

Universidade de São Paulo
Instituto de Física
Instituto de Química
Instituto de Biociências
Faculdade de Educação

***A CONSTRUÇÃO DA TEORIA ATÔMICA DE
DALTON COMO ESTUDO DE CASO
– e algumas reflexões para o ensino de química***

Hélio Elael Bonini Viana

Orientador: Prof. Dr. Paulo Alves Porto

Dissertação de mestrado apresentada ao Instituto de Física, ao Instituto de Química, ao Instituto de Biociências e a Faculdade de Educação da Universidade de São Paulo, para a obtenção do título de Mestre em Ensino de Ciências.

Banca examinadora:

Paulo Alves Porto (orientador — IQ-USP)
Carmen Fernandez (IQ-USP)
Maria Helena Roxo Beltran (PUC/SP)

São Paulo
2007

FICHA CATALOGRÁFICA
Preparada pelo Serviço de Biblioteca e Informação
do Instituto de Física da Universidade de São Paulo

Viana, Hélio Elael Bonini

A Construção da Teoria Atômica de Dalton como
Estudo de Caso – e Algumas Reflexões para o Ensino de
Química - São Paulo, 2007.

Dissertação (Mestrado) - Universidade de São
Paulo. Instituto de Química. Departamento de Química
Fundamental

Orientador: Prof. Dr. Paulo Alves Porto

Área de Concentração: Ensino de Ciências

Unitermos: 1. Teoria Atômica; 2. História da Ciência;
3. Ensino de Química

USP/IF/SBI-045/2007

Resumo

Apresentamos um estudo de caso, abordando como Dalton – motivado por seu interesse pelos fenômenos atmosféricos e empregando uma peculiar interpretação do corpuscularismo newtoniano – construiu uma teoria atômica quantitativa mediante a utilização de dados provenientes de estudos sobre transformações químicas. Apesar de não ser possível reconstituir com exatidão a trajetória que levou Dalton à determinação das massas atômicas relativas (devido à insuficiência de documentos, bem como à inconsistência dos relatos deixados por Dalton e seus contemporâneos), o processo construtivo da teoria atômica daltoniana revela-se como caso exemplar da complexidade da atividade científica. Alguns pontos são destacados, como a importância da questão da composição da atmosfera no desenvolvimento das teorias com que Dalton procurou explicar o comportamento das misturas gasosas. A partir dessas investigações, Dalton recorreu à chamada “regra da máxima simplicidade” para estabelecer uma conexão entre os dados quantitativos de composição química e os átomos, postulando fórmulas para os compostos considerados. Muitas críticas foram tecidas às idéias de Dalton, que devem ser entendidas no contexto dos debates científicos da época. Dalton viu aumentar o número de adeptos a sua teoria à medida que foram surgindo observações experimentais que podiam ser explicadas aplicando-se o modelo por ele desenvolvido. Assim, considerando-se a riqueza de possibilidades didáticas desse estudo de caso, procedemos também a uma breve análise de como a teoria atômica de Dalton é abordada em livros didáticos utilizados no ensino superior. Concluímos que o estudo, com alguma profundidade, desse episódio da história da ciência, poderia propiciar aos estudantes de química não apenas uma aprendizagem mais significativa dos conceitos envolvidos, mas também reflexões valiosas a respeito da própria natureza do conhecimento científico.

Abstract

A case study is presented, focusing on the development of Dalton's quantitative atomic theory. Dalton was first motivated by the study of atmospheric phenomena, and was strongly influenced by Newtonian corpuscularism. With this background, Dalton built a quantitative atomic theory by means of data on the masses involved in chemical transformations. The exact pathway that led Dalton to the determination of relative atomic weights can not be established – due to the lack of historical documents, and to the inconsistency of the available records left by Dalton and his contemporaries. In spite of such difficulty, it is clear that the process of construction of Dalton's atomic theory is an exemplary case of the complexity of the scientific activity. Some points are highlighted in this work, such as the problem of the composition of the atmosphere, which led Dalton to develop theories to explain the behavior of gaseous mixtures. From these investigations, Dalton got to the so-called “rule of greatest simplicity”, through which he established a connection between the quantitative data on chemical composition and the atoms, by postulating formulas for the compounds. Dalton's ideas were object of severe criticism in his time, which must be understood in the context of the contemporary scientific debates. However, as experimental observations that could be explained by applying Dalton's theory grew in number, he gained more adepts to his ideas. Considering the richness of possible didactic discussions that could be raised by this case study, this work also includes a brief analysis of how Dalton's atomic theory is approached in textbooks used in undergraduate chemistry courses. We conclude that the in-depth study of this episode of the history of science could help chemistry students not only to develop a more meaningful learning of the involved concepts, but also to reflect on the nature of the scientific knowledge.

Parece-me provável que Deus, no início, formou a matéria em partículas sólidas, maciças, duras, impenetráveis e móveis, de tamanhos e formatos tais, e com tais outras propriedades, e em tal proporção, de modo a melhor conduzi-las à finalidade para a qual Ele as formou; e que essas partículas primitivas, sendo sólidas, são incomparavelmente mais duras do que quaisquer corpos porosos compostos por elas. São tão duras que nunca se desgastariam ou se quebrariam. Nenhum poder comum seria capaz de dividir o que o próprio Deus fez Um, na primeira criação.

Isaac Newton

Obrigado Deus, por me ajudar a tornar um sonho de menino realidade...

Dedico este trabalho a minha mãe Neusa, a minha querida Dona Maria (minha segunda mãe) e a sua iluminada família, ao meu irmão João Victor e ao meu pai Adair Viana: sem vocês eu não teria chegado até aqui...

Agradecimentos

Agradeço a todos professores que eu tive durante o mestrado: Prof. Luiz Roberto Pitombo (*In memoriam*), Prof.^a Maria Eunice Ribeiro Marcondes, Prof. Alberto Villani, Prof. Maurício Pietrocola, Prof. Marcos Garcia Neira e Prof.^a Miriam Krasilchik.

Agradeço as professoras Luciana Zaterka e Carmen Fernandez pelos apontamentos durante a minha qualificação.

Agradeço a todos os membros do GEPEQ pela atenção e paciência que tiveram comigo.

Agradeço aos meus colegas de pós-graduação (em especial o Fábio Luis, Erivanildo, Marcos, Leonardo e Thales) pela paciência que tiveram comigo durante os congressos.

Agradeço a todos os meus colegas do colégio Albert Sabin pelos ensinamentos úteis ao meu amadurecimento profissional.

Agradeço ao Prof. Carlos Walter Dorlass, brilhante profissional, com o qual tive a oportunidade de reaprender a ensinar.

Agradeço em especial ao Prof. Paulo Alves Porto, excepcional orientador, professor e ser humano, do qual eu me tornei fã para a vida inteira.

Sumário

INTRODUÇÃO.....	1
1. O PROCESSO CONSTRUTIVO DA TEORIA ATÔMICA DE JOHN DALTON	
1.1 Um pouco sobre John Dalton.....	6
1.2 O corpuscularismo newtoniano.....	16
1.3 A primeira lei das misturas gasosas e a lei das pressões parciais.....	23
1.4 Versões para a origem do atomismo quantitativo de John Dalton.....	26
1.4.1 A multiplicidade de versões.....	26
1.4.2 Versão de Thomas Thomson.....	27
1.4.3 Versão de Henry.....	27
1.4.4 Versão de Roscoe-Harden.....	28
1.4.5 Versão de Meldrum.....	29
1.4.6 Versão de Nash.....	30
1.4.7 Versão de Locke.....	31
1.4.8 Refletindo sobre as versões.....	32
1.5 Um modelo para as combinações químicas.....	33
1.6 Da lei de Henry para a teoria atômica quantitativa.....	38
1.7 Desenvolvimento da teoria de Dalton – a quantificação das massas atômicas.....	48
2. APLICAÇÕES PARA A TEORIA ATÔMICA DE DALTON	
2.1 Introdução.....	63
2.2 A lei das proporções definidas.....	64
2.3 A lei das proporções equivalentes.....	66
2.4 A lei das proporções múltiplas.....	70
2.5 A teoria de Dalton em seu tempo.....	73
3. O DESENVOLVIMENTO DA TEORIA ATÔMICA DALTONIANA COMO ESTUDO DE CASO – REFLEXÕES PARA O ENSINO DE QUÍMICA	
3.1 Introdução.....	74
3.2 Análise dos livros didáticos.....	78
3.2.1 Origens da teoria atômica daltoniana.....	78
3.2.2 O conceito de modelo atômico.....	80
3.2.3 As massas atômicas relativas.....	82
3.2.4 A lei de Dalton das Pressões Parciais.....	83
3.3 Uma proposta para o ensino da teoria atômica daltoniana.....	84
4. CONSIDERAÇÕES FINAIS.....	87
5. REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	91

Introdução

Mesmo com o término do ensino superior, a teoria atômica daltoniana ainda era concebida por mim de maneira compartimentada, ou seja, as interligações entre o modelo atômico de Dalton, a lei das pressões parciais e o conceito de massas atômicas não eram claras. Esta questão era para mim motivo de inquietação: quais seriam as relações entre os vários aspectos do trabalho de Dalton?

Em trabalho recente elaborado por Cheloni, Leme e Porto (2006), verificou-se que Dalton é citado por químicos em formação inicial de uma forma superficial – aspectos essenciais da teoria atômica daltoniana, como a quantificação dos átomos, não foram citados pelos alunos pesquisados.

A transformação desse quadro requer a efetiva implementação das *Diretrizes Curriculares Nacionais para os Cursos de Química*, expressas no Parecer 1303/2001 (CNE/CES). De acordo com essas diretrizes, são necessárias mudanças nos currículos vigentes dos cursos de química, já que estes não vêm formando profissionais com o perfil desejado para enfrentar os desafios da atualidade:

Os currículos vigentes estão transbordando de conteúdos informativos em flagrante prejuízo dos formativos, fazendo com que o estudante saia dos cursos de graduação com "conhecimentos" já desatualizados e não suficientes para uma ação interativa e responsável na sociedade, seja como profissional, seja como cidadão (Brasil, Ministério da Educação, 2001).

Entre as habilidades desejáveis para esse cidadão e profissional de química, o mesmo parecer estabelece que ele deve ser capaz de:

Reconhecer a Química como uma construção humana e compreender os aspectos históricos de sua produção e suas relações com os contextos culturais, socioeconômico e político (Brasil, Ministério da Educação, 2001).

Com o intuito de satisfazer essas diretrizes, este trabalho foi concebido de modo a buscar o aprofundamento de um estudo de caso: como se desenvolveu a teoria atômica de Dalton? Investigar essa questão pode ajudar a consolidar conceitos e a desenvolver visões não ingênuas sobre a natureza da ciência. Esse processo pode propiciar a proposição de novas alternativas para a discussão da teoria atômica de Dalton diante dos programas e bibliografias recomendadas pelos cursos de química. Não temos aqui o intuito de fazer um levantamento de todos os assuntos contemplados por Dalton em suas pesquisas. Estamos sim interessados em ilustrar, a partir da utilização de fontes primárias e secundárias confiáveis¹, o processo de construção da teoria atômica de Dalton, contemplando, conforme já mencionamos, as intersecções entre os temas que compõem a teoria.

Não devemos esquecer, em momento algum, da distância, de aproximadamente dois séculos, que separam os dias atuais do início do século XIX. Essa distância torna necessárias algumas ressalvas: não adianta analisarmos os dados à luz dos conhecimentos de nossa época, apesar desta influência ser inerente – somos indivíduos que vivemos no início do século XXI. Temos que procurar nos envolver com o processo construtivo dessa teoria e com seu desenvolvimento epistemológico para que possamos minimizar a participação dessa distância de dois séculos na análise desse capítulo da história da ciência. Dessa forma, conseguiremos fazer história da ciência de forma mais fidedigna.

Dalton possuía certas motivações intrínsecas – como a compreensão da atmosfera, conforme veremos a seguir – que o levaram a elaborar uma teoria atômica baseada no modelo newtoniano com o qual ele teve contato e para o qual desenvolveu uma interpretação peculiar. Dessa maneira, Dalton reconstruiu o atomismo, relacionado com uma ciência que ganhou notoriedade no século XVIII: a química. Chamaremos

¹ Uma dificuldade envolvida no estudo é que cerca de 75 % dos originais de Dalton foram queimados durante a Segunda Guerra Mundial.

esse atomismo, no qual os átomos apresentam valores respectivos de massas atômicas relativas, de quantitativo. A construção do atomismo quantitativo, que poderia ser considerado simples aos olhos de um observador pouco atento, foi permeada por diversos embates científicos, constituindo um passo essencial para o desenvolvimento tanto da química quanto da física no século XIX.

O processo epistemológico envolvido na construção da teoria atômica daltoniana é marcado pela sua descontinuidade, ou seja, é marcado por idas e vindas. Em virtude de possuir interesses, assim como outros filósofos naturais e cientistas do período, que perpassavam diferentes áreas da ciência, Dalton mudou o seu foco de pesquisa seguidamente. Sua teoria é assim marcada por uma miscigenação de conceitos das mais interessantes, sendo extremamente rica em termos de interligações entre aspectos macroscópicos e modelos explicativos microscópicos.

No presente trabalho, a compreensão da teoria atômica daltoniana utilizará como fonte primária uma reprodução da primeira edição de *A New System of Chemical Philosophy* e alguns artigos de Dalton, os quais podem ser encontrados na Internet (<http://web.lemoyne.edu/>, no link “*atomic hypothesis and discrete nature of matter*”). É interessante destacar que a primeira edição de *A New System of Chemical Philosophy*, publicada em 1808, apresenta poucas páginas dedicadas à explicação da teoria atômica (pp. 162 – 168). Como fontes secundárias principais, utilizamos os trabalhos de John R. Partington (1961, 1962), Leonard Nash (1950, 1956), Arnold Thackray (1966, 1970), Robin Fleming (1974), Theron Cole Jr. (1978) e Alan J. Rocke (2005). Partington apresenta informações interessantes sobre Dalton e sua teoria atômica, apesar de desconsiderar fatores externos à ciência — o que faz com que suas interpretações possam ser criticadas à luz da nova historiografia da ciência. Nash procura focar sua pesquisa na origem do atomismo quantitativo de Dalton, evidenciando o papel do estudo da solubilidade dos diferentes gases em água no processo de construção dessa teoria. Para Cole Jr., a explicação das diferentes solubilidades seria somente uma das possíveis aplicações para as massas atômicas relativas. Thackray demonstra claramente em seu trabalho a preocupação em evidenciar as interconexões existentes entre as idéias de Isaac Newton (1642 – 1727) e as idéias de Dalton, retratando o processo de desenvolvimento histórico das explicações para as combinações químicas. Já Fleming retrata as relações existentes entre a primeira teoria das misturas gasosas desenvolvida por Dalton, sua segunda teoria e o papel das combinações químicas na construção do modelo. Por fim, Rocke, em um trabalho mais recente (2005), destaca as várias

hipóteses para a origem do atomismo: uma readaptação do corpuscularismo newtoniano, dedutivas (a partir dos equivalentes de Richter, da primeira teoria das misturas gasosas ou da segunda teoria das misturas gasosas) e indutivas (a partir das combinações de hidrocarbonetos ou dos óxidos de nitrogênio), refletindo sobre os caminhos tomados por Dalton. Mediante essa diversidade de enfoques, e considerando também o fato de alguns desses autores possuírem pontos de vista contrários acerca de certos temas (como é o caso de Fleming e Thackray), procuramos desenvolver nossa própria concatenação de algumas idéias, buscando uma interpretação para o processo de construção da teoria atômica de Dalton que permita uma reflexão sobre a forma como esse tema é apresentado na formação inicial do profissional de química.

Tendo em vista a importância não só dos conceitos científicos (perspectiva internalista), como também dos contextos em que ocorreram as construções desses conceitos (perspectiva externalista), adotaremos a abordagem recomendada pela nova historiografia da ciência². De acordo com essa abordagem, consolidada a partir dos trabalhos de Thomas Kuhn na década de 1960³, a dicotomia internalismo *versus* externalismo encontra-se superada, pois ambas as perspectivas são necessárias para a compreensão da história da ciência, levando-se em conta a complexidade de cada episódio da construção da ciência em seu devido contexto.

Baseada no referencial teórico adotado, esta dissertação busca apresentar como Dalton – inspirado inicialmente por concepções corpuscularistas newtonianas – conseguiu construir um atomismo quantitativo, no qual o conceito fundamental são as massas atômicas relativas. Assim, o processo construtivo dessa teoria será discutido no primeiro capítulo desse trabalho, enquanto as aplicações encontradas para a mesma serão esclarecidas no capítulo seguinte. A partir das considerações tecidas nesse estudo de caso, buscaremos fazer algumas reflexões a respeito de como a teoria atômica daltoniana vem sendo trabalhada no ensino superior. Procuramos identificar os livros didáticos recomendados em diferentes cursos de graduação em química, e então propusemos algumas reflexões baseadas na comparação entre nosso estudo de caso e as abordagens encontradas nesses manuais de ensino. Por fim, os resultados obtidos dessa comparação sugerem alguns novos caminhos para a aprendizagem de conceitos

² Para um panorama atual da nova historiografia, vide A.M. Alfonso- Goldfarb e M.H.R Beltran orgs., *Escrevendo a História da Ciência*.

³ Vide A. G. Debus, “A ciência e as humanidades: a função renovadora da indagação histórica” (1991).

correlatos à teoria atômica daltoniana, assim como a discussão de aspectos da natureza científica.

Capítulo 1

O processo construtivo da teoria atômica daltoniana

1.1 – Um pouco sobre John Dalton (1766 – 1844)

Primeiramente, antes de discutir a teoria atômica de Dalton, é importante conhecermos um pouco da vida deste filósofo natural no período anterior a 1801 – data da divulgação de sua primeira teoria para as misturas gasosas. Este marco é relevante para nós, pelo fato de considerarmos essa teoria como sendo o primeiro passo dado por Dalton rumo a sua teoria atômica.

John Dalton nasceu em 1766 em Eaglesville (Inglaterra) e foi educado como membro da *Sociedade dos Amigos* (grupo protestante surgido em meados do século XVII, cujos adeptos ficaram conhecidos como *quakers*⁴). Aos doze anos começou a lecionar, quando ainda iniciava os seus estudos de matemática com Elihu Robinson, o qual manifestava interesse em filosofia natural e meteorologia. Foi possivelmente nessa época que Dalton iniciou a leitura de livros voltados para a divulgação do

⁴ Os *quakers* são uma seita cristã originada, entre tantas outras, na Inglaterra do século XVII, em um período em que anseios de liberdade se manifestavam em diversos níveis. A reação contra a Igreja oficial encontrava apoio, por exemplo, na afirmação de interpretações próprias da Bíblia; outra manifestação desse pensamento oferecia a possibilidade de conceber a investigação dos segredos da Natureza como forma de conhecer as obras de Deus. Ao contrário de outras seitas radicais do período, o quakerismo sobreviveu, caracterizando-se como um grupo com hábitos próprios, cultuando o recolhimento (através do qual o indivíduo poderia entrar em contato com Deus) e a pureza moral – prática ativa do pacifismo, da solidariedade e da filantropia (Hill, 1987).

newtonianismo, iniciando assim a construção dos seus conhecimentos científicos (Partington, 1962).

Dois anos mais tarde, Dalton mudou-se para Kendal, cidade na qual permaneceria por doze anos. Em Kendal, Dalton, além de ministrar aulas em uma escola *quaker*, apresentou conferências para um público interessado em ciências e adquiriu um hábito que manteve pelo resto de sua vida: anotar de modo sistemático dados sobre fenômenos atmosféricos. Segundo Partington, entre 1784 e 1794, Dalton contribuiu com soluções para problemas matemáticos publicados no *Gentleman's Diary*, e com respostas científicas gerais para o *Ladie's Diary*, ambos periódicos destinados ao público leigo. Em 1792, Dalton teria afirmado que a aurora boreal é um fenômeno magnético governado pelo magnetismo da Terra.

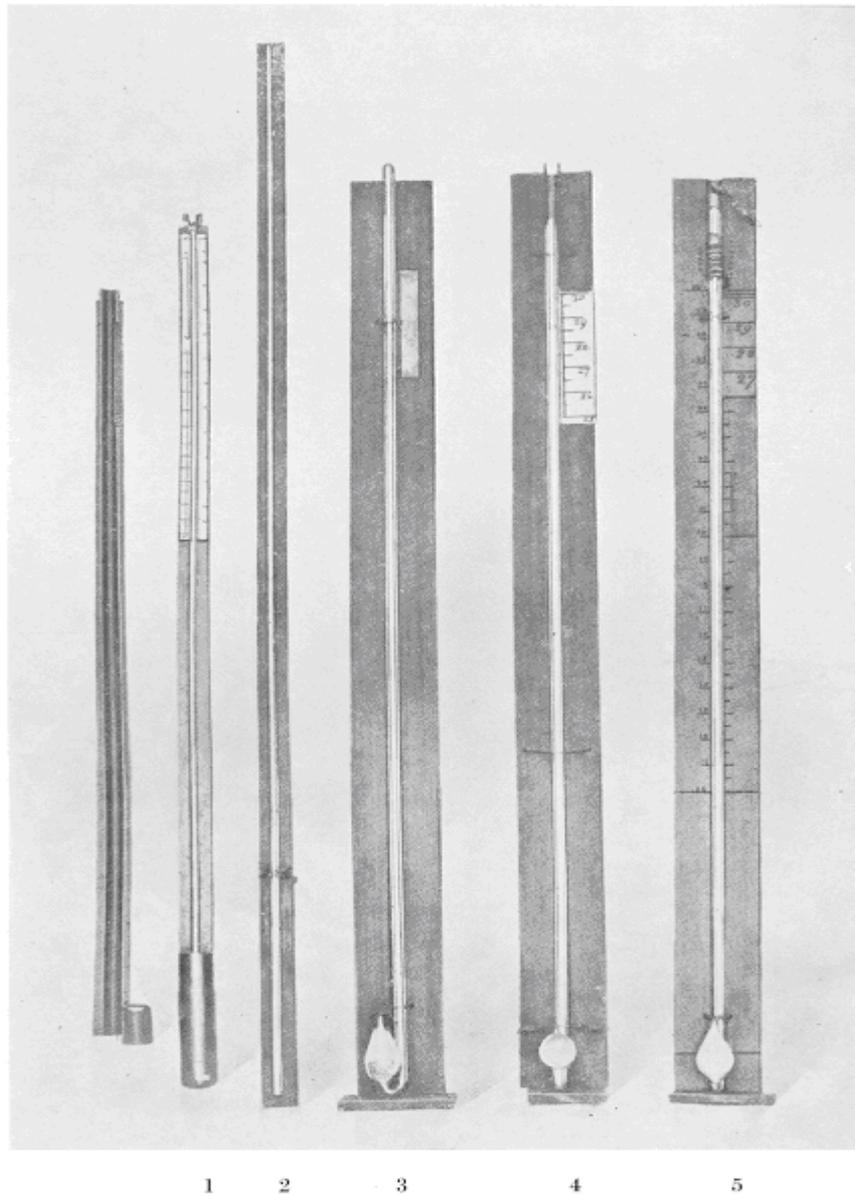


Figura 1 - John Dalton (1766 – 1844) [www.mayoclinic.org, consultado em maio de 2007].

Em 1793, Dalton chegou a Manchester através da indicação de pessoas influentes de Kendal (dentre as quais destacava-se um intelectual *quaker*, John Gough), passando a trabalhar como tutor de matemática e filosofia natural (Ferraz, 2001). Para Thackray, a formação matemática fez com que Dalton desenvolvesse o “hábito de olhar todos os fenômenos experimentais sob um ponto de vista matemático”. No mesmo ano, Dalton lançou o seu primeiro livro, *Meteorological Observations and Essays*, o qual tratava de suas pesquisas sobre a atmosfera. Muitas das observações feitas por Dalton, descritas nesse livro, foram feitas com os instrumentos ilustrados na figura 2 (Hartley, 1967). Algumas constatações essenciais para a sua futura teoria atômica também datam desse ano:

O vapor de água (e provavelmente os outros líquidos) existe em todos os lugares da atmosfera e é capaz de levar qualquer proporção de frio sem uma total condensação; e que o vapor existente na atmosfera é a mesma coisa que o vapor obtido a 212°F ou acima dessa temperatura. Se nós adotarmos a opinião, a qual para mim parece a mais provável, de que a água evaporada não está combinada quimicamente com os fluidos aéreos, mas existe como um peculiar fluido difuso dentre os outros, o fenômeno da chuva e da evaporação podem ser facilmente explicados (Dalton, *Meteorological Observations and Essays*, 1793; citado por Partington, *A History of Chemistry*, 1961, p. 762⁵).

⁵ Todas as traduções feitas nesta dissertação, caso não haja indicação em contrário, foram feitas por nós.



Legenda

1— Barômetro de montanha com um termômetro acoplado, feito para Dalton por Lawrence Buchan.

2— Manômetro fixo em um quadro de madeira, dividido e numerado por Dalton.

3— Barômetro feito por Dalton consistindo de um tubo de vidro inclinado até a parte inferior, o qual possui um furo conectado com um bulbo que serve como um reservatório de mercúrio.

4 e 5 — Instrumentos similares, mas contendo pequena quantidade de líquido sobre o mercúrio, provavelmente indicando que foram utilizados em experimentos de tensão superficial.

Figura 2 – Instrumentos utilizados por John Dalton (Hartley, 1967).

Com base nessas afirmações, podemos concluir que Dalton estaria inclinado a descartar a hipótese do vapor de água estar combinado quimicamente com os outros gases da atmosfera. No final do século XVIII, muitos cientistas, influenciados pelas idéias acerca da afinidade química⁶, acreditavam que a atmosfera era uma combinação química dos vários gases. Segundo Thackray (1970), já nessa época Dalton considerava a evaporação e a condensação do vapor de água como sendo fenômenos não relacionados aos efeitos da afinidade química – o vapor de água deveria estar difuso entre os outros gases da atmosfera. Esse distanciamento de Dalton em relação aos preceitos da afinidade química pode ser explicado pelo fato de Dalton nunca ter passado por uma educação formal em química.

No ano seguinte à sua chegada em Manchester, Dalton começou a ensinar química, usando como livro texto o *Elements of Chemistry* – tradução inglesa do tratado de Antoine Laurent Lavoisier (1743 – 1794). Ingressou então na *Literary and Philosophical Society* da cidade, da qual se tornou secretário em 1800 e presidente em 1817 (Ferraz, 2001). Dessa maneira, ao ministrar aulas de química, Dalton estaria começando a se aprofundar (considerando o exercício da função docente como algo que estimula a metacognição) na compreensão do trabalho de Lavoisier. Esses conhecimentos, como veremos na seqüência deste capítulo, serão importantíssimos para a consolidação de sua teoria atômica.

