



O processo de elaboração da teoria atômica de John Dalton

Hélio Elael Bonini Viana e Paulo Alves Porto

Este artigo descreve aspectos da construção da teoria atômica de John Dalton (1766-1844). Influenciado pelo corpuscularismo newtoniano e interessado em fenômenos meteorológicos, Dalton procurou desenvolver um modelo que explicasse o comportamento dos gases. Essas investigações o aproximaram de outras discussões correntes entre os químicos da época. A partir de dados das massas envolvidas em transformações químicas e pensando em termos de átomos, Dalton propôs um engenhoso método para determinar as massas relativas dos átomos. Esse episódio é um bom exemplo de como a construção de idéias na ciência pode ser um processo bastante complexo.

► Dalton, teoria atômica, massas atômicas ◀

Recebido em 10/10/06; aceito em 18/10/07

4

A proposição de uma teoria atômica quantitativa, realizada por Dalton no início do século XIX, influenciou profundamente o desenvolvimento posterior da Química, por isso, seu nome é freqüentemente lembrado em livros didáticos de Química. Entretanto, nem sempre se encontram descritos adequadamente os motivos que justificariam a importância de seu trabalho para a Química moderna. Assim, este trabalho procura esclarecer alguns aspectos do processo de elaboração da sua teoria atômica. O interesse inicial dele estava relacionado à meteorologia, que o conduziu às questões da composição da atmosfera e da solubilidade dos gases em água. Dalton foi fortemente influenciado pelo pensamento newtoniano, bastante divulgado no final do século XVIII e início do XIX na Inglaterra, e isso fê-lo aderir desde logo a uma concepção corpuscular para a matéria. Sua procura por explicações para as questões relacionadas à atmosfera e aos gases o levou a especular sobre possíveis diferenças de massas entre os átomos constituintes das diferentes substâncias

elementares. A partir daí, Dalton desenvolveu o pioneiro conceito de massas atômicas relativas - ponto central de sua teoria. O estudo dos principais aspectos do processo de elaboração dessa teoria pode ser muito útil para a compreensão de conceitos químicos fundamentais, bem como para se compreender melhor como a ciência se desenvolve.

John Dalton (1766-1844) nasceu 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*¹). Aos doze anos, começou a lecionar quando ainda iniciava 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 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, ele, 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 também 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 1793, Dalton chegou a Manchester por meio da indicação de pessoas influentes de Kendal (dentre as quais se destacava um intelectual *quaker*, John Gough), passando a trabalhar como tutor de matemática e filosofia natural (Ferraz, 2001). No mesmo ano, ele lançou o seu primeiro

Nem sempre se encontram descritos adequadamente os motivos que justificariam a importância do trabalho de Dalton para a Química moderna

livro, *Meteorological Observations and Essays*, o qual tratava de suas pesquisas sobre a atmosfera.

O interesse de Dalton pelos fenômenos atmosféricos acabou por conduzi-lo a uma série de questões correlatas. 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. Entretanto, existiam divergências dentro da comunidade científica sobre se os fluidos gasosos estariam combinados quimicamente na atmosfera ou se estariam simplesmente misturados. Além disso, considerando

Para Newton, as *ultimate particles* seriam as menores partículas da matéria, enquanto o conjunto dessas partículas menores formaria as *first composition particles*, as quais seriam as responsáveis pelas propriedades macroscópicas dos corpos

a atmosfera como uma mistura, não estava claro para os cientistas da época o porquê de os gases não estarem separados em camadas superpostas de acordo com a sua densidade.

Diante desse quadro, Dalton buscou aproximar-se do problema recorrendo a noções corpusculares que lhe pareciam mais condizentes com a realidade: o corpuscularismo newtoniano. No final do século XVIII e início do XIX, circulavam na Inglaterra muitos livros destinados à divulgação do newtonianismo para o público em geral, e foi por meio dessa literatura que Dalton teve seus primeiros contatos com as idéias do célebre filósofo natural oitocentista. Segundo Isaac Newton (1642-1727), a matéria seria constituída por diversos tipos de partículas organizadas hierarquicamente: as *ultimate particles* seriam as menores partículas da matéria, enquanto o conjunto dessas partículas menores formaria as *first composition particles*, as quais seriam as responsáveis pelas propriedades macroscópicas dos corpos (Figura 1). Essa visão hierárquica da matéria é inspirada nos trabalhos de Robert Boyle (1626-1691), nos quais se combinam aspectos provenientes do atomismo antigo (segundo o qual a matéria seria formada

por partículas indivisíveis (os átomos), bem como da teoria aristotélica dos *minima naturalia* (segundo a qual existiriam pequenas partes da matéria que conservariam as propriedades do todo), resultando em uma teoria corpuscular com características peculiares.

