sonhou [...]. Se eu fosse o Mestre, apagaria a palavra átomo da ciência, persuadido que ele vai mais longe que a experiência; e na química nunca devemos ir mais longe que a experiência (DUMAS²⁹, 1837 apud BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 176).

Em 1844, os equivalentes eclipsaram totalmente a notação atômica nos *Annales de chimie*. A maioria dos químicos franceses e diversos químicos influentes na Alemanha, entre eles, Liebig e Wöhler, voltam-se ao sistema de equivalentes.

Entre 1830 e 1840, e mesmo posteriormente, mas de um modo menos agudo, o atomismo sofre um profundo eclipse. Uma outra teoria (ou método), a dos equivalentes, irá permitir fazer química, escrever fórmulas, sem se preocupar com problemas estruturais (VIDAL, 1986, p. 54).

O retrocesso aos equivalentes é acompanhado de uma desconfiança em relação aos métodos físicos e restringe a química à humildade teórica de uma ciência positiva (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992).

Apesar dos químicos desse período descartarem a hipótese atômica, uma

²⁹ DUMAS, J. B. *Leçons sur la philosophie chimique*, Paris, 1837, Éditions Culture et Civilisation, Bruxelles, 1972. p. 249.

hipótese especulativa sobre os átomos surge no início do século XIX, formulada pelo físico inglês William Prout (1785-1850): todos os corpos simples derivariam de um único elemento, o hidrogênio. Esta hipótese é reforçada quando Dalton adota o hidrogênio como unidade de seu sistema de pesos atômicos.

Foram necessários vários anos para que a situação se resolvesse e as famosas regras de Dalton eram, com frequência, criticadas como um dos pontos fracos de sua teoria atômica. Para aumentar a confusão, conforme vimos, Dalton jamais admitiu a lei de Gay-Lussac sobre a combinação de volumes nem a hipótese de Avogadro. Entretanto, a solução vinha desse lado.

4.6 O Congresso de Karlsruhe

Até pouco depois da metade do século XIX, os valores atribuídos aos *pesos atômicos* nem sempre eram concordantes, isto devido à imprecisão de métodos experimentais e aos diferentes referenciais tomados como base. Havia também uma grande discordância quanto às fórmulas atribuídas às substâncias (em especial às substâncias simples gasosas); por exemplo, a fórmula da água ora era tida por HO ora como H₂O. Para resolver estes problemas, os principais pesquisadores envolvidos, de diferentes países, reuniram-se em Karlsruhe, Alemanha, em 1860, no primeiro Congresso Científico Internacional, convocado por Kekulé. Apesar das intenções iniciais, nada foi decidido neste congresso, mas ele tornou-se um marco na história da Química, pois foi a primeira ocasião em que químicos de diferentes países se reuniram para discutir problemas relacionados à Química.

Todavia, foi nessa ocasião que a *Hipótese de Avogadro* (formulada em 1811 e reformulada por Ampère em 1814) foi aceita como um fato científico, graças à divulgação de um panfleto escrito por Cannizzaro (1826-1910). Com isso, a confusão reinante na Química foi aos poucos deixando de existir.

4.7 O panfleto de Cannizzaro

Cannizzaro distribuiu aos cientistas presentes no Congresso, exemplares de um artigo científico de sua autoria, “*Sunto di un Corso di Filosofia Chimica*”, no qual deixava clara a distinção entre os conceitos de átomo e molécula. Ele mostrou que, segundo a hipótese de Avogadro, o peso molecular de um composto era o dobro de sua densidade média de vapor, tomando o hidrogênio como unidade, já que a molécula de hidrogênio continha dois átomos, e o mesmo volume de diferentes gases ou vapores tinha o mesmo número de moléculas. As densidades dos vapores eram facilmente determinadas, de maneira que se podiam determinar os pesos atômicos usando um certo número de compostos que continham um mesmo elemento.

O panfleto de Cannizzaro e os trabalhos que o seguiram convenceram rapidamente os químicos de que a hipótese de Avogadro era genericamente válida. Inicialmente, considerava-se que havia exceções à hipótese, do mesmo modo que as tinham as regras de Dulong-Petit e a lei de Mitscherlich sobre o isomorfismo, mas descobriu-se que as anomalias se deviam à decomposição dos compostos no estado de vapor. A hipótese de Avogadro levou aos pesos atômicos “definitivos” dos elementos e de tais determinações derivaram facilmente os pesos de combinação dos elementos, servindo-se para isso do fato de

que o peso atômico era igual ao produto de sua valência pelo seu peso equivalente. Uma vez estabelecidos os valores das valências dos elementos, construíram-se modelos estruturais de seus compostos.

Apesar desses avanços, a teoria atômica continuava a suscitar dúvidas.

“É difícil saber quem, entre os químicos da segunda metade do século XIX, crê que os átomos existem verdadeiramente e quem os considera uma ficção, cuja pretensão à realidade é, por definição, temporária, relativa ao seu poder de organização dos fatos” (BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 293).

No início do século XX, havia muitos especialistas em química mineral que consideravam a hipótese atômica e molecular como uma ficção e criticavam o fato de apresentarem essas entidades inobserváveis como se existissem verdadeiramente.

Nesse ambiente de dúvidas e ceticismo, dois físico-químicos de renome, Pierre Duhem (1861-1916) e Wilhelm Ostwald (1853-1932), fazem questionamentos muito mais radicais e propõem-se a reler o passado, tornando-se historiadores da química.

Duhem, em 1902, escreve *Le Mixte et la Combinaison Chimique*, onde conclui que é possível e necessário resistir à crença da existência dos átomos.

Os símbolos que a química moderna utiliza, a fórmula bruta, a fórmula desenvolvida, a fórmula estereoquímica, são instrumentos preciosos de classificação e de descoberta desde que sejam encarados apenas como os elementos de uma linguagem, de uma notação, apropriada para traduzir aos nossos olhos, sob uma forma particularmente surpreendente e precisa, as noções de compostos análogos, de corpos derivados uns dos outros, de antípodas ópticos. Pelo contrário, quando se quer encará-los como um reflexo, como um esboço da estrutura da molécula, do arranjo dos átomos entre eles, chega-se rapidamente a contradições insolúveis (DUHEM³⁰, 1902 apud BENSAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 295).

³⁰ DUHEM, P. (1902). *Le Mixte et la combinaison chimique*, reedite au “Corpus des oeuvres de philosophie en langue française”, Paris: Fayard, 1985. p. 138-139.

Também a lei das proporções múltiplas é criticada por Duhem: “ela não pode ser nem verificada nem contraditada por métodos experimentais; está fora do âmbito destes métodos” (DUHEM³¹, 1902 apud BENSUAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 295).

Igualmente Ostwald, em 1906, constrói uma história crítica da química onde destaca que o realismo dos edifícios moleculares não resistirá aos fatos:

Primeiro desenvolve-se uma teoria para representar, através de modificações de um certo esquema, a variedade das combinações existentes [...] mas a ciência desenvolve-se sem parar: necessariamente, mais cedo ou mais tarde, produz-se um desacordo entre a multiplicidade real dos fatos observados e a multiplicidade artificial da teoria. A maior parte do tempo, tenta-se primeiro adaptar os fatos se a teoria, a partir da qual é mais fácil abarcar num relance todas as possibilidades, já não puder ceder mais. Mas os fatos são mais resistentes que a teoria ou, pelo menos, que os homens que as defendem. Assim, torna-se necessário alargar convenientemente a velha doutrina ou substituí-la por novas idéias mais adequadas (OSTWALD³², 1906 apud BENSUAUDE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 296).

4.8 E os átomos existem...

O século XIX testemunhou, como vimos, o caminho penoso para se estabelecer a teoria atômica da matéria e, ainda no início do século XX, a questão sobre a existência real dos átomos era motivo de debates na comunidade de físicos e químicos. Afinal, os átomos existem realmente?

³¹ DUHEM, P. (1902). *Le Mixte et la combinaison chimique*, reedite au “Corpus dès oeuvres de philosophie en langue française”, Paris: Fayard, 1985. p. 142.

³² OSTWALD, W. (1906). *L'Évolution d' une science. La chimie*, trad. franc., Paris: Flammarion, 1909. p. 147.

Os opositores do atomismo, que contavam com eminências como o químico alemão Wilhelm Ostwald e o físico e filósofo austríaco Ernst Mach, advertiam que o atomismo era somente uma representação mental, e que não se devia cair no exagero de acreditar que fossem reais. O debate entre atomistas e não-atomistas se incendiava e muitos cientistas tiveram que tomar partido.

Para ganhar o debate, os atomistas tinham que provar experimentalmente a existência dos átomos, pois somente dessa forma a sua existência real seria aceita. É aqui que entra Einstein, atomista convicto, e mostra a maneira experimental de atestar a existência dos átomos. E o faz por meio do movimento browniano.

Em 1828 o botânico escocês Robert Brown, observando ao microscópio partículas de pólen suspensas em um líquido, percebeu que elas se movimentavam em ziguezague. O mesmo tipo de movimento também foi observado em partículas inorgânicas de cinza, convencendo Brown sobre a natureza física do fenômeno. No período de 1905 a 1910, diversos pesquisadores, independentemente, atacaram o problema de diferentes ângulos.

Einstein também se interessou pelo fenômeno e em maio de 1905, após terminar sua tese de doutorado, publica o primeiro artigo sobre o chamado movimento browniano. O tema desses trabalhos é o relacionamento entre o mundo microscópico das partículas (átomos, moléculas) em perene movimento e as leis visíveis do universo macroscópico da termodinâmica. Tanto na tese como no artigo sobre o movimento browniano há propostas para a estimativa do número de Avogadro, grandeza paradigmática do novo atomismo, equivalente ao número de moléculas num mol de substância (SALINAS, 2005).