O alto índice pluviométrico da cidade de Manchester propiciava a Dalton, constantemente, uma quantidade enorme de dados meteorológicos. De posse desses dados, Dalton buscava determinar, mediante o uso de estatísticas, a relação entre o vapor de água, os gases presentes na atmosfera e o calor. É importante ressaltar que no final do século XVIII a composição da atmosfera (majoritariamente gás nitrogênio, gás oxigênio, gás carbônico e vapor de água – de acordo com a nomenclatura usada atualmente) já era conhecida. O gás carbônico foi identificado em 1754 por Joseph Black (1728 – 1799) – que o chamou de *ar fixo* – através de seus experimentos com *magnésia alba*⁷ e calcário, o nitrogênio foi descrito por seu discípulo Daniel Rutherford (1749 – 1819) em 1772, e o oxigênio na mesma década foi “inventado” por Lavoisier.⁸

⁶ Este termo será discutido com mais detalhes mais adiante nesta dissertação.

⁷ Atual carbonato de magnésio (MgCO₃).

⁸ Na mesma época, outros cientistas – como Priestley, Scheele e Cavendish – também descreveram as propriedades do que hoje chamamos gás nitrogênio (nomenclatura adotada a partir de 1790); todavia, D. Rutherford foi o primeiro a publicar os seus trabalhos. Todos esses

Para entender o uso do termo “inventado” (seguindo sugestão de T. Kuhn [1970]), em vez de “descoberto”, temos de buscar compreender um pouco do trabalho de Lavoisier sobre a composição da atmosfera (Lavoisier, 1965 [1790]). Em 1772, em carta selada depositada na Academia de Ciências de Paris, Lavoisier afirmou que uma parte do ar seria fixada durante a combustão e a calcinação. Em 1774, Lavoisier recebeu em Paris o cientista inglês Joseph Priestley (1733 – 1804). Nesse encontro, Priestley descreveu a preparação do *ar desflogisticado*⁹. Para obter esse ar, Priestley havia aquecido o *mercurius calcinatus per se* (atualmente conhecido como óxido de mercúrio [II]) com uma lente ustulatória. O ar obtido foi capaz de avivar a chama de um pedaço de madeira e conservar a vida de ratos mantidos em recipiente fechado por mais tempo do que o ar comum. Com o intuito de testar a pureza do novo ar, Priestley o fez reagir com *ar nitroso*¹⁰, e verificou que o novo ar era cinco ou seis vezes mais puro do que o ar comum. Entretanto, como fiel seguidor da teoria do flogístico¹¹, Priestley tinha uma concepção para as reações químicas que prescindia da existência de uma substância com as características do oxigênio. Assim, em 1777, Lavoisier, com base na reprodução dos experimentos de Priestley e nos seus conhecimentos anteriores, conseguiu elaborar o que poderíamos chamar de “teoria do oxigênio”. Após ser informado dos experimentos realizados por Henry Cavendish, Lavoisier passou a reproduzi-los, executando assim a síntese e a análise da água. A realização desses experimentos permitiu a Lavoisier ter uma nova idéia a respeito dos constituintes majoritários da atmosfera: extraindo o gás oxigênio do ar mediante a combustão de um metal, a mistura resultante seria constituída basicamente por azoto (gás nitrogênio).

Com base nessa nova teoria, Lavoisier conseguiu interpretar os experimentos dos pneumaticistas sob o ponto de vista da participação do oxigênio nas combustões e calcinações e romper com o paradigma vigente até então: a teoria do flogístico. O novo referencial teórico estabelecido por Lavoisier incluía, ainda, a elaboração de uma nova nomenclatura química, o estabelecimento da conservação da massa como princípio fundamental da química, e uma definição operacional de elemento químico – temos um elemento químico quando atuamos sobre a matéria e não conseguimos separá-la em

autores trabalhavam dentro do panorama da teoria do flogístico; assim, suas observações foram posteriormente reinterpretadas por Lavoisier.

⁹ Ar desflogisticado era o nome dado por Priestley ao que hoje chamamos gás oxigênio.

¹⁰ Hoje chamado monóxido de nitrogênio.

¹¹ A teoria do flogístico, desenvolvida por Stahl no século XVIII, concebia que uma substância (o flogístico) era despreendida durante a queima. Vide Ferraz (1991).

partes mais simples (Lavoisier, 1790). Além dos químicos já citados, outros cientistas como Humphry Davy (1778 – 1829), Nicolas Theodore de Saussure (1767 – 1845) e Richard Kirwan (1733 – 1812) divulgaram experimentos para a determinação e quantificação dos gases constituintes da atmosfera, e foram citados por Dalton em um artigo que abordaremos a seguir.

Todas essas discussões sobre a composição da atmosfera viriam a influenciar Dalton, que, como vimos, nutria grande interesse pelos fenômenos atmosféricos. Em um trabalho lido diante da *Literary and Philosophical Society of Manchester* em novembro de 1802, intitulado “Experimental Enquiry into the Proportion of Several Gases or Elastic Fluids Constituting the Atmosphere”, Dalton relata diversos métodos descritos por estudiosos para a determinação da composição atmosférica. Para obter a massa relativa de gás oxigênio na atmosfera, Dalton cita diversos métodos baseados na combinação do gás oxigênio do ar com alguma outra substância:

1. Mistura de gás nitroso e ar sobre água;
2. Exposição de uma solução de sulfeto de potássio ou de cálcio ao ar, com ou sem agitação;
3. Explosão de gás hidrogênio e ar pela eletricidade;
4. Exposição do ar a uma solução verde de sulfato ou de cloreto de ferro, fortemente impregnada com o gás nitroso;
5. Queima de fósforo no ar.

Dalton relata que todos os métodos mencionados parecem levar a uma redução de 21% em uma dada quantidade de ar atmosférico, destacando que alguns cientistas obtiveram variações nesse percentual (situando-se sempre na faixa de 20 a 30%) ao quantificar o oxigênio em diferentes datas e locais.

Dentre os vários métodos destacados, o método 1 recebeu uma atenção especial de Dalton. Esse método permitia, a partir de óxidos de nitrogênio, estimar os percentuais dos gases nitrogênio e oxigênio na atmosfera. As citações abaixo nos fornecem uma clara visão de sínteses envolvendo os óxidos de nitrogênio, bem como da determinação dos percentuais do oxigênio e do nitrogênio na atmosfera:

1. Gás nitroso pode ser obtido puro a partir do ácido nítrico, diluído com uma igual quantidade de água, adicionado sobre cobre ou mercúrio; pouco ou nenhum calor artificial deve ser aplicado. O último produto gasoso obtido dessa maneira não contém nenhuma porção sensível de gás azoto; pelo menos, ele [o gás nitroso] pode facilmente ser obtido com menos do que 2 ou 3 por cento daquele gás. (...)
 2. Se 100 medidas de ar comum forem colocadas com 36 medidas de gás nitroso puro em um tubo com 3/10 de polegada de diâmetro e 5 polegadas de comprimento, depois de alguns minutos o volume total será reduzido para 79 ou 80 medidas, e não exibirá nenhum sinal de gás oxigênio ou de gás nitroso.
 3. Se 100 medidas de ar comum forem admitidas com 72 de gás nitroso em um recipiente largo sobre água, de modo a formar uma fina camada de ar, e se usar uma imediata e momentânea agitação, serão encontradas, como anteriormente, 79 ou 80 medidas de gás azoto puro como resíduo.
 4. Se, no último experimento, menos do que 72 medidas do gás nitroso fossem usadas, haveria um resíduo contendo gás oxigênio; se fossem usadas mais do que 72 medidas, então algum gás nitroso residual seria encontrado.
- (Dalton, "Experimental Enquiry into the Proportion of Several Gases or Elastic Fluids Constituting the Atmosphere", 1805, pp.244 – 58.)

O item 2 acima sugere que, a partir desses experimentos relatados por Dalton, o percentual de oxigênio na atmosfera deve estar por volta de 20%. Já o item 3 contém o percentual aproximado de gás nitrogênio: "serão encontradas 79 ou 80 medidas de gás azoto puro como resíduo".

Após discorrer sobre os percentuais de nitrogênio e oxigênio na atmosfera, Dalton voltou o seu foco para outros gases. Para determinar a quantidade relativa de vapor de água na atmosfera, Dalton, influenciado pelo trabalho de Saussure, procurou construir uma tabela (tabela 1), a qual contém a pressão de vapor da água em várias temperaturas (vide 3ª coluna da direita para a esquerda do leitor). No intervalo entre 32°F (ponto de fusão da água ao nível do mar) e 212°F (ponto de ebulição da água ao nível do mar) constatamos o aumento da pressão de vapor, associado ao aumento da concentração de vapor de água no ar. Assim, ao considerarmos a pressão atmosférica ao nível do mar como aproximadamente 30 polegadas de mercúrio (ou 760 mmHg), notamos que a pressão de vapor da água a 72°F (22,2°C) corresponde a 1/59 desse valor. Logo, nessas condições, existiria uma parte de vapor de água para cada 59 partes de ar.

NEW TABLE OF TEMPERATURE.

True equal intervals of temperature	Roots, or intervals of temperature, com. diff. =.4105	Mercury.			Water.	Air.	Vapor.		
		Squares, or measures of temp. on merc. scale from freezing merc.	Same as preceding column, —40° or Fahrenheit's scale	Common Fahrenheit's scale; or preceding column corrected for expansion of glass	Expansion of water as square of temp.	Expansion of air in geomet. progression ratio 1.0179	Force of vapor of water, geom. prog. ratio In. M.	Force of vapor of ether, geom. progr. ratio 1.2278 In. M.	Force of vapor from alcohol irregular Sp. Gr. .87 In. M.
—175°	0 —	0 —	—40° —			692.—			
— 68	4.3803	18.88	—21.12			337.6	.012	.78	
— 58	4.7908	22.94	—17.06			852.5	.016	.96	
— 48	5.2013	27.04	—12.96			867.7	.022	1.18	
— 38	5.6118	31.58	— 8.52			883.3	.028	1.45	
— 28	6.0223	36.24	— 3.76			899.—	.038	1.37	
— 18	6.4328	41.34	1.34			915.2	.050	2.17	.47
— 8	6.8433	46.78	6.78			931.5	.066	2.68	.52
2	7.2538	52.63	12.63		16	948.2	.087	3.30	.58
12	7.6643	58.74	18.74		9	965.2	.115	4.05	.64
22	8.0748	65.21	25.21		4	982.4	.151	4.07	.72
32	8.4853	72.—	32.—	32°	1	1000.—	.200	6.1	.80
42	8.8958	79.1	39.1	39.3	0	1017.9	.264	7.57	.93
52	9.3063	86.6	46.6	47.—	1	1036.1	.348	9.16	1.03
62	9.7108	94.44	54.44	55.—	4	1054.7	.461	11.22	1.3
72	10.1273	102.55	62.55	63.3	9	1073.5	.609	13.77	1.6
82	10.5378	111.04	71.04	72.—	16	1092.7	.804	16.85	2.1
92	10.9483	119.84	79.84	81.—	25	1112.3	1.062	20.65	2.8
102	11.3588	129.02	89.02	90.4	36	1132.2	1.40	25.30	3.6
112	11.7693	138.49	98.49	100.1	49	1152.4	1.85	31.—	4.7
122	12.1798	148.3	108.3	110.—	64	1173.1	2.45	37.98	6.3
132	12.5903	158.5	118.5	120.1	81	1194.—	3.24	46.54	8.2
142	13.0008	169.—	129.—	130.4	100	1215.4	4.27	57.03	10.2
162	13.4113	179.9	139.9	141.1	121	1237.1	5.65	69.88	13.9
162	13.8218	191.—	151.—	152.—	144	1259.2	7.47	85.62	17.9
172	14.2323	202.4	162.4	163.2	169	1281.8	9.87	104.91	22.4
182	14.6428	214.4	174.4	175.—	196	1304.7	13.02	128.5	29.3
192	15.0533	226.5	186.5	186.9	225	1328.—	17.19	167.5	
202	15.4638	239	199.—	199.2	256	1351.8	22.70	198.—	
212	15.8743	252	212.—	212.—	289	1376.—	30.00	236.5	
312	19.9793	399.1	359.1			1643.—	485.—		
412	24.0843	579.8	539.8			1962.—			
512	28.1893	794.7	754.7			2342.—			
612	32.2943	1043.—	1000.—			2791.—			
712	36.3993	1325.—	1295.—			3339.—			

Tabela 1 – Pressões de vapor em várias temperaturas (Dalton, 1964 [1808]).

Com relação ao gás carbônico, Dalton relata em seus apontamentos sua surpresa pelo fato da água de cal extrair rapidamente o gás carbônico do ar, enquanto a água sozinha não retira do ar a quantidade esperada desse gás (Hartley, 1967). Após conhecer os trabalhos de Alexander von Humboldt (1769 – 1859)¹², Dalton passou a esperar a existência de cerca de 1 parte desse gás para cada 1000 partes em massa de ar na atmosfera. Repetindo os experimentos de Humboldt, em diferentes estações do ano, Dalton observou que, se um frasco cheio com 102.400 grãos¹³ de água de chuva fosse esvaziado, e nele fossem adicionados 125 grãos de água de cal, esse frasco sendo fechado e agitado por tempo suficiente, a água de cal seria saturada pelo gás carbônico

¹² Dalton, em seu artigo “Experimental Enquiry into the Proportion of Several or Elastic Fluids Constituting the Atmosphere”, não menciona a data em que Humboldt realizou seus experimentos.

¹³ 1 grão é uma antiga unidade de medida de massa que equivale a aproximadamente 64,8 mg.

contido no ar, ou seja, ocorreria a formação do carbonato de cálcio em quantidades estequiométricas: 125 grãos de água de cal requerem 70 grãos de gás carbônico para a saturação. Os mesmos 70 grãos de gás carbônico estão presentes em 102.400 grãos de ar, correspondendo a 1/1460 do total ou aproximadamente 1/1400. Todavia, como a densidade do gás carbônico é 1,5 vezes maior que a do ar comum, a massa de gás carbônico em um dada quantidade de ar poderia ser considerada aproximadamente 1/1000.

Segundo Dalton, as proporções entre os gases da atmosfera poderiam variar também conforme a altitude:

Se nós considerarmos a atmosfera de azoto como padrão, o gás oxigênio e o ácido carbônico obedecerão a uma razão decrescente em relação a ele à medida que se sobe, e o vapor de água obedecerá a uma razão crescente... Na altitude do Monte Blanc (aproximadamente 3 milhas inglesas) a proporção entre o gás oxigênio e o azoto, em um dado volume de ar, seria de aproximadamente 20 para 80; conseqüentemente, segue-se que, em altitudes usuais, a diferença nas proporções serão pouco ou nada perceptíveis (Dalton, “Experimental Enquiry into the Proportion of Several Gases or Elastic Fluids Constituting the Atmosphere”, 1805, pp.244 – 58).

Em 1799, Dalton apresentou em Manchester um artigo intitulado *Experiments and Observations on the Power of Fluids to Conduct Heat*. Nesse artigo, Dalton desaprovou a teoria de Rumford segundo a qual o calor circulava nos fluidos apenas por convecção, mostrando que a água é um mau condutor de calor. Em 1800, apresentou dois novos trabalhos: *Experimental Essays to determine the expansion of gases by heat, and the maximum of steam of aqueous vapour which any gas of given temperature can admit of; with observations on the common and improved Steam Engines* e *Experiments and Observations on the Heat and Cold produced by the Mechanical Condensation and Rarefaction* (Partington, 1962). Posteriormente veremos como essas discussões sobre o calor foram essenciais para a construção da teoria atômica daltoniana.

Como podemos perceber até aqui, os interesses de Dalton até 1800 estavam diretamente vinculados à atmosfera. Com o intuito de explicar suas observações, Dalton recorreu às suas concepções prévias¹⁴ acerca do corpuscularismo newtoniano. Dessa maneira, para que possamos entender o processo construtivo da teoria atômica

¹⁴ O termo “concepções prévias” refere-se, aqui, aos conhecimentos adquiridos por Dalton no início de sua adolescência.

daltoniana, torna-se essencial nesse ponto a análise das idéias de Newton sobre as partículas.

1.2 – O corpuscularismo newtoniano

Antes de começarmos a discutir sobre o atomismo, temos de considerar que as acepções e conotações desse termo são bastante variadas ao longo dos tempos (Zaterka, 2006, p. 19). Assim, a visão acerca da Natureza e a perspectiva da ciência dos atomistas da Grécia Clássica, por exemplo, são completamente diferentes daquelas de um homem de ciência do século XVII; e esta, por sua vez, é completamente distinta da que temos hoje. Com relação ao atomismo antigo dos filósofos pré-socráticos [Leucipo (ca. 430 – ? a.C.) e Demócrito (ca. 460 – 370 a.C)], de Epicuro (ca. 341 – 271 a.C) e de Lucrecio (ca. 98 – 55 a.C.), de um modo geral podemos caracterizá-lo como considerando que os materiais seriam formados por átomos e vazios, e que os fenômenos da Natureza poderiam ser explicados pela forma, tamanho e movimento dos átomos (Zaterka, 2006, cap. 2). Essas idéias atomistas, concebidas com o propósito de explicar uma Natureza múltipla, tiveram fortes críticos – dos quais o mais célebre foi Aristóteles de Estagira (384 – 322 a.C.). Sua teoria para a matéria propunha que os materiais seriam constituídos por quatro elementos (terra, água, ar e fogo), e repercutiu por longo tempo no cenário científico-filosófico europeu. A larga influência dos trabalhos de Aristóteles eclipsou o atomismo, e fez com que se desenvolvesse na Idade Média a teoria aristotélica dos *minima naturalia* – “as partículas mínimas, teriam, no limite, as propriedades qualitativas que observamos nos corpos” (Zaterka, 2006, p. 14). Posteriormente (século XV), com a redescoberta pelo Ocidente europeu dos trabalhos de Lucrecio, o atomismo começou a sair do ostracismo – porém esbarrando ainda em preceitos religiosos vigentes que o associavam ao ateísmo (Pyle, 1997).

Já no seiscentos, originais teorias corpusculares foram construídas por filósofos naturais – dentre os quais Gassendi, Descartes, Sennert, Boyle e Newton – utilizando a filosofia atomista. Bensaude-Vincent e Stengers (1992) destacam que “Gassendi, na França, e Boyle, na Inglaterra, defenderam no século XVII que os átomos permitem conceber o mundo como uma máquina, submetida à vontade do seu Criador para o qual reverte toda glória” (p. 51). Dessa maneira, aliado a concepções mecanicistas para a matéria, o atomismo foi deixando de ser uma doutrina cujos discípulos eram suspeitos

de ateísmo. Essa nova relação com o cristianismo propiciou uma maior difusão das idéias atomistas¹⁵.

Pierre Gassendi (1592 – 1655) é considerado o filósofo que recuperou o atomismo na modernidade. Esse processo de recuperação não pode ser considerado uma simples cópia, já que Gassendi criticou o epicurismo tradicional: “a ordem do universo não poderia ser explicada por meras combinações fortuitas de átomos, mas, ao contrário, deve-se admitir a existência de Deus” (Zaterka, 2006, p. 14).

Com relação a Descartes (1596 – 1650), Van Melsen destaca que somente as relações matemáticas poderiam ser percebidas na matéria, sendo que matéria e extensão são a mesma coisa. Assim, a teoria corpuscular de Descartes contempla os pontos de vista levantados: “Eu compreendo um corpo, ou uma parte de matéria, como sendo tudo que se move junto” (Descartes, *Principia Philosophia*; citado por Van Melsen, 1952, p. 94). Não existindo a diferenciação entre matéria e extensão, pode-se concluir que o vazio não é admitido por Descartes. Seus corpúsculos seriam, assim, caracterizados por diferentes massas e movimentos sobre um meio material (o éter), os quais poderiam ser expressos por diferentes métodos e tratados matematicamente, ou seja, as propriedades dos materiais seriam governadas por leis matemáticas.

Daniel Sennert (1572 – 1637) procurou aliar a tradição atomista com a dos *minima naturalia*, elaborando uma teoria a qual procurava hierarquizar os constituintes da matéria, e que se encontra descrita no terceiro capítulo de seu *Hypomnemata physica* (1636). Boyle talvez tivesse conhecimento desse trabalho quando elaborou sua teoria corpuscular presente na obra intitulada *The Origin of Forms and Qualities* (1666).

Para Alfonso-Goldfarb (1987), Robert Boyle (1626 – 1691) foi o grande responsável por destacar o valor tanto da teoria de Gassendi como a de Descartes. Além disso, “como bom seguidor dos preceitos de Lord Bacon”, procurou utilizar experimentos para o desenvolvimento de suas teorias. Talvez pela sua forte ligação com dados macroscópicos, Boyle, seguindo a mesma linha que Sennert, elaborou uma teoria corpuscular pela junção de aspectos do atomismo antigo e da teoria dos *minima naturalia*. Dessa maneira, as partículas menores foram consideradas fisicamente indivisíveis e denominadas *prima naturalia*. Os conglomerados dos *prima naturalia* foram denominados corpúsculos secundários, os quais transmitiriam características

¹⁵ A maior difusão das idéias atomistas não foi capaz de torná-las um consenso entre os homens de ciência. Assim, “o pensar em átomos” somente se tornou mais plausível no começo do século XX, justamente quando experimentos davam indícios de sua divisibilidade.

imutáveis às substâncias, sendo as responsáveis pelas suas propriedades. Assim, pensando-se no éter cartesiano, Boyle – não tendo encontrado evidências dele em suas observações – prefere enveredar por outro caminho e admitir a existência, do mesmo modo que Leucipo e Demócrito, do vácuo entre as partículas. Tal hipótese foi favorecida pela construção da primeira bomba de vácuo por volta de 1650 por Otto von Guericke (1602 – 1686), a qual foi reproduzida e aperfeiçoada por Boyle (a partir de 1660).

Apesar da tentativa de compromisso representada pelas obras de Boyle, uma melhor relação entre as tendências experimentalistas e as matemáticas só foi alcançada com Isaac Newton. Já no final do século XVII, Newton utilizou idéias corpuscularistas para a explicação de eventos ocorridos em escala microscópica. Uma hipótese considerada por Newton era de que, da mesma maneira que existiria uma força entre dois planetas, a qual dependia da distância entre eles, também poderia existir uma força entre duas partículas microscópicas. Essa transposição visava uma possível harmonização com a sólida teoria newtoniana desenvolvida para a escala macroscópica. Portanto, Newton procurou explicar as interações entre as partículas, e conseqüentemente as propriedades dos materiais, por intermédio de suas “leis universais” para o movimento dos corpos.

Segundo Thackray (1970), Newton acalentava a possibilidade de transmutação da matéria em sua visão sobre a constituição dos corpos (conforme sugere a figura 3) – pois certas *ultimate particles* seriam comuns a diferentes substâncias (por exemplo, ouro e prata). Essa concepção é muito similar à teoria corpuscular de Boyle: cada *ultimate particle* se comportaria como se fosse uma *prima naturalia*, e cada *first composition particle* seria como um corpúsculo secundário. Por intermédio desse raciocínio, as *first composition particles* seriam idênticas no seio de cada material específico, e seriam as responsáveis pelas propriedades das diferentes substâncias. Newton ainda propôs a existência de *second composition particles*, as quais seriam formadas por agregados de *first composition particles*. Desse modo, podemos constatar que existiria uma escala crescente de composição corpuscular das partículas que constituem os corpos.

Chemistry, Forces, and the Structure of Matter

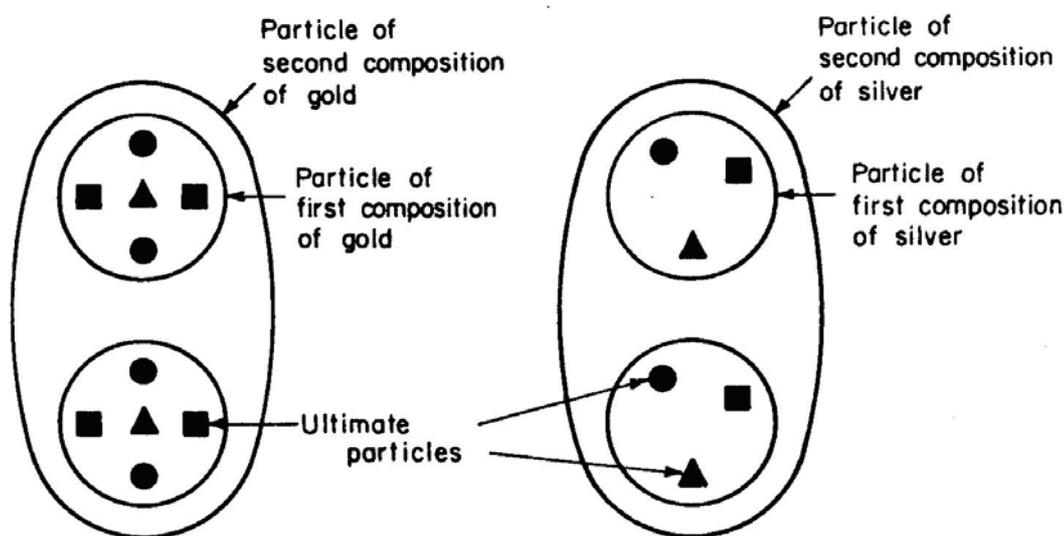


Figura 3 – Estrutura dos corpúsculos de ouro e prata segundo a concepção de Newton (Thackray, 1970).

De acordo com Fleming, Newton supôs que os gases seriam constituídos por partículas as quais somente teriam mais dificuldade de permanecer juntas quando fossem forçadas a ocupar um volume menor. Assim, Newton assumiu que a força de repulsão entre as partículas variava inversamente com a distância, sendo uma força de pequeno alcance. As partículas no modelo newtoniano seriam estáticas, e os movimentos só aconteceriam devido a mudança nas condições. Dessa maneira, a posição relativa das partículas não sofreria mudança, somente a distância entre partículas aumentaria ou diminuiria (Fleming, 1974, p. 561). Assim, os três estados físicos da matéria (sólido, líquido e gasoso) dependeriam da posição relativa das partículas: no estado sólido as partículas estariam mais próximas do que no líquido, sendo que neste as partículas estariam mais próximas do que no estado gasoso.

Segundo Schofield (1981), Newton acreditou no vazio durante grande parte de sua vida. Entretanto, por volta de volta de 1740, para explicar a transmissão do calor e da eletricidade através de um recipiente de vidro, Newton sugeriu a existência de um fluido elástico entre as partículas – o *éter*. As discussões sobre a existência ou não do vazio resultaram em debates científicos que se estenderam até o século XIX.