Apoiado nas visões corpusculares de Boyle, Newton procurou relacionar suas "leis universais" para o movimento dos corpos com as interações

interpartículas, com o intuito de explicar certos fenômenos, como o comportamento dos gases. Por exemplo, na 23ª Proposição, Livro 2, de sua célebre obra *Principia*, Newton sugeria uma explicação para a lei de Boyle - de proporcio-

nalidade entre a pressão e o volume do ar -, recorrendo a partículas que se repelem de acordo com uma força que diminui com o quadrado da distância entre elas. Entretanto, para Newton, essas idéias ainda se encontravam em um estágio preliminar de hipóteses, havendo ainda muito a ser feito pelos filósofos da Natureza para que essas hipóteses pudessem ser comprovadas.

Imerso nessa tradição corpuscular inglesa, coube a Dalton relacioná-la com as novas idéias propostas pe-

los químicos no último quartel do século XVIII. Como foi esse processo de estabelecimento de conexões, inicialmente destinado a explicar fenômenos atmosféricos, é o que abordaremos a seguir.

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

Na época de Newton, supunha-se, em geral, 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 pelos chamados químicos pneumaticistas, 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).

Como mencionamos, no começo do século XIX, Dalton estava entre os que buscavam compreender o fato de a atmosfera ser constituída por vários gases, de diferentes densidades, e ainda assim ser homogênea. A primeira explicação formulada por Dalton para essa questão foi "uma elegante variação do modelo newtoniano" (Fleming, 1974, p. 563), a partir da livre interpretação da Questão 31 do livro *Opticks*, e da 23ª Proposição, Livro 2, dos *Principia*, ambos de Newton: cada gás se comportaria como um fluido elástico newtoniano, atuando

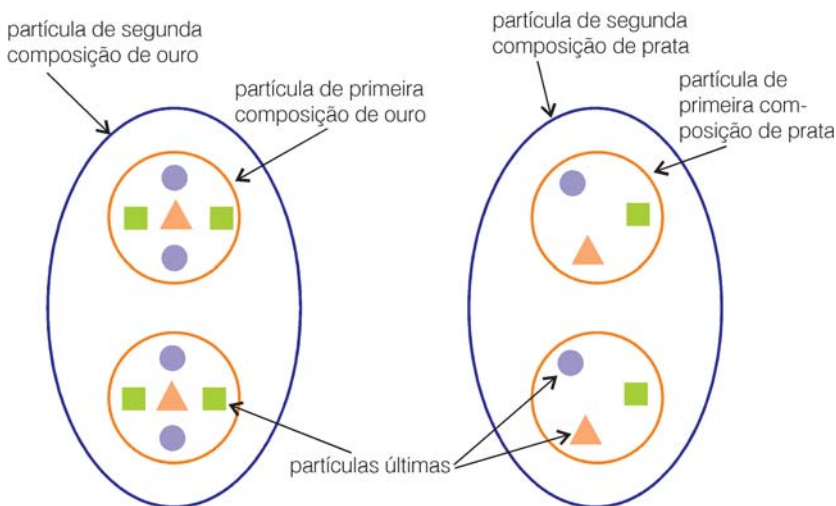


Figura 1: Estrutura dos corpúsculos de ouro e prata segundo a concepção de Newton (Thackray, 1970).

do 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 apud Fleming, 1974, p. 563)

Esse enunciado corresponde ao que podemos chamar de a “primeira teoria das misturas gasosas” proposta por Dalton. As características dessa teoria implicariam em algumas consequências, conforme observou a historiadora da ciência Márcia Ferraz:

A primeira consequência 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 consequência 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 formulada o que ficaria conhecida como a lei de Dalton das pressões parciais.