Jean Perrin (1870-1942), então professor de Físico-Química na Faculdade de Ciências da Universidade de Sorbonne, em 1908, toma a explicação einsteiniana do movimento browniano e se dispõe a confrontá-la experimentalmente valendo-se de um ultramicroscópio, recentemente inventado. Perrin e seus colaboradores conseguem uma confirmação experimental das equações de Einstein sobre as leis que governam o movimento browniano e, além disso, produziram uma nova estimativa para o número de Avogadro. Os valores obtidos e a concordância com a teoria de Einstein representaram contribuição significativa para a aceitação geral do atomismo.

Jean Perrin percebe então que o fato que inclinaria definitivamente a balança a favor da hipótese atômica era o número de Avogadro. Ele passa então a perseguir um objetivo: fixar, fora de qualquer dúvida, o valor do número de Avogadro, o famoso “N”. No contexto francês, o objetivo de Perrin não tem apenas propósitos científicos. Além de calar os cientistas franceses que não admitiam referências a átomos, íons ou elétrons, ele queria também demonstrar que a ciência podia avançar claramente para além dos fenômenos observáveis.

Na época de Perrin, já tinham sido propostos alguns valores para N. Loschmidt e Clausius calcularam esse valor para uma série de gases, conjugando o modelo cinético de viscosidade de um gás e a correção à lei dos gases perfeitos, proposta por van der Waals. Mas, para convencer os anti-atomistas, Perrin queria um processo experimental que não suscitasse qualquer dúvida. Ele encontra esse processo com as emulsões, onde conjuga a teoria do movimento browniano e o modelo osmótico de van't Hoff. Perrin centrou a questão da existência dos átomos na busca do valor de N, e começa com o primeiro cálculo de Loschmidt e Clausius, esboçando a visão quantitativa do mundo dos átomos.

Entre 1910 e 1911 Jean Baptiste Perrin executou experimentos com grãos de pólen suspensos em líquido e gases, e foi capaz de estimar um valor para o número de Avogadro por muitos caminhos incluindo a medida do deslocamento líquido do grão num certo tempo [...] o valor obtido concordava com aqueles anunciados por Rutherford e Boltwood em 1911. Eles contaram quantas partículas alfa eram emitidas por segundo por um pedaço de rádio, e mediram o volume de hélio produzido pelo rádio nesse período; assumindo que todos os átomos de hélio originaram-se das partículas alfa, calcularam o número de átomos de hélio no volume molar. Em face dessa evidência, a oposição à teoria atômica ruiu, e Ostwald anunciou sua conversão ao atomismo (HUDSON, 1992, p. 209).

Cada uma das moléculas do ar que respiramos move-se com a velocidade de uma bala de espingarda, percorre em linha direta entre dois choques perto de 1 décimo milésimo de milímetro, é desviada da sua rota 5 bilhões de vezes por segundo e poderia, ao parar, elevar uma partícula de poeira ainda visível ao microscópio. Existem 30 bilhões de bilhões de moléculas num centímetro cúbico de ar, considerado nas condições normais. É preciso juntar três milhões de moléculas numa fila reta para perfazer um bilionésimo de miligrama (PERRIN³³, 1913 apud BENSUADE-VINCENT; STENGERS, 1992, p. 331).

Como resultado de seu trabalho surge em Paris, em 1913, o livro *Les Atomes*. No final de seu livro, Perrin coloca treze valores de mesma ordem para N, obtidos por treze caminhos diferentes. Ninguém será capaz de explicar como se obteve treze vezes o mesmo valor de N, se não reconhecer a existência efetiva dos átomos. Nas palavras de Perrin, “estou atônito de admiração diante do milagre da concordância tão precisa a partir de fenômenos tão diferentes” (CHAGAS, 2003, p. 37). Jean-Baptiste Perrin será agraciado com o Prêmio Nobel de Física em 1926.

³³ PERRIN, J. *Les atomes*. Paris: Alcan, 1913, Paris: Édition Utilisée, 1970. p. 124.

Tabela 3 - Valores da constante de Avogadro, N_A , nas 1ª e 9ª edições de *Les atomes* (Perrin, 1913 e 1924). A primeira coluna refere-se ao fenômeno através do qual se determinou a constante, a segunda coluna ao valor de N_A que aparece na 1ª ed., e a terceira coluna ao valor de N_A na 9ª ed. Note-se que, nesta última, foram acrescentados dois métodos.

Fenômeno observado*	“1ª” $N_A/10^{22}$	“9ª” $N_A/10^{22}$
Viscosidade de gases (teoria cinética, eq. van der Waals)	62	62 (?)
<i>Repartição vertical de grãos (emulsão diluída)</i>	68,3	68
Idem concentrada	-	60
Movimento browniano:		
<i>Deslocamentos</i>	68,8	64
Rotações	65	65
Difusão	69	69
Flutuação de densidade em emulsões concentradas	-	60
Opalescência crítica	75	75
Azul do céu	60 (?)	65
<i>Difusão da luz no argônio</i>	-	69
<i>Espectro do corpo negro</i>	64	61
Carga de partículas microscópicas	68	61
Radioatividade:		
<i>Cargas projetadas</i>	62,5	62
<i>Hélio produzido</i>	64	66
Rádio decomposto	71	64
Energia irradiada	60	60

* Os itálicos referem-se a métodos em que se poderia esperar, no futuro, uma determinação de grande precisão [nota de Perrin na 9ª edição].

Fonte: Chagas (2003, p. 37).

Da leitura de *Les Atomes*, Wilhelm Ostwald concluiu que os átomos já não são um simples modelo, uma ficção de utilidade passageira, mas uma realidade a qual os cientistas não podiam mais se furtar. Mach, entretanto, nunca foi convencido.

Podemos perceber pelo exposto que, embora nascida (ou renascida) no início do século XIX, a teoria atômica foi, durante décadas, alvo de severas críticas, sendo grande a resistência à sua consolidação. Apenas com a demonstração de que a teoria atômica, aplicada aos problemas químicos, poderia ser uma poderosa ferramenta racionalizadora do volume considerável de dados experimentais existentes, é que a idéia de que as substâncias eram formadas por átomos foi sendo aceita. Como afirma Thomas Khun, em seu livro *A Estrutura das Revoluções Científicas*, as novas idéias acabam por impor-se de forma definitiva bem menos pela elegância e lógica científica de suas apresentações, ou pela concordância com os dados experimentais, e bem mais pelo fato de que toda uma velha geração de cientistas termina por ser, inevitavelmente, substituída por novos pesquisadores, estes sim, mais familiarizados com os novos modelos e as novas teorias. Para a teoria atômica, esse raciocínio é absolutamente verdadeiro. Muitos cientistas renomados morreram sem acreditar na realidade física dos átomos, encarando-os apenas como um modelo adequado, uma vez que conseguia explicar as reações químicas.

4.9 O termo mol – uma aproximação histórica

Na atualidade o mol é considerado pela comunidade científica internacional como unidade de uma das sete grandezas físicas fundamentais, a quantidade de substância ou quantidade de matéria. É lógico supor que nem sempre foi assim.

Em 1900 Ostwald estabeleceu pela primeira vez a idéia de mol e, posteriormente a comunidade científica, representada pela União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP), introduziu a grandeza quantidade de substância em 1957. Na química, as

primeiras medidas realizadas foram de massa e de volumes, estabelecendo-se com elas as primeiras leis desta ciência, conforme já foi abordado: a conservação da massa (em 1789 por Lavoisier), as proporções equivalentes (em 1793, por Richter), as proporções definidas (em 1799, por Proust) e a lei das proporções múltiplas (em 1803, por Dalton). Com a introdução da teoria atômico-molecular, os fenômenos químicos começam a ser interpretados por alguns em termos de átomos e de moléculas. Surge assim a Hipótese de Avogadro (em 1811) que, para dar conta da lei dos volumes de combinação de Gay-Lussac (em 1809), inexplicável pela teoria atômica de Dalton (em 1808), introduz o conceito de molécula. Esta hipótese não é aceita pelos químicos da época até que Cannizzaro a recupera no Congresso de Karlsruhe, em 1860.

Na história da química é bem conhecido como Ostwald, em 1900, introduziu o conceito de mol, devido a seu ceticismo sobre a hipótese atômica. Ostwald não acreditava na existência real dos átomos, nem na hipótese molecular de Avogadro e mantinha suas idéias de peso equivalente.

Na medida aqui indicada, a hipótese atômica se tem mostrado como um recurso muito eficaz para a aprendizagem e a investigação, já que facilita enormemente a concepção e a utilização das leis gerais da química. No entanto, não se deve deixar seduzir-se por essa correspondência entre imagem e realidade confundindo-as [...] Na medida em que até agora as relações nos processos químicos têm sido tratadas, parece que as substâncias estão compostas, no sentido exposto, de átomos. Disso resulta, no melhor dos casos, a possibilidade de que eles realmente existam, mas não é certeza; já que não se pode demonstrar que as leis de união química não podem inferir-se em sua totalidade a partir de uma suposição completamente diferente (OSTWALD³⁴, 1900 apud FURIÓ et al., 1999, p. 361, tradução nossa).

³⁴ OSTWALD, W. *Grundlinien der Anorganischen Chemie*. Leipzig: W. Engelmann, 1900. p. 155.

No contexto da química do final do século XVIII, os problemas fundamentais eram determinar a composição em peso das substâncias compostas e o cálculo quantitativo das proporções em peso em que estas se combinavam nas reações químicas. A máxima expressão teórica do paradigma equivalentista do século XIX se alcança com a lei das proporções definidas de Proust proposta em 1799, segundo a qual, quando elementos se combinam para formar compostos, eles o fazem em uma relação específica de seus pesos (massas) respectivos. A partir daí se calculam as massas equivalentes dos elementos que entram na sua composição. Com isso se podia resolver qualquer problema relacionado com a estequiometria sem necessidade de recorrer a interpretações do tipo atomista. Por outro lado, se conseguia outro grande objetivo dos químicos da época: equiparar a química, enquanto a “rigor matemático” com a física (FURIÓ et al., 1999).

Historicamente, as propriedades coligativas³⁵ foram ferramentas poderosas para o entendimento da química de soluções e, especialmente, para a determinação de massas molares (SANTOS et al., 2002). O abaixamento crioscópico³⁶ e a elevação ebulioscópica³⁷, por envolverem variações pequenas de temperatura, foram utilizados para a determinação de massas molares pequenas.