Para Fleming (1974), Newton especulou que a força repulsora entre as partículas era causada pelo magnetismo, sendo, entretanto, cauteloso sobre a realidade desse

modelo que explicaria o comportamento dos gases. Em seu livro *Principia*, Newton afirmou:

Se os fluidos elásticos realmente consistem de partículas que repelem umas às outras dessa forma é uma questão física. Demonstramos matematicamente aqui a propriedade dos fluidos constituídos de partículas desse tipo, e a partir disso os filósofos podem ter a oportunidade de discutir essa questão (Newton, 1995 [1726], pp. 238 – 239).

A ciência do século XVIII foi fortemente influenciada pelos trabalhos de Newton, que foram eficientemente disseminados na Grã-Bretanha por livros textos e outros materiais de ciências populares, por tratados de teologia natural, e pelo aumento da tradição de conferências sobre filosofia natural (Rocke, 2005). No século XVIII, o corpuscularismo desenvolvido por Boyle e Newton passou a ser chamado por muitos de atomismo. Um dos fatores que contribuíram para essa mudança foi a perda de poder da Igreja para a burguesia. Dessa forma, o uso do termo corpuscularismo, como um disfarce para o atomismo, foi aos poucos deixando de ser necessário. Em meados do século XVIII, filósofos naturais como George-Louis Leclerc – Conde de Buffon (1707 – 1788) e Roger Joseph Boscovich (1707 – 1788), seguindo os passos de Newton, tinham os seus interesses voltados ao cálculo das forças entre as partículas (Thackray, 1970). Assim como os filósofos naturais citados, Bryan Higgins (1737? – 1820?) também fez uso do corpuscularismo newtoniano para a construção de sua teoria atômica, conforme comentou o próprio Dalton: “Bryan Higgins fez uso dessas idéias [corpuscularistas] de Newton” (Dalton, *Nicholson’s Journal*, 1804; citado por Partington, 1962, p. 767).

Segundo Thomas Thomson, o principal trabalho atomista pré-daltoniano foi feito por William Higgins¹⁶(1762 – 1825). No trabalho desse autor já estaria expressa a idéia de que cada elemento possui um tipo de átomo, além de que essas partículas difeririam em massa.

Um bom exemplo de uma representação em perfeita harmonia com o corpuscularismo newtoniano foi a criada por Dalton para explicar o congelamento da água (fig. 4). Através deste exemplo podemos ter uma clara idéia da tentativa de Dalton de explicar a solidificação da água dentro de uma perspectiva da geometrização, ou seja, de desenvolver um modelo explicativo seguindo regras matemáticas – assim como Newton fizera em seus *Principia*. Na figura 4, as esferas dos desenhos 1 e 2

¹⁶ William Higgins era sobrinho de Bryan Higgins.

representam “células unitárias” das partículas de água no estado líquido e no estado sólido, respectivamente. O desenho 3 representa a secção perpendicular de uma esfera sobre duas outras, como as esferas 4 e 8 do desenho 1. Nota-se que a simetria na água líquida não é perfeita, sendo que os átomos são sólidos e estáticos – representados pelo triângulo isósceles do desenho 3. O desenho 4 representa a secção perpendicular de uma esfera sobre duas outras, como as esferas 7 e 5 do desenho 2. Nota-se a simetria perfeita existente entre as partículas de água no gelo – que estão representadas pelo triângulo eqüilátero do desenho 4. O desenho 5 representa o primeiro cristal de gelo formado após o ponto de congelamento da água haver sido alcançado. Por fim, o desenho 6 representa a ramificação do cristal de gelo após o início do congelamento, com as partículas esféricas formando ângulos de 60° ou 120° entre si.

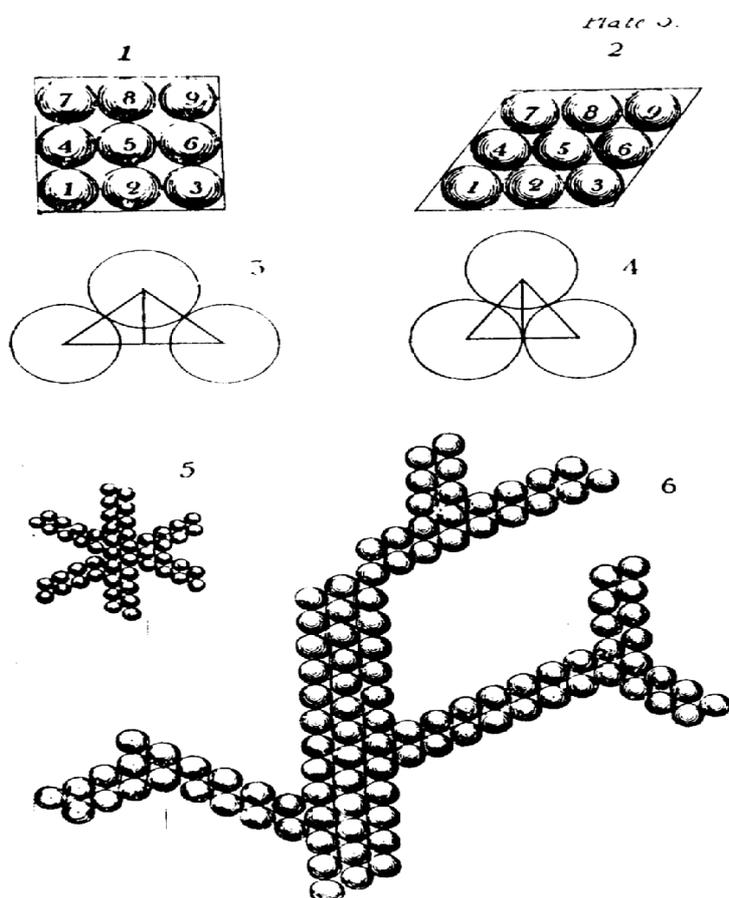


Figura 4 – Representação atomística do congelamento da água (Dalton, 1964 [1808]).

Para Thackray (1970), Dalton acreditava veementemente na real existência de átomos esféricos e sólidos, as quais seriam as menores partículas existentes na Natureza. Além disso, Dalton seria quase totalmente avesso à investigação e a discussão de forças químicas. Suas concepções atomistas derivavam em larga escala de sua interpretação da Questão 31 do livro *Opticks* de Newton, e permitiam a ele supor que os corpos seriam constituídos por partículas resultantes de combinações complexas entre átomos. Na referida Questão 31, Newton expressou:

Parece-me provável que Deus, no início, formou a matéria em partículas *sólidas, maciças, duras, impenetráveis e móveis*, de *tamanhos e formatos* tais, e com tais outras *propriedades*, e em tal proporção, de modo a melhor conduzi-las à finalidade para a qual Ele as formou; e que essas partículas primitivas, sendo sólidas, são incomparavelmente mais duras do que quaisquer corpos porosos compostos por elas. São tão duras que nunca se desgastariam ou se quebrariam. Nenhum poder comum seria capaz de dividir o que o próprio Deus fez *Um*, na primeira criação (Newton, 2002 [1704], p.290).

Dalton interpretou o corpuscularismo newtoniano de maneira bastante peculiar. Aquilo que Newton apresentou como hipótese, na leitura de Dalton transformou-se em clara demonstração. É o que se observa quando Dalton comentou o modelo discutido na questão 23 dos *Principia*, na qual Newton sugeria uma explicação para a lei de Boyle – de proporcionalidade entre a pressão e o volume do ar – recorrendo a partículas que se repelem, conforme mencionamos há pouco. Na interpretação de Dalton, os corpúsculos tornam-se uma realidade:

Newton tinha demonstrado claramente, na questão 23 do livro *Principia*, que um fluido elástico é constituído de pequenas partículas, ou átomos de matéria, as quais se repelem através de uma força que aumenta na proporção que a distância diminui (Dalton, notas manuscritas para uma série de conferências apresentadas à Royal Institution em 1810; citado por Nash 1957, p. 223).

Mais uma evidência da forte influência da tradição corpuscular inglesa sobre Dalton pode ser observada no fragmento baixo, no qual Dalton manifesta sua confiança no modelo proposto por Newton para explicar a condensação e a rarefação dos fluidos elásticos:

Esta dedução irá perdurar enquanto as leis dos fluidos elásticos continuarem a ser como são. É uma pena que nem todos os que tentam racionalizar ou teorizar a respeito da constituição dos fluidos elásticos estejam completamente familiarizados com esta lei imutável, e nem a mantenham constantemente sob suas vistas toda vez que iniciam um novo projeto! (Dalton, 1964 [1808], p. 131.)

Pelo que foi visto até aqui, fica fácil perceber os estreitos laços entre Newton e Dalton. Alguns aspectos do corpuscularismo newtoniano para explicar o mundo foram assumidos por Dalton como sendo, mais do que hipóteses, manifestações de uma realidade microscópica. Entretanto, o mundo em que Dalton vivia não era o mesmo de Newton, contando a seu favor com as novas descobertas feitas pelos químicos no final do século XVIII. Como Dalton relacionou essas descobertas com os estatutos newtonianos é o que passaremos a discutir a partir de agora.

1.3 – A primeira teoria das misturas gasosas e a lei das pressões parciais

No tempo de Newton (final do século XVII / início do século XVIII) supunha-se a existência de um único fluido gasoso, o ar comum, o qual era encarado com sendo um elemento, devido a sua homogeneidade. Entretanto, com os estudos realizados ao longo do século XVIII, a atmosfera passou a ser concebida como constituída por vários tipos de “ares” e, conseqüentemente, houve a necessidade da elaboração de novos modelos que dessem conta dessa diversidade (Thackray, 1970).

No começo do século XIX, Dalton buscava compreender o fato de a atmosfera ser constituída por vários gases, de diferentes densidades e capacidades de expansão frente ao calor, e ainda assim ser homogênea. Como já mencionamos, Dalton demonstrava interesse por esse assunto havia muito tempo, chegando a sugerir, pela observação do ciclo da água e seu comportamento na atmosfera, que o ar se tratava de uma mistura de vários gases não combinados quimicamente.

A resposta encontrada por Dalton para essa questão foi “uma elegante variação do modelo newtoniano” (Fleming, 1974, p. 563), a partir da interpretação da questão 23 dos *Principia*: cada gás se comportaria como um fluido elástico newtoniano, atuando como se os outros gases não estivessem presentes na mistura. Assim, Dalton descreveu seu modelo: “Quando dois fluidos elásticos, denotados por A e B, são misturados, não existe repulsão mútua entre suas partículas; isto é, as partículas de A não repelem as

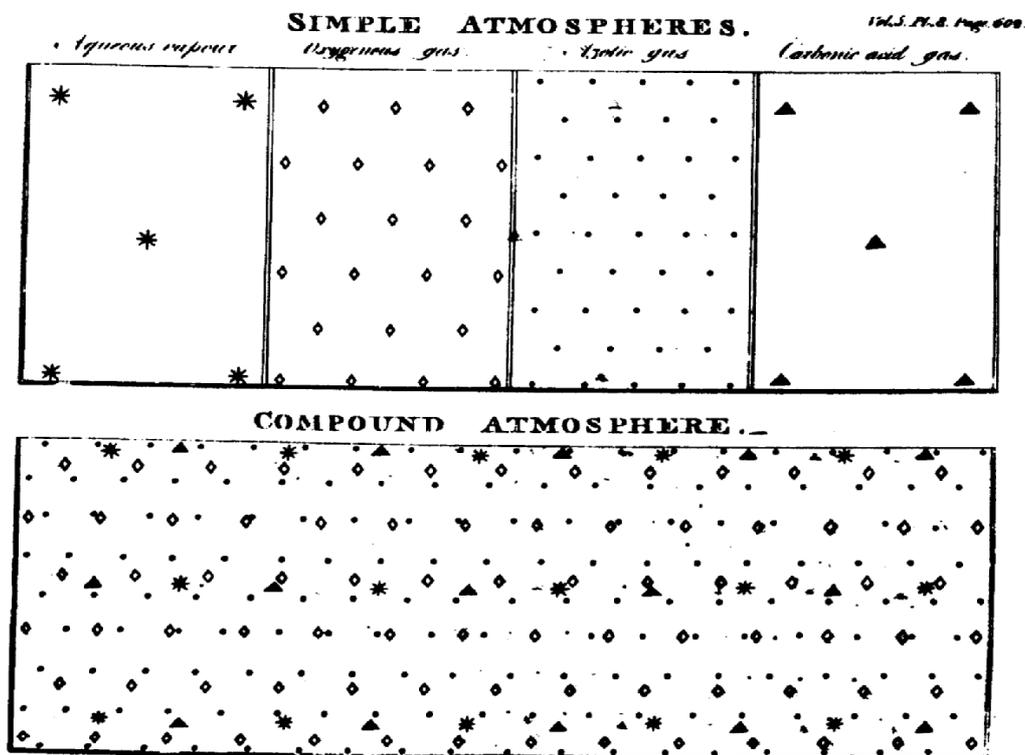
partículas de B, como se repelem entre si” (Dalton, *Manchester Memoirs*, 1802; citado por Fleming, 1974, p. 563).

O enunciado acima corresponde ao que podemos chamar a “primeira teoria das misturas gasosas” proposta por Dalton. As características dessa teoria implicariam em algumas conseqüências:

A primeira conseqüência é que cada tipo de gás agiria como se fosse o único presente em um recipiente qualquer, contribuindo para a pressão total verificada em determinadas condições de temperatura (considerando-se a influência do calor nas misturas gasosas). Assim, a pressão total seria a soma das “contribuições” de cada gás. A segunda conseqüência levou-o a admitir que o número de partículas de cada gás presente em uma mistura é proporcional à sua pressão parcial (Ferraz, 2001, p.79).

Dessa maneira, Dalton passou a explicar, com base em sua teoria das misturas gasosas, o fato de o aumento da quantidade de um dos componentes em uma mistura gasosa não surtir qualquer efeito sobre a pressão de um outro componente: estava formulado o que ficaria conhecido como a lei de Dalton das pressões parciais.

A figura 5, reproduzida por Thackray (1970), nos dá uma clara noção da concepção atomística de Dalton subjacente a sua lei das pressões parciais. Cada um dos gases que compõem uma atmosfera composta apresentaria uma pressão parcial idêntica àquela que apresentaria se estivesse em uma atmosfera simples (ou seja, caso não estivesse misturado a outros gases). A primeira teoria das misturas gasosas permitia explicar a maneira como os gases estariam dispostos em uma atmosfera composta. De acordo com esse modelo, átomos iguais não poderiam se encontrar próximos (se repeliriam), e átomos diferentes não exerceriam qualquer efeito um sobre o outro. Ainda com relação à figura 5, observando o número de partículas na mistura gasosa, constata-se que o gás nitrogênio é o responsável pela maior pressão parcial. Em seguida, com cerca da metade do número de partículas representadas, vem o oxigênio. Já o vapor de água e o gás carbônico, por apresentarem o menor número de partículas, possuem as menores pressões parciais.



X. Dalton's illustration of his 1801 "theory of mixed gases." From Dalton (1802 c), 602.

Figura 5 – Representação de Dalton para a constituição atômica da atmosfera terrestre, de acordo com sua primeira teoria das misturas gasosas (Thackray, 1970).

Por outro lado, seria difícil explicar, através desse modelo, uma combinação química entre essas partículas atômicas: como as partículas A e B não são antagônicas, tampouco haveria atração entre elas; já entre as partículas de um mesmo tipo haveria forças repulsivas, o que também não permitiria combinação. Além disso, o modelo também envolvia forças repulsivas específicas entre cada tipo de átomo, ou seja, seria necessário admitir a existência de um grande número de forças diferentes atuando na Natureza. O próprio Dalton reconheceria, posteriormente, esse aspecto inconveniente de sua primeira teoria das misturas gasosas.

Essa teoria enfrentou muitas críticas por parte dos pensadores da época: o próprio John Gough, ex-professor de Dalton em Kendal, criticou a aleatoriedade de seus princípios. Dalton, porém, acreditava que muitas de suas idéias eram mal compreendidas e procurava explicá-las em cartas, como a publicada em 1802 no

Nicholson's Journal, na qual rebate críticas do químico escocês Thomas Thomson (1773 – 1852) – o mesmo cientista viria a mudar de posição posteriormente, vindo a se tornar o grande divulgador da teoria daltoniana. Dessa maneira, devemos tomar cuidado para não subestimar a importância desse primeiro passo de Dalton para a elaboração de sua teoria atômica – um passo fortemente influenciado pela teoria newtoniana.

As críticas dirigidas à primeira teoria das misturas gasosas fizeram com que Dalton começasse a propor modificações em seus fundamentos, de forma que aos poucos Dalton foi-se aproximando das combinações químicas e da determinação das massas atômicas relativas. Aqui chegamos em um ponto chave desse processo: a ordem dos fatores que levaram Dalton a essas modificações ainda são motivos de discussão entre os historiadores da ciência (Rocke, 2005). Dessa maneira, passaremos a partir de agora a discutir as várias versões para a gênese da teoria atômica quantitativa de Dalton.

1.4 – Versões para a origem do atomismo quantitativo de John Dalton

1.4.1 – A multiplicidade de versões

Conforme visto anteriormente, Dalton já possuía uma concepção prévia baseada no corpuscularismo newtoniano. Assim sendo, sua primeira teoria das misturas gasosas poderia ser considerada como uma justaposição desse corpuscularismo com então recentes descobertas sobre os gases constituintes da atmosfera. Essas idéias o levariam posteriormente a uma hipótese original para as combinações químicas, guiada pela regra da máxima simplicidade e pela lei das proporções múltiplas. Neste ponto, procuraremos levantar como Dalton, a partir de um atomismo bastante próximo daquele concebido por Newton, conseguiu chegar a um atomismo mais elaborado: aquele peculiar à quantificação dos átomos, ou seja, o envolvido na determinação das massas atômicas.

A origem da teoria atômica quantitativa de Dalton é muito controversa, em virtude da maneira não cronológica como Dalton apresentou posteriormente suas próprias reflexões a respeito do processo de construção dessa teoria. Outro motivo (já mencionado na Introdução desta dissertação) é a dificuldade que os historiadores da ciência encontram para buscar a origem da teoria atômica daltoniana – cerca de 75% dos trabalhos de Dalton depositados na *Literary and Philosophical Society* de Manchester foram destruídos durante a Segunda Guerra Mundial.

Dessa maneira, para que possamos refletir sobre a origem da teoria atômica quantitativa de Dalton, procuraremos expressar as versões de diferentes autores que escreveram a esse respeito – o que inclui tanto pensadores contemporâneos de Dalton quanto historiadores da ciência posteriores. As versões serão tratadas separadamente em virtude dos seus diferentes enfoques para o processo construtivo da teoria atômica de Dalton. A primeira versão a ser discutida é a de Thomas Thomson, o qual foi o maior responsável pela divulgação inicial da teoria atômica de Dalton. William C. Henry, filho de William Henry (colaborador de Dalton no começo do século XIX), também contribuiu com a sua versão. Historiadores da ciência do final do século XIX e começo do século XX, como Roscoe e Meldrum (Nash, 1956), também contribuíram com suas versões. Um outro trabalho marcante no que tange à teoria atômica de Dalton foi o do historiador da ciência Leonard Nash (1956), o qual destaca o papel dos estudos sobre a solubilidade dos gases em água para o desenvolvimento da teoria atômica daltoniana. Por fim, um trabalho mais recente, realizado por Rocke (2005), discute as várias possibilidades para a origem da teoria atômica quantitativa.

1.4.2 – Versão de Thomas Thomson

Thomas Thomson (1773 – 1852) foi sem dúvida nenhuma o grande divulgador da teoria atômica de Dalton, com a qual tomou contato em Manchester, no mês de agosto de 1804. O mesmo Thomson afirmou que Dalton teria chegado a sua teoria através da lei das proporções múltiplas, observadas na análise do metano e do etileno (Thomson, *History of Chemistry*, v. 2; citado por Nash, 1956, p. 101). Entretanto, segundo Nash, a análise do metano e do etileno ainda não havia sido feita até o verão de 1804, e os primeiros valores para as massas atômicas relativas já constavam do caderno de anotações de Dalton em setembro de 1803. Posteriormente, Thomson reformulou sua versão, indicando o estudo da composição dos óxidos de nitrogênio como ponto essencial para a elaboração da teoria atômica de Dalton.

1.4.3 – Versão de Henry

Dalton teria declarado, segundo William Henry e seu filho, que a teoria atômica teria ocorrido para ele enquanto ponderava sobre a tabela de equivalentes de Richter (relação de equivalentes em massa, proposta inicialmente como a quantidade de ácido

necessária para neutralizar completamente uma determinada massa de uma base). O relato de Henry (filho), assim como novos trabalhos que apontam para possíveis relações entre os equivalentes químicos e a origem da teoria daltoniana, serão discutidos posteriormente. Para Nash, essa versão é errônea, pois Dalton só teria tomado contato com o trabalho de Richter através de Thomson, e anos depois que sua tabela de massas atômicas teria sido proposta pela primeira vez (1803).

O mesmo W. C. Henry recebeu em 1820 uma carta de Joseph Ransome (médico e amigo de Dalton), na qual ele relata o que Dalton lhe teria dito a respeito das origens da teoria:

O gérmen [da teoria atômica] apresentou-se para ele [Dalton], quando ele ainda era jovem, antes de ele ter iniciado os estudos de química. Ocorreu para ele que, se as últimas partículas de matéria fossem duras e indestrutíveis, e como pareciam ser muitas, possuindo diferentes qualidades, reconhecidas como elementos simples por químicos, então deveriam variar em tamanho ou peso ou em ambos (Henry, *Memoirs of the Life and Scientific Researches of John Dalton*, 1854; citado por Rocke, 2005, p. 132).

Ao citar essa carta, Henry considerou que o relato de Ransome caracterizava que a concepção atomística era uma tendência *a priori* estabelecida na mente de Dalton. De fato, a idéia de corpúsculos indivisíveis, sob a ação de forças de tipo newtonianas, parece ter feito parte das concepções de Dalton desde que se interessou pelo estudo da Natureza; todo seu trabalho posterior caracteriza-se pela elaboração desse modelo que, para Dalton, representava uma realidade existente no mundo microscópico.

1.4.4 – Versão de Roscoe e Harden

H. E. Roscoe e A. Harden (1896) foram os primeiros a fazer um exame sistemático dos cadernos de anotações de Dalton, discorrendo sobre a gênese de sua teoria atômica. A partir dessa análise detalhada, os autores teriam chegado à conclusão de que Dalton chegou ao seu atomismo quantitativo em 1805, com a elaboração da segunda teoria das misturas gasosas. Essa versão é apoiada em um relato do próprio Dalton:

Esta idéia me ocorreu em 1805. Eu logo percebi que os *tamanhos* das partículas dos fluidos elásticos *deveriam* ser diferentes... Sendo estabelecidos os diferentes *tamanhos* das partículas dos fluidos elásticos em condições semelhantes de temperatura e pressão, tornou-se um objetivo determinar os *tamanhos* e *pesos* relativos, bem como o *número* relativo de átomos em um dado volume... (Dalton, anotações para uma conferência apresentada à *Royal Institution* em 1810; citado por Nash, 1956, p. 103.)

Assim, segundo esses autores, a data em que a primeira tabela de massas atômicas que aparece nos cadernos de Dalton (setembro de 1803) estaria equivocada: Dalton escreveu 1803, quando queria escrever 1805.

1.4.5 – Versão de Meldrum

A partir da análise de documentos com data de 1802 (que, no entanto, não seriam publicados até 1805), A. N. Meldrum, historiador da ciência do começo do século XX, concluiu que foram observações a respeito das combinações do óxido nítrico com o oxigênio que permitiram a Dalton aplicar o seu atomismo de inspiração newtoniana na química. Dalton havia empregado o gás nitroso na determinação da quantidade de gás oxigênio na atmosfera. Em uma série de experimentos, Dalton observou que as combinações entre esses dois gases poderiam ocorrer em determinadas proporções:

o elemento oxigênio pode se combinar com uma certa porção de gás nitroso, ou com duas vezes essa porção, mas não com uma quantidade intermediária. No primeiro caso o ácido *nítrico*¹⁷ é o resultado; no segundo é o ácido *nitroso*¹⁸... (Dalton, *Manchester Memoirs*, 1805; citado por Nash, 1956, p. 104.)

Dessa maneira, Meldrum sugeriu que o desenvolvimento desses experimentos teria ocorrido em agosto de 1803, enfatizando que a ponderação sobre a proporção de 2 para 1, observada entre as massas de óxido nítrico que reagem com uma mesma dada quantidade de gás oxigênio, levou Dalton à lei das proporções múltiplas – a qual teria sido um passo fundamental para a elaboração de sua teoria atômica.

¹⁷ Dalton chamava de ácido nítrico ao que conhecemos hoje por dióxido de nitrogênio (NO₂).

¹⁸ Dalton chamava de ácido nitroso a mistura formada pelos atuais dióxido de nitrogênio e monóxido de nitrogênio (NO).

Entretanto, algumas das posições de Meldrum foram objetos de críticas formuladas em trabalho posterior por Nash. Este historiador da ciência apontou que, ao contrário do que sugeriu Meldrum, os resultados obtidos nos experimentos com óxido nítrico e oxigênio não chamaram a atenção de Dalton imediatamente. A proporção de 2:1 pode parecer notável para quem já conhece a lei das proporções múltiplas, mas naquele momento Dalton não tinha como reconhecer – em meio a tantas outras proporções em massa de reagentes que ele estava observando – que estava diante do “primeiro caso” registrado da lei das proporções múltiplas. Nash também aponta que, entre agosto e setembro de 1803, o caderno de anotações de Dalton não expressava nenhuma preocupação especial em relação às proporções em massa envolvidas nem nas reações citadas, nem em outras quaisquer. Se, como queria Meldrum, os experimentos com os óxidos de nitrogênio tivessem sido tão importantes para a gênese da teoria atômica quantitativa, deveria haver indícios disso nas anotações desse período. Entretanto, as evidências encontradas por Nash contradizem a hipótese de Meldrum. Essas evidências também não são consistentes com a versão de Meldrum, de que Dalton teria desenvolvido a teoria atômica quantitativa como um fim em si mesma: segundo Nash, Dalton a desenvolveu no contexto de outras investigações que conduzia no período. O fato de Dalton não haver dado nenhum destaque especial a sua teoria nas comunicações públicas que fez nessa época evidencia, na opinião de Nash, que Dalton não a estava desenvolvendo como “um fim em si mesma”. Finalmente, Nash aponta que a versão de Meldrum é totalmente inconsistente com os relatos que o próprio Dalton fez sobre a origem de sua teoria. Embora os relatos de Dalton não possam ser tomados como literalmente exatos (pois contêm inconsistências de datas), Nash argumentou que nem por isso eles devam ser desprovidos de crédito, como sugere Meldrum (Nash, 1956, pp. 104 – 108).