A Figura 2, reproduzida por Thackray (1970), nos dá uma clara noção da concepção atomística de Dalton subjacente à 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 surtiriam qualquer efeito uns sobre os outros. Ainda com relação à Figura 2, podemos observar que volumes aparentemente iguais apresentam quantidades diferentes de partículas. Assim, o nitrogênio (“azotic gas”), gás majoritário na atmosfera terrestre, apresentaria uma maior quantidade de átomos em um

determinado volume do que o gás carbônico (“carbonic acid gas”).

A primeira teoria das misturas gasosas 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. Todavia, foi a partir da primeira teoria das misturas gasosas que William Henry (1774-1836) compreendeu a relação entre a pressão exercida por um gás e sua solubilidade em um líquido (a chamada lei de Henry).

Quando dois fluidos elásticos são misturados, não existe repulsão mútua entre suas partículas
Lei de Dalton das pressões parciais

Da lei de Henry para a teoria atômica quantitativa

A Inglaterra no final do século XVIII era um palco privilegiado para o debate acerca do comportamento dos gases, pois havia ali uma tradição que tem em Boyle e Stephen Hales (1677-1761) dois destacados pioneiros. Nesse cenário, não se pode deixar de mencionar os trabalhos dos chamados químicos pneumáticos - 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, Henry teve contato com um grande número 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*² e a “água artificial de Pyrmont”³) e ao ensino da “nova química” utilizando *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:

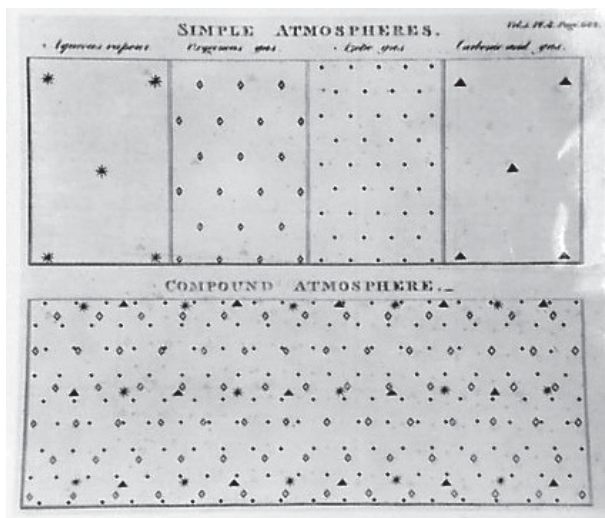


Figura 2: Representação de Dalton para a constituição atômica da atmosfera terrestre, de acordo com sua primeira teoria das misturas gasosas (Thackray, 1970).

Anteriormente [à publicação da chamada “lei de Henry”, em 1802], eu estava engajado em uma investigação da quantidade de ácido carbônico⁴ 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, p. 141)

É possível que os experimentos de Dalton e Henry sobre a solubilidade dos gases em água tenham sido discutidos e encorajados 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 gasificada 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 3. 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

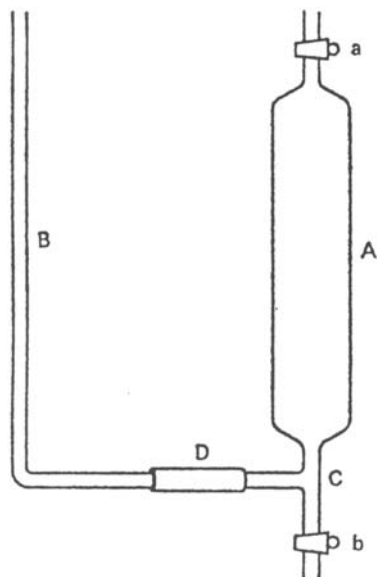


Figura 3: Aparelhagem utilizada por Henry para medir a solubilidade dos gases em água (Farrar, 1974).

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).

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 somente foi encontrada por Dalton:

Eu desconhecia as causas dessas variações, até que meu amigo, Mr. Dalton, sugeriu que essas variações provavelmente dependeriam da quantidade variável de resíduos de gás não dissolvidos; e ao repetir os experimentos, com diferentes proporções entre o gás e a água, esta sugestão foi completamente confirmada. (Henry apud 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 carbô-

nico somente poderia ser determinada pela análise dos gases misturados e aplicação da lei das pressões parciais de Dalton. Henry interpretou que a solubilidade dos gases em água seria um fenômeno estritamente mecânico:

A teoria que Mr. Dalton me sugeriu a este 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 pudesse estar acidentalmente misturado. (Henry apud Farrar, 1974, p. 214-215)

Logo, Henry, apesar de inicialmente contrário, 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, p. 141)

Dessa forma, o caminho encontrado por Henry para explicar por que o comportamento de cada componente da mistura gasosa é governado somente por sua própria pressão, 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 sua pressão parcial - enunciando aquela que ficou conhecida como lei de Henry.