Um dos cientistas que contribuiu significativamente para o entendimento da química de soluções foi o alemão Wilhem Ostwald (1853-1932), considerado um dos fundadores da Físico-Química e nono laureado com o Nobel de Química, em 1909.

Assim, foi trabalhando com pesquisas que envolviam as propriedades físicas

³⁵ Propriedades de uma solução que dependem da concentração de partículas do soluto e não da sua natureza

³⁶ Diminuição do ponto de congelamento de um solvente em uma solução.

³⁷ Elevação do ponto de ebulição do solvente em uma solução.

das soluções que Ostwald, em 1900, introduziu o conceito de mol. Ele estava averiguando a fórmula química da água oxigenada, para a qual pretendia determinar o *peso normal* mediante a proporcionalidade entre a diminuição do ponto de congelamento e a concentração em soluções aquosas do composto. Segundo Vidal (1986), os equivalentistas, a partir da determinação dos equivalentes do hidrogênio (1) e oxigênio (16), consideravam que havia dois equivalentes de oxigênio para um de hidrogênio na água oxigenada.

Neste contexto, Ostwald utiliza o termo mol identificando-o com massa:

Assim, se constata que, diluindo-se um mol (o peso normal ou molecular de uma substância **expresso em gramas** se deve chamar a partir de agora mol) de qualquer substância em 1 litro ou 1000 g de água, a dissolução resultante congela a $-1,850\text{ }^{\circ}\text{C}$ (OSTWALD³⁸, 1900 apud FURIÓ et al., 1999, p. 361).

Ostwald introduz o conceito de mol como o peso de combinação expresso em gramas, resultando desse modo que o mol era uma massa grande que se comportava como se contivesse um certo número de partículas. Ele identificava *quantidade de matéria* com peso (massa) coerentemente com o paradigma equivalentista e empirista que defendia.

A terminologia utilizada por Ostwald nesse trabalho, assim como seu ceticismo sobre a teoria atômico molecular, devem ser situados no contexto sócio-histórico daquela época e, em particular, recordar a forte polêmica existente entre equivalentistas e atomistas durante todo o século XIX.

³⁸ OSTWALD, W. *Grundlinien der Anorganischen Chemie*. Leipzig: W. Engelmann, 1900. p. 163.

“As reticências de Ostwald, historicamente, não têm nada de excepcional. Faz somente uma centena de anos, os átomos ainda suscitavam violentos debates” (THUILLIER, 1990, p. 343).

Os últimos trinta anos do século XIX foram uma época em que tiveram lugar acalorados debates sobre a existência dos átomos (HUDSON, 1992). Assim, a hipótese atômica segue questionada pelo próprio Ostwald que, em 1904, na Conferência Faraday se pronuncia a respeito:

[...] é possível deduzir todas as leis estequiométricas (lei das proporções constantes, lei das proporções múltiplas e lei dos pesos de combinação) a partir dos princípios da dinâmica química, para tanto é desnecessária a hipótese atômica, pois a segurança da teoria das leis estequiométricas é maior que a proporcionada por uma simples hipótese (OSTWALD, citado por Knight³⁹, 1968 apud FURIÓ et al., 1999, p. 362).

Deste modo, em um contexto de não aceitação da hipótese atômico-molecular, o conceito de mol é identificado com a grandeza massa, sendo esta interpretação, idealizada por Ostwald, coerente com o paradigma equivalentista do século XIX do qual participa o próprio Ostwald opondo-se à interpretação das reações químicas baseadas nas hipóteses de Dalton e Avogadro. A este respeito, Nelson⁴⁰ (1991, apud FURIÓ et al., 1999) aponta que a terminologia lançada por Ostwald favorecia seu propósito, já que a palavra mol significa em latim “massa grande” (mole), oposto a molécula (massa pequena), resultando desse modo que o mol tem o significado de uma massa química.

³⁹ KNIGHT, D. M. *Classical scientific papers. Chemistry*. Londres: Mills & Boon Limited, 1968. p. 508-509.

⁴⁰ NELSON, P.G. The elusive mole. *Education in Chemistry*, London, v.28, no 4, p. 103-104, 1991.

Já vimos que no início do século XX ainda encontramos debates sobre a hipótese atômica, até que Perrin, em 1913, confirmou experimentalmente a existência das moléculas e o valor da Constante de Avogadro.

4.10 Introdução da grandeza “quantidade de matéria”

A teoria atômico-molecular apresenta uma solução para o problema das relações quantitativas nas reações químicas. Esta solução baseava-se no significado da reação, simbolizada em uma equação química, onde aparecem as fórmulas das espécies que intervêm na reação. Assim, as relações de pesos ou massas de combinação derivam da hipótese subentendida ao simbolismo utilizado, no qual há proporções de combinação entre as partículas dos reagentes e produtos da reação, indicadas pelos coeficientes que precedem as fórmulas químicas. Conhecendo as massas das partículas que intervêm em uma reação química é possível deduzir as relações ponderais e volumétricas de combinação. A tradução em massa (expressa em gramas) destas quantidades originou, no século passado, a introdução de conceitos como átomo-grama, molécula-grama e fórmula-grama. Com isso se tratava de fazer convergir as visões equivalentistas e atomistas sobre as reações químicas. Também se introduziu o conceito de equivalente-grama e se definiu como valência a relação entre peso atômico e peso equivalente (equação 1).

Equação 1:

$$\text{Peso atômico} / \text{Equivalente Químico} = \text{Valência}$$

O problema das quantidades nas reações químicas não se solucionaria de forma definitiva até a introdução da grandeza *quantidade de matéria*, da qual o mol é a sua unidade. Essa solução encontrada é decorrente da consolidação da teoria atômico-molecular, que centra mais atenção na relação entre as quantidades de partículas que intervêm em uma reação do que nos pesos (massas) de combinação. No entanto, a extrema pequenez das partículas dificulta a possibilidade de contá-las diretamente. Dessa dificuldade nasce a necessidade de se introduzir a *quantidade de matéria* como uma nova grandeza que torna possível contar no nível macroscópico as entidades elementares a partir das massas ou volumes de combinação das substâncias reagentes. Assim, precisamos de métodos de quantificação dos átomos, apesar de suas características diminutas, isto é, precisamos transpor as barreiras entre o universo macroscópico e o universo atômico. O problema é resolvido com a introdução da grandeza *quantidade de matéria*. Portanto, a introdução desta nova grandeza obedece a razões de comodidade na hora de quantificar entidades elementares.

Concluindo: afinal, qual é a necessidade da existência da grandeza química “quantidade de matéria”?

A quantidade de matéria conecta o mundo **macroscópico** (da atividade de laboratório) com os fundamentos teórico-conceituais **microscópicos** (paradigma atômico molecular) do cientista. Dito de outra forma: a quantidade de matéria é uma grandeza que surge como necessidade física de comparar quantidades de partículas nas substâncias que participam de uma reação, evitando o incômodo de contá-las microscopicamente. O atributo principal desta grandeza é que ela permite contabilizar facilmente o número de entidades elementares em qualquer porção de substância, através de outras grandezas mais acessíveis, como a massa e o volume.

4.11 O termo mol – um novo significado

Desde que começou a ser utilizado, o conceito de mol evoluiu e foi definido de três formas diferentes: como porção de substância, como unidade de massa e como número de partículas.

Em 1961, o físico-químico inglês E.A. Guggenheim publicou um artigo sobre o mol e as grandezas relacionadas. Neste artigo, ele discute que durante as décadas de 40 e 50, um número crescente de físicos e químicos passou a aceitar a visão de que, associada à matéria, existe uma terceira grandeza, diferente de massa e de volume, mas proporcional a ambos. Esta grandeza havia sido denominada de “Stoffmenge” em alemão e a sua tradução para o inglês, segundo Guggenheim é “quantidade de substância” (“amount of substance”). Em português, entende-se que tenha sido traduzido literalmente do francês “quantité de matière” (matière = substância), denominando-se quantidade de matéria (ROCHA-FILHO, 1988). Portanto, foi em 1961 que a “quantidade de matéria” passou a adquirir o status de grandeza fundamental:

Em 1961 a União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) fez as seguintes recomendações: no campo da química e da física molecular, além das grandezas definidas anteriormente pela Conferência Geral de Pesos e Medidas, também se considera como uma grandeza básica a quantidade de substância. A unidade básica recomendada é o mol, símbolo: mol. O mol se define como a quantidade de substância que contém tantas entidades elementares (íons, átomos, elétrons, segundo o caso) quantos são os átomos presentes em 12 gramas de ^{12}C (GUGGENHEIM⁴¹, 1986 apud FURIÓ et al., 1999, p. 363).

⁴¹ GUGGENHEIM, E.A. *Thermodynamics. An advanced treatment for chemists and physicists*. Amsterdam: North Holland Physics Publishing, 1986. p. 3.

Seguindo a IUPAP, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC) adotou em 1965, uma recomendação quase idêntica:

Um mol é uma quantidade de substância de fórmula química especificada que contém o mesmo número de unidades (átomos, moléculas, íons, elétrons, ou outras entidades) quantos são os átomos presentes em 12 gramas (exatamente) do nuclídeo puro ^{12}C (GUGGENHEIM⁴², 1986 apud FURIÓ et al., 1999, p. 363).

Essa recomendação deixa claro que a quantidade de matéria é uma grandeza diferente de massa.

Na seqüência, a União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), juntamente com a União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) e a Organização Internacional de Padronização (ISO) propuseram a definição atual para mol, a qual foi fixada pelo Comitê Internacional de Pesos e Medidas (CIPM) em 1967 e reconfirmada em 1969, sendo ratificada pela 14ª Conferência Geral de Pesos e Medidas (14ª CGPM) ocorrida em 1971, como a sétima unidade de base do Sistema Internacional de Unidades – SI – para a grandeza “quantidade de matéria” (ver tabela 4):

O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 quilograma de carbono 12. Quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons ou outras partículas, bem como agrupamentos específicos de partículas (MILLS et al., 1993, p. 70).