1.4.6 – Versão de Nash

Para Nash (1956), a criação da teoria atômica quantitativa estaria diretamente ligada com a pesquisa de Dalton para a explicação das diferentes solubilidades dos gases em água. Assim, a teoria não teria sido “aplicada” pela primeira vez para explicar as diferenças de solubilidade: ela teria sido desenvolvida com a finalidade de resolver esse problema. Os valores de massas atômicas relativas seriam determinados tomando-se por base a regra da máxima simplicidade e as proporções em massa das substâncias

envolvidas em transformações químicas (conforme será explicado com mais detalhes no item 1.7). Essa teoria alcançou posteriormente um âmbito muito maior, transcendendo em muito o problema original – para o qual, curiosamente, Dalton logo percebeu que a teoria atômica quantitativa não fornecia explicação. Dessa maneira, a solubilidade dos gases teria sido a situação que levou Dalton a estabelecer relações epistemológicas com seus conhecimentos prévios (corpuscularismo, composição em massa dos gases), sendo o ponto de partida para o desenvolvimento de sua teoria.

Segundo Cole Jr. (1978), a hipótese de Nash contém alguns problemas, os quais estão descritos a seguir:

Se Dalton tivesse desenvolvido seu sistema de massas atômicas especificamente com o propósito de explicar as diferentes solubilidades dos gases, ele teria esperado buscar estas correlações logo que ele tivesse calculado suas massas atômicas. Embora a página 260 do caderno de anotações de Dalton esteja sem data, Nash sugere que essa data deveria ser 19 de setembro de 1803, presumidamente porque esta era a data da página 258 do caderno de anotações. Contudo, na tabela da página 260 do caderno de anotações, Dalton usou a massa atômica 5,5 para o oxigênio (a mesma massa que ele havia usado em seu trabalho de 1805 sobre a solubilidade dos gases), em vez da massa 5,66 que ele havia usado na página 258 e em sua primeira tabela de massas atômicas (Cole Jr., 1978, pp. 118 – 119).

Desse modo, a inconsistência entre as datas da construção da primeira tabela de massas atômicas relativas, e da aplicação desses valores para o problema da solubilidade dos gases, pesaria contra a tese de Nash. Logo, a “aplicação das massas atômicas para o problema da solubilidade dos gases foi aparentemente uma das primeiras aplicações encontradas para os valores de massas atômicas” (Cole Jr., 1978, p. 119).

1.4.7 – Versão de Rocke

Rocke (2005) enumera, de maneira esquemática, seis possibilidades para a origem da teoria atômica. A primeira seria sua elaboração *a priori*, a partir da peculiar (e, estritamente falando, incorreta) interpretação dada por Dalton a idéias de Newton sobre partículas. Além dessa possibilidade, haveria cinco outras: duas indutivas e três dedutivas. Assim, Dalton teria induzido a teoria a partir das proporções múltiplas observadas na composição dos hidrocarbonetos; ou a teria induzido a partir das

proporções múltiplas observadas nos óxidos de nitrogênio. Se o caminho foi dedutivo, poderia ter sido a partir do trabalho de Richter com as massas equivalentes; ou a partir da primeira teoria das misturas gasosas; ou, finalmente, a partir da segunda teoria das misturas gasosas. Rocke observa que cada uma dessas possibilidades é derivada de relatos do próprio Dalton, embora não seja possível reduzi-las a uma única. Considerando isso, Rocke argumenta que Dalton, desde o início de sua carreira científica, pensava em termos de átomos. Ao debruçar-se sobre o problema físico da solubilidade dos gases (em 1803), Dalton simultaneamente teve acesso a dados sobre transformações químicas, e começou a fazer experimentos químicos cujos resultados confirmavam sua hipótese atômica. Assim, de acordo com Rocke:

supondo que as especulações atomísticas de Dalton eram extraordinariamente vívidas e reais para ele, isso nos ajudaria a explicar, em parte, a multiplicidade das histórias sobre a origem. Quando ele começou a olhar *quimicamente*, em vez de fisicamente, [...] encontrou evidência para os átomos em todos os projetos a que se dedicou. Para Dalton, tudo parecia confirmar uma idéia em cujo germe ele acreditara por tanto tempo; como consequência, ele teve problemas em arranjar sua própria filiação de idéias na ordem cronológica correta... Essa ordem pode ser diferente em diferentes relatos, dado que tudo estava tão fortemente conectado (Rocke, 2005, p. 151).

Rocke, dessa maneira, defende que houve uma simultaneidade de fatores, teóricos e experimentais, no momento da gênese da teoria atômica quantitativa.

1.4.8 – Refletindo sobre as diferentes versões

Diante dessa variedade de versões, faz-se necessária uma reflexão para que a evolução das idéias se torne mais clara. Primeiramente, acreditamos que Dalton realmente possuía uma mente privilegiada. Além disso, não podemos deixar de levar em consideração a influência dos trabalhos científicos contemporâneos aos quais Dalton tinha acesso.

É preciso neste momento deixar claro que não buscaremos fazer aqui uma “reconstrução racional”¹⁹, no sentido lakatosiano, que despreza a história real.

¹⁹ Reconstrução das teorias a partir da metodologia dos programas de investigação científica. Vide Lakatos (1970).

Procuraremos explorar uma via sugerida por evidências históricas e, com base nesta via, montar um quadro epistemologicamente plausível. Consideraremos a data de 6 de setembro de 1803 como um marco para a montagem desse quadro, pois esta é a data em que os valores de massas atômicas relativas aparecem pela primeira vez no caderno de anotações de Dalton. Anteriormente a essa data, o filósofo natural inglês já vinha tentando refletir sobre as reações químicas, tentando explicá-las a partir de combinações de átomos. Sendo assim, é interessante iniciarmos a nossa discussão acerca da transição do corpuscularismo newtoniano para um atomismo quantitativo, elucidando o modelo proposto por Dalton para as combinações químicas.

1.5 – Um modelo para as combinações químicas

Para Thackray (1970), até 1793, Dalton não considerava a existência de forças de afinidade entre as partículas, apenas a existência de forças mecânicas, ou seja, as forças repulsivas do mecanicismo newtoniano. Dalton, conforme vimos, possuía uma formação inicial (mesmo que informal) voltada para a física e a matemática, não tinha o hábito de realizar reações químicas e tampouco era um grande conhecedor das doutrinas químicas da época. Entretanto, a tentativa de explicar as combinações a partir de sua primeira teoria das misturas gasosas, foi aproximando-o gradativamente das afinidades químicas.

Segundo Nash, muitos cientistas franceses – dentre os quais destacavam-se Lavoisier e Claude Louis Berthollet (1748 – 1822) – concebiam a afinidade química como sendo uma atração, uma tendência que eles acreditavam causar a combinação, a reação ou a formação de soluções. Essa teoria possui uma estreita ligação com o universo empírico em razão do seu comprometimento, principalmente, com os trabalhos de Lavoisier. Pensando dessa forma, fica clara a causa de muitos cientistas do continente encararem a atmosfera como o resultado das combinações químicas entre elementos.

Também influenciado pelos trabalhos experimentais de Lavoisier, mas com suas concepções prévias tangidas pelo corpuscularismo newtoniano, Dalton conseguiu tornar a afinidade química uma alternativa para a compreensão da atmosfera não ser formada por extratos de gases, separados de acordo com suas respectivas densidades (Nash, 1950). Nas palavras de Dalton:

A mesma dificuldade ocorreu para o Dr. Priestley, que descobriu esta natureza composta da atmosfera. Ele não podia conceber porque o gás oxigênio, tendo maior peso específico, não deveria formar um *stratum* distinto de ar na parte inferior da atmosfera, e o gás azótico um outro, no topo da atmosfera. Alguns químicos do Continente, acredito que os franceses, encontraram uma solução para esta dificuldade... Foi a *afinidade química* (Dalton, anotações para uma conferência apresentada à *Royal Institution* em 1810; citado por Nash, 1950, p. 17).

Dessa forma, a afinidade química poderia garantir a aproximação entre átomos diferentes. Todavia, para isso ocorresse, determinadas condições seriam necessárias – pois, pela primeira teoria das misturas gasosas, átomos diferentes não sofreriam atração ou repulsão. Tomando uma mistura gasosa de hidrogênio e o oxigênio como exemplo, cada átomo de hidrogênio deveria ter um átomo de oxigênio²⁰ na sua vizinhança:

Vamos supor uma mistura de gás hidrogênio e oxigênio, tal que exista o mesmo número de átomos de cada gás: com os gases uniformemente difusos, cada átomo de hidrogênio deve ter um átomo de oxigênio imediatamente na sua vizinhança (Dalton, *Nicholson's Journal*, 1811; citado por Fleming, 1974, p. 566).

Essas partículas, segundo Dalton, estariam arranjadas em grupos de somente dois átomos, de modo que esses dois átomos não seriam iguais:

Os átomos de hidrogênio são todos repulsivos entre eles; da mesma forma os de oxigênio; os átomos de hidrogênio são todos igualmente atraídos pelos átomos de oxigênio e a atração aumenta conforme a distância entre esses diminui (Dalton, *Nicholson's Journal*, 1811; citado por Fleming, 1974, p. 566).

O equilíbrio entre essas forças de atração e repulsão tenderia a perdurar enquanto os gases estivessem misturados. Se, entretanto, alguma condição externa perturbasse esse equilíbrio de forças, a atração entre átomos de hidrogênio e de oxigênio poderia prevalecer, levando a uma combinação química:

²⁰ Dalton considerava o gás oxigênio e o gás hidrogênio como sendo monoatômicos.

Calor, ou alguma outra força, previne a união a união dos dois elementos, até que uma faísca elétrica, ou algum outro estímulo, perturbe o equilíbrio. Então, a força da afinidade é capaz de superar os obstáculos à sua eficiência, e resulta uma união química das partículas elementares de hidrogênio e oxigênio (Dalton, *Observations on Dr. Bostock's Review of the Atomic Principles of Chemistry*, 1811; citado por Fleming, 1974, p. 567).

Consideremos que na mistura inicial houvesse oxigênio em excesso. Após as combinações entre oxigênio e hidrogênio na proporção 1:1, teríamos uma mistura formada por vapor de água e oxigênio; e, de acordo com a hipótese da não interferência, os átomos de água e de oxigênio poderiam agora se agrupar em pares. Caso as condições conduzissem a isso, o processo poderia continuar, e um “átomo de água”²¹ se uniria então com um átomo de oxigênio. Assim, as interações aconteceriam na seqüência de um para um, obedecendo portanto à chamada “regra da máxima simplicidade”. Seguindo este raciocínio, passaríamos a ter vários tipos de combinações possíveis, expressas por Dalton por meio de sua lei das proporções múltiplas:

1 átomo de A + 1 átomo de B = 1 átomo de C, binário.

1 átomo de A + 2 átomos de B = 1 átomo de D, ternário.

2 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de E, ternário.

1 átomo de A + 3 átomos de B = 1 átomo de F, quaternário.

3 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de G, quaternário.

etc, etc (...)

1º Quando somente uma combinação de dois corpos pode ser obtida, deve-se presumir que seja binária, a menos que alguma causa aponte para o contrário.

2º Quando duas combinações são observadas, deve-se presumir que sejam formar uma binária e um ternário.

3º Quando três combinações são obtidas, podemos esperar que uma seja binária e as outras duas sejam ternárias.

4º Quando quatro combinações são observadas, devemos esperar uma binária, duas ternárias e uma seja binária, duas terciárias e uma quaternária, etc.

5º Um composto binário deve sempre ser especificamente mais pesado do que a mistura dos dois integrantes.

²¹ Para Dalton as partículas formadas por mais de um átomo eram chamadas de átomos compostos. Inclui-se neste caso a água.

6° Um composto ternário deve ser especificamente mais pesado do que a mistura de um binário e um simples, os quais se combinados, o constituem.

7° As regras e observações acima são igualmente aplicadas, quando dois corpos, como C e D, D e E, etc, são combinados.

(Dalton, *New System of Chemical Philosophy*, 1964 [1808], pp. 163 – 167.)

Para Rocke, o fato de Dalton não ser um químico, permitiu a ele fazer o que os químicos não tinham tentado: a partir de considerações teóricas, desenvolver um modelo de combinação baseado em uma combinação preferencial 1:1, denominada regra da máxima simplicidade, o qual tornava possível a proposição de fórmulas.

Segundo Partington (1962), a lei das proporções múltiplas foi proposta a partir das análises dos óxidos de nitrogênio. Para o autor, em 1800, Dalton já dispunha dos valores das análises de Davy (1778 – 1829) para três óxidos de nitrogênio (tabela 2). Dessa forma, o composto que possui a maior relação em massa entre nitrogênio e oxigênio é o óxido nitroso (fórmula atual N_2O), a menor o “ácido nítrico” (fórmula atual NO_2), e a que possui a relação mais próxima de um é o gás nitroso (fórmula atual NO). Assim, o gás nitroso obedeceria à regra da máxima simplicidade, enquanto os outros óxidos seriam formados de acordo com a lei das proporções múltiplas.

A data em que a lei das proporções múltiplas foi proposta é motivo de controvérsia entre os historiadores da ciência (Ferraz, 2004). Logo, para ficar claro, não temos a intenção de afirmar que a formulação dessa lei ocorreu antes de 1803, ou após esse ano. Uma discussão como essa necessitaria de um estudo mais aprofundado, que fugiria ao escopo da presente dissertação. Estamos sim interessados em mostrar que o modelo de combinações químicas de Dalton é oriundo da primeira teoria das misturas gasosas, e merece por tal ser devidamente abordado.

	nitrogênio (%)	oxigênio (%)
óxido nitroso (“nitrous oxide”)	63,3	36,7
gás nitroso (“nitrous gas”)	44,05	55,95
ácido nítrico (“acid nitric”)	29,5	70,5

Tabela 2 – Proporções em massa de Davy para os óxidos de nitrogênio.

De acordo com diversos historiadores da ciência (Partington [1962], Nash [1950,1956], Thackray [1966(a) e (b), 1970] e Fleming [1974]) Dalton obteve suas fórmulas atômicas utilizando a regra da máxima simplicidade da combinação atômica, a qual era derivada de sua primeira teoria das misturas gasosas. As sucessivas combinações, guiadas pela regra da máxima simplicidade, resultariam na lei das proporções múltiplas. Segundo Cole (1978), a lei das proporções múltiplas poderia ser entendida da seguinte forma:

como os átomos do gás B são mutuamente repulsivos, a combinação de um átomo de B com um átomo de A é mais compatível do que a combinação de dois átomos de B com um de A, e mais compatível do que três átomos de B com um de A, etc. Logo, a água, sendo a única combinação conhecida de hidrogênio e oxigênio, tem a fórmula HO; amônia, a partir de uma consideração similar, tem a fórmula HN [empregando-se símbolos modernos]... (Cole Jr, 1978, p. 119.)

A quantidade de átomos combinados implicaria em vários tipos de geometria, nas quais os átomos estariam dispostos de modo a minimizar as forças repulsivas:

Quando um elemento A tem afinidade química por um elemento B, eu não vejo nenhuma razão mecânica para que vários átomos de B não estejam combinados com o de A... exceto se as repulsões entre os átomos de B forem maiores do que a atração entre estes e os átomos de A. Logo a repulsão se inicia com 2 átomos de B e 1 de A ; nesse caso os átomos de B estão situados em lados diametralmente opostos; a repulsão entre os átomos de B irá aumentar com 3 átomos de B e 1 de A; nesse caso, os átomos de B estarão dispostos em uma distância de 120° ; com 4 átomos de B a repulsão seria ainda maior e a distância entre esses átomos seria de 90° ...

(Dalton, *Observations on Dr.Bostock's Review of the Atomic Principles of Chemistry*, 1811; citado por Fleming, 1974, p. 570.)

Dessa maneira, um “átomo composto” formado por quatro átomos, apresentaria uma estrutura trigonal plana, com os átomos dispostos a 120° em torno de um átomo central; e um “átomo composto” formado por cinco átomos teria uma estrutura tetragonal plana (quatro átomos dispostos a 90° em torno de um átomo central). Observa-se assim, a existência de uma justificativa teórica (que, segundo alguns

historiadores, teria sido formulada posteriormente) para a adoção da regra da máxima simplicidade.

Até agora pudemos perceber que a primeira teoria das misturas gasosas, mesmo não explicando as combinações químicas pelos seus fundamentos, foi remodelada e usada para tal. Ao tentar explicar as combinações, mesmo que dentro de um ponto de vista físico e teórico, Dalton foi reestruturando suas concepções iniciais e construindo a sua teoria atômica.

Essa mesma primeira teoria das misturas gasosas serviu de base para a explicação da teoria de William Henry (1774 – 1836) para a solubilização dos gases em água, marcando assim um passo importante rumo a quantificação dos átomos.

1.6 – Da lei de Henry para a teoria atômica quantitativa

A Inglaterra no final do século XVIII era um palco privilegiado para o debate de trabalhos sobre gases, pois vamos encontrar aí uma tradição que tem em Robert Boyle e Stephen Hales (1677 – 1761) destacados representantes. Nesse cenário, não podemos deixar de mencionar os trabalhos dos chamados químicos pneumaticistas – Joseph Black (1728 – 1799), que foi professor de William Henry quando este estudava medicina, Joseph Priestley (1733 – 1804) e Henry Cavendish (1731 – 1810).

Em meio a esse contexto, William Henry teve contato com um “arsenal” de trabalhos sobre gases. Ao longo de sua vida, Henry dedicou-se principalmente à indústria química de sua família (a qual fabricava, entre outros produtos, a *magnésia alba* e a “água artificial de Pymont”²²) e ao ensino da “nova química”, utilizando o *Tratado Elementar de Química* de Lavoisier (Ferraz, 2003).

Durante os anos de 1802 e 1803, Henry e Dalton estavam ocupados com experimentos sobre a solubilidade dos gases em água: enquanto o primeiro estava preocupado com a produção de água gaseificada, o segundo buscava investigar as solubilidades dos gases, tendo em mente a sua primeira teoria das misturas gasosas. O próprio Dalton escreveu sobre seus experimentos e especulações dessa época:

²² Água artificial de Pymont era uma água mineral gaseificada artificialmente.

Anteriormente [à publicação da chamada “lei de Henry”, em 1802], eu estava engajado em uma investigação da quantidade de ácido carbônico na atmosfera. Foi motivo de surpresa para mim que a água de cal pudesse indicar tão facilmente a presença de ácido carbônico no ar, enquanto que a água pura, exposta por qualquer extensão de tempo, não fornecesse nenhum traço daquele ácido. Eu acreditava que a extensão de tempo pudesse compensar a fraqueza de afinidade. Ao investigar o assunto, eu encontrei que a quantidade deste ácido, tomada pela água, seria maior ou menor proporcionalmente à sua maior ou menor densidade na mistura gasosa jazendo sobre a superfície, e portanto deixei de me surpreender com o fato de a água absorver uma porção tão imperceptível da atmosfera... (Dalton, 1964 [1808], p. 141.)

É possível que os experimentos de Dalton e Henry sobre a solubilidade dos gases em água tenham sido discutidas e encorajadas por Thomas Percival (1740 – 1804). Uma razão para as pesquisas iniciais de Dalton e Henry destacarem o gás carbônico é o fato de este ser, até então, o único gás cuja solubilidade em água já havia sido estudada – Priestley, por exemplo, já havia mostrado como a água gaseificada efervescia em um recipiente com vácuo (Ferraz, 2003). Para encontrar os valores de solubilidade dos gases em água, Henry utilizou o equipamento ilustrado na figura 6. O tubo graduado (A) admite uma determinada quantidade de água e do gás a ser analisado. Com as válvulas (a) e (b) fechadas, o tubo (A) é agitado de forma que o nível do mercúrio presente em (B) sofra uma diminuição (o mercúrio se desloca em direção a C). Dessa maneira, a variação do nível da coluna de mercúrio indica a respectiva diminuição da pressão interna do gás originada pela sua solubilização em água. Assim, quanto maior a solubilidade de um determinado gás em água, mais a sua pressão interna vai diminuir e maior será a variação do nível da coluna de mercúrio (Farrar, 1974).

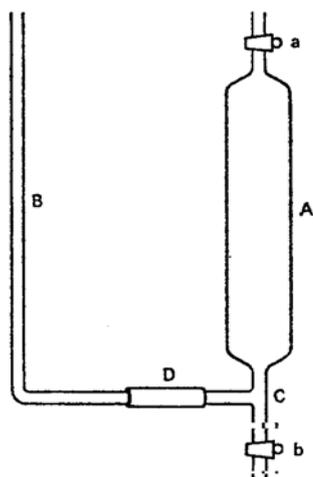


Figura 6 – Aparelhagem utilizada por Henry para medir a solubilidade dos gases em água (Farrar, 1974).

Como decorrência da medição dos valores de solubilidade do gás carbônico em água, Henry constatou a grande variação das quantidades desse gás absorvidas pela água, em condições nas quais a pressão e a temperatura eram constantes. Contudo, a resolução desse problema só foi encontrada por Dalton:

Eu não estava ciente das causas dessas variações, até que meu amigo, Mr. Dalton, sugeriu que essas variações provavelmente dependeriam da quantidade variável dos resíduos de gás não dissolvido; e ao se repetir esses experimentos, com diferentes proporções de gás e água, esta sugestão foi completamente confirmada (Henry, *Philosophical Transactions*, 1803; citado por Farrar, 1974, p. 214).

Caso o gás carbônico utilizado por Henry fosse suficientemente puro, o efeito das variações não teria existido; mas, com as técnicas utilizadas por ele, todos os gases deviam conter uma certa porcentagem de ar (as técnicas disponíveis naquele período não permitiam a preparação de gases muito puros). Conseqüentemente, a verdadeira solubilidade do gás carbônico somente poderia ser determinada pela análise dos gases misturados e aplicação da lei das pressões parciais de Dalton. Desse modo, Henry interpretou que a solubilidade dos gases em água seria um fenômeno estritamente mecânico:

A teoria sugerida a mim por Mr. Dalton a esse respeito, e que parece ser confirmada por meus experimentos, é que *a absorção de gases pela água é puramente um efeito mecânico*, e que sua quantidade é exatamente proporcional à densidade do gás, considerado separadamente de qualquer outro gás com o qual possa estar acidentalmente misturado. (Henry, *Philosophical Transactions*, 1803; citado por Farrar, 1974, p. 215, grifo nosso.)

Dessa forma, o caminho encontrado por Henry para explicar porque cada componente da mistura gasosa é governado somente pela pressão dos componentes, independente da identidade e da quantidade de outros componentes, foi assumir a validade da primeira teoria das misturas gasosas. Estendendo a sua pesquisa para cerca de cinquenta outros gases (óxido nitroso, oxigênio, nitrogênio, gás sulfídrico...), Henry concluiu que, em uma dada temperatura, a massa de gás absorvido pela água é diretamente proporcional à pressão. Assim, no começo de 1803, Henry divulgou sua descoberta, a qual ficou conhecida como lei de Henry. Apesar de inicialmente contrário, Henry aceitou a primeira teoria das misturas gasosas, conforme manifestou Dalton:

O Dr. Henry se convenceu de que não havia sistemas de fluidos elásticos que dessem uma solução tão simples, fácil e compreensível como a que eu adotei, a saber: que cada gás, em qualquer mistura, exerce uma pressão distinta, a qual permanece a mesma se os demais gases forem retirados (Dalton, 1964 [1808], p. 141).

Segundo Nash, Dalton rapidamente reconheceu a importância do trabalho de Henry, relacionando-o com a sua primeira teoria das misturas gasosas e com um modelo mecânico para a dissolução de um gás em água. A analogia de Dalton com um modelo mecânico fica bem clara no fragmento abaixo, no qual ele recorre a uma comparação, entre uma partícula de gás exercendo pressão sobre a superfície da água, com uma bala de canhão colocada no topo de uma pilha piramidal desses projéteis:

Assim como uma bala distribui sua pressão igualmente entre todos os indivíduos que formam a camada mais baixa da pilha, também uma partícula de gás distribui sua pressão igualmente sobre todas as sucessivas camadas horizontais de partículas de água de cima para baixo, até alcançar a esfera de influência de uma outra partícula de gás (Dalton, “On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids”, 1805²³).

No começo de 1803, grande parte das anotações de Dalton especulava sobre o arranjo das partículas de um gás dissolvido, especialmente na superfície da água. Para Nash (1956), ele parecia estar caminhando em direção a um modelo de um gás dissolvido em água fundado em características mecânicas de esferas próximas agrupadas. Encarando a solubilidade como um fenômeno mecânico, o papel do solvente nas diferentes solubilidades podia ser considerado como insignificante, ou seja, a solubilidade dos gases dependeria unicamente da pressão e da natureza dos gases dissolvidos. Assim, segundo Thackray (1966 b), os gases se difundiriam através dos “poros da água”. Nos meses de abril, maio e junho as anotações de Dalton refletem “pesquisas sobre o fenômeno do calor, expansão dos líquidos, expansão da água em diferentes recipientes, força do vapor, etc” (Thackray, 1966 b). Em meados de julho, Dalton novamente voltou a se concentrar em seus estudos sobre as solubilidades dos gases, sendo que a maioria das anotações de agosto se referem a esse tema (estudos relacionados à solubilidade em água dos gases nitrogênio, hidrogênio, oxigênio, óxido nítrico e gás carbônico). Em setembro de 1803, Dalton já havia se dedicado, durante a maior parte do ano, a tentativas para harmonizar o fenômeno da solubilidade dos gases em água com um sistema mecânico, baseado na teoria atomista de inspiração newtoniana com a qual ainda estava comprometido.

Em um artigo, lido em outubro de 1803 e que somente viria a ser publicado em 1805, denominado “On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids”, Dalton expôs seu trabalho sobre a solubilidade dos gases, procurando classificá-los de acordo com as suas frações de solubilidade (tabela 3) concebidas a partir de uma engenhosa relação matemática:

²³ A numeração das páginas não foi designada aqui, pois o artigo citado encontra-se na Internet (<http://web.lemoyne.edu/~GIUNTA/dalton52.html>, consultado em novembro de 2006) sem paginação.

Se uma quantidade de água, livre de ar, for agitada em presença de qualquer tipo de gás que não se una quimicamente com a água, ela absorverá uma massa de gás igual à sua própria, ou então uma parte dela, igual a uma das seguintes frações, a saber: 1/8, 1/27, 1/64, 1/125, etc. – sendo estas frações os cubos dos recíprocos dos números naturais 1, 2, 3, etc., ou seja, 1/1, 1/2³, 1/3³, 1/4³, etc. O mesmo gás será sempre absorvido de acordo com a mesma proporção, como se mostra na tabela a seguir (Dalton, “On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids”, 1805).