Segundo Nash (1956), Dalton rapidamente reconheceu a importân-

cia 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, 1805⁵)

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 1) concebidas a partir de uma engenhosa relação matemática:

Se uma quantidade de água, livre de ar, for agitada em pre-

sença 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, 1805)

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: aquelas 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, 1805)

Assim, logo após a citação acima, a tabela de massas atômicas relativas é apresentada na forma impressa⁶ 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.

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. O texto publicado traz claras evidências de haver sido modificado em relação ao originalmente lido. Uma das evidências mais eloquentes 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

Tabela 1: Frações de diferentes gases, dissolvidos em uma dada quantidade de água, em condições de pressão suficientes para a impregnação (Dalton, 1805). A legenda fornece nomes atuais para os gases estudados por Dalton.

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 nítrico
 oxygenous gas = gás oxigênio
 carburetted hydrogen gas = gás metano
 hydrogenous gas = gás hidrogênio

sulphuretted hydrogen = gás sulfídrico
 olefiant gas = etileno
 nitrous gas = monóxido de nitrogênio
 azotic gas = gás nitrogênio
 carbonic oxide = monóxido de carbono

as modificações: ele próprio era o editor das *Memórias* da Sociedade e, portanto, podia escolher quais artigos e quando seriam publicados.

A determinação das massas atômicas relativas: Um problema a ser discutido

Para a determinação das massas atômicas relativas, era necessário que Dalton desenvolvesse um modelo que explicasse as combinações químicas e que propiciasse a previsão de fórmulas para os compostos. Elaborando a partir de sua primeira teoria das misturas gasosas, Dalton procurou explicar as combinações químicas exemplificando com o caso de uma mistura de oxigênio e hidrogênio. Haveria repulsão entre os átomos de oxigênio e também repulsão entre os átomos de hidrogênio, o que resultaria em uma situação de equilíbrio nessa mistura gasosa. Caso algum evento rompesse esse equilíbrio, haveria uma transformação:

Calor, ou algum outro poder, previne a união dos dois elementos, até que - por uma faísca elétrica, ou algum outro estímulo - o equilíbrio seja perturbado. Então, o poder de afinidade é capaz de superar os obstáculos à sua eficiência, e resulta uma união química das partículas elementares de hidrogênio e oxigênio. (Dalton apud Fleming, 1974, p. 567)

Após a combinação entre oxigênio e hidrogênio, teríamos uma mistura formada por vapor de água e oxigênio. Caso fosse possível dar prosseguimento à transformação, os “átomos de água”⁷ e de oxigênio poderiam agora se agrupar em pares. No modelo proposto por Dalton, as interações aconteceriam na sequência de um para um, obedecendo assim à chamada “regra da máxima simplicidade”. Seguindo esse raciocínio, passaríamos a ter vários tipos de combinações possíveis, o que foi denominado por Dalton como “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 uma binária e uma ternária.

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 quaternária etc.

5º Um composto binário deve ser sempre especificamente mais pesado do que a simples mistura de seus dois ingredientes.

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

7º As regras e observações acima igualmente se aplicam quando dois corpos, como C e D, D e E etc., são combinados. (Dalton, 1964, p. 163-167)

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 por outro B, não vejo nenhuma razão mecânica pela qual ele não deva tomar tantos átomos de B quantos lhe são apresentados, e com os quais possa entrar em contato... - exceto que a repulsão dos átomos de B entre si pode superar a atração de um átomo de A...

Esta repulsão se inicia com 2 átomos de B para 1 de A, em cujo caso os 2 átomos de B estão diametralmente opostos; a repulsão aumenta com 3 átomos de B para 1 de A, em cujo caso os átomos de B estarão afastados por apenas 120°; com 4 átomos de B a repulsão é ainda maior, pois a distância é de apenas 90°... (Dalton apud 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 em um período posterior) para a adoção da regra da máxima simplicidade.