⁴² GUGGENHEIM, E.A. *Thermodynamics. An advanced treatment for chemists and physicists*. Amsterdam: North Holland Physics Publishing, 1986. p. 3.

Tabela 4 - Grandezas físicas e suas unidades

Grandeza	Unidade	Símbolo
Comprimento	metro	m
Massa	quilograma	kg
Tempo	segundo	s
Corrente elétrica	ampére	A
Temperatura termodinâmica	Kelvin	K
Intensidade luminosa	candela	cd
Quantidade de matéria	mol	mol

Ao nos referirmos à grandeza quantidade de matéria (n) como aquela que serve para contar macroscopicamente entidades elementares, estamos indicando qual é o seu caráter funcional (para que se utiliza).

As definições operativas se expressam por meio das relações com a massa (m), com o volume (V) ou com o número de entidades elementares (N) em que se estabelecem conexões de n com m , V ou N que corresponderiam a definições do tipo relacional ($n \propto m$, $n \propto V$ e $n \propto N$, respectivamente). Em nosso caso não se pode estabelecer uma definição do tipo operacional (mediante um instrumento de medida direta de quantidade de matéria), mas pode-se, por exemplo, medir de forma indireta por meio de uma balança (FURIÓ et al., 1999).

4.12 Relações entre a quantidade de matéria (n) e outras grandezas

Qualquer amostra de uma substância apresenta quatro grandezas a ela associada:

m = massa

V = volume

N = número de entidades elementares

n = quantidade de matéria

Essas grandezas são comumente reconhecidas como propriedades intrínsecas de uma porção qualquer de substância. Note-se também que essas grandezas são extensivas, isto é, suas magnitudes dependem diretamente do tamanho da amostra e são todas diretamente proporcionais umas às outras. As relações de proporcionalidade resultantes envolvem constantes de proporcionalidade particulares, que, por sua vez, são propriedades intensivas da amostra, isto é, sua magnitude é independente do tamanho da amostra (ROCHA-FILHO; SILVA, 1991).

A relação de proporcionalidade entre o número de entidades elementares numa amostra de uma substância e a quantidade de matéria (de uma dada entidade) da amostra é usualmente expressa como:

$$N \propto n$$

A constante de proporcionalidade entre N e n, sempre a mesma, qualquer que seja a substância, tem símbolo N_A e é uma nova grandeza denominada **constante de**

Avogadro, cujo valor é $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, isto é, o produto de um número puro ($6,022 \times 10^{23}$) por uma unidade de medida (mol^{-1}). Assim, tem-se sempre que:

$$N = N_A \times n \quad (\text{equação 2})$$

onde N_A é a constante de proporcionalidade

Esta relação permite que se calcule o número de entidades de uma amostra a partir da sua quantidade de matéria e vice-versa.

A relação de proporcionalidade entre a massa de uma amostra de uma substância e a quantidade de matéria (de uma dada entidade) da amostra é expressa por:

$$m \propto n$$

A constante de proporcionalidade entre m e n , cujo valor é característico da substância, tem símbolo **M** e é uma nova grandeza denominada **massa molar**. Portanto, tem-se sempre que:

$$m = M \times n \quad (\text{equação 3})$$

Esta relação permite calcular a massa de uma amostra a partir de sua quantidade de matéria e vice-versa.

A relação de proporcionalidade entre o volume de uma substância e a quantidade de matéria (de uma dada entidade) da amostra é dada por:

$$V \propto n$$

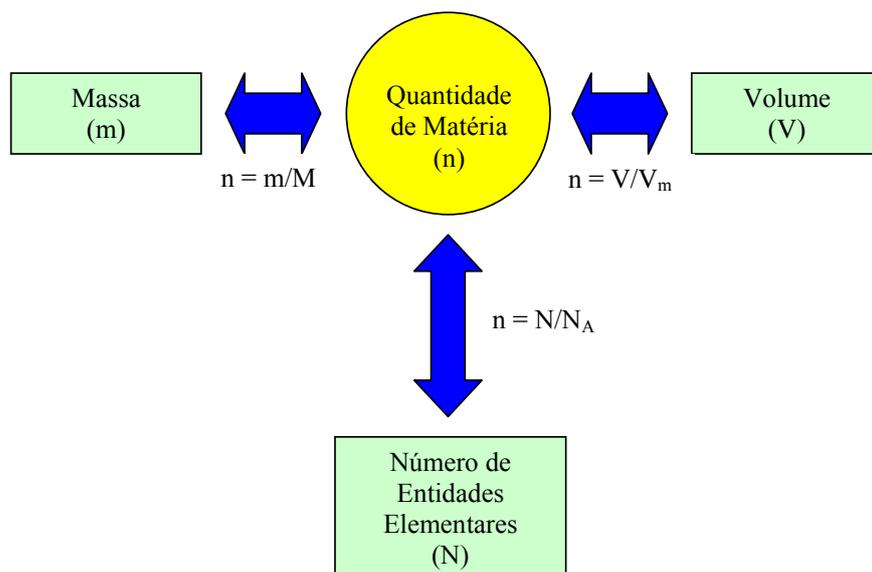
Neste caso, a constante de proporcionalidade entre V e n , cujo valor é característico da substância, tem como símbolo V_m e é uma nova grandeza denominada

volume molar. Como o volume de uma amostra, especialmente gasosa, é dependente da temperatura e da pressão, o volume molar também o é. A relação entre V e n é, portanto:

$$V = V_m \times n \quad (\text{equação 4})$$

Com esta relação pode-se calcular o volume de uma amostra a partir da sua quantidade de matéria e vice-versa.

A partir das relações vistas acima, fica claro a necessidade de se distinguir claramente *quantidade de matéria* (n), *massa* (m), *volume* (V) e o *número de entidades elementares* (N). O esquema representado abaixo apresenta as correspondentes expressões operativas que relacionam m , V e N . Podemos perceber que a grandeza *quantidade de matéria* se define de forma relacional com a massa, com o volume e com o número de entidades elementares presentes em uma substância, mas não se identifica com nenhum desses conceitos (Esquema 2).



Esquema 2 - A quantidade de matéria e sua relação com outras grandezas.
Fonte: Furió et al. (1999, p. 364).

Do exposto acima, concluímos que as grandezas mais comuns relacionadas à matéria estão classificadas dentro de uma perspectiva contínua (macroscópica), descontínua (microscópica) e intermediária. Entende-se como intermediárias aquelas constantes de proporcionalidade que entremeam a passagem entre as perspectivas contínua e descontínua. A tabela 5 apresenta todas as grandezas abordadas nas equações acima dentro de uma perspectiva contínua, descontínua e intermediária.

Tabela 5 - Grandezas mais comuns afetas à matéria classificadas dentro de perspectivas contínua, descontínua e intermediária.

Perspectiva Contínua		Perspectiva Intermediária		Perspectiva Descontínua	
grandezas	símbolo	grandezas	símbolo	grandezas	símbolo
massa	m	massa molar	M	Quantidade de matéria	n
volume	V	massa unitária	m_i	Número de entidades	N
densidade	ρ	volume molar	V_m	Constante de Avogadro	N_A
		volume unitário	V_i		

Fonte: Rocha-Filho (1988, p. 426).

A tabela 6 contém uma listagem das equações acima representadas, classificadas de acordo com os tipos de grandezas envolvidas nas relações de proporcionalidade: a) relação entre grandezas contínuas; b) relação entre grandezas

descontínuas, e c) relação entre grandezas das duas perspectivas (relações de intermediação) (ROCHA-FILHO; SILVA, 1988).

Tabela 6 - Relações entre algumas grandezas extensivas mais comuns relacionadas à matéria

Relações entre grandezas contínuas	Relações de Intermediação	Relações entre grandezas descontínuas
$m = \rho \times V$	$m = M \times n$	$N = N_A \times n$
	$V = V_m \times n$	
	$m = m_i \times N$	
	$V = V_i \times N$	

Fonte: Rocha-Filho (1988, p. 426).

A IUPAC vem realizando esforços procurando a simplificação, a coerência e a lógica da linguagem usada pelos químicos no mundo inteiro, acreditando que isso contribuirá para uma diminuição na dificuldade de aprendizagem de certos termos químicos. Neste sentido, o quadro 1 lista algumas expressões cujo uso não é mais recomendado por serem ambíguas ou induzirem a erros conceituais.

Esta constatação reforça a percepção da transição dos conceitos científicos – como surgem os conceitos em um determinado contexto teórico e histórico, como posteriormente evoluem e, conforme o caso, em uma nova situação como podem chegar a desaparecer. Esse é o caso do conceito de peso equivalente, que em um contexto teórico atomista não é necessário para solucionar o problema da determinação das proporções em

massa com que se combinam as substâncias nas reações químicas, e é substituído pelos conceitos de quantidade de matéria e de mol, conseqüência da plena aceitação por parte da comunidade científica da teoria atômico-molecular para interpretar as reações químicas (FURIÓ et al., 1999).

Nomenclatura obsoleta	Nomenclatura recomendada
Número de moles ou Número de moléculas-grama ou Número de átomos-grama ou Número de íons-grama, etc.	Quantidade de matéria
Peso atômico	Massa atômica
Peso molecular, peso-fórmula	Massa molecular
Mol, peso molecular, molécula-grama, átomo-grama, peso-fórmula, etc.	Massa molar
molaridade	Concentração em quantidade de matéria ou, simplesmente, concentração
molar	mol/L
u.m.a.	u
Fração molar	Fração em mol ou em quantidade de matéria

Quadro 1 - Nomenclaturas alteradas pela IUPAC.
Fonte: Rocha-Filho; Silva (1991, p. 303).