Bulk absorbed, the bulk of water being unity.	
1/1 ³ = 1	carbonic acid gas, sulphuretted hydrogen, nitrous oxide.
1/2 ³ = 1/8	Olefiant gas, of the Dutch chemists.
1/3 ³ = 1/27	Oxygenous gas, nitrous gas, carburetted hydrogen gas, from stagnant water.
1/4 ³ = 1/64	Azotic gas, hydrogenous gas, carbonic oxide.
1/5 ³ = 1/125	None discovered.

Legenda:

carbonic acid gas = gás carbônico

nitrous oxide = óxido nitroso

oxygenous gas = gás oxigênio

carburetted hydrogen gas = gás metano

hydrogenous gas = gás hidrogênio

sulphuretted hydrogen = gás sulfídrico

olefiant gas = acetileno

nitrous gas = monóxido de nitrogênio

azotic gas = gás nitrogênio

carbonic oxide = monóxido de carbono

Tabela 3 – Frações de diferentes gases, dissolvidos em uma dada quantidade de água, em condições de pressão suficientes para a impregnação (Dalton, 1805). Na legenda são dados os respectivos nomes atuais dos gases citados por Dalton.

Um dos valores de solubilidade que mais chamava a atenção de Dalton era o do gás nitroso, o qual era muito maior do que a sua teoria de solubilidade previa (tabela 3). Para explicar esse dado anômalo, Dalton especulou que combinações químicas estavam acontecendo entre o gás nitroso e o gás oxigênio que estaria residualmente dissolvido na água. Vale a ressalva que alguns dos gases citados na tabela 3, como metano e acetileno, nunca foram observados nos cadernos de apontamentos de Dalton antes de 1804 (Partington, 1962, p. 795). Isto constitui mais uma evidência de que o texto publicado em 1805 não reflete exatamente o que foi lido por Dalton em 1803, mas contém diversas modificações.

Para explicar os diferentes valores de solubilidade, Dalton especulou se as diferentes massas dos átomos não seriam a causa para essas variações:

A maior dificuldade para contemplar a hipótese mecânica provém do fato de diferentes gases observarem diferentes leis. Por que a água não admite a mesma quantidade de qualquer tipo de gás? Esta questão eu tenho considerado devidamente, e embora ainda não seja capaz de me satisfazer completamente, estou quase persuadido de que essa circunstância depende do peso e do número das partículas últimas dos diversos gases: aqueles cujas partículas são mais leves e simples são menos absorvíveis, e as outras são mais, conforme aumentam em peso e complexidade. [*Nota de rodapé*: Experiência subsequente mostra ser essa conjectura pouco provável.] Uma investigação acerca dos pesos relativos das partículas últimas dos corpos é um assunto, até onde sei, inteiramente novo: tenho ultimamente prosseguido nessa investigação com notável sucesso. O princípio não pode ser apresentado neste artigo, mas acrescentarei apenas os resultados, do modo como eles parecem ser determinados por meus experimentos (Dalton, “On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids”, 1805).

Assim, logo após a citação acima, a tabela de massas atômicas relativas é apresentada na forma impressa pela primeira vez. É importante chamarmos a atenção para o fato de Dalton ter atribuído às massas atômicas a causa das diferentes solubilidades dos gases, e em uma nota de rodapé ter mudado de opinião, considerando ser essa uma “conjectura pouco provável” à luz de outros resultados experimentais obtidos posteriormente.

O historiador da ciência Theron Cole Jr., partindo do princípio de que as sínteses dos óxidos de nitrogênio faziam parte dos experimentos recentes de Dalton antes do

surgimento da sua primeira tabela de massas atômicas relativas (06 de setembro de 1803), admitiu que deveria ser do conhecimento do filósofo natural inglês que o gás nitrogênio, o gás oxigênio e o gás nitroso teriam virtualmente a mesma densidade específica (0,966, 1,102 e 1,127 g/L, respectivamente), tornando incoerentes certos resultados. Não haveria motivo para o nitrogênio estar situado na classe de solubilidade $1/4^3$, considerando que os outros dois gases estavam na classe $1/3^3$. O gás carbônico, por sua vez, é 1,3 vezes mais denso do que o gás oxigênio, mas foi situado na classe de solubilidade 1 (ou seja, seria vinte e sete vezes mais solúvel do que o oxigênio). Além disso, o gás nitrogênio é 12 vezes mais denso do que o gás hidrogênio, mas Dalton os colocou na mesma classe de solubilidade. Finalmente, Cole Jr. (1978) aponta que o gás nitroso e o gás oxigênio estão na mesma classe de solubilidade, ainda que o gás nitroso seja mais complexo do que o gás oxigênio (segundo Dalton, o gás nitroso seria constituído por um átomo de nitrogênio e um átomo de oxigênio, enquanto o gás oxigênio seria formado apenas por um átomo de oxigênio).

Segundo Nash (1956), a ponderação sobre a complexidade das partículas gasosas teria sido o ponto de partida para a construção de uma teoria atômica quantitativa. Entretanto, apesar da importância desse episódio, alguns detalhes não podem passar despercebidos e devem ser considerados para uma adequada avaliação desse processo. Em primeiro lugar, é preciso ter em mente que o artigo de Dalton foi lido perante a *Literary and Philosophical Society* de Manchester em 1803, mas publicado somente em 1805. Conforme vimos, o texto publicado traz claras evidências de haver sido modificado em relação ao originalmente lido. Uma das evidências mais eloqüentes é o fato de Dalton propor no texto a hipótese de que as solubilidades dos gases dependeriam das massas das partículas, e em uma nota de rodapé comentar que essa hipótese seria pouco provável. Dalton não teria a menor dificuldade em fazer as modificações: ele próprio era o editor das *Memórias* da Sociedade, e portanto podia escolher quais artigos, e quando, seriam publicados.

A tabela 4 traz os valores da primeira tabela de massas atômicas relativas contida no caderno de anotações na página referente ao dia 06 de setembro de 1803. Nota-se que essa tabela possui valores diferentes daqueles divulgados por Dalton em seu artigo *On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids* publicado em 1805 (tabela 5). A figura 7 reproduz os primeiros símbolos utilizados por Dalton para representar os átomos.

	Massa atômica
Hidrogênio	1
Azoto	4
Carbono	4,5
Amônia	5
Oxigênio	5,66
Água	6,66
Óxido nitroso	13,66
Gás Nitroso	9,66
Ácido nítrico ²⁴	15,32
Óxido de carbono gasoso	10,2
Ácido carbônico ²⁵	15,8
Ácido sulfuroso ²⁶	22,66
Ácido sulfúrico ²⁷	28,32

Tabela 4 – Valores contidos na primeira tabela de massas atômicas (Dalton, 1803²⁸).

²⁴ Atual dióxido de nitrogênio (NO₂).

²⁵ Atual dióxido de carbono (CO₂).

²⁶ Atual dióxido de enxofre (SO₂).

²⁷ Atual anidrido sulfúrico (SO₃).

²⁸ Estes valores foram consultados em Thackray (1966 a), p.55.

	Massa atômica
Hidrogênio	1
Azoto	4,2
Carbono	4,3
Amônia	5,2
Oxigênio	5,5
Água	6,5
Fósforo	7,2
Hidrogênio fosforado ²⁹	8,2
Gás nitroso	9,3
Éter	9,6
Óxido de carbono gasoso	9,8
Óxido nitroso	13,7
Enxofre	14,4
Ácido nítrico	15,2
Hidrogênio sulfurado ³⁰	15,4
Ácido carbônico	15,3
Álcool	15,1
Ácido sulfuroso	19,9
Ácido sulfúrico	25,4
Hidrogênio carburado ³¹	6,3
Gás olefiante ³²	5,3

Tabela 5 – Valores contidos na tabela de massas atômicas relativas divulgadas por Dalton no seu artigo *On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids* (Dalton, 1805).

²⁹ Atualmente chamado de fosfina, PH₃.

³⁰ Atual sulfeto de hidrogênio (H₂S).

³¹ Atual metano (CH₄).

³² Atual etileno (C₂H₄).

12th October 1803

New theory of the constitution of the ult. atoms of Bodies.

Characters.		Or thus
⊕	Hydrogen	⊙
Ⓐ	Azote	Ⓜ
○	Oxygen	○
●	Carbon or charcoal	●
Ⓢ	Sulphur	⊕
	Phosphorus	Ⓜ

Page 359 Binary Compounds.

○○	Water.
ⓂⓂ	Ammonia.
●○	Gaseous oxide of carbon.
Ⓜ○	Nitrous gas.
●Ⓜ	Carbonated hydrogen gas.
⊕○	Sulphureous Acid.
⊕Ⓜ	Sulphurated Hydrogen.
Ⓜ○	Phosphorous acid.
ⓂⓂ	Phosphorated Hydrogen.

Ternary Compounds.

ⓂⓂⓂ	Nitrous oxide.
ⓂⓂⓂ	Nitric acid.
○●○	Carbonic acid.
Ⓜ⊕Ⓜ	Sulphuric acid.
●○●	Ether.
ⓂⓂ○	Phosphoric acid.

Page 355 Compounds of 4 Particles.

	Alcohol?
	Sugar.

Page 353 Compounds of 5 Particles.

	Alcohol.
	Nitrous acid.

FIG. 67. DALTON'S SYMBOLS OF ELEMENTS AND COMPOUNDS.

Figura 7 – Símbolos de Dalton para os elementos e compostos (Partington, 1962).

1.7 - Desenvolvimento da teoria de Dalton – a quantificação das massas atômicas

A primeira tabela de massas atômicas foi elaborada a partir de proporções em massa envolvidas em reações já conhecidas por Dalton. Assim, com base nas análises de Lavoisier para a água (85% de oxigênio e 15% de hidrogênio em massa), dos experimentos desse mesmo químico que envolviam a formação de óxidos de carbono, da análise de Austin para a amônia (80% de nitrogênio e 20% de hidrogênio em massa) e da análise de Chenevix para o anidrido sulfúrico (61,2% de enxofre e 38,8% de oxigênio em massa), Dalton passou a dispor de uma série de valores que indicavam as proporções nas reações de formação de cada uma dessas substâncias (Nash, 1956). De posse desses valores, Dalton estabeleceu entre estes e as massas atômicas, sugeridas por ele anteriormente como o motivo das diferentes solubilidades dos gases em água, uma relação intermediada pela regra da máxima simplicidade. Desse modo, as sucessivas

combinações entre átomos, na proporção de 1:1, resultariam em fórmulas químicas que traduziriam as proporções envolvidas nessas transformações.

Analisando, por exemplo, as proporções em massa determinadas por Lavoisier para a água, constatamos que a água apresenta uma proporção em massa de 15 g de hidrogênio para 85 g de oxigênio, ou seja, 1 g de hidrogênio para 5,66 g de oxigênio (valores que constam na primeira tabela de massas atômicas relativas de Dalton). Pela regra da máxima simplicidade, um átomo de oxigênio se combinaria com um átomo de hidrogênio, formando um “átomo composto” de água. Como o hidrogênio, nas reações em que estava presente, participava sempre com uma proporção em massa menor do que os outros elementos, ele foi assumido por Dalton como sendo o padrão, sendo a ele conferida uma massa atômica igual a 1. Dessa forma, um átomo de oxigênio deveria ter uma massa atômica relativa igual a 5,66 (5,66 vezes maior que o padrão). Seguindo o mesmo raciocínio, como a proporção em massa da amônia (determinada por Austin) é de 20 g de hidrogênio para 80 g de nitrogênio, ou seja, 1 g de hidrogênio para 4 g de nitrogênio, logo o nitrogênio possuiria uma atômica relativa igual a 4. A partir dessas massas atômicas relativas (principalmente a do oxigênio, o qual se encontra presente em um número maior de compostos) outras massas atômicas relativas foram propostas (tabela 4). Caso existissem outras substâncias constituídas por átomos de oxigênio e hidrogênio, ou por átomos de nitrogênio e hidrogênio, além da água e da amônia, respectivamente, estas deveriam obedecer à lei das proporções múltiplas (figura 8). Dessa forma, suas fórmulas, pela simbologia de Dalton, seriam constituídas por dois átomos de hidrogênio e um de oxigênio (ou nitrogênio) ou por dois átomos de oxigênio (ou nitrogênio) e um de hidrogênio (respectivamente).

WATER AMMONIA

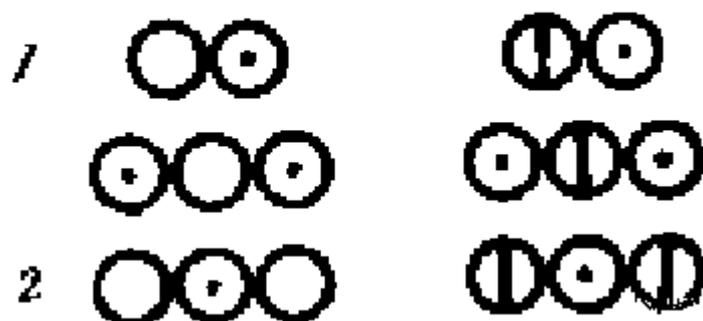


Figura 8 – Representação dos “átomos compostos” de água, amônia e de outras partículas que poderiam ser formadas, obedecendo a lei das proporções múltiplas (www.nmsi.ac.uk, consultado em setembro de 2006).

Com a determinação das massas atômicas do nitrogênio e do oxigênio, Dalton conseguiu explicar as várias proporções em massa envolvidas na síntese dos óxidos de nitrogênio (em setembro de 1803, Dalton teria realizado o experimento de Cavendish da reação de nitrogênio e oxigênio sobre um álcali mediante uma faísca elétrica). Analisando a tabela 6, observamos que o gás nitroso seria formado, segundo Dalton, quando 57,9 gramas de oxigênio reagem com 42,1 gramas de nitrogênio. Como vimos anteriormente, considerando-se a massa atômica do hidrogênio como sendo igual a 1, a massa atômica relativa do oxigênio seria igual a 5,66 e a do nitrogênio igual a 4. Adotando-se esses valores, a proporção envolvida para a síntese do gás nitroso seria de $(57,9 / 5,66)$ de oxigênio para $(42,1 / 4)$ de nitrogênio – ou seja, aproximadamente 1:1. Logo, este composto seria formado por um átomo de nitrogênio e um átomo de oxigênio, obedecendo assim à regra da máxima simplicidade. Por intermédio do mesmo raciocínio, verificaríamos que o óxido nitroso seria formado por dois átomos de nitrogênio e por um átomo de oxigênio, e que o gás ácido nítrico seria formado por um átomo de nitrogênio e dois átomos de oxigênio. É importante salientarmos que os dados da tabela 6 são diferentes daqueles contidos na tabela 2 (p. 33). Uma justificativa para essa disparidade seria o fato de Dalton ter utilizado valores de diversos experimentos, enquanto Davy se baseou exclusivamente em suas sínteses. Logo, as sínteses dos óxidos de nitrogênio podem ser consideradas como exemplos práticos da lei das proporções múltiplas.

	nitrogênio (%)	oxigênio (%)
gás nitroso	42,1	57,9
óxido nitroso	62	38
ácido nítrico	26,7	73,3

Tabela 6 – Proporções em massa dos óxidos de nitrogênio, de acordo com Dalton.

O ácido nitroso, de acordo com Dalton, seria formado por “átomo composto” de ácido nítrico e um de gás nitroso. Assim, não serviu de exemplo para a lei das proporções múltiplas, pois não obedece a uma proporção em massa diretamente comparável com as demais contidas na tabela 6.

Os estudos sobre as proporções em massa envolvidas na composição dos óxidos de nitrogênio desempenharam, sem dúvida nenhuma, um papel de destaque para a construção da teoria atômica daltoniana. Entretanto, eram necessários novos experimentos cujos resultados estivessem de acordo com a lei das proporções múltiplas, para que a teoria atômica daltoniana se mostrasse mais convincente, e a regra da máxima simplicidade se distanciasse da alcunha de uma suposição meramente arbitrária. Atento a esse quadro, Dalton estava realizando, na primeira metade de 1804, pesquisas para a determinação das solubilidades e das composições percentuais de substâncias orgânicas, tais como álcoois, éteres e hidrocarbonetos (Thackray, 1970). A figura 9 representa a combustão do metano, a qual teria sido utilizada para a determinação da fórmula dessa substância orgânica. De acordo com a figura 9, a partir do gás metano se formariam água e gás carbônico. Já a figura 10 representa as fórmulas daltonianas para o álcool etílico e para o éter dietílico.

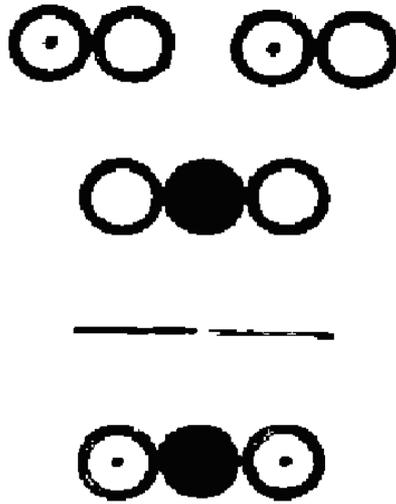


Figura 9 – Representação atomística para a combustão do metano (proposta por Dalton entre 1804 e 1807) [www.nmsi.ac.uk, consultado em setembro de 2006]. Abaixo do traço está representado um “átomo composto” de metano; acima do traço, dois “átomos compostos” de água e um de gás carbônico.

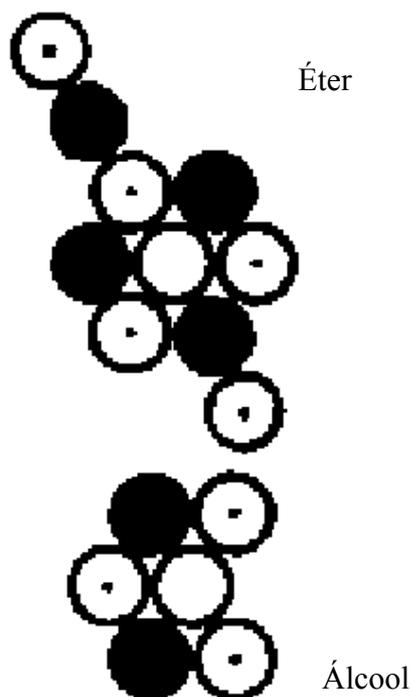


Figura 10 – Representação atomística para dois compostos orgânicos, álcool etílico e éter dietílico, proposta por Dalton entre 1806 e 1807 [www.nmsi.ac.uk, consultado em setembro de 2006].

Em agosto de 1804, Dalton conseguiu estabelecer uma relação entre as composições do gás hidrogênio carburado (metano) e do gás olefiante (acetileno). No mesmo ano, Dalton conheceu Thomas Thomson (encontro intermediado por William Henry) em Manchester. Em seu diário de 1804, Thomson escreveu, a respeito desse acontecimento:

26 de Agosto. Domingo. Chamado por Mr. Henry fui encontrá-lo, jantei com seu pai e bebi chá em companhia de Mr. Henry e Mr. Dalton. Mr. Dalton estava ocupado ultimamente com experimentos sobre hidrocarbonetos. Ele encontrou três compostos:

1. Gás olefiante, composto de um átomo de hidrogênio e um átomo de carbono;
2. Gás de hidrogênio carburado, composto de dois átomos de hidrogênio e um de carbono;
3. Óxido de carbono, composto de um átomo de carbono e um átomo de oxigênio.

Ele sugeriu um método engenhoso para a determinação dos constituintes (*Thomson's diary*; citado por Partington, 1962, v. 3, p. 794).

Esse método engenhoso a que Thomson se referia era a lei das proporções múltiplas. Seguindo essa lei, o óxido de carbono e o gás olefiante seriam formados de acordo com a regra da máxima simplicidade (um átomo de carbono se combinando com um átomo de oxigênio ou hidrogênio, respectivamente). Assim, o gás de hidrogênio carburado se formaria em uma situação em que existisse um excesso de gás hidrogênio: dessa forma, dois átomos de hidrogênio se combinariam com um átomo de carbono, admitindo uma geometria linear para minimizar a repulsão entre os átomos de hidrogênio.

Como consequência do encontro entre Henry, Thomson e Dalton, este último teria elaborado, a partir de setembro de 1804, a segunda teoria das misturas gasosas, a qual descreveremos a seguir. Em 1810, Dalton teria se referido ao verão de 1804 como a data em que a teoria atômica teria sido criada, esquecendo-se completamente dos eventos que ocorreram antes de 1804, mais especificamente da primeira tabela de massas atômicas propostas em setembro de 1803 (Nash, 1956). Entretanto, Fleming (1974) e Thackray (1966 a) acreditam que a segunda teoria das misturas gasosas tenha sido proposta em 1805, pois é este o ano que consta nos trabalhos de Dalton como o da criação da segunda teoria.

No momento em que a segunda teoria das misturas gasosas foi proposta por Dalton, existiam experimentos incoerentes com sua primeira teoria das misturas gasosas. Por exemplo, a difusão de um gás em outro, que deveria ser um processo instantâneo (caso um gás de fato se comportasse como um vácuo em relação ao outro), mostrava-se na realidade um processo vagaroso. Essa dificuldade foi exposta pelo próprio Dalton nos seguintes termos:

Nós teríamos que supor tantos tipos distintos de poderes repulsivos quantos são os gases; e, além disso, supor que o calor não seria o poder repulsivo em nenhum dos casos; posições que certamente não são muito prováveis. Além disso, encontrei a partir de... experimentos,... que a difusão de gases uns através dos outros era um processo vagaroso, e parecia ser um trabalho de considerável esforço (Dalton, citado por Fleming, 1974, p. 564).

Embora buscasse explicar objeções como essa, a segunda teoria das misturas gasosas tinha como principal objetivo explicar as combinações químicas. Para isso, Dalton passou a trabalhar com características como o tamanho, a complexidade e a massa das partículas. Cada átomo, fosse ele “simples” ou “composto”, possuiria uma determinada “atmosfera”, ou invólucro, de calórico à sua volta (figuras 11 e 12). O agente da repulsão entre as partículas seria o calórico, responsável pelo desequilíbrio estabelecido entre elas quando diferentes gases são misturados. A diferença de tamanho entre as “atmosfera” de calórico é que determinaria a repulsão entre átomos iguais e a não interação entre átomos distintos.

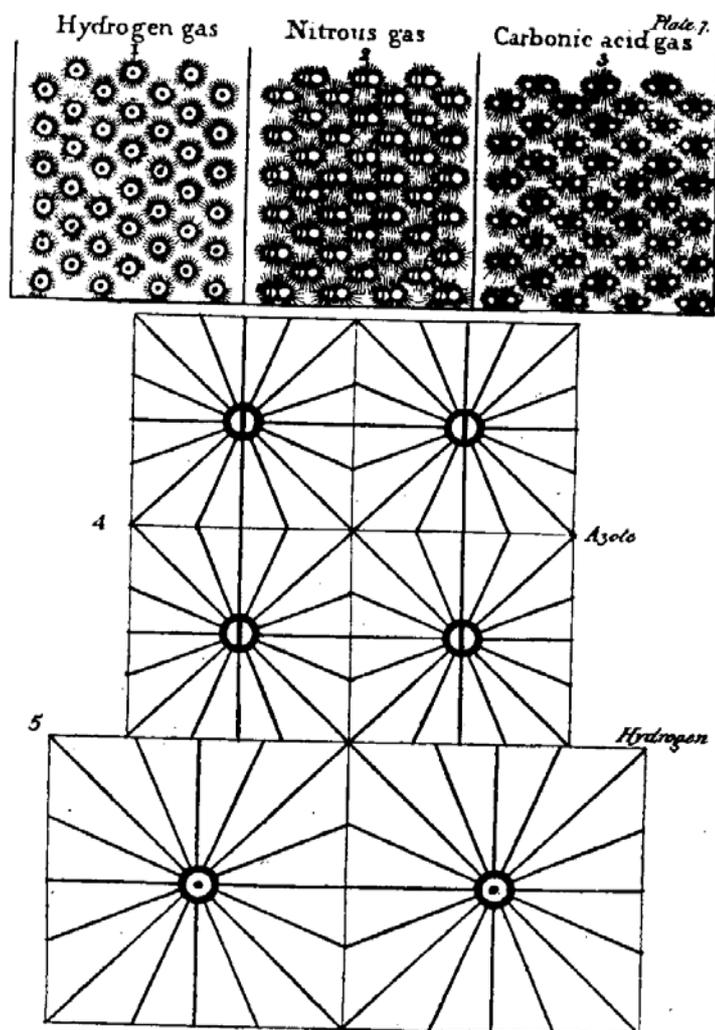


Figura 11 – Esquemas representativos da repulsão entre as “atmosfera” de calórico que circundariam cada átomo constituinte dos gases (Partington, 1962).

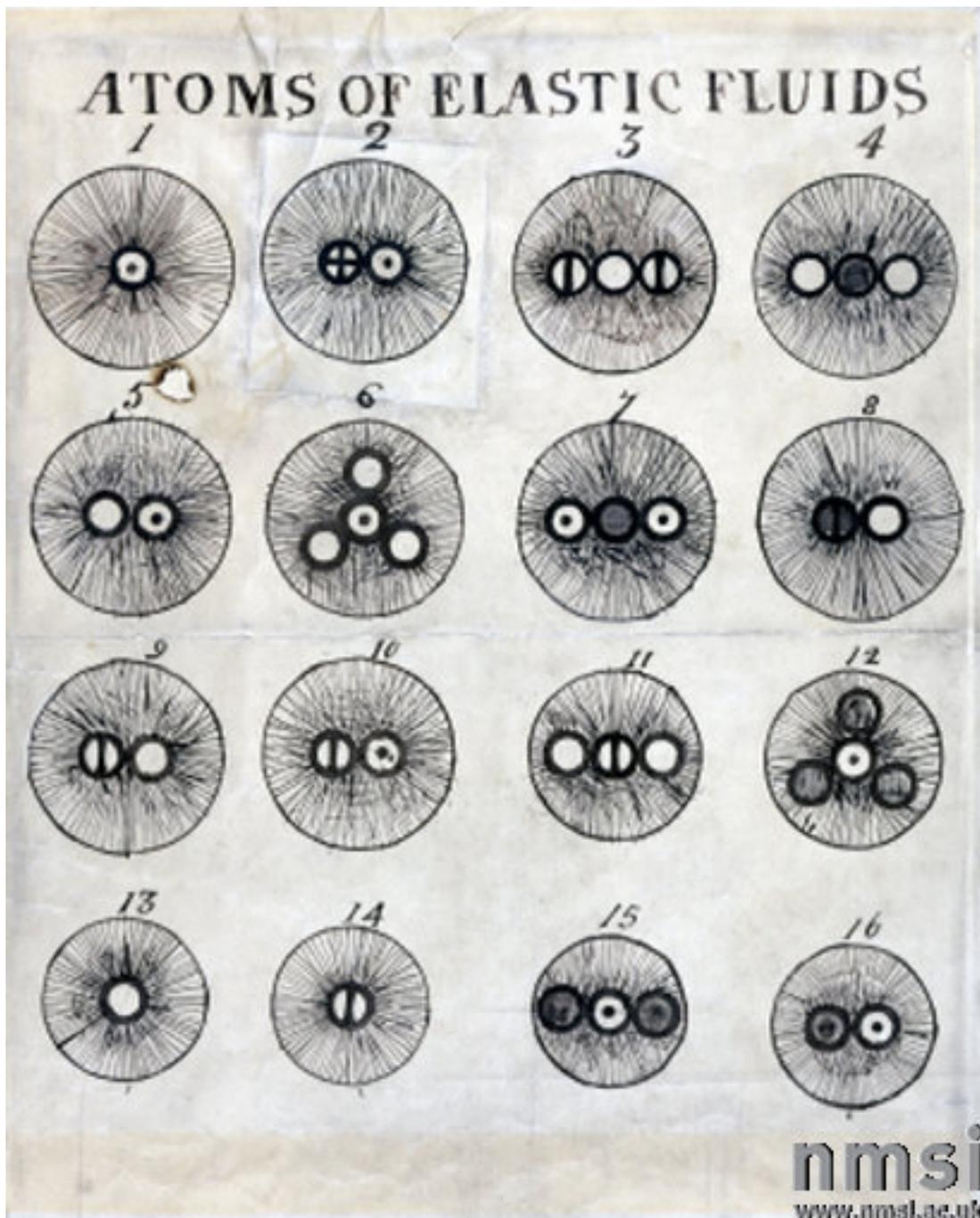


Figura 12 – Esquemas representativos das “atmosferas” de calórico que circundariam os diferentes átomos (www.nmsi.ac.uk, consultado em setembro de 2006).

