



**UNIVERSIDADE ESTADUAL DE CAMPINAS
INSTITUTO DE QUÍMICA
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA ANALÍTICA**

DISSERTAÇÃO DE MESTRADO

**As Idéias Científicas de John Dalton e sua Influência nos
Trabalhos de Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro**

Mestrando: Reinaldo Alberto Ricchi Júnior

Orientador: Prof. Dr. Matthieu Tubino

Campinas, 30 de Junho de 2004



UNIDADE 10
 AD. CHAMADA 1000000
R358i

V EX
 TOMBO BC/ 61843
 PROC. 16-86-05
 C ☐ D ☒
 PREÇO 11,00
 DATA 10-2-05
 Nº CPD

**FICHA CATALOGRÁFICA ELABORADA PELA
 BIBLIOTECA DO INSTITUTO DE QUÍMICA
 UNICAMP**

R358i Ricchi Júnior, Reinaldo Alberto.
 As idéias científicas de John Dalton