5 CONCLUSÕES

A revisão bibliográfica por nós realizada evidenciou uma clara discrepância entre o assumido pela comunidade científica (MILLS et al., 1993) e o pensamento dos professores, reflexo também das informações presentes nos livros texto, e que diz respeito ao significado e ao papel relevante da grandeza “quantidade de matéria” e sua unidade, o “mol”. Esse desacordo se reflete no ensino de tais conceitos nos seguintes aspectos:

a) O conceito de quantidade de matéria não é introduzido na grande maioria dos programas de ensino de química. Neste sentido, identifica-se quantidade de matéria com massa ou com número de entidades elementares, desconhecendo seu significado atual como grandeza que serve para contar partículas.

b) Os conceitos de quantidade de matéria e mol se confundem com conceitos presentes na teoria atômico-molecular como *massa molar*, *constante de Avogadro*, etc.

Acreditamos que as graves deficiências detectadas no ensino podem ser, em parte, responsáveis pelas dificuldades de aprendizagem apontadas na bibliografia. Tal como se manifestou na revisão bibliográfica realizada, os estudantes têm dificuldades em manejar de modo significativo os conceitos de quantidade de matéria e de mol e do ponto de vista da aprendizagem os seguintes aspectos relevantes foram detectados:

a) os estudantes carecem de uma concepção científica de mol.

b) a grande maioria deles identifica o mol com uma massa, com um volume ou como um número de entidades elementares.

c) Os estudantes confundem frequentemente o nível macroscópico de representação (massa molar) com o nível microscópico (massa atômica e massa molecular).

d) Os estudantes desconhecem o significado da grandeza “quantidade de matéria” e não identificam o mol como sua unidade.

De qualquer modo, acreditamos que o problema mais grave em relação aos conceitos de quantidade de matéria e de mol está na aquisição pelos professores de seu autêntico significado em relação com a operação a nível macroscópico de contar partículas, tal como se mostrou neste trabalho. Como indica Furió et al. (1999), a investigação no ensino de química tem se preocupado, durante os últimos anos, em analisar a compreensão da representação da matéria nos níveis simbólico, macroscópico e microscópico. No entanto, a prática docente se ocupa fundamentalmente do nível simbólico esquecendo o nível macroscópico e, por consequência, esquecendo também as relações entre os níveis macroscópico e microscópico de representação da matéria. É lógico supor que apareçam dificuldades no ensino e na aprendizagem da grandeza quantidade de matéria, já que sua invenção como grandeza macroscópica se deve precisamente a sua relação direta com o nível de representação microscópica das substâncias químicas. A solução para tais dificuldades tem que partir necessariamente do professor e para isso ele precisa participar diretamente da investigação didática e, em particular, daquela preocupada por compreender e melhorar os conceitos científicos.

Um caminho possível é a contribuição que a História das Ciências pode oferecer. Defendemos um trabalho com os conceitos e conhecimentos químicos permeados pela história, permitindo o entendimento da evolução dos conhecimentos e possibilitando uma maior percepção da influência da ciência na tecnologia, sociedade, política e economia e destas sobre a própria ciência, o que permitirá um entendimento mais completo da realidade.

Há cem anos o próprio Ostwald propunha a construção de uma história crítica da química, sugerindo uma descrição que anunciava as construções paradigmáticas de Kuhn, ao afirmar que a Ciência desenvolve-se sem parar e, necessariamente, mais cedo ou mais tarde, produz-se um desacordo entre a multiplicidade real dos fatos observados e a multiplicidade artificial da teoria, tornando necessário o alargamento do antigo preceito ou a substituição por novas idéias mais adequadas (FURIÓ et al., 1999).

No caso da grandeza quantidade de matéria, introduzida em 1961, enquanto a idealização do mol data de fins do século XIX, configura não um *corte*, mas uma *anomia epistemológica* – a unidade gerada anteriormente à grandeza – que, unida à evolução experimentada por seu significado, permite explicar o caráter controvertido destes conceitos.

Portanto, a contribuição que a história das ciências pode oferecer ao ensino de Química é significativa. De uma forma definitiva podemos dizer que, conhecer em profundidade o significado atual dos conceitos científicos implica conhecer sua história, suas origens e sua evolução histórica. Caso contrário, podemos cair facilmente em visões a-problemáticas e a-críticas da Química e, o que é pior, podemos transmitir como corretas idéias equivocadas sobre o significado de conceitos atuais como, por exemplo os conceitos de quantidade de matéria e mol.

Por outro lado, a ausência do conhecimento histórico dos debates que antecederam a consolidação do atomismo tem como conseqüências no ensino médio:

a) De modo geral, fica a noção de que a Química se construiu sem crises e antagonismos entre seus pensadores.

b) Concepção ingênua de que o atomismo foi aceito desde a sua proposição por John Dalton no início do século XIX.

c) Consolidação da definição Ostwaldiana de mol como massa padrão (noção equivalentista que se opunha ao atomismo), entre docentes, alunos e livros didáticos.

d) Desconhecimento de que a noção evoluiu para a adoção de uma quantidade física pertencente ao SI (“quantidade de matéria”, cuja unidade e o símbolo são o *mol*).

e) Utilização apenas operacional do conceito de mol, dada sua associação à concepção de Ostwald.

Finalmente, destacaríamos mais um aspecto para a problematização do processo de ensino e de aprendizagem do conceito de mol, mas que, no nosso entendimento, envolve não somente ele, mas outros conceitos científicos. Trata-se da formação do professor que ensina Química.

Tornar-se e ser um professor está cada vez mais sendo reconhecido como um processo complexo, que envolve a pessoa intelectualmente, socialmente, moralmente, emocionalmente. Na análise de Gil-Pérez (1996), começa-se a questionar as visões simplistas sobre a formação dos professores de ciências - a crença de que basta alguns saberes sobre a matéria a ser ensinada e alguns recursos didáticos adequados - e a compreender a necessidade de uma preparação rigorosa para garantir uma docência de qualidade, tarefa difícil, em função das limitações dos cursos e ainda do tempo da formação inicial (graduação). Procurar cumprir as exigências de formação no período inicial conduziria ao prolongamento dos cursos ou a um tratamento superficial dos conteúdos. Por outro lado, muitos dos problemas do processo de ensino-aprendizagem não adquirem sentido até que o professor os tenha enfrentado em sua própria prática. O estabelecimento de uma estrutura de formação continuada poderia minorar os problemas apontados.

A formação dos professores não se esgota no curso de formação inicial e deve ser pensada como um processo que como tal, não se esgota também em um curso de atualização. Concordamos com Carvalho (1991), quando ele destaca a necessidade de que cursos de atualização tratem de maneira especial os conteúdos específicos, garantindo com isso atualização dos conhecimentos dos professores em determinadas áreas, bem como a inclusão do processo histórico dos conhecimentos em pauta, mantendo coerência ao princípio básico de que para ensinar um conteúdo não basta saber a teoria e de imediato aplicá-la no ensino. É preciso conhecer a teoria, saber como ela foi construída, passar pelos processos de construção dessa teoria, incorporá-la na sua plenitude, para depois discutir como ela pode ser transmitida a outro nível de ensino, para os alunos com outra idade e outras experiências. Existe muita falha, muita lacuna nos conhecimentos dos professores, falhas estas oriundas não somente dos cursos de licenciatura, mas também decorrentes do grande avanço do conhecimento nas últimas décadas e da amplitude e diversificação dos conteúdos. Face a tais constatações, torna-se imprescindível preparar o futuro professor para refletir sobre sua prática, para criar novos desafios e para exercer sua capacidade de observação, análise e busca de novos horizontes contextualizados e coerentes com as necessidades sociais, educativas e políticas da sociedade atual. Em suma, deve-se priorizar o aprender contínuo na profissão docente. Tal necessidade decorre do fato de que a construção do conhecimento e de práticas inovadoras só terá eficácia se o professor conseguir inseri-las em sua dinâmica pessoal e articulá-la com as dificuldades do cotidiano.

Entendemos, portanto, que a solução das dificuldades apontadas neste trabalho passa pela formação profissional do docente. A formação de professores, de acordo com Menezes (2001), Delizoicov, Angotti e Pernambuco (2002), Gil-Pérez e Carvalho (1998), deveria estar centrada em necessidades formativas, tais como: conhecimento dos conteúdos científicos a ensinar, aspectos epistemológicos e históricos e as interações Ciência,

Tecnologia e Sociedade, associadas à construção dos conhecimentos; também a superação do senso comum pedagógico, incorporando conhecimentos contemporâneos em Ciência e Tecnologia concebidos como cultura. Concordamos com estes autores. Deve-se ainda, considerar que a formação é um aspecto essencial para evitar a mesmice e o saber cristalizado ao longo dos tempos e que a pesquisa é um instrumento fundamental, pois evita a repetição e traz novos olhares a partir da realidade investigada. Na verdade, é o professor o sujeito capaz de agir, refletir, planejar o processo que de fato acontece no interior da sala de aula, tornando-se o real construtor de novas teses e atitudes em relação a ele.

As exigências quanto ao fazer docente tornaram-se tão grandes que é necessário constituir e manter grupos permanentes de estudos e pesquisa para que os professores adquiram instrumentos necessários para assumir os desafios que se interpõem em suas práticas.

Em suma, se queremos formar alunos críticos, ativos, autônomos etc., é necessário instrumentalizar o professor para assistir ao aluno. Dito de outra forma: se queremos mudar a escola, temos que mudar os sujeitos dela.

REFERÊNCIAS

ADÚRIZ-BRAVO, A.; IZQUIERDO, M.; ESTANNY, A. Una propuesta para estructurar la enseñanza de la filosofía de la ciencia para el profesorado de ciencias en formación. *Enseñanza de las ciencias*, Barcelona, v. 20, n. 3, p. 465-476, 2002.

ANDERY, M.A.; MICHELETTO, N.; SÉRIO, T. M. P. *Para compreender a ciência: uma perspectiva histórica*. 9. ed. São Paulo: Educ, 2000.

ARAGÃO, R. M. R. Uma interação fundamental de ensino e de aprendizagem: professor, aluno, conhecimento. In: SCHNETZLER, R. P.; ARAGÃO, R. M. R. (Org.). *Ensino de Ciências: fundamentos e abordagens*. Campinas, SP: R. Vieira, 2000. p. 82-98.

AZCONA, R. Análisis crítico de la enseñanza-aprendizaje de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol: una alternativa didáctica basada en el aprendizaje por investigación. Tesis Didácticas. *Enseñanza de las Ciências*, Barcelona, v.17, n. 3, p. 137-149, 1999.