Para Nash, uma melhor compreensão das “atmosferas” de calórico propostas por Dalton pode ser obtida pela análise do manuscrito “On Heat”, datado de 23 de maio de 1806. Nesse manuscrito, Dalton teria afirmado que todos os átomos possuem uma “atmosfera” de calórico da mesma forma que os planetas possuem as suas atmosferas gasosas (Nash, 1950). Assim, todas as espécies de átomos possuiriam uma especial atração pelo calor, sendo que a menor ou maior quantidade desse fluido, conglomerada em torno de um corpo, poderia variar de acordo com suas diferentes capacidades caloríficas, ou com seus calores específicos. Dessa maneira, em quaisquer corpos, os átomos possuiriam diferentes capacidades para absorver o calor, em uma dada temperatura. Assim, os diâmetros dos átomos variariam de acordo com as circunstâncias de atração pelo calor: aqueles com uma forte atração teriam uma “atmosfera” mais densa e larga ao seu redor, enquanto aqueles caracterizados por uma fraca atração pelo calor teriam uma menor “atmosfera” e, conseqüentemente, um diâmetro menor. Observando a tabela 7, notamos que o hidrogênio é o gás que possui o maior calor específico. Logo, os seus átomos iriam “atrair” uma grande quantidade de calórico e conseqüentemente teriam uma grande “atmosfera”. Isso se encontra representado na figura 12: Dalton esquematiza a “atmosfera” de calórico em torno de um átomo de hidrogênio (átomo 1) como sendo maior do que a “atmosfera” correspondente a um átomo de nitrogênio (átomo 14).

TABLE OF THE SPECIFIC HEATS OF ELASTIC FLUIDS.

Hydrogen	9.382	Olefiant gas	1.555
Azote	1.866	Nitric acid	.491
Oxygen	1.333	Carbonic oxide	.777
Atmos. air	1.759	Sulph. hydrogen	.583
Nitrous gas	.777	Muriatic acid	.424
Nitrous oxide	.549	Aqueous vapor	1.166
Carbonic acid	.491	Ether. vapor	.848
Ammon. gas	1.555	Alcohol. vapor	.586
Carb. hydrogen	1.333	Water	1.000

Tabela 7 – Calores específicos dos gases (Dalton, 1964 [1808]).

Dessa maneira, Dalton modificou o seu corpuscularismo de inspiração newtoniana, incorporando aspectos relacionados à química de Lavoisier: concedeu aos seus átomos uma “atmosfera” de calórico. As concepções de Dalton sobre o calor podem ser vistas no texto a seguir, traduzido a partir de *A New System of Chemical Philosophy*:

A mais provável opinião a respeito da natureza do calórico é que, sendo um fluido elástico de grande sutileza, suas partículas repelem umas às outras, mas são atraídas por todos os outros corpos.

Quando todos os corpos numa vizinhança estão em uma mesma temperatura, então o calor ligado a eles está em um estado imóvel; as quantidades absolutas de calor em quaisquer dois corpos nesse caso não são iguais, quer consideremos corpos de iguais massas ou de iguais volumes. Cada tipo de matéria tem sua peculiar afinidade pelo calor, pela qual ele requer uma certa porção desse fluido, a fim de ficar em equilíbrio com outros corpos em uma certa temperatura. Caso as quantidades totais de calor nos corpos de igual massa ou volume, ou mesmo as quantitativas relativas, fossem exatamente determinadas, para quaisquer temperaturas, os números que expressam essas quantidades constituiriam uma tabela de calores específicos... e seriam uma importante aquisição para a ciência. Tentativas desse tipo têm sido feitas com um considerável sucesso (Dalton, 1964 [1808], pp. 1 – 2).

Para Nash, Dalton chegou a essa concepção ao tentar explicar os valores dos “pesos atômicos” obtidos. Ao observamos passagens de *A New System of Chemical Philosophy*, notamos relações entre os calores específicos e as massas atômicas relativas:

Os calores específicos, de *pesos* iguais de quaisquer dois fluidos elásticos, são inversamente proporcionais aos pesos de seus átomos ou moléculas... Os calores específicos, de iguais *quantidades* de fluidos elásticos, são diretamente proporcionais a suas gravidades específicas, e inversamente proporcionais aos pesos de seus átomos. (Dalton, 1964 [1808], p. 58).

A segunda teoria das misturas gasosas, a qual pressuponha a existência de partículas com tamanhos diferentes, permitia a Dalton inferir que volumes iguais de dois gases distintos possuiriam quantidades diferentes de partículas (tabela 8). Como os

átomos de nitrogênio e os átomos de hidrogênio possuiriam massas relativas distintas e diâmetros distintos, deveria haver diferente número de átomos de cada um deles em um dado volume. Dalton supôs que os volumes de gases envolvidos em uma reação química poderiam ser usados para estimar o tamanho dos átomos:

Era verão de 1804, e eu colecionava dados sobre os gases inflamáveis... 100 medidas de hidrogênio carburado requerem cerca de 200 medidas de gás oxigênio, resultando em cerca de 100 medidas de gás carbônico... logo, então, nós podemos concluir que o diâmetro de um átomo de hidrogênio carburado é aproximadamente igual a de um átomo de hidrogênio, mas não menor... (Thomson, 1831; citado por Partington, 1962, p. 795.)

Dessa forma, mesmo que de maneira considerada atualmente incorreta, a segunda teoria conseguia explicar as relações volumétricas de uma reação química. Entretanto, ao assumir que volumes distintos de gases possuem quantidades diferentes de partículas, Dalton colocava obstáculos para a determinação das massas atômicas relativas pelas proporções em volume.

	Wt. of 100 cu. in. in grains	Diam.	No. of atoms		Wt. of 100 cu. in. in grains	Diam.	No. of atoms
Air	31	—	—	Carbonic oxide	29	1·020	940
Hydrogen	2·5	1·000	1000	Carbonic acid	47	1·00	1000
Oxygen	34	·794	2000	Sulphurous acid	71	·95	1170
Azote	30·2	·747	2400	Olefiant gas	29·5	·81	1890
Muriatic acid	39·5	1·12	700	Carburetted hyd.	18·6	1·00	1000
Ammonia	18·6	·909	1330	Sulphuretted hyd.	36	1·00	1000
Oxymuriatic acid	76	·981	1060	Phosphur. hyd.	26	1·00	1000
Nitrous gas	32·2	·980	1060	Superflu. of silex	130	1·15	658
Nitrous oxide	50	·947	1180				

Tabela 8 – Relação entre a massa e o diâmetro de um determinado átomo, seguida do número relativo desses átomos presentes em uma dada massa (Partington, 1962).

A partir de 1804, diversos valores de massas atômicas relativas foram recalculados (tabela 9). Por exemplo, em 1805, Dalton mudou a massa relativa do nitrogênio para 5, devido às mais recentes análises de Davy para os óxidos de nitrogênio e para a amônia. Esse valor viria a ser alterado novamente em 1807 (massa atômica relativa igual a 4,2), devido às análises de Berthollet para a amônia. A tabela de massas atômicas publicada entre 1806 e 1807, e os diagramas com representações atômicas para os elementos e compostos, publicados em *A New System of Chemical Philosophy*

(1808, v.1, *part 1*), encontram-se na figura 13. Os diagramas representativos dos átomos mostram como Dalton concebia a existência de um arranjo ordenado dos átomos. Para Thackray (1966 a), a crença de Dalton em estruturas atômicas tridimensionais seria demonstrada pela maneira como ele refutava a simbologia por letras empregada posteriormente por Berzelius para as fórmulas químicas: segundo Dalton, “somente a simbologia atômica representa a Natureza”, podendo assim explicar o equilíbrio e a organização dos átomos.

Appendix
Dalton's Atomic Weight Values

	6 Sept. 1803: Notebook	13 Sept. 1803: Notebook	Oct. 1803: Notebook	1 Thomson; Aug. 1804: Diary	14 Sept. 1803: Notebook	Nov. 1803: <i>Mem. Monthly. Lit. Phil. Soc.</i>	Aug. 1806: Notebook	Sept./Oct. 1806: Notebook	April 1807: Glasgow Lectures	J. Thomson 1807 System	May 1808: New System (I)	1810: New System (II)
H	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
O	5.66	5.66	5.5	6.5	6.5	6.5	7	7	7	6	7	7
N	4	4	4	5	4.2	4.2	5	5	5	4.5	5	5
S	17	14.4	[14.4]	..	[14.4]	14.4	22	12	13	..	13	13
C	4.5	4.4	[4.4]	5	[4.3]	4.3	5	5	5.4	..	5	5.4
P	..	7.2	[7.2]	7.2	9+	9.3	9	..	9	9
Nitrous oxide	13.66	13.66	13.5	16.5	13.9	13.7	16	17	17.2
Nitrous gas	9.66	9.66	9.5	11.5	9.7	9.8	11	12	12.1
Nitric acid	15.32	15.32	..	18	15.2	15.2	17	19	19.1
Phosph. hydr.	..	8.2	8.2	8.2	10
Carbonic oxide	10.2	10.1	10.1	11.5	9.8	9.8	12	12.4
Carbonic acid	15.8	15.7	15.4	18	15.3	15.3	19	19.4
Olefiant gas	..	5.4	5.4	6	5.3	5.3	6	6.4
Carburated hydrogen	7	6.3	6.8	7	7.4
Ammonia	5	5.00	..	6	5.2	5.2	6	6	6
Sulphurous acid	22.66	20.00	19.9	27
Sulphuric acid	28.32	25.7	25.4	34	34
Sulph. hydr.	..	15.4	15.4	..	16.4?	15.4	16	14
Water	6.66	6.66	..	7.5	6.5	6.5	7	8	8
Ether	..	9.8	..	11	9.6	9.6	11	..
Alcohol	..	16.46	..	23.5	15.1	15.1	16	..
Oxynitric acid	24.5	26.1
Nitrous acid	29.5	28	31	31.2

Tabela 9 – Valores das massas atômicas relativas calculadas por Dalton, mostrando as correções realizadas entre 1803 e 1810 (Thackray, 1966 a).

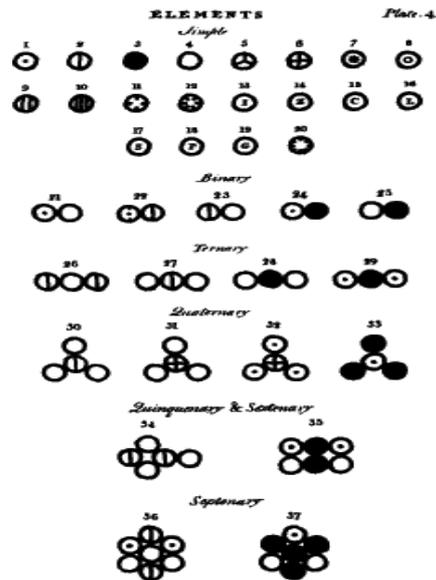


Figura 13 – Diagrama representando os átomos de diferentes elementos e compostos, publicado em 1808 (Dalton, 1964 [1808]).

Legenda (figura 14):

1 hidrogênio	19 ouro
2 nitrogênio	20 mercúrio
3 carbono	21 água
4 oxigênio	22 amônia
5 fósforo	23 gás nitroso
6 enxofre	24 gás olefiante
7 magnésia ³³	25 óxido carbônico
8 cal ³⁴	26 óxido nitroso
9 soda ³⁵	27 óxido nítrico
10 potassa ³⁶	28 ácido carbônico
11 estrontita ³⁷	29 hidrogênio carburado
12 barita ³⁸	30 ácido oxinítrico
13 ferro	31 óxido de enxofre
14 zinco	32 hidrogênio sulfurado
15 cobre	33 álcool
16 chumbo	34 ácido nitroso (1 anidrido nítrico + 1 monóxido de nitrogênio)
17 prata	35. ácido acetoso ³⁹
18 platina	36. nitrato de amônia
	37. açúcar

³³ Óxido de magnésio.

³⁴ Óxido de cálcio.

³⁵ Óxido de sódio.

³⁶ Óxido de potássio.

³⁷ Óxido de estrôncio.

³⁸ Óxido de bário.

³⁹ Ácido acético.

Apesar de Dalton haver proposto e utilizado em seus trabalhos o termo massa atômica relativa, este foi preterido por Thomson, o grande divulgador da teoria atômica de Dalton. Em seu livro *System of Chemistry*, Thomson preferiu o termo “densidade relativa dos átomos”:

Não tínhamos direções para a determinação da densidade dos átomos dos diferentes corpos, mas a última contribuição de John Dalton, se provada correta, fornecerá um método para a determinação desses valores com grande precisão... Esta hipótese fornecerá para nós um método eficaz para a determinação das densidades relativas dos átomos envolvidas nas combinações (Thomson, 1807; citado por Partington, 1962, p. 796).

Segundo Thackray, até 1807 a tabela de massas atômicas relativas não despertou o interesse dos químicos. Para os interessados em atomismo, o foco de atenção residia ainda na quantificação das forças de afinidade entre as partículas. Parte dessa descrença deve-se à falta de mecanismos que convencessem os químicos da época das proporções atômicas envolvidas nas combinações químicas. Assim, a falta de respaldo para a lei das proporções múltiplas de Dalton, construída a partir de uma teoria *falsificada* (no sentido popperiano) – a primeira teoria das misturas gasosas (Fleming, 1974) – estaria representada pelas poucas páginas do livro *A New System of Chemical Philosophy* (1808, v.1, *part 1*) que abordam a determinação das massas atômicas relativas (treze das duzentas e vinte páginas do livro). Esse panorama só começou a mudar quando apareceram demonstrações para as aplicações da lei das proporções múltiplas. Desse modo, a regra da máxima simplicidade deixaria de ser considerada por muitos como um princípio arbitrário de Dalton, passando a fazer parte de um mecanismo lógico, compatível com as análises químicas, para a determinação das massas atômicas relativas.

Capítulo 2

Aplicações para a teoria atômica de Dalton

2.1 – Introdução

A teoria atômica de Dalton, apesar de conseguir alguns adeptos, dentre os quais se destacou Thomas Thomson, possuía opositores tanto no próprio Reino Unido como no continente europeu. Para entendermos a resistência inicial à teoria atômica de Dalton temos de procurar entender o contexto científico da época. No começo do século XIX, a França (país que na época dominava, sob o comando de Napoleão Bonaparte, uma grande parte do continente europeu) apresentava um grande número de cientistas (tais como Berthollet, Proust e Gay-Lussac) pesquisando sobre as transformações químicas. Esse grande interesse se deve, além do sucesso dos trabalhos de Lavoisier na segunda metade do século XVIII, à expansão imperialista francesa — esse evento disponibilizou um enorme número de matérias-primas para os cientistas franceses e fomentou o processo de revolução industrial. Apesar dos trabalhos de Lavoisier também terem influenciado muitos cientistas britânicos (como, por exemplo, Davy e Wollaston), a difusão destes trabalhos no Reino Unido foi diferente da ocorrida na França. Além da rivalidade existente entre essas nações, é importante considerarmos que o Reino Unido possuía uma forte tradição atomista ao longo do século XVIII, frutos dos trabalhos de Newton e Boyle. Esses fatores podem ter tornado, em um primeiro momento, a teoria atômica daltoniana um pouco mais verossímil para os britânicos do que para os

franceses. Um indicativo disso está na tradução para o francês do livro *System of Chemistry* (Thomson, 1807) feita por Berthollet. Nessa tradução, a determinação das massas atômicas foi abordada superficialmente e a lei das proporções múltiplas reduzida a uma mera consequência da teoria da afinidade química (Kounnelis, 2000). O posicionamento contrário à teoria atômica daltoniana fica bem caracterizada pelas intervenções que Berthollet fez nessa tradução, na qual ele declara que a combinação 1 : 1, expressão da regra da máxima simplicidade, era completamente arbitrária:

Parece uma rota baseada em certos experimentos... mas uma análise mais criteriosa, considerando propriedades bem determinadas, mostraram ser esta uma hipótese especulativa sobre o número, o arranjo e a geometria das moléculas, não coincidindo com todas as experiências (Berthelot, *in* Thomson, *Système de Chimie*, 1809; citado por Partington, 1962, p. 806).

Entretanto, mesmo no Reino Unido houve críticas à teoria de Dalton. Para John Bostock (1773 – 1846), aluno de Joseph Black em Edimburgo, a regra da máxima simplicidade de Dalton não estava de acordo com análises efetuadas, fornecendo como exemplo as proporções reacionais encontradas por Thomson, e enfatizando a arbitrariedade dessa regra (Partington, 1962). Já Davy também se mostrou avesso à teoria atômica de Dalton, diminuindo a importância dessa teoria frente ao trabalho de William Higgins.

Como acabamos de ver, a recepção inicial da teoria atômica de Dalton não foi das melhores, sendo a regra da máxima simplicidade o principal foco das críticas. Todavia, algumas leis e demonstrações, enunciadas no princípio do século XIX, mostraram a aplicabilidade da teoria daltoniana, colaborando com a sua difusão pelo velho continente.

2.2 – A Lei das Proporções Definidas

O trabalho de Lavoisier no século XVIII modificou o modo de encarar as reações químicas: o processo de combustão, que com Stahl era explicado pelo flogístico, passou a ser encarado como uma transformação envolvendo o oxigênio (Lavoisier, 1965 [1790]). A modificação dessas concepções culminou em novas

questões a serem discutidas. Nesse contexto, já no começo do século XIX, é que se desenrolou o debate científico entre Berthollet e Proust.

Berthollet (Fuji, 1986) baseava seus argumentos na teoria de afinidade química – um conceito relativo que variava de acordo com as condições físicas de uma dada reação química. Para Berthollet, as substâncias se combinavam essencialmente em proporções indefinidas, exceto em condições especiais como a condensação, a vaporização, a precipitação, etc. Assim, a decomposição de uma substância poderia originar produtos com proporções variáveis, dependendo da massa inicial do reagente.

Proust, por sua vez, era partidário da idéia de Torbern Bergman (1735 – 1784), o qual afirmava que, quando duas substâncias se combinam, estas teriam uma afinidade seletiva entre si e sempre se combinariam em proporções constantes para a obtenção de um dado produto. A lei das proporções definidas foi primeiramente defendida por Proust em 1797, com um trabalho sobre o azul da Prússia. Em 1799, Proust observou que o carbonato de cobre também seguia essa lei (Partington, 1962). A identidade da composição das substâncias foi afirmada por Proust nos seguintes termos:

De acordo com nossos princípios, um composto... é um produto privilegiado para o qual a Natureza atribui proporções fixas; [um composto] é, em suma, um ser o qual a Natureza – mesmo quando através da ação do homem – nunca cria de outra maneira que não com sua balança em mãos, *pondere et mesura* [i. e., em peso e medida]. Vamos reconhecer, portanto, que as propriedades dos verdadeiros compostos são invariáveis, assim como as proporções dos seus constituintes. De um pólo a outro da Terra, os compostos são idênticos nesses dois aspectos; a sua aparência pode variar, devido à forma de agregação, mas suas propriedades [químicas] nunca podem variar. Nenhuma diferença foi ainda observada entre os óxidos de ferro do Sul e do Norte. O cinábrio do Japão é constituído de acordo com a mesma proporção que o da Espanha... Devemos... concordar na crença de que, se as combinações que fazemos todos os dias em nossos laboratórios, têm uma perfeita semelhança com as da Natureza, isto se deve ao fato de que os poderes da Natureza mantêm um invisível controle sobre todas as operações de nossas artes. Se descobrimos ser impossível fazer uma onça de ácido nítrico, um óxido, um sulfeto, ou uma gota de água, em proporções diferentes daquelas que a Natureza lhes atribuiu desde sempre, devemos novamente reconhecer que *existe uma balança que, sujeita aos decretos da Natureza, regula, mesmo em nossos laboratórios, as proporções dos compostos*. E mesmo se, algum dia, possamos ter sucesso em reconhecer claramente as causas que retardam ou aceleram a ação das substâncias que tendem a se combinar, poderíamos

apenas nos satisfazer em saber uma coisa a mais, a saber, os meios que a Natureza utiliza para restringir os compostos às proporções nas quais os encontramos combinados. Mas, tal conhecimento invalidaria o princípio que provei? Considero que não, porque o princípio é apenas o corolário dos fatos que descobrimos todos os dias; não há nada de hipotético sobre ele; os fatos conduziram a ele, e somente os fatos poderiam derrubá-lo (Proust, citado por Nash, 1950, p. 33).

O embate entre os dois cientistas se iniciou em 1801, quando Berthollet declarou a sua descrença em relação ao trabalho de Proust, tornando-se mais agudo após 1803 – ano de publicação do *Statique Chimique* de Berthollet, com novas críticas às concepções de Proust. Para explicar as mudanças de cor e massa observadas nas análises do óxido de cobre, Berthollet afirmou que essas amostras possuíam fórmulas distintas. Proust, por sua vez, justificava esse fenômeno afirmando que as amostras analisadas eram misturas – possuíam composições variáveis e podiam ser separadas por processos físicos. Uma substância química pura possuiria propriedades e composição definidas, podendo ser separada somente por processos químicos.

Verificando com atenção a lei das proporções definidas de Proust, pode-se constatar que ela está contida na lei das proporções múltiplas de Dalton: assim como Dalton, Proust admitia as substâncias com uma composição definida, formada por determinadas proporções em massa dos reagentes que lhe deram origem. Visto dessa forma, fica bem clara a relação entre átomos se combinando em determinadas proporções para a formação de uma substância, e as massas dos reagentes se combinando em proporções definidas para formar essa substância. Assim, em 1807, quando a teoria atômica daltoniana ecoava pelo mundo científico, pela publicação do *System of Chemistry* de Thomson, a controvérsia Proust-Berthollet encontrava em Dalton um simpatizante da causa das proporções definidas. Para o pensador inglês, os resultados de Proust estavam de acordo com a sua lei das proporções múltiplas.

2.3 – A Lei das Proporções Equivalentes

Uma outra grande generalização oriunda da experiência analítica foi a lei das proporções equivalentes de Richter (contida em artigos publicados entre 1798 e 1802). Jeremias Richter (1762 – 1807), um químico germânico pouco conhecido até então, reconheceu a importância das relações matemáticas entre as quantidades de substâncias

que reagem umas com as outras, através de uma série de estudos de neutralizações ácido-base. Seu trabalho só viria a ganhar repercussão no mundo científico devido à tradução para o alemão, feita por Ernst Gottfried Fischer (1754 – 1831), do livro de Berthollet *Essai de Statique Chimique*. Fischer procurou aliar o trabalho de Berthollet com os equivalentes de Richter, divulgando a tabela de equivalentes na qual a massa de 1000 g de ácido sulfúrico é considerada como padrão (tabela 10). Essa tabela pode ser compreendida da seguinte maneira: escolhendo-se uma base, por exemplo, a amônia, observa-se que 672 g dessa base podem ser neutralizadas por cada uma das quantidades de ácidos assinaladas na tabela de Fischer.

FISCHER'S TABLE OF EQUIVALENTS

<i>Bases</i>		<i>Acids</i>	
Alumina	525	Fluoric	427
Magnesia	615	Carbonic	577
		Sebacic	706
Ammonia	672	Muriatic	712
Lime	793	Oxalic	755
Soda	859	Phosphoric	979
		Formic	988
Strontia	1329	Sulphuric	1000
		Succinic	1209
Potash	1695	Nitric	1405
Baryta	2222	Acetic	1480
		Citric	1683
		Tartaric	1694

Tabela 10 – Equivalentes de Fischer (Partington, 1962).

Para explicar a lei dos equivalentes, podemos supor quatro reações químicas entre as substâncias A, B, C e D (formando os produtos AC, BC, AD e BD), nas quais todas as massas envolvidas reagem completamente. As proporções em massa observadas em cada reação são as seguintes:

50 g de A reagem completamente com 33 g de C;

75 g de B reagem completamente com 33 g de C;

64 g de A reagem completamente com 26 g de D; e

96 g de B reagem completamente com 26 g de D.

Com esses dados, pode-se propor uma relação de proporcionalidade entre as massas de A e B que reagem, em cada caso, com uma mesma massa fixa de C e de D:

$$50/75 = 64/96$$

A proporção acima aponta para uma proporção constante e igual a 2/3. A existência dessa regularidade sugere uma lei das proporções equivalentes. Logo, como 50 g de A reagem com 33 g de C, e essa mesma quantidade de C reage com 75 g de B, podemos afirmar que 33 g de C podem reagir com 50 g de A (caso, é claro, a combinação dessas duas substâncias seja possível).