A data em que a lei das proporções múltiplas foi proposta é motivo de controvérsia entre os historiadores da ciência (Ferraz, 2004). Logo, é preciso deixar claro que não temos a intenção de afirmar que a formulação dessa lei ocorreu antes de 1803 ou após esse ano. Uma discussão dessa natureza necessitaria de um estudo mais aprofundado, que fugiria ao escopo do presente artigo. De qualquer forma, parece-nos adequado afirmar que o modelo de combinações químicas de Dalton constituiu-se em uma elaboração a partir da primeira teoria das misturas gasosas.

Além de um mecanismo para a proposição das fórmulas dos “átomos compostos” resultantes das combinações químicas, a elaboração da primeira tabela de massas atômicas relativas exigiu também a utilização das proporções em massa envolvidas nas combinações. Os primeiros valores já eram conhecidos por Dalton, pois estavam disponíveis em publicações de outros autores. 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 que hoje chamamos de anidrido sulfúrico (61,2% de enxofre e 38,8% de oxigênio em massa), Dalton dispunha 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 eles e as massas atômicas relativas (as quais ele anteriormente especulara ser o motivo das diferentes solubilidades dos gases em água) uma relação intermediada pela regra da máxima da simplicidade. Desse modo, as sucessivas combinações entre átomos, na proporção de 1:1, resultariam em fórmulas químicas que traduziriam as proporções em massa envolvidas nessas transformações observadas macroscopicamente.

Analisando, por exemplo, as proporções em massa determinadas por Lavoisier para a água, constatamos que a água apresentaria 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 determinados na época, e que constam na primeira tabela 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 calculadas. 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 4). 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).

Com a determinação das massas atômicas relativas 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 repetido o experimento de Cavendish da combinação de nitrogênio e oxigênio sobre um álcali mediante uma faísca elétrica). Analisando a Tabela 2, 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, esse composto seria formado por um átomo de nitrogênio e um 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 nitrogê-

Tabela 2: Valores determinados por Dalton para as proporções elementares em massa dos óxidos de nitrogênio.

	Nitrogênio	Oxigênio
Gás nitroso	42,1	57,9
Óxido nitroso	62	38
Ácido nítrico	26,7	73,3

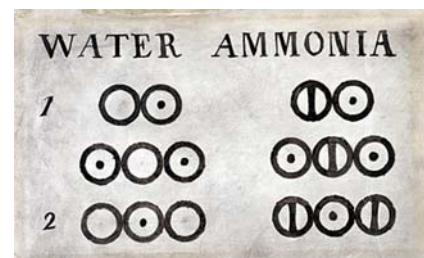


Figura 4: Representação dos “átomos compostos” de água, amônia e de outras partículas que poderiam ser formadas, obedecendo à lei das proporções múltiplas (www.nmsi.ac.uk, consultado em setembro de 2006).

nio e por um átomo de oxigênio, e que o gás ácido nítrico⁸ seria formado por um átomo de nitrogênio e dois átomos de oxigênio. Logo, a existência de diferentes óxidos de nitrogênio pode ser considerada como exemplo prático da lei das proporções múltiplas.

Em 1804, Dalton percebeu que hidrocarbonetos também obedeceriam à lei das proporções múltiplas: o gás hidrogênio carburado - atualmente chamado metano - seria formado por um átomo de carbono e dois de hidrogênio; e o gás olefiante - atual etileno - seria formado por um átomo de carbono e um de hidrogênio. Em 1808, William Hyde Wollaston (1766-1828) também declarou que muitos dos resultados de suas análises de sais, obtidos de reações de neutralização, poderiam ser explicados por meio da lei das proporções múltiplas formulada por Dalton.

Ao entrar em contato com trabalhos sobre transformações químicas, Dalton foi aos poucos incorporando, em sua teoria, idéias que até então não a integravam - tais como as sobre afinidade química e também o calórico, as quais estavam presentes nos trabalhos de Lavoisier, por exemplo. Cada átomo, fosse ele “simples” ou “composto”, possuiria uma determinada “atmosfera”, ou invólucro, de calórico à sua volta (Figura 5). Assim, nessa nova concepção de Dalton, os átomos passaram a ter diferentes tamanhos: quanto maior seu calor específico (o que significaria que o átomo seria capaz de reter uma maior quantidade de calórico a sua volta), maior o átomo. Essas modificações

no modelo atômico implicaram na segunda teoria das misturas gasosas, a qual foi elaborada no ano de 1804 ou 1805. Essa segunda teoria permitiu o estabelecimento de conexões diretas entre as “atmosfera” de calor dos átomos e suas massas atômicas:

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, p. 58)

A proposição desse modelo que previa diferentes tamanhos para as partículas, em função de suas diferentes “atmosfera” de calor, resultou em algumas discrepâncias com resultados experimentais. Conforme o leitor contemporâneo já terá percebido, esse aspecto do modelo de Dalton - ao contrário das massas atômicas relativas - não teve influência significativa sobre o desenvolvimento

posterior da Química e acabou caindo no esquecimento.

Considerações finais

Diversos são os fatores que dificultam a reconstituição do caminho percorrido por Dalton para a construção de sua teoria atômica quantitativa, tais como: o distanciamento entre as datas de leitura (1803) e publicação (1805) de seu artigo que contém a primeira tabela de massas atômicas relativas; a destruição de cerca de 75% dos arquivos de Dalton então depositados na *Literary & Philosophical Society* de Manchester, durante a Segunda Guerra Mundial; e a multiplicidade de relatos, fornecidos pelo próprio Dalton e por seus contemporâneos, para a origem de sua teoria atômica. Podemos ilustrar essas dificuldades citando recente artigo que discute essa questão. O historiador da ciência, Alan 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 Jeremias Richter (1762-1807) com as massas

equivalentes⁹; 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 atômicas de Dalton eram extraordinariamente vividas 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, [...] ele encontrou evidência para os átomos em todos os projetos a que ele se dedicou. Para Dalton, tudo parecia confirmar uma idéia em cujo germe ele acreditara por tanto tempo; como consequência, ele teve

Diversos fatores dificultam a reconstituição do caminho percorrido por Dalton para a construção de sua teoria atômica quantitativa; um deles foi a destruição, durante a Segunda Guerra Mundial, de cerca de 75% de seus arquivos depositados na *Literary & Philosophical Society*

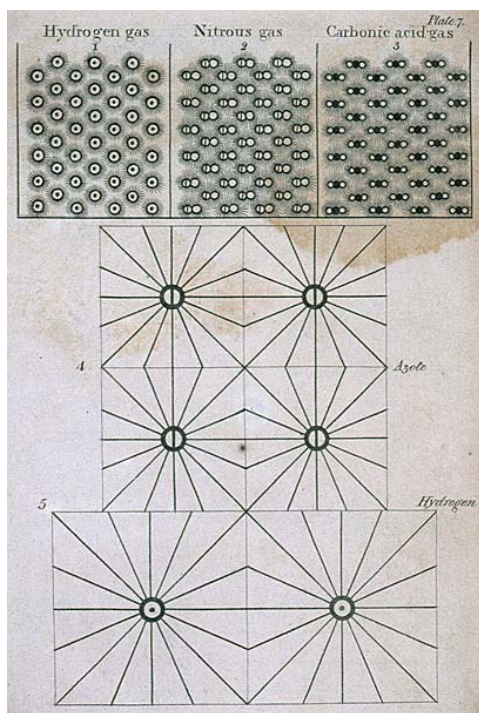


Figura 5: Esquemas representativos da repulsão entre as “atmosfera” de calor que circundariam cada átomo constituinte dos gases (Partington, 1962).

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.

O estudo de caso que aqui apresentamos mostra como Dalton, a partir do corpuscularismo newtoniano, conseguiu construir uma teoria atômica quantitativa mediante a utilização de dados provenientes de estudos sobre transformações químicas. Esse processo de elaboração não foi linear, mas repleto de complexidade. É justamente em função dessa complexidade que destacamos a importância de os professores de Química conhecerem, com alguma profundidade, esse episódio - tanto para refletirem sobre suas concepções acerca da ciência, quanto para repensarem a abordagem didática dos conceitos envolvidos.

Notas

¹Os *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 recolhi-

mento (por meio 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).

²Magnésia alba era o termo usado para designar o que nós conhecemos hoje pelo nome de carbonato de magnésio.

³Água artificial de Pymont era uma água mineral gaseificada artificialmente.

⁴Ácido carbônico corresponde ao chamado gás carbônico, hoje também denominado dióxido de carbono.

⁵Como o artigo citado encontra-se na Internet (<http://web.lemoyne.edu/~giunta/dalton52.html>, consultado em junho de 2006) sem paginação, estas não estão designadas.

⁶Os primeiros valores para massas atômicas relativas podem ser encontrados em um caderno de anotações de Dalton, datados de setembro de 1803.

⁷Para Dalton, as partículas formadas por mais de um átomo eram chamadas de "átomos compostos". Inclui-se nesse caso a água.

⁸Nesse caso, Dalton chama de gás ácido nítrico aquilo que hoje se denomina por dióxido de nitrogênio.

⁹Richter reconheceu relações matemáticas entre as quantidades de substâncias que reagem umas com as outras, por meio de uma série de estudos de neutralizações ácido-base. Não há consenso, entre os historiadores da ciência, se Dalton teve ou não acesso às idéias de Richter antes de 1803.

Hélio Elael Bonini Viana, bacharel em Química pelo Instituto de Química da Universidade de São Paulo (IQ-USP), mestre em Ensino de Ciências - Modalidade Química, pela USP, é professor na rede particular de ensino de São Paulo. **Paulo Alves Porto**, licenciado e bacharel em Química pelo IQ-USP, mestre e doutor em Comunicação e Semiótica (área de História da Ciência) pela Pontifícia Universidade Católica de São Paulo, é docente no IQ-USP.

Referências

DALTON, J. *A new system of chemical philosophy*. New York: Philosophical Library, 1964.

_____. Experimental enquiry into the proportion of the several gases or elastic fluids, constituting the atmosphere. *Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester*, v. 1 p. 244-58 (1805). (<http://web.lemoyne.edu/~giunta/dalton1.html>, acessado em 06/2005).

_____. On the absorption of gases by water and other liquids, *Memoirs of the Literary and Philosophical Society of Manchester*, Second Series v. 1 p. 271-87 (1805). (<http://web.lemoyne.edu/~giunta/dalton52.html>, acessado em 06/2005).

FARRAR, W.V.; FARRAR, K.R.; SCOTT, E.L. The Henrys of Manchester. Part 3: William Henry and John Dalton. *Ambix* v. 21, p. 208-228 (1974).

FERRAZ, M.H.M. A um passo da teoria atômica, *Ciência Hoje*, v. 35, n. 211, p. 81-83 (2004).

_____. A Lei de Henry, *Ciência Hoje*, v. 34, n. 199, p. 75-77 (2003).

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

FLEMING, R.S. Newton, gases, and daltonian chemistry: the foundations of combination in definite proportion. *Annals of Science*, v. 31, p. 561-574 (1974).

GUERLAC, H. Some daltonian doubts. *Isis*, v. 52, p. 544-554 (1961).

HARTLEY, H. John Dalton (1766-1844) and the atomic theory - a lecture to commemorate his bicentenary. *Proc. Roy. Soc. B.*, v. 168, p. 335-359 (1967).

HILL, C. *O mundo de ponta cabeça*. Trad. Renato Janine Ribeiro. São Paulo: Companhia das Letras, 1987.

NASH, L.K. The origin of Dalton's chemical atomic theory, *Isis*, v. 47, p. 101-116 (1956).

PARTINGTON, J.R. *A history of Chemistry*. v. 3. London: MacMillan, 1962.

ROCKE, A.J. In search of El Dorado: John Dalton and the origins of the atomic theory. *Social Research*, v. 72, p. 125-158 (2005).

THACKRAY, A. *Atoms and powers*. Cambridge: Harvard University Press, 1970.

_____. The origin of Dalton's chemical atomic theory: Daltonian Doubts Resolved. *Isis*, v. 57, p. 35-55 (1966).

Abstract: *The making of John Dalton's Atomic Theory* – This paper describes the making of John Dalton's (1766-1844) atomic theory. Dalton was influenced by Newtonian corpuscularism, and had a lifelong interest in meteorological phenomena. With this background, Dalton worked on models to explain the behavior of gases, and gradually became involved in the chemical debates of the time. From data about the masses that take part in chemical transformations, and reasoning in terms of atoms, Dalton arrived at an ingenious method to determine the relative weight of the atoms. This episode is a fine example of how the construction of scientific ideas may be a very complex process.

Keywords: Dalton, atomic theory, atomic weights