BENSAUDE-VINCENT, B.; STENGERS, I. *História da Química*. Trad. Gouveia R., Portugal: Instituto Piaget, 1992.

BERNAL, J. D. *Ciência na história*. Lisboa: Livros Horizonte, 1976. v. 3.

BRASIL. Ministério da Educação. Secretaria de Educação Média e Tecnológica. Parâmetros Curriculares Nacionais: ciências naturais. Brasília, DF, 1999.

CANÊDO, L. B. *A revolução Industrial: tradição e ruptura*. 4. ed. São Paulo: Atual; UNICAMP, 1987. p. 45-48.

CARVALHO, A. M. P.; BARROS, M. A. A história da ciência iluminando o ensino de visão. *Revista Ciência e Educação*, Bauru, v. 5, n.1, p. 83-94, 1998.

CARVALHO, A. M. P. *Quem sabe faz, quem não sabe ensina: Bacharelado x Licenciatura*. São Paulo, 1991. XIV Reunião Anual da ANPED.

CASTRO, R. S.; CARVALHO, A. M. P. História da ciência: como usá-la num curso de segundo grau. *Caderno Catarinense de Ensino de Física*, Florianópolis, v. 9, n.3, p. 225-237, 1992.

CERVELLATI, R.; MONTUSCHI, A.; PERUGINI, D.; GRIMELLINI-TOMASINI, N.; PECORINI BALANDI, B. Investigation of secondary school students understanding of the mole concept in Italy. *Journal of Chemical Education*, Easton, v. 59, no. 10, p. 852-856, 1982.

CHAGAS, A. P. *Como se faz química*. Campinas, SP: Ed. da Unicamp, 1989.

CHAGAS, A. P. Os noventa anos de Les Atomes. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n.17, p.36-38, maio 2003.

COVOLAN, S. C. T. *Utilização dos preceitos da teoria da atividade: a História da Ciência como instrumento na construção de conceitos físicos*. Disponível em: <<http://www.cchla.ufpb.br/caos/04-covolán.html>>. Acesso em: 14 out. 2005.

CUNHA, A. M. O. *A formação continuada de professores de ciências: percepções a partir de uma experiência*. Disponível em: <http://www.educacaonline.pro.br/a_formacao_continuada.asp>. Acesso em: 18 set. 2005.

DARSIE, M. M. P. *A reflexão distanciada na construção dos conhecimentos profissionais do professor em curso de formação inicial*. 1998. Tese (Doutorado)–Programa de Pós-Graduação em Educação, Universidade de São Paulo, São Paulo, 1998.

DELIZOICOV, D.; ANGOTTI, J. A.; PERNAMBUCO, M. M. *Ensino de ciências: fundamentos e métodos*. São Paulo: Cortez, 2002.

DRIVER, R.; ASOKO, H.; LEACH, J.; MORTIMER, E.; SCOTT, P. Constructing scientific knowledge in the classroom. *Educational Researcher*, Washington, DC, no. 7, p. 5-12, 1994.

FERNÁNDEZ, I., GIL, D.; CARRASCOSA, J.; CACHAPUZ, A. Visiones deformadas de la ciencia transmitidas por la enseñanza. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 20, n. 3, p. 477-488, 2002.

FERREIRA, R. Nota sobre as origens da teoria atômica de Dalton. *Química Nova*, São Paulo, n.10, p. 204-207, 1987.

FILGUEIRAS, C. A. L. A história da ciência e o objeto de seu estudo: confrontos entre a ciência periférica, a ciência central e a ciência marginal. *Química Nova*, São Paulo, v. 24, n. 5, p. 709-712, 2001.

FILGUEIRAS, C. A. L. A Revolução Química de Lavoisier: uma verdadeira revolução? *Química Nova*, São Paulo, v. 18, n. 2, p. 219-224, 1995.

FILGUEIRAS, C. A. L. Duzentos anos da teoria atômica de Dalton. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 20, p. 38-44, nov. 2004.

FURIÓ, C.; AZCONA, R.; GUIASOLA, J. Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 17, n. 3, p. 359-376, 1999.

FURIÓ, C.; AZCONA, R.; GUIASOLA, J. Revisión de investigaciones sobre la enseñanza-aprendizaje de los conceptos cantidad de sustancia y mol. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 20, n. 2, p. 229-242, 2002.

FURIÓ, C.; AZCONA, R.; GUIASOLA, J.; MUJICA, E. Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud “olvidada” en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 11, n. 2, p. 107-114, 1993.

GAGLIARDI, R. Como utilizar la historia de las ciencias en la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 6, n. 3, p. 291- 296, 1988.

GARCÍA, J. P.; PIZARRO, A.; PERERA, F.; MARTÍN, M.; MYORD, F.; BACAS, P. Ideas de los alumnos acerca del mol. Estudio curricular. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 8, n. 2, p. 111-119, 1990.

Formatado: Espanhol
(Espanha-moderno)

Formatado: Espanhol
(Espanha-moderno)

GIL-PÉREZ, D. Contribución de la historia y de la filosofía de las ciencias al desarrollo de un modelo de enseñanza/aprendizaje como investigación. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 11, p.197-212, 1993.

GIL-PÉREZ, D.; CARVALHO, A. M. P. *Formação de professores de ciências: tendências e inovações*. 3. ed. São Paulo: Cortez, 1998.

GIL-PÉREZ, D. New trends in science education. *International Journal Science Education*. London, v. 18, no. 8, p. 889-901, 1996.

GONZÁLEZ, M. H.; PÉREZ, J. L. P. Un currículo para el estudio de la historia de la ciencia en secundaria (la experiencia del seminario de Orotava de Historia de la Ciencia). *Enseñanza de las ciencias*, Barcelona, v. 18, n.1, p.105-112, 2000.

HERRON, J. D. Piaget for chemists. *Journal of Chemical Education*, Easton, v. 52, no. 3, p. 146-150, 1975.

HOBBSAWM, E. J. *A era das revoluções*. Rio de Janeiro: Paz e Terra, 1981.

HUDSON, J. *The History of Chemistry*. New York: Chapman & Hall, 1992.

HUDSON, M. J. Introducing the mole. *Education in Chemistry*, London, v. 13, no. 4, p.110-114, 1976.

IHDE, A. *The Development of Modern Chemistry*. New York: Dover, 1984.

KNELLER, G. F. *A ciência como atividade humana*. Trad. Antonio José de Souza. Rio de Janeiro: Zahar; São Paulo: EDUSP, 1980.

KRISHNAN, S. R.; HOWE, A. C. The mole concept developing and instrument to assess conceptual understanding. *Journal of Chemical Education*, Easton, v. 71, no. 8, p. 653-655, 1994.

KUHN, T.S. *A estrutura das revoluções científicas*. 7. ed. São Paulo: Perspectiva, 2003.

LAZONBY, J. N.; MORRIS, J. E.; WADDINGTON, D. J. The muddlesome mole. *Journal of Chemical Education*, Easton, v. 62, no. 1, p. 60-61, 1985.

LEICESTER, H. M. *The historical background of chemistry*. New York: Dover, 1956.

LIMA, M. E. C. de C. Formação continuada de professores de Química. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 4, p.12-17, nov. 1996.

MACHADO, J. R. C. *A história da ciência nos livros de química: muletas ou pilares?* 1995. Trabalho de Conclusão de Curso (Especialização)-Universidade Federal do Pará, Belém, 1995.

MALDANER, O. A. A formação de grupos de professores-pesquisadores como fator de melhoria da qualidade educacional no ensino médio e fundamental. In: ENDIPE, 7, 1994, Goiânia.

MATOS, J. A. M. G.; CAGNON, J. R.; KOVER, R. X.; ARAÚJO NETO, W. N. Ensino de disciplinas de história da química em cursos de graduação. *Química Nova*, São Paulo, v. 14, n. 4, p. 295-299, 1991.

MATTHEWS, M. R. Historia, filosofía e enseñanza de las ciencias: la aproximación actual. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 12, n. 2, p. 255-277, 1994.

MENEZES, L. C. *Formação continuada de professores de ciências no contexto Ibero-americano*. 2. ed. Campinas, SP: Autores Associados, 2001.

MILLS, I. M. ; CVITAS, T.; HOMANN, K.; KALLAY, N.; KUCHITSU, K. *IUPAC, Quantities, units and symbols in physical chemistry*. Oxford: Blackwell, 1993.

MIZUKAMI, M. G. *Ensino: as abordagens do processo*. São Paulo: E.P.U., 1986.

MÓL, G. S., SILVA, R. R. Concepções de professores do ensino médio sobre a constante de Avogadro. *Moderna*. São Paulo, 1998. Disponível em: <<http://www.moderna.com.br/escola/prof/art39.htm>>. Acesso em: 15 jun. 2005.

MOREIRA, M. A. *A pesquisa em ensino: o vê epistemológico de Gowin*. São Paulo: E.P.U., 1990.

MORTIMER, E. F. Para além das fronteiras da química: relações entre filosofia, psicologia e ensino de química. *Química Nova*, São Paulo, v. 20, n. 2, p. 200-207, 1997.

OSÓRIO, V. K. L. Determinação permanganométrica de sulfóxidos: mais uma armadilha no uso de normalidade. *Química Nova*, São Paulo, v. 15, p. 99-103, jan. 1992.

PAIXÃO, F. Mudanças na prática de ensino da química pela formação dos professores em história e filosofia das ciências. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 18, p.31-36, 2003.

PIAGET, J.; GARCIA, R. *Psicogênese e história das ciências*. Lisboa: Dom Quixote, 1987.

PRIGOGINE, I.; STENGERS, I. *Entre el tiempo y la eternidad*. Madrid: Alianza. 1990.

RHEINBOLDT, H. *História da balança e a vida de J. J. Berzelius*. São Paulo: Nova Stella, 1988.

ROCHA-FILHO, R. C.; SILVA, R. R. Sobre o uso correto de certas grandezas em Química. *Química Nova*, São Paulo, v. 14, n. 4, p.300-305, 1991.