Até 1802, a lei dos equivalentes de Richter era aparentemente ignorada mesmo pela comunidade de químicos germânicos. Além disso, entre os anos de 1799 e 1815 ocorreram as guerras napoleônicas – o que teria dificultado o contato de Dalton com os trabalhos desenvolvidos por Richter nesse período. Portanto, segundo Nash, o primeiro contato de Dalton com o trabalho de Richter teria ocorrido somente após a teoria atômica estar essencialmente completa, já que Dalton mencionou o trabalho de Richter apenas em 1807. O historiador da ciência Henry Guerlac (1961) questiona em seu trabalho se essa suposição é realmente correta, levantando dois pontos. (1) Segundo William C. Henry, a teoria atômica de Dalton foi desenvolvida a partir da tabela de equivalentes de Fischer-Richter; ou seja, a teoria teria sido construída entre os anos de 1803 e 1805 como fruto do conceito de equivalente. (2) Thomas Thomson, um possível responsável por ter levado ao conhecimento de Dalton os equivalentes de Fischer, possuiria uma credibilidade questionável, tendo em vista que o mesmo teria afirmado que o trabalho de Richter era desconhecido até depois da Batalha de Waterloo (1815) – esquecendo-se que ele próprio havia citado os equivalentes de Fischer-Richter, em seu livro *System of Chemistry* de 1807, mais de doze vezes. Além de Guerlac, Robert Siegfried (1966) também alimentou essa polêmica ao apontar para o trabalho de James Smithson (1765 – 1829). Em um trabalho lido diante da *Royal Society* em 18 de novembro de 1802, Smithson descreveu seus experimentos de análise do vitríolo de zinco (atualmente conhecido como sulfato de zinco) – o qual consistiria “à seco, de partes exatamente iguais de óxido de zinco e de ácido sulfúrico”. Segundo Siegfried, Smithson sugere em seu trabalho o emprego dos equivalentes em massa:

Um certo conhecimento das proporções exatas dos princípios constituintes dos corpos, pode, de algum modo, abrir o campo das analogias harmônicas entre a constituição dos objetos relatados, leis gerais e etc, as quais na atualidade escapam de nós. Em resumo, se o encontrado for verdade, nós seremos capazes de aplicar a matemática para a química, e serão obtidos frutos desses resultados (Smithson, 1802; citado por Siegfried, 1963, p. 481).

Desse modo, mesmo que as guerras napoleônicas tenham impedido o contato de Dalton com os equivalentes de Richter antes de 1807, Smithson teria realizado um trabalho similar em pleno Reino Unido.

Smeaton (1977) não acredita que Dalton poderia conhecer o trabalho de Richter antes de 06 de setembro de 1803 (data em que pela primeira vez aparecem as massas atômicas relativas no caderno de anotações de Dalton). Para Smeaton, uma tradução do *Essai de Statique Chimique* de Berthollet dificilmente estaria disponível na Inglaterra antes dessa data – tendo em vista que a Inglaterra declarou guerra à França no dia 18 de março de 1803. Dalton portanto não poderia ter conhecimento desse trabalho, e assim não teria acesso às reflexões de Fischer sobre os equivalentes de Richter no momento em que começou a determinar os valores de massas atômicas relativas.

Ainda que essas suposições aparentemente possam produzir alterações na seqüência proposta para a gênese da teoria atômica de Dalton, consideramos que esse tema ainda deva ser estudado em maior profundidade pelos historiadores da ciência. O mais importante é que a estrutura geral do processo de construção da teoria não é abalada por esses questionamentos, já que, segundo o próprio Dalton, ele foi “gradualmente conduzido para as leis primárias, as quais consideram o calor para as combinações químicas” (Dalton, 1808; citado por Rocke, 2005, p. 146). Ou seja, Dalton, conforme vimos, partiu de um atomismo mais qualitativo em direção à quantificação das massas atômicas, por intermédio de dados ponderais de transformações químicas.

2.4 – A Lei das Proporções Múltiplas

A lei das proporções múltiplas de Dalton já foi discutida nesta dissertação, assim como o fato dessa lei também estar sugerida em trabalhos pré-daltonianos, como o de William Higgins. Dessa forma, esta seção será dedicada a discutir os trabalhos de Thomson e de Wollaston, os quais propiciaram a observação de uma vasta gama de compostos que obedeceriam à lei das proporções múltiplas.

Seguindo as idéias de Richter, Thomson, no início de 1808, divulgou seu próprio trabalho sobre reações de neutralização totais e parciais. Essas neutralizações envolviam, entre outras bases e ácidos, estrontita em meio aquoso (hidróxido de estrôncio, na nomenclatura moderna) e o ácido oxálico. Observando a tabela 11, constatamos que, para obter 251,51g de oxalato de estrôncio, deve-se reagir 100,0g de ácido oxálico e 151,51g de estrontita. Entretanto, se for alterada a rota experimental, preparando-se 100g de uma solução contendo 56,9 g de ácido oxálico neutralizados por hidróxido de amônio (figura 14), e adicionando nessa solução cloreto de estrôncio até a precipitação, obtém-se 12,3g de um sal aparentemente diferente do oxalato de estrôncio. Esse sal seria formado a partir de 100g de ácido e 75,7g da base, enquanto o sal neutro seria formado por 100g de ácido e 151,51g da base. Segundo Thomson, a diferenciação entre esses sais poderia ser feita através da decomposição térmica. Assim, o sal que tem uma quantidade de base menor para uma mesma quantidade de ácido, conhecido por sal ácido, foi chamado por Thomson de superoxalato.

	Acid.	Base.	Weight of Salt.
Oxalate of Ammonia	100	34.12	134.12
_____ Magnesia	100	35.71	135.71
_____ Soda -	100	57.14	157.14
_____ Lime - - -	100	60.00	160.00
_____ Potash -	100	122.86	222.86
_____ Strontian -	100	151.51	251.51
_____ Barytes -	100	142.86	242.86

Tabela 11 – Massas de diferentes bases, equivalentes a 100g de ácido oxálico, para a obtenção de diferentes sais neutros (Thomson, 1808).

Acid	7	or	56.9	or	100
Base	5.3		43.1		75.7
	<hr/>		<hr/>		<hr/>
	12.3		100.0		175.7

Figura 14 – Proporção de ácido e base para a obtenção do superoxalato de estrôncio (Thomson, 1808).

Duas semanas depois da divulgação dos resultados de Thomson, William Hyde Wollaston (1766 – 1828) relatou uma série de experimentos similares, com resultados que concordavam com a lei das proporções múltiplas de Dalton. Em comunicação dirigida à *Royal Society*, Wollaston escreveu:

No artigo lido recentemente para a Royal Society, o Dr. Thomson destacou que o ácido oxálico se une com estrontita, bem como com potassa, em duas proporções diferentes, e que a quantidade de ácido combinada com cada uma dessas bases em seus super-oxalatos é exatamente o dobro daquela que é saturada pela mesma quantidade de base na formação de seus compostos neutros.

Como eu havia observado que a mesma lei prevalece em vários outros exemplos de sais super-ácidos e sub-ácidos, considerei não ser improvável que esta lei pudesse ser observada em geral em tais compostos, e era minha intenção investigar o assunto, na esperança de descobrir a causa para a qual uma relação tão regular pudesse ser atribuída. Mas, desde a publicação da teoria de combinação química de Mr. Dalton, como explanada e ilustrada pelo Dr. Thomson, a pesquisa que eu havia planejado parece ser supérflua, pois todos os fatos que eu havia observado são apenas exemplos particulares da observação mais geral de Mr. Dalton, de que, em todos os casos, os elementos simples dos corpos são dispostos de modo a unir átomo com átomo individualmente; ou, caso algum deles esteja em excesso, ele excede por uma relação que pode ser expressa por algum múltiplo simples do número de seus átomos (Wollaston, 1808; citado por Nash, 1950, p. 41).

Dessa forma, Wollaston, que já havia sintetizado diversos sais, admitiu que as proporções reacionais em massa que ele observara poderiam ser explicadas por meio da teoria atômica de Dalton. Entretanto, apesar de propor tal relação, Wollaston preferiu o usar do termo equivalentes em vez de massas atômicas: para ele, este termo trazia

consigo conotações teóricas que deveriam ser evitadas pelos químicos experimentais (Hinde, 1966, p. 673). Na tabela 12 se encontram alguns sais descritos por Wollaston, e as respectivas proporções atômicas necessárias para a obtenção destes. O binóxalato de potássio (atual dioxalato de potássio) seria formado a partir de uma combinação 1:1 (potassa : ácido oxálico), enquanto os outros oxalatos obedeceriam à lei das proporções múltiplas (o quadroxalato de potássio pode ser considerado, atualmente, como uma mistura de ácido oxálico e dioxalato de potássio).

	partículas de potassa	partículas de ácido oxálico
oxalato de potássio	2	1
binóxalato de potássio	2 (1)	2 (1)
quadroxalato de potássio	2 (1)	4 (2)

Tabela 12 – Proporções entre o número de partículas de potassa e de ácido oxálico necessárias para a obtenção dos diferentes oxalatos (Wollaston, 1808).

Assim, essa descoberta independente de Wollaston reforçava a idéia de que, por meio da teoria atômica de Dalton, seria possível “predizer os resultados e prever as conseqüências de outras operações que nunca foram feitas antes” (Dalton, citado por Nash, 1950, p. 41). Logo, a descoberta de Wollaston contribuiu para a divulgação da teoria atômica no continente europeu, chamando a atenção, entre outros, de Jöns Jacob Berzelius (1779 – 1848). A esse respeito, podemos destacar a seguinte passagem, escrita pelo grande químico sueco em 1811:

Os experimentos de Wollaston parecem apoiar essa hipótese [*i.e.*, a lei das proporções múltiplas]. Mas tal doutrina da composição dos compostos iluminaria de tal modo o ramo da afinidade que, supondo que a hipótese de Dalton se mostre correta, teremos que olhar para ela como o maior avanço que a química já teve em seu desenvolvimento como ciência. Eu não tenho qualquer conhecimento de como Dalton desenvolveu sua teoria, e em quais experimentos ele a baseou; logo, eu não posso julgar se meus próprios experimentos confirmam sua hipótese em toda a sua extensão, ou se eles a modificam em maior ou menor grau (Berzelius, 1811; citado por Nash, 1950, p. 42).

Nessa citação, Berzelius demonstrou seu interesse pela teoria atômica de Dalton. Esse interesse fez com que Berzelius se lançasse, após 1811 – data em que começou a estudar o livro *A New System of Chemical Philosophy* – em um programa de pesquisas para a determinação das fórmulas químicas e das massas atômicas relativas.

2.5 – A teoria de Dalton em seu tempo

As chamadas leis ponderais, propostas no final do século XVIII e início do XIX – lei das proporções definidas, lei das proporções equivalentes e lei das proporções múltiplas – demonstraram claramente o poder explicativo da teoria atômica de Dalton. Dessa maneira, a teoria que inicialmente foi acusada de ser arbitrária, passou a ter um viés prático. A teoria de Dalton caracteriza, pois, um processo construtivo dos mais interessantes: um atomismo que no início era extremamente vinculado com o mecanicismo newtoniano, começou a explicar, mesmo que superficialmente, as combinações químicas por intermédio da lei das proporções múltiplas; esses átomos foram quantificados, por meio da engenhosa determinação das massas atômicas relativas; e em seguida multiplicaram-se os exemplos de aplicações dessa teoria atômica.

Capítulo 3

O desenvolvimento da teoria atômica daltoniana como estudo de caso – reflexões para o ensino de química

3.1 – Introdução

Nos capítulos precedentes discutimos o desenvolvimento da teoria daltoniana, na forma de um estudo de caso. A análise feita revela a complexidade do processo de montagem dessa teoria, que é extremamente reveladora dos meandros da construção do conhecimento científico. Assim sendo, esse estudo de caso oferece, além do interesse intrínseco à história da ciência, interessantes possibilidades de reflexões para o ensino de química – tanto a respeito da própria concepção do que é o conhecimento científico, quanto em termos de abordagem para o estudo de determinados conteúdos de química. Apresentamos a seguir, na forma de itens, alguns pontos que consideramos importantes para essas reflexões, e que emergem do estudo de caso considerado:

- 1) Dalton nasceu em uma família *quaker*, em uma Inglaterra que havia passado por um processo de revolução industrial, tendo contato desde a sua juventude com trabalhos de diversos cientistas – em especial, com a literatura de divulgação do newtonianismo. Desse modo, não se pode deixar de considerar o contexto da época para entendermos o processo construtivo de uma teoria.

- 2) Dalton parte de problemas meteorológicos e chega a uma teoria extremamente útil para o desenvolvimento posterior da química. Isso mostra como a ciência não é feita de forma linear e acumulativa, mas pode tomar rumos inesperados.
- 3) A elaboração da primeira teoria das misturas gasosas exemplifica como a ciência não é aproblemática, ou seja, desvinculada de uma situação problema: Dalton tentava explicar uma então difícil questão, relacionada à composição da atmosfera. Em geral, o conhecimento científico não é criado como um fim em si mesmo (como muitos estudantes ingenuamente consideram), mas em busca de solução para um problema.
- 4) Nesse processo, Dalton enuncia o que ficaria conhecido como sua “lei das pressões parciais”. Há uma importante conexão entre esta e sua teoria atômica, duas partes do trabalho de Dalton que geralmente são estudadas de maneira independente nos cursos de química. Pode-se perceber claramente uma linha de coerência que perpassa o trabalho desse pensador, o que acaba sendo furtado ao estudante.
- 5) Dalton não tinha formação inicial em química, o que o afastou de algumas pré-concepções muito arraigadas no pensamento dos químicos da época – permitindo que ele pensasse em afinidade química, por exemplo, em termos de agregação de pares de partículas. Assim, isso exemplifica como uma perspectiva teórica alternativa pode ser bastante útil para o desenvolvimento de uma determinada área da ciência.
- 6) Dalton publicou as massas atômicas relativas pela primeira vez em um artigo sobre as solubilidades dos gases em água, como uma tentativa de explicar as diferenças de solubilidade. Essa hipótese posteriormente foi abandonada, mas o conceito de massas atômicas relativas se mostrou extremamente frutífero para o desenvolvimento da química. Dessa maneira, um conceito que se mostra inadequado para explicar um fenômeno específico pode ser desenvolvido e aplicado a contextos muito diferentes e inicialmente inesperados.
- 7) Para calcular as massas atômicas relativas, Dalton teve que postular a regra da máxima simplicidade (baseado em considerações teóricas). Essa regra teve de ser posteriormente abandonada, mas o conceito de massa atômica se desenvolveu independente dela. Desse modo, um conceito depois considerado inadequado pode ser essencial para o desenvolvimento inicial de outros conceitos científicos.

- 8) A quantificação das massas atômicas só foi possível porque Dalton utilizou não apenas dados produzidos por ele mesmo, mas também dados experimentais de outros cientistas, disponíveis em publicações da época. Observa-se que a ciência é um empreendimento coletivo: cientistas interagem, por exemplo, por meio de publicações. Os cientistas também buscam pela validação de seus trabalhos submetendo-os ao escrutínio de seus pares.
- 9) Dalton desenvolveu representações atomistas para a compreensão de fenômenos macroscópicos. Essas representações permitiram a ele operar sobre um universo invisível. Assim, o desenvolvimento de modelos atômicos representa uma etapa essencial para os diálogos entre os níveis macroscópico e microscópico do conhecimento químico.
- 10) O conceito de massas atômicas relativas é o cerne da teoria atômica de Dalton. Trata-se de um conceito inovador, que se constitui em uma “ponte” entre os níveis macroscópico e microscópico da matéria, e que haveria de influenciar em muito o desenvolvimento da química a partir de então.
- 11) Incorporando o calor em sua teoria atômica, Dalton conseguiu explicar as repulsões entre os átomos. Assim, uma teoria, quando formulada, pode não explicar certos fatos estipulados por ela própria, mas sua elaboração posterior pode conseguir explicá-los.
- 12) O encontro entre Henry, Thomson e Dalton, em 1804, foi marcado pela troca de informações entre os cientistas, as quais possibilitaram posteriores mudanças em trabalhos (um bom exemplo disso é a formulação da segunda teoria das misturas gasosas por Dalton). Isso exemplifica como as comunicações pessoais também se constituem em um aspecto comum da atividade científica.
- 13) As observações feitas em experimentos sobre difusão gasosa não eram explicadas pela primeira teoria das misturas gasosas; este fato contribuiu para a formulação de uma segunda lei. Assim, os experimentos podem levar à reformulação de uma teoria.
- 14) O desenvolvimento da teoria atômica daltoniana é marcado por diversos embates científicos. A teoria de Dalton não foi universalmente aceita de imediato, tendo sofrido muitas críticas. Dalton foi reformulando sua teoria inicial com o propósito de responder a objeções formuladas por outros cientistas. As teorias científicas, em geral, não são capazes de resolver todas as questões a ela relacionadas de imediato, e estão sujeitas a elaboração ao longo do tempo.

- 15) As aplicações encontradas para a teoria atômica daltoniana mostram como resultados experimentais podem ratificar uma teoria já existente, contribuindo para a sua consolidação.

Esses pontos ilustram a riqueza de possibilidades oferecidas por este estudo de caso para o educador em ciências. A questão que se coloca a seguir é se, e como, esta riqueza está sendo explorada no contexto didático.

Para oferecer uma tentativa de resposta, ainda que parcial, a essa questão, decidimos nos voltar para os livros didáticos mais recomendados para as disciplinas introdutórias dos cursos de química. Foram considerados tanto cursos de licenciatura quanto de bacharelado, e dentro deles foram buscadas disciplinas introdutórias, geralmente denominadas Química Geral, Química Fundamental, ou algo equivalente, e que fizessem parte do primeiro semestre ou do primeiro ano do currículo. Nessas disciplinas se inicia o estudo dos modelos atômicos, e temas como modelo de Dalton e massas atômicas são encontrados em suas ementas. Para efetuar esse levantamento, foram consultadas as ementas de seis cursos de química, de importantes universidades brasileiras, que disponibilizam essas informações na Internet. A amostra incluiu: três cursos oferecidos em diferentes *campi* da Universidade de São Paulo (IQ-USP, São Paulo; IQSC-USP, São Carlos; e DQ-FFCLRP-USP, Ribeirão Preto); cursos de três diferentes Universidades Federais (IQ-UFMG, Belo Horizonte; DQ-UFSC, Florianópolis; e IQ-UnB, Brasília); e um curso de Universidade particular/confessional (DQ-Mackenzie, São Paulo).

É importante deixar claro que não se pretende realizar aqui um estudo abrangente ou aprofundado a respeito da presença desses temas nos livros didáticos, ou nos cursos de química de modo geral: este seria um estudo relevante, que poderá vir a ser realizado em uma etapa posterior, mas que fugiria ao escopo desta dissertação. O que se pretende é demonstrar, de maneira concreta, a potencialidade didática deste estudo de caso, por meio da análise de quatro livros didáticos bastante utilizados no ensino superior de química geral.

3.2 – Análise dos livros didáticos

Analisando a bibliografia recomendada nas disciplinas introdutórias dos cursos de química das universidades já citadas, pudemos selecionar quatro livros como os que mais vezes apareceram nas listas bibliográficas. São eles:

- 1) P. Atkins, *Princípios de Química* (1999);
- 2) B. M. Mahan e R. J. Myers, *Química: um curso universitário* (1995);
- 3) J. B. Russell, *Química Geral*, vol. 1 (1994);
- 4) J. C. Kotz e P. Treichel, *Química e Reações Químicas* (2002).

Procuramos analisar a abordagem para a teoria atômica daltoniana existente nesses livros didáticos considerando quatro temas gerais: a origem da teoria atômica; o conceito de modelo atômico; as massas atômicas relativas; e a lei de Dalton das pressões parciais. Esses quatro temas foram selecionados de modo a contemplar aspectos fundamentais da teoria atômica daltoniana, que são relevantes para o ensino de química, e que podem ser discutidos a partir das considerações feitas em nosso estudo de caso.

3.2.1 – Origens da teoria atômica

Conforme discutido anteriormente, a Inglaterra do século XVIII possuía uma sólida tradição corpuscular oriunda principalmente dos trabalhos de Boyle e Newton. Herdeiro dessa tradição, Dalton conseguiu relacioná-la com as novas idéias desenvolvidas na química desse século (como as idéias resultantes dos estudos sobre os gases atmosféricos, e a química de Lavoisier).

Entretanto, Atkins, Mahan e Russell tentam simplificar o episódio e fazê-lo ajustar-se a um modelo indutivista de ciência, pois procuram caracterizar a teoria atômica daltoniana como uma consequência direta das leis ponderais. As seguintes citações são ilustrativas dessa postura:

Ele [Dalton] fez muitas medidas da razão das massas dos elementos que se combinavam para formar compostos e foi capaz de detectar massas constantes que o levaram a desenvolver a sua hipótese atômica (Atkins, 1999, p. 45).

Os postulados atômicos de Dalton baseiam-se em certas relações de peso determinadas experimentalmente (Mahan e Myers, 1995, p. 1).

Outras tentativas de simplificação do processo histórico podem ser encontradas. Por exemplo, Russell credits a Dalton o mérito por “ressuscitar” o atomismo grego (ignorando toda a discussão sobre o atomismo nos séculos XVII e XVIII); e Atkins afirma que Dalton teria fornecido argumentos “sérios” a favor da idéia da existência de átomos (desqualificando indiretamente os pensadores que o precederam):

De fato, Dalton ressuscitou o conceito de átomo grego e foi capaz de sustentar este conceito com evidências experimentais que ele e outros obtiveram (Russell, 1994, p. 207).

O primeiro argumento convincente para átomos foi feito em 1807 pelo professor e químico inglês John Dalton (Atkins, 1999, p. 45).

Kotz, diferentemente dos outros autores, destaca o papel dos filósofos naturais do século XVII, como Francis Bacon e Robert Boyle, para a teoria atômica daltoniana – e dá destaque ao aspecto quantitativo da teoria de Dalton, como o que a diferenciou das anteriores. Entretanto, afirma que Dalton “reviveu” a idéia de átomos, o que pode levar a uma idéia equivocada; e destaca o ano de 1803 como o início desse processo, negligenciando assim a primeira teoria das misturas gasosas (1801):

Francis Bacon especulou que o calor poderia ser uma força de movimento das pequenas partículas. Robert Boyle orientou o seu trabalho sobre gases e outros aspectos da química com base no que ele chamou de sua filosofia corpuscular. Nenhum deles, no entanto, deu explicações quantitativas detalhadas dos fatos físicos e químicos em termos da teoria atômica (Kotz e Treichel, 2002, p. 41).

Em 1803, Dalton reviveu intensamente a idéia dos átomos. Dalton correlacionou a idéia de elementos que não podem ser decompostos quimicamente, à idéia dos átomos que são indivisíveis (idem, p. 42).

Alguns erros de datas, bem como informações equivocadas, sugerem que os autores nem sempre devem ter consultado fontes adequadas para a história da ciência. É importante ressaltar que nenhum dos livros estudados menciona a importância de Newton para o desenvolvimento da teoria daltoniana. Um outro ponto a ser salientado é o fato de os livros didáticos não discutirem as conexões entre os trabalhos sobre gases do século XVIII e a teoria atômica daltoniana. Dessa maneira, as discussões referentes à primeira teoria das misturas gasosas e a regra da máxima simplicidade foram completamente esquecidas. Uma explicação plausível para essa escolha por parte dos autores é que essas idéias foram abandonadas. Assim, os autores procuram focar as idéias que “deram certo”, reforçando indiretamente a idéia de que a ciência se modifica de maneira linear e acumulativa.

3.2.2 – O conceito de modelo atômico

O significado de modelo atômico já foi discutido, entre outros, por cientistas, filósofos da ciência, psicólogos, lingüistas e educadores. Atualmente, o ponto de vista mais aceito pelos educadores em ciências é que o modelo é uma representação de uma idéia, objeto, acontecimento, processo ou sistema, criado com um objetivo específico (Gilbert, Boulter e Elmer, 2000).

Dessa forma, o modelo atômico de Dalton, por ser o primeiro modelo atômico discutido com os estudantes, carrega consigo a responsabilidade de propiciar a construção de uma concepção adequada acerca do que é um modelo em química. Analisando-se os livros didáticos mencionados, constatamos que o conceito de modelo atômico está atrelado com a idéia de que ele evolui através dos tempos:

A história de como o modelo atômico moderno foi desenvolvido é uma excelente ilustração de como os modelos científicos se desenrolam e são revisados (Atkins, 1999, p. 45).

A familiaridade com estas leis é útil para se ter uma perspectiva da evolução da teoria atômica... (Mahan e Myers, 1995, p. 1).

Embora a teoria atômica de Dalton não mencionasse nada sobre as idéias de Demócrito⁴⁰ de os átomos terem uma estrutura, sabemos hoje que os átomos têm uma estrutura (Kotz e Treichel, 2002, p. 42).

Segundo o nosso ponto de vista, esta não é a forma mais adequada para a discussão desses modelos, pois desconsidera o contexto da época. Essa abordagem pode perpetuar no aluno a concepção de que somente o modelo atual é correto, enquanto os demais passaram a ser modelos ultrapassados que foram abandonados ao longo do desenvolvimento científico.

Em geral, os autores também reproduzem de maneira bem similar alguns postulados da teoria atômica daltoniana:

1. os átomos indivisíveis existem;
2. átomos de elementos diferentes possuem pesos diferentes;
3. os átomos combinam-se em diversas razões de números inteiros simples para formar compostos.

(Mahan e Meyers, 1995, p. 1.)

Entretanto, apenas os postulados não constituem todo o modelo. Assim, acreditamos que os livros didáticos estudados não trabalham adequadamente o conceito de modelo atômico. Nenhum dos livros deixa claro que o modelo atômico de Dalton é uma representação (Gilbert, Boulter e Elmer, 2000), limitando-se a reproduzir alguns postulados, como os citados anteriormente, e a criticá-los sob a luz dos conhecimentos atuais. Um exemplo disso está retratado na citação abaixo:

Muitas das idéias básicas que fazem parte da teoria de Dalton ainda são aceitas hoje em dia, embora saibamos que os átomos são formados de pequenas partículas e que, devido à existência de isótopos, todos os átomos de um dado elemento não têm a mesma massa (Russell, 1994, p. 207).

⁴⁰ Infelizmente, o autor não elabora sobre sua afirmação de que Demócrito teria idéias sobre a “estrutura” do átomo.

3.2.3 – As massas atômicas relativas

Como vimos, as massas atômicas relativas tiveram os seus valores determinados por Dalton a partir do estabelecimento da regra da máxima simplicidade – a qual possibilitou a proposição de fórmulas químicas – e da utilização de proporções reacionais em massa. Assim, a proposição das massas atômicas relativas constituiu-se na grande inovação introduzida por Dalton, em relação ao modo como até então se abordavam os modelos atômicos.