ROCHA-FILHO, R.C. Sobre o mol e seus afins: uma proposta alternativa. *Química Nova*, São Paulo, v. 11, n. 4, p. 419-429, 1988.

ROGADO, J. *Quantidade de matéria e mol: Concepções de ensino e aprendizagem*. 2000. Dissertação (Mestrado)-Faculdade de Educação da UNIMEP, Universidade Metodista de Piracicaba, Piracicaba, 2000.

RONAN, C. A. *História Ilustrada da Ciência: a ciência nos séculos XIX e XX*. 2. ed. Rio de Janeiro: J. Zahar, 1991.

SACRISTÁN, J. G. *O currículo: uma reflexão sobre a prática*. 3. ed. Trad. E. F. F. Rosa. Porto Alegre: Artes Médicas, 1998.

SALINAS, S. R. A. Einstein e a teoria do movimento browniano. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, São Paulo, v. 27, n. 2, p. 263-269, 2005.

SANTOS, A. R.; VIDOTTI, E. C.; SILVA, E. L.; MAIONCHI, F.; HIOKA, N. Determinação da massa molar por crioscopia: terc-butanol, um solvente extremamente adequado. *Química Nova*, São Paulo, v. 25, n. 5, p. 844-848, 2002.

SANTOS, W. L. P.; MÓL, G. S.; CASTRO, E. N. F.; SILVA, G. S.; MATSUNAGA, R. T.; FARIAS, S. B.; SANTOS, S. M. O.; DIB, S. M. F. *Química e Sociedade: Guia do Professor*. São Paulo: Nova Geração, 2003.

SANTOS, W. L. P.; SCHNETZLER, R. P. *Educação em Química: compromisso com a cidadania*. Ijuí: Ed. da Unijuí, 1997.

SCHNETZLER, R. P. A pesquisa no ensino de química e a importância da Química Nova na Escola. *Química Nova na Escola*, São Paulo, n. 20, p. 49-53, 2004.

SHAYER, M.; ADEY, P. *La ciencia de enseñar ciencias*. Madrid: Narcea, 1984.

SOLBES, J.; TRAVER, M. Resultados obtenidos introduciendo historia de la ciencia en las clases de física y química: mejora de la imagen de la ciencia y desarrollo de actitudes positivas. *Enseñanza de las Ciencias*, Barcelona, v. 19, n.1, p. 151-162, 2001.

STRATHERN, P. *O sonho de Mendeleiev: a verdadeira história da química*. Rio de Janeiro: J. Zahar, 2002.

STRÖMDAHL, H.; TULLBERG, A.; LYBECK, L. The qualitatively different conceptions of 1 mol. *International Journal of Science Education*, London, v.16, no.1, p. 17-26, 1994.

THUILLIER, P. *De Arquímedes a Einstein: las caras de la invención científica*. Madrid: Alianza, 1990. v. 2.

TULLBERG, A.; STRÖMDAHL, H.; LYBECK, L. Students' conceptions of mol and educators' conceptions of how they teach "the mole". *International Journal of Science Education*, London, v.16, no .2, p. 145-146, 1994.

VIDAL, B. *História da Química*. Trad. Marques, A. L. Lisboa: Edições 70, 1986.

APÊNDICES

Questionário sobre o tema MOL

Solicitamos que, antes de se entrar diretamente no tema, V.Sa. responda às questões abaixo:

Qual é o seu tempo de exercício do magistério ? _____

Qual é o seu tempo de exercício do magistério em química? _____

Qual é seu vínculo empregatício ? _____

Qual é sua formação acadêmica ? _____

Instruções:

Responda em folha avulsa. Para tanto, use as folhas de papel almaço disponíveis. Numere as folhas de resposta com o mesmo número constante no topo desta folha de questões. Use quantas folhas precisar.

1. Em que momento do planejamento você introduz o conceito de mol? Por quê?
2. Por que é importante que o aluno aprenda o conceito de mol?
3. Com quais conceitos prévios deve o aluno estar familiarizado antes de se introduzir o conceito de mol?
4. Como os alunos se manifestam ao estudarem o conceito de mol? Por quê você acha que eles se manifestam dessa forma?
5. Quais são as principais dificuldades manifestadas pelos alunos ao trabalhar com a noção de mol?
6. Como você trabalha o conteúdo mol?
7. Você conhece alguma coisa sobre a origem histórica do conceito de mol e sua evolução? Em caso afirmativo, comente.
8. Faça comentários que você achar importante sobre o ensino e aprendizagem de mol.

ANEXOS

Respostas dos Professores

QUESTÃO 1: Em que momento do planejamento você introduz o conceito de mol? Por quê ?

P. 1: *O aluno aprende alguns conceitos relacionados a mol após aprender funções inorgânicas. Nesse momento o aluno deve ter conhecimentos dos conceitos relacionados ao estudo de mol e também, você acaba seguindo o módulo de estudos que é preparado para o aluno.*

P. 2: *Antes de trabalhar massa molar. Porque? Para demonstrar a relação que tem com o conteúdo em questão, mas na verdade deveria ser trabalhado antes do conteúdo da tabela pois ali está a sua aplicação que é a relação número de átomos que define a sua massa molar (do elemento).*

P. 3: *O conceito de mol é trabalhado após as funções inorgânicas. No momento eu leciono em uma escola pública e uma escola particular. Na escola pública esse conceito é trabalhado no final do 2º semestre do 2º E.M..Na escola particular é trabalhado no final do 2º semestre do 1º E.M.*

P. 4: *A partir do momento que se encerra funções inorgânicas.*

P. 5: *No 2º bimestre do 2º ano do Ensino Médio porque ao abordar reações químicas evidentemente que fazemos o balanceamento das reações. Isto vem facilitar a identificar a quantidade de matéria com os coeficientes que vão aparecendo no balanceamento das*

reações químicas. Mas quando no primeiro ano apresentamos tabela periódica ao aluno já se faz referências sobre a palavra mol ao pedir a massa atômica dos átomos.

P. 6: *Após dado o conteúdo de funções inorgânicas (ácidos, bases, sais e óxidos) para que ele determine algumas medidas e concentração.*

P. 7: *Quando se inicia o ano letivo é necessário fazer uma associação com a utilidade dos elementos e suas presença no ambiente, limitando e explicitando a química na vida do aluno. Na seqüência do planejamento se orienta para a descrição do histórico e do início da percepção de alguns fenômenos que mais tarde foram tomados como parte dos conceitos químicos. Com a introdução das terias e primeiras idéia sobre a matéria é possível se direcionar para as teorias atômicas, que vão sintetizar o conceito de átomo desde os período antigo até a atualidade, sendo necessário mostrar a diferença entre as características do átomo na antiguidade e sua noção atual de divisibilidade. A partir da idéia de partículas que são responsáveis pela origem do elemento átomo é feito um paralelo entre as unidades de medida e a partir da comparação com. esta unidade se define 1 mol a quantidade de matéria (partículas formadoras) do elemento, podendo ser um mol de átomos, como sendo um mol de moléculas.*

QUESTÃO 2: Por que é importante que o aluno aprenda o conceito de mol?

P. 1: *Para que ele possa compreender e aprender massa molar, balanceamento, cálculo estequiométrico e também na resolução de exercícios relacionados com concentração.*

P. 2: *Porque é a quantidade de matéria em gramas do elemento químico (massa molar) enquanto massa atômica é a quantidade de átomos do elemento.*

P. 3: *É importante o aluno adquirir esse conceito para posteriormente trabalhar com cálculos estequiométricos, concentração de soluções*

P. 4: *Para fazer cálculos estequiométricos e cálculo de soluções.*

P. 5: *Porque ele tem que conhecer medidas padronizadas que se refere a um outro padrão mais comum do cotidiano. Assim, pode fazer relação entre as duas medidas padronizadas (usada universalmente) como g/mol. Podendo se comunicar com facilidade com todos ou entender alguns conhecimentos específicos.*

P. 6: *Porque pressupõe que necessite desse conceito para fazer cálculos e tem que aprender para tomar conhecimento de cálculo de massa, etc..*

P. 7: *Para que o mesmo seja capaz de relacionar com uma determinada unidade, o espaço ocupado por certo tipo de matéria, que pode ser investigado até em termos da componente massa, volume, etc...*

QUESTÃO 3: Com quais conceitos prévios deve o aluno estar familiarizado antes de se introduzir o conceito de mol ?

P. 1: *O aluno deve saber cálculos matemáticos, relacionar átomos e moléculas, compreender o conceito de massa atômica (uma) e conseguir fazer a relação de unidade de massa atômica com o valor em gramas.*

P. 2: *Conceito de massa atômica ou 1/12 do carbono 12.*

P. 3: *O aluno deve apresentar o conceito de massa atômica e de massa molecular.*

P. 4: *O aluno deve ter conhecimento de regra de três, matemática básica, notação científica, boa interpretação para relacionar os conceitos com a resolução de exercícios.*

P. 5: *Grandezas e unidades. Massa – SI, massa atômica, massa molecular, átomos e moléculas.*

P. 6: *Acho que história do átomo, tabela periódica, funções inorgânicas, átomo-grama, balanceamento e cálculo estequiométrico.*

P. 7: *O aluno deve ter principalmente ciência da presença de química no seu cotidiano e da presença de determinados elementos químicos que dão origem a tudo que existe como água, plantas, etc. Após chamar a atenção sobre a presença da química em sua vida, o aluno é questionado sobre a matéria e sua massa, se ocupa ou não lugar no espaço, no caso da luz.*

Por fim, a introdução dos modelos atômicos e sobre as partículas elementares básicas conhecidas do átomo.

QUESTÃO 4: Como os alunos se manifestam ao estudarem o conceito de mol? Por quê você acha que eles se manifestam dessa forma?

P. 1: *Os alunos apresentam bastante dificuldade de interpretação de trabalhar com valores e cálculos, que para eles corresponde ao valor enorme e não conseguem fazer essa relação de quantidade.*

P. 2: *Dúvidas, tem dificuldades em relacionar ou aceitar os conceitos.*

P. 3: *Os alunos apresentam muita dificuldade em entender pois não conseguem assimilar a dimensão que o número apresenta.*

P. 4: *Este ano foi a primeira vez que trabalhei com mol. Sou professora de química há 7 anos, destes 5 eu trabalhei na Ed. De Jovens e Adultos e este conceito não é trabalhado. Como foi meu primeiro trabalho com o conceito, senti muita dificuldade; primeiro em definir o conceito e fazer analogias para tornar mais fácil a aprendizagem dos alunos. A dificuldade deles era de relacionar o conceito na resolução dos exercícios. Quando questionava o conceito, respondiam mas nas atividades não conseguiam perceber o que deviam calcular. Quando montavam exercício, a regra de três, erravam nos cálculos matemáticos, de notação científica. Como a turma trabalhada é do ensino médio noturno percebi que havia uma defasagem em conteúdos; uma turma faltosa que implica na seqüência da conceituação e muita falta de interesse, por mais que você tente envolvê-los.*

P. 5: *Confusão, porque é um conhecimento científico, que ele não relaciona com as coisas que estão a sua volta.*

P. 6: *Não tem muito aproveitamento pelo aluno por que ele acha muito difícil no aprendizado, talvez o noturno não tem muito tempo para o reestudo em casa e o conceito ele como é dado através de analogias, o professor escolhe uma colocação que talvez ele não capta no princípio para que ele tome um impulso e venha concretizar na cabeça o que realmente ele deve memorizar a respeito.*

P. 7: *Demonstram certa indiferença e até surpresa com a necessidade deste aprendizado. Por ser um assunto aparentemente pouco palpável ou de difícil visualização concreta, o aluno considera como desnecessário.*

QUESTÃO 5: Quais são as principais dificuldades manifestadas pelos alunos ao trabalhar com a noção de mol ?

P. 1: *Os alunos apresentam dificuldade em trabalhar com potência, até mesmo fazer a relação do número de átomos com quantidade de matéria. O aluno não consegue interpretar o que se espera do exercício, alguns não sabem fazer até mesmo conversão de gramas, quilogramas.*

P. 2: *O conceito está distante da realidade do seu convívio diário.*

P. 3: *Os alunos apresentam dificuldades nos cálculos que envolvem potência, e também uma grande dificuldade é a conversão de unidade de massa atômica para uma unidade mais palpável que faz parte do nosso cotidiano, que pode ser manipulada que é o miligrama, grama, Kg.*

P. 4: *Como disse, a dificuldade manifestada está em relacionar conceito com a resolução de exercícios.*

P. 5: *Relacionar a massa em gramas com 1 mol, eles sempre se confundem com 1 molécula. Estabelecer regra de três para desenvolver os cálculos. Indicar as unidades corretamente*

P. 6: *É como originou aquele número para que ele possa calcular, não é assunto que tenha muita aplicação no ensino médio.*

P. 7: *Como definir uma determinada quantidade de matéria se esta pode ser formada por um mol de elétrons, um mol de partículas, um mol de íons, etc.*

QUESTÃO 6: Como você trabalha o conteúdo mol?

P.1: *Praticamente eu não trabalho com mol, pois no ensino regular noturno foi trabalhado um ano e agora estou no CEEBJA não se trabalha com o conceito de mol, simplesmente quando se faz os cálculos de concentração o aluno aprende a achar a massa molar relacionando apenas o número de átomos com a sua massa (mesmo assim, não se fala no conceito de massa atômica).*

P. 2: *Através da determinação da concentração de soluções, onde já foi trabalhado a relação massa atômica sendo transformada para massa molar.*

P. 3: *O conceito de mol é trabalhado sempre fazendo comparação com o dia a dia do aluno, por exemplo relacionando com 1 dúzia, com 1 dezena.*

P. 4: *Primeiro eu trabalho com unidade de massa atômica, fazendo analogias para os alunos entenderem o conceito, depois massa atômica, massa molecular com a resolução de vários exercícios para depois vir com a constante de Avogadro e mol. Fazendo as definições dos conceitos, fazendo analogias e resolução de exercícios.*

P. 5: *Através de analogias. Início comparando frutas de diferentes tamanhos com uma quantidade padronizada, geralmente 1 dúzia, com a massa.*

Exemplo:

<i>1 dúzia morango</i>	=	<i>12 unidades</i>	=	<i>? (g)</i>
<i>1 dúzia laranja</i>	=	<i>12 unidades</i>	=	<i>? (g)</i>
<i>1 dúzia melancia</i>	=	<i>12 unidades</i>	=	<i>? (g)</i>
↓		↓		↓
<i>Mesma quantidade</i>		<i>mesma quantidade</i>		<i>Massas diferentes</i>
↓		↓		↓
<i>1 unidade química</i>		<i>quantidade de partículas</i>		<i>massas atômicas</i>
↓		↓		↓
<i>1 mol</i>		<i>$6,02 \times 10^{23}$</i>		<i>massa atômica(g)</i>

Em seguida peço para cada grupo pesar 18 gramas de água e observar, medir com a régua a altura, para verificar a quantidade de água que corresponde a um mol e quantas moléculas há nessa quantidade de água.

P. 6: *Trabalhado como o apresenta os conteúdos nos livros.*

P. 7: *De forma teórica como mencionado na questão 1, através de um histórico dos conceitos de átomo, com exemplos e explicações possíveis sobre como se utilizam uma unidade padrão de referência, como por exemplo a dúzia. E por fim com apresentação de exercícios e atividades.*

QUESTÃO 7: Você conhece alguma coisa sobre a origem histórica do conceito de mol e sua evolução? Em caso afirmativo, comente.

P. 1: *Não conheço.*

P. 2: *Não.*

P. 3: *Não conheço.*

P. 4: *Não e sinto necessidade de ampliar meus conhecimentos nessa área.*

P. 5: *Não.*

P. 6: *Não.*

P. 7: *Não praticamente. O conhecimento que possuo acontece através de relações com os conceitos sobre matéria, partículas atômicas e teorias.*

QUESTÃO 8: Faça comentários que você achar importante sobre o ensino e aprendizagem de mol.

P. 1: *É importante que o aluno saiba relacionar quantidade de matéria com número de átomos e saber fazer a relação com conteúdos posteriores. Acredito que não seja necessário o aprofundamento em termos de exercícios mas que ele consiga fazer a relação corretamente, pois o assunto se torna muito abstrato para o aluno.*

P. 2: *O tema mol está muito complexo para ser definido eu mesmo não tenho procurado me aprofundar sobre tal assunto, a não ser o que tenho disponível a nível de segundo grau. Mais não saberia dar continuidade no conteúdo do ensino médio sem ter que trabalhar tal assunto.*

P. 3: *O conceito de mol é muito abstrato para o aluno e assim é extremamente difícil para o professor, uma vez que os livros didáticos que servem de apoio deixam muito a desejar.*

P. 4: *Pela minha inexperiência não me sinto em condições de fazê-lo.*

P. 5: *Tenho me questionado sobre algumas aprendizagens no ensino médio. Atualmente acredito que devemos perguntar “Para que”? nosso aluno precisa de um conteúdo e não de outro. Pensando no “para quê?” poucos vão utilizar, a não ser aqueles que vão dar continuidade ao aprendizado científico, vão para a universidade. Mas ao mesmo tempo se o ensino médio se limitasse a ensinar mol somente para interpretar reações químicas não seria mais interessante do que ficar resolvendo cálculos com números tão pequenos que fogem a nossa imaginação. Procurar dar ao ensino um contexto menos misterioso e mais real.*

P. 6: *O aprendizado é importante porque o aluno não consegue aprender, fazer cálculo estequiométrico, titulação e não consegue estudar concentração. É a primeira vez que leciono mol no meu programa, porque não conseguimos chegar no conteúdo.*

P. 7: *Quando se deseja descobrir a quantidade teórica presente de um determinado reagente para uma reação qualquer, podem ser utilizadas determinadas unidades expressas em quantidade de matéria (mol). Ao se ter curiosidade sobre o que acontece até em uma fórmula de qualquer composto seja líquido ou sólido pode expressar sua Relação com o número de mols.*

SUMÁRIO

1 INTRODUÇÃO	12
1.1 Motivações e justificativas para o trabalho	26
1.1.1 <i>A importância do professor pesquisador</i>	26
1.1.2 <i>Justificativas</i>	32
2 O ESTADO DA ARTE DO TEMA “MOL” NO ENSINO/APRENDIZAGEM DA QUÍMICA	39
2.1 Concepções de alunos – dificuldades de aprendizagem dos conceitos quantidade de matéria e mol	40
2.2 Concepções dos professores sobre os conceitos de mol e quantidade de matéria ..	44
2.3 O conteúdo dos livros didáticos	50
2.4 Algumas considerações para esta seção	51
3 A IMPORTÂNCIA DA HISTÓRIA E DA FILOSOFIA DA CIÊNCIA NO ENSINO DAS CIÊNCIAS	54
3.1 Concepções dos professores sobre a natureza da Ciência	57
3.2 Por que e como utilizar a história e a filosofia da ciência no ensino das Ciências ..	64
3.3 Algumas considerações para esta seção	69
4 PROPOSTA DE ABORDAGEM HISTÓRICA	71
4.1 Séculos XVIII e XIX: Revolução na economia e na política	72
4.2 As relações entre a ciência, a técnica e a produção	77
4.3 O longo vaguear da teoria atômica	81
4.4 A Teoria de Dalton	90

4.5 A polêmica de Gay-Lussac e Dalton	101
4.6 O Congresso de Karlsruhe.....	111
4.7 O panfleto de Cannizzaro	112
4.8 E os átomos existem.....	114
4.9 O termo mol – uma aproximação histórica.....	119
4.10 Introdução da grandeza “quantidade de matéria”	124
4.11 O termo mol – um novo significado.....	115
4.12 Relações entre a quantidade de matéria (n) e outras grandezas.....	129
5 CONCLUSÕES.....	135
REFERÊNCIAS	141
APÊNDICES	147
ANEXOS	149