Entre os livros analisados, os de Mahan e Kotz são os únicos que destacam o papel de Dalton na determinação das massas atômicas relativas. Mahan chega a citar brevemente a regra da máxima simplicidade, entretanto demonstra sua indignação em relação ao pensador inglês por haver proposto uma fórmula “errônea” para a água e pela conseqüente “confusão” na determinação das massas atômicas:

Ele [Dalton] estava propenso a aceitar também razões de 1 para 2 ou de 2 para 3, desde que se encontrasse um composto onde a razão fosse de 1 para 1. Como conseqüência ele obteve as fórmulas corretas para o CO e o CO₂ e para o NO e o NO₂. Mas ele insistia que a fórmula da água deveria ser HO... A crença de Dalton na fórmula HO para a molécula de água fez com que durante muito tempo houvesse confusão sobre quais seriam os valores corretos dos pesos atômicos e moleculares (Mahan e Myers, 1995, p. 2).

Kotz, por sua vez, procura destacar o papel da quantificação dos átomos na teoria atômica daltoniana. Para isso, o autor recorre a proporções em massa:

Através de medidas cuidadosas em laboratório, é possível mostrar que a razão entre as massas de oxigênio e de carbono no CO é 1,333 (massa de O/massa de C = 1,333), e que a razão entre as massas de O e C no CO₂ é de 2,666 (massa de O/massa de C = 2,6666). A razão entre as massas para o CO₂ é precisamente duas vezes o valor encontrado para o CO (Kotz e Treichel, 2002, p. 42).

Kotz tem, portanto, o mérito de discutir o conceito de massas atômicas relativas a partir das proporções em massa. A ressalva que se poderia fazer aqui seria o uso das fórmulas CO e CO₂ no bojo da discussão: afinal, se as fórmulas fossem conhecidas, não haveria necessidade de se calcular as razões. Didaticamente, seria mais interessante apresentar os resultados das razões em massa (isto é, de origem empírica) para dois

diferentes compostos de carbono e oxigênio, e então concluir que os números obtidos poderiam ser explicados admitindo-se que um deles tem fórmula CO e o outro, CO₂.

Russel e Atkins desprezam completamente o papel de Dalton na determinação das massas atômicas: o primeiro introduz esse conceito a partir do número de Avogadro e o segundo, a partir do espectrômetro de massas. Com essa postura, os autores estão considerando as massas atômicas sob a luz de conhecimentos mais recentes. Não têm a preocupação, portanto, de mostrar como esse conceito pode ser desenvolvido a partir de dados macroscópicos, o que poderia facilitar a aprendizagem para alunos iniciantes.

Em nenhum dos livros analisados se menciona, tampouco, que as massas atômicas relativas não despertaram de imediato o interesse dos cientistas, só conseguindo lograr um número maior de adeptos após a divulgação dos trabalhos experimentais de Thomsom e Wollaston – os quais ofereceram evidências em favor da lei das proporções múltiplas – e após os trabalhos de Berzelius. Não há preocupação dos autores em explorar este exemplo de complexidade da atividade científica: mesmo uma das “melhores idéias” em química (do ponto de vista atual) enfrentou muitas críticas antes de ser aceita pela comunidade científica.

3.2.4 – A Lei de Dalton das Pressões Parciais

Conforme discutimos anteriormente, a lei das pressões parciais foi explicada por meio da primeira teoria das misturas gasosas, tendo influenciado diretamente os trabalhos de Henry que levaram à proposição da lei que leva o nome deste colaborador de Dalton.

Atkins, Kotz e Russell não destacam as questões envolvidas na determinação da lei das pressões parciais, tampouco a sua relação com a lei de Henry. Mahan, por outro lado, faz menção à primeira lei das misturas gasosas, embora não estabeleça relação entre as idéias de Dalton e a lei de Henry:

[Dalton] pensou que a pressão do gás surgia da força entre as moléculas. Porém, suas medidas levaram-no a concluir que, num gás, moléculas distintas não interagiam; a interação ocorria somente entre moléculas semelhantes, sem o conhecimento da presença de outro gás (Mahan e Meyers, 1995, p. 27).

Nesse trecho, Mahan poderia ter evitado o uso anacrônico do termo “molécula”, que não era utilizado por Dalton, simplesmente substituindo-o pelo termo mais abrangente “partícula”. Ganharia, com isso, em precisão histórica.

Na abordagem dos livros didáticos estudados, a lei das pressões parciais parece um evento totalmente desacoplado da teoria atômica de Dalton. Conforme foi discutido em nosso estudo de caso, a lei das pressões parciais foi fundamental para o desenvolvimento da teoria atômica daltoniana. Partindo da premissa de que o conhecimento só se consolida pelo estabelecimento de interligações entre os diferentes conceitos, acreditamos que os livros didáticos propiciariam aprendizagem mais significativa se apontassem para essas conexões.

3.3 – Uma proposta para o ensino da teoria atômica daltoniana

Tendo em vista a complexidade do processo construtivo da teoria atômica de Dalton, procuramos desenvolver uma representação para essa complexidade, na forma de um mapa conceitual. Essa representação procura deixar explícitas as relações entre os diferentes conceitos envolvidos (figura 15). Dessa forma, esse mapa conceitual poderia ser apresentado como o fechamento para uma unidade de estudos que abordasse os temas discutidos nos capítulos 1 e 2 desta dissertação. Mapas conceituais têm sido bastante recomendados para o ensino de ciências, e representam “uma técnica de análise que pode ser usada para ilustrar a estrutura conceitual de uma fonte de conhecimentos” (Moreira, 1987, p. 9). É importante deixar claro que o mapa conceitual construído “deve ser visto como *apenas uma das possíveis representações* de uma certa estrutura conceitual” (Moreira, 1987, p. 14, grifo nosso).

Observando o mapa conceitual que propusemos para o processo de construção da teoria atômica daltoniana, notamos a diversidade de conceitos envolvidos e a complexidade de suas vinculações. Poderíamos começar a discuti-lo a partir do corpuscularismo newtoniano, que parece ser uma doutrina que haveria de guiar todos trabalhos de Dalton. Partindo, pois, desse corpuscularismo, de suas observações meteorológicas, e dos estudos sobre os diferentes “ares” (ou gases) produzidos ao longo do século XVIII, Dalton conseguiu estruturar a primeira teoria das misturas gasosas. Essa teoria permitiu a Henry e ao próprio Dalton compreender os resultados de experimentos acerca das solubilidades dos gases em líquidos, bem como o comportamento de misturas gasosas em termos de pressões parciais. Outra articulação

importante realizada por Dalton foi entre sua primeira teoria das misturas gasosas e idéias então correntes sobre afinidades químicas, que então tentavam dar conta das proporções em que as massas dos reagentes se combinam nas transformações químicas. Através da regra da máxima simplicidade, Dalton pôde postular fórmulas químicas para os compostos – chegando assim às massas atômicas relativas. Esse seria o conceito-chave de seu modelo atômico quantitativo, com o qual Dalton foi capaz de explicar as diferentes proporções reacionais em massa – tanto as que já estavam publicadas na literatura, como as que foram sendo observadas por experimentadores como Wollaston e Thomson. Simultaneamente, Dalton foi elaborando seu modelo, ao incorporar a seus átomos “atmosferas” de calórico de diferentes tamanhos, resultando em sua segunda teoria para as misturas gasosas (que continuava explicando os fatos explicados por sua primeira teoria, mas sobre fundamentos diferentes, nos quais o calor era uma peça central).

Assim, uma possível abordagem didática poderia consistir na discussão do estudo de caso proposto, seguido pela elaboração de mapas conceituais por parte dos estudantes, a partir de uma lista de palavras-chaves fornecidas pelo professor. Uma metodologia como essa poderia permitir que os alunos refletissem a respeito do processo histórico de elaboração dessas idéias, e também poderia fornecer uma avaliação da aprendizagem pelos alunos a respeito desse mesmo processo. Até o momento, esta é apenas uma proposta: sua efetiva colocação em prática – que exigiria maior elaboração, e permitiria avaliar sua validade – coloca-se como uma possibilidade para futuras pesquisas.

Considerações Finais

A formação do profissional de química na atualidade requer um tipo de relacionamento entre o aprendiz e o conhecimento que já não é o mesmo de há um passado não muito distante. As novas tecnologias da informação e da comunicação, e seu impacto sobre a sociedade, impuseram a necessidade de se repensar a educação em todos os níveis, e o ensino de química não poderia se excluir desse processo. A ênfase na quantidade de conteúdos informativos, que podem se tornar rapidamente desatualizados, deve ser deslocada para

o papel e a importância do estudante no processo da aprendizagem, em que o papel do professor, de “ensinar coisas e soluções”, passe a ser “ensinar o estudante a aprender coisas e soluções”. O estudante deve... aprender a “ler” o mundo, aprender a questionar as situações, sistematizar problemas e buscar criativamente soluções. [O profissional de química deve] [p]ossuir capacidade crítica para analisar de maneira conveniente os seus próprios conhecimentos... (Brasil, Ministério da Educação, Parecer CNE/CES 1303/2001.)

Nas últimas décadas, a história da ciência desenvolveu-se como um instrumento poderoso para promover a análise crítica do conhecimento científico (Alfonso-Goldfarb, 1994, pp. 12 – 13, 69 *et passim*). Sua aproximação do contexto didático da química pode auxiliar na concretização dos ideais de formação do químico expressos nas diretrizes acima. Como parte de um processo voltado para a autonomia do aluno, a história da ciência pode propiciar reflexões valiosas para a compreensão da natureza do

conhecimento químico e dos modos sobre como ele é produzido. Além disso, a compreensão a respeito de como determinados conceitos e convenções foram construídos historicamente pode auxiliar na sua aprendizagem significativa, evitando que seu estudo se restrinja à memorização (Alfonso-Goldfarb 1994, pp. 88 – 89; Matthews 1994, p. 292; Gagliardi 1988); e pode explicitar relações entre conceitos que facilitarão sua integração na estrutura cognitiva do aluno. Considerando esses aspectos, o estudo de caso desenvolvido nesta dissertação constitui-se em um bom exemplo de como essas potencialidades podem ser exploradas.

O desenvolvimento de uma teoria atômica quantitativa por Dalton teve um papel muito importante para os rumos tomados pela química ao longo do século XIX. Esse fato parece ser consensualmente aceito pelos educadores em química. Entretanto, a superficialidade com que esse assunto é tratado em contextos didáticos em geral impede que o estudante compreenda que o aspecto essencial da teoria atômica de Dalton é o desenvolvimento do conceito de massas atômicas relativas.

Um enfoque mais aprofundado sobre o trabalho de Dalton, realizado na forma de um estudo de caso, seria capaz de propiciar novas perspectivas para o ensino, contemplando a discussão de conceitos, sua integração como partes de um conjunto coerente, bem como algumas discussões acerca de como são construídos os conceitos da ciência. A compreensão do processo construtivo da teoria atômica daltoniana possibilita a reformulação na maneira de olhar para esse assunto. Conceitos que os alunos podem considerar obscuros (massas atômicas relativas, lei das proporções múltiplas, lei de Dalton das pressões parciais, modelo atômico de Dalton) podem ser construídos (ou reconstruídos), e as relações entre eles, estabelecidas. Mitos como o de que Dalton teria sido o “criador do conceito de átomo”, ou que Dalton o teria resgatado diretamente dos trabalhos de Leucipo e Demócrito na Antigüidade Grega, precisam ser banidos do ensino de química. Ter em mente que Dalton elaborou sua teoria sobre as teorias corpusculares difundidas pela Europa já desde o século XVII fornece aos alunos uma visão muito mais adequada a respeito de como o conhecimento científico se transforma ao longo do tempo. Outro mito muito difundido é o de que a teoria atômica daltoniana teria sido simplesmente o resultado da indução a partir das leis ponderais. Este mito tem a finalidade de ilustrar uma visão empírico-indutivista da ciência, perpetuando a idéia de que a ciência tem um método único. Se desejamos que o estudante de hoje desenvolva uma visão da ciência como atividade complexa, consoante com as correntes atuais da história e filosofia da ciência, este estudo de caso fornece um exemplo

concreto dessa complexidade. Acompanhar como Dalton parte de considerações meteorológicas, preocupa-se com a composição da atmosfera, propõe a lei das pressões parciais, estuda a solubilidade dos gases, incorpora idéias a respeito de afinidade química, e vai elaborando pouco a pouco seu modelo atômico, ilustra muito bem a teia que correlaciona diferentes idéias ainda hoje utilizadas pelos químicos, e a própria complexidade da construção da ciência. Podem pois caminhar, simultaneamente, os processos de aprendizagem de conceitos e a discussão da própria natureza da ciência. Desse modo, o trabalho com estudos de casos como esse pode vir a auxiliar na modificação do quadro diagnosticado por Fernández (2002), de acordo com o qual muitos professores concebem a ciência como sendo uma verdade absoluta, aproblemática, descontínua, empírico-indutiva e ahistórica.

Os professores, aliás, constituiriam o primeiro público-alvo para este tipo de abordagem, sem embargo de sua importância para os demais profissionais de química; tampouco queremos com isso dizer que a história da ciência não possa ter o seu papel no ensino de química em nível médio. Consideramos, porém, que se faz necessário, em primeiro lugar, capacitar adequadamente o professor do ensino médio em sua formação inicial, em termos dos princípios norteadores da história da ciência na atualidade, antes que se possa pensar no desenvolvimento de materiais e abordagens para o ensino médio. A discussão da história da ciência, se for feita sem a adequada formação na área, pode perpetuar visões distorcidas da ciência, em vez de propiciar a apreciação de sua complexidade. Outro risco, não menos importante, é o de reforçar concepções alternativas ao se mencionar conceitos que já não fazem parte do conhecimento químico, gerando obstáculos à aprendizagem em vez de facilitá-la. Assim, a formação em história da ciência, durante o curso de graduação, deve ser cuidadosamente planejada. Uma estratégia sugerida neste trabalho é a construção de um mapa conceitual a partir do estudo de caso. Ao refletir sobre as interrelações entre os conceitos, os estudantes teriam a oportunidade de amadurecer as múltiplas dimensões de seus conhecimentos sobre o tema.

O trabalho realizado até aqui nos abre diversas perspectivas para o desenvolvimento de futuras pesquisas, tanto do ponto de vista do ensino de ciências quanto da história da ciência. No tocante ao ensino, vislumbramos a possibilidade de trabalhar, com o estudo de caso aqui desenvolvido, em situações reais de ensino superior, bem como na formação continuada de professores. Seria necessário desenvolver metodologias para avaliação do impacto dessa atividade sobre o público-

alvo, em termos das reflexões desencadeadas a partir do estudo de caso – sejam elas relativas à aprendizagem de conceitos, sejam relativas à natureza do conhecimento científico. Por exemplo, desenvolver, aplicar e avaliar o trabalho com mapas conceituais, sugerido nesta dissertação. No que tange à história da ciência, por sua vez, este trabalho desperta também várias questões que merecem ser mais bem estudadas. Uma dessas questões se relaciona à maneira como o calor foi incorporado à teoria atômica de Dalton, e qual foi a influência dessa incorporação do calor para o desenvolvimento subsequente do atomismo quantitativo.

Referências Bibliográficas

Alfonso-Goldfarb, A. M.; Beltran, M. H. R. (orgs.). *Escrevendo a história da ciência*. São Paulo: Educ/ Fapesp, 2004.

Alfonso-Goldfarb, A. M. *O que é História da Ciência?* São Paulo: Brasiliense, 1994. (Coleção Primeiros Passos).

_____. *Da Alquimia à Química*. São Paulo: Edusp, 1987.

Atkins, P. W. *Princípios de Química*. Trad. Ignez Caracelli *et alii*. Porto Alegre: Bookman, 1999.

Bensaude-Vincent, B. Stengers, I. *História da Química*. Trad. Raquel Gouveia. Lisboa: Instituto Piaget, 1992.

Bernatowicz, A.J. Dalton's rule of simplicity. *Journal of Chemical Education*. 47(8): 577- 579, 1970.

Brasil, Ministério da Educação – Conselho Nacional de Educação/ Câmara de Educação Superior (CNE/CES). *Diretrizes Nacionais para os Cursos de Química*. Parecer CNE/CES 1303/2001, 06 de novembro de 2001. Relator Francisco César de Sá Barreto. Brasília, Diário Oficial da União de 07 de dezembro de 2001, seção 1, p. 25.

Brock, W. H. *The Norton History of Chemistry*. London, WW Norton & Company, 1992.

Brock, W. H.; Knight, D. M. The Atomic Debates. *Isis*, 8: 5-25, 1965.

Caetano, H.; Neto, A. J. Natureza e Ensino da Ciência: Investigando as Concepções de Ciência dos Professores. *Enseñanza de las Ciencias*. VIII Congresso, Número Extra, 2005.

Cachapuz, A. *A necessária renovação no ensino de ciências*. São Paulo: Cortez, 2005.

Chalmers, A. *O que é ciência, afinal?* Trad. Raul Fiker. São Paulo: Brasiliense, 1993.

_____. Retracing the Ancient Steps to Atomic Theory. *Science & Education*. 7: 69-84, 1998.

_____. *A Fabricação da Ciência*. Trad. Beatriz Sidou. São Paulo: Edunesp, 1994.

Cheloni, F.; Leme, M. A. A.; Porto, P. A. Concepções de licenciandos em química da USP-São Paulo sobre a história da ciência a partir de uma abordagem biográfica, trabalho ED-035 apresentado na 29^a. *Reunião Anual da SBQ*, Águas de Lindóia, SP, 2006.

Cole Jr., T. Dalton and Origin of Chemical Atomic Theory. *Ambix*. 25(2): 117-130, jul.1978.

Dalton, J. *A New System of Chemical Philosophy*, 1808, v.1, part 1. (Reimpressão — New York: Philosophical Library, 1964).

_____. Experimental Enquiry into the Proportion of Several Gases or Elastic Fluids Constituting the Atmosphere. *Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester*. 1: 122-58, 1805. (<http://web.lemoyne.edu/>, acessado em 06/2005).

_____. On the Absorption of Gases by Water and Other Liquids. *Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester*. 2(1): 271-87, 1805. (<http://web.lemoyne.edu/>, acessado em 06/2005).

Debus, A. G. A ciência e as humanidades: a função renovadora da indagação histórica. *Revista da SBHC*, 5: 3-13, 1991.

_____. *Man and Nature in the Renaissance*. Cambridge: Cambridge University Press, 1978.

Farrar, W. V.; Farrar, K. R.; Scott, E. L. The Henrys of Manchester. William Henry e John Dalton. *Ambix* .21: 208-228, jul.1974.

Farrar, W. V. Nineteenth-century speculations on the complexity of the chemical elements. *British Journal for the History of Science*. 2(8):297-323, 1965.

Fernández, I. et al. Visiones deformadas de la ciência transmitidas por la enseñanza. *Enseñanza de las Ciencias*. 20(3), 477-488, 2002.

Ferraz, M. H. M. A um passo da teoria atômica. *Ciência Hoje*. 36(11): 81-83, dez. 2004.

_____. A Lei de Henry. *Ciência Hoje*. 33(199): 75-77, nov. 2003.

_____. Dalton, os estudos sobre a atmosfera e a matéria. *Ciência Hoje*. 30(176): 78-79, out. 2001.

_____. *O processo de transformação da teoria do flogístico*. Dissertação de Mestrado. São Paulo: Faculdade de Filosofia, Letras e Ciências Humanas da USP, 1991.

Fleming, R. S. Newton, Gases and Daltonian Chemistry: the Foundations of Combination in Definite Proportions. *Annals of Science*. 31(6): 561- 574, 1974.

Fujii, K. The Berthollet- Proust Controversy and Dalton's Chemical Atomic Theory (1800-1820). *British Journal for the History of Science*. 177-200, 1986.

Gagliardi, R. Como utilizar la historia de las ciencias en la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*. 6(3): 255- 296, 1988.

Gilbert, J. K.; Boulter, C. J. *Developing models in science education*. London: Kluwer Academic Publishers, 2000.

Guerlac, H. Some Daltonian Doubts. *Isis*, 52: 544-554, 1961.

_____. Quantification in Chemistry. *Isis*, 52 194-214, 1961.

Hartley, H. John Dalton (1766-1844) and the Atomic Theory – A lecture to commemorate his bicentenary. *Proceedings of the Royal Society of London*. 168: 335-359, nov. 1967.

Hill, C. *O mundo de ponta cabeça*. Trad. R. J. Ribeiro. São Paulo: Companhia das Letras, 1987.

Hinde, P. T. William Hyde Wollaston – The man and his “equivalents”. *Journal of Chemical Education*. 43(12), dec. 1966.

Hobsbawn, E. J. *A Era das Revoluções (1789-1849)*. Trad. M. T. L. Teixeira e M. Penchel. 20a. ed. São Paulo: Paz e Terra, 1977.

Hodson, D. Is there a scientific method? *Education in Chemistry*: 112- 121, jul. 1982.

Kent, A. Thomas Thomson (1773- 1852), Historian of Chemistry. *The British Journal for the History of Science*. 2: 59-63, 1964.

Kotz, J. C.; Treichel, P. *Química e Reações Químicas*. Trad. J. A. P. Bonapace e O. E. Barcia. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 2002.

Kounellis, C. Atomism in France. In: A. Lundgren & B. Bensaude-Vincent (orgs.), *Communicating Chemistry - Textbooks and their audiences (1789-1939)*. Canton: Science History Publications, 2000.

Kuhn, T. S. *A tensão essencial*. Trad. R. Pacheco. Lisboa: Edições 70, s. d.

_____. *A estrutura das revoluções científicas*. Trad. B. V. Boeira e N. Boeira. São Paulo: Perspectiva, 1970.

Lakatos, I. *Falsification and the methodology of scientific research. Criticism and the growth of knowledge*. Cambridge: Cambridge University Press, 1970.

Lavoisier, A. L. *Elements of Chemistry*. Trad. R. Kerr. Edinburgh: William Creech, 1790. (Reimpressão – New York: Dover, 1965).

Mahan, B. M.; Myers, R. J. *Química: um curso universitário*. Trad. H. E. Toma *et alii*. São Paulo: Edgard Blücher, 1995.

Matthews, M. R. História, Filosofia y Enseñanza de las Ciencias: la aproximación actual. *Enseñanza de las Ciencias*. 12(2): 255- 277, 1994.

Mauskoph, S. H. Haüy's Model of Chemical Equivalence: Dalton's Doubts Exhumed. *Ambix*, 17: 182- 191, 1970.

Moreira, M. A.; Buchweitz, B. *Mapas Conceituais: Instrumentos Didáticos de Avaliação e de Análise de Currículos*, São Paulo: Ed. Moraes, 1987.

Morrell, J. B. Thomas Thomson: Professor of Chemistry and University Reformer. *British Journal for the History of Science*. 4(15): 245- 249, 1969.

Nash, L. K. The Origin of Dalton's Chemical Atomic Theory. *Isis*. 47(2): 101-116, jun. 1956.

_____. The Atomic – Molecular Theory. *Harvard Case Histories in Experimental Science*. Cambridge (EUA): Harvard University Press, 1950.

Newton, I. *Óptica*. 1704. (Reimpressão — trad. A. K. T. Assis. São Paulo: Editora da Universidade de São Paulo, 2002).

_____. *The Principia: Mathematical Principles of Natural Philosophy*. 1726. (Reimpressão — trad. A. Motte. New York: Prometheus Books, 1995).

Partington, J. R. *A History of Chemistry*. London: MacMillan, 1962. v.3.

Pyle, A. *Atomism and its critics: from Democritus to Newton*. Bristol: Thoemmes Press, 1997.

Rocke, A. J. In search of El Dorado: John Dalton and the origins of the atomic theory. *Social Research*. 72:125-158, spring 2005.

_____. The Reception of Chemical Atomism in Germany. *Isis*. 70 (254): 519-537, 1979.

Russell, J. B. *Química Geral*, vol. 1. Trad. M. Guekezian. São Paulo: Makron Books, 1994.

Schofield, R. E. Atomism from Newton to Dalton. *American Journal of Physics*. 49(3): 211-216.

Smeaton, W. Berthollet's *essai de statique chimique* and its translations: a bibliographical note and a Daltonian doubt. *Ambix* 24: 149-158, nov. 1977.

Siegfried, R. Further Daltonian Doubts. *Isis*. 54(4): 480-481, dec. 1963.

Thackray, A. *Atoms and Powers*. Cambridge (EUA), Harvard University Press, 1970.

_____. The Origin of Dalton's Chemical Atomic Theory: Daltonian Doubts Resolved. *Isis*. 57(1): 35-55, spring 1966 (a).

_____. The Emergence of Dalton's Chemical Atomic Theory: 1801-08. *British Journal for the History of Science*. 3(9), 1966 (b).

Thomson, T. On the Daltonian Theory of Definite Proportions in Chemical Combinations. 2(32), 1813. (<http://web.lemoyne.edu/>, acessado em 06/2005).

_____. Extracts from a paper on oxalic acid. *Philosophical Transactions*, 1808. v. 98. (<http://web.lemoyne.edu/>, acessado em 06/2005).

Van Melsen, A. G. *From atomos to atom: the history of the concept atom*. Pittsburgh: Duquesne University Press, 1952.

Viana, H. E. B.; Porto P. A. O processo de elaboração da teoria atômica de John Dalton. *Cadernos Temáticos de Química Nova na Escola*, 2007 (no prelo).

_____. A teoria atômica de John Dalton e as suas implicações para o ensino de química, trabalho HC012 apresentado no *XIII Encontro Nacional de Ensino de Química (ENEQ)*, Campinas, SP, 2006.

_____. Um novo enfoque didático para a Lei de Dalton das Pressões Parciais, trabalho ED-083 apresentado na *29ª. Reunião Anual da SBQ*, Águas de Lindóia, SP, 2006.

_____. Reflexões epistemológicas de John Dalton sobre a atmosfera: possíveis relações com o ensino de química, trabalho apresentado no *II Encontro Paulista de Pesquisa em Ensino de Química (EPPEQ)*, Araraquara, SP, 2005.

_____. John Dalton e a construção de um modelo atômico: diálogos entre o macroscópico e o microscópico, trabalho ED141 apresentado na *28ª. Reunião Anual da SBQ*, Poços de Caldas, MG, 2005.

Westfall, R. S. *The construction of modern science*. Cambridge: Cambridge University Press, 1977.

Whitaker, M. History and Quasi History in Physics Education. *Physics Education*. 14: 108-112/ 239-242, 1979.

Wollaston, W. H. On Super-Acid and Sub-Acid Salts. *Philosophical Transactions*. 1808. (<http://web.lemoyne.edu/>, acessado em 06/2005).

Zaterka, L. Alguns aspectos da teoria da matéria: atomismo, corpuscularismo e filosofia mecânica. In C. C. Silva (org.), *História e Filosofia da Ciência no Ensino de Ciências – da teoria para a sala de aula*. São Paulo: Livraria da Física, 2006.

_____. *A filosofia experimental na Inglaterra do século XVII: Francis Bacon e Robert Boyle*. São Paulo: Humanitas/ Fapesp, 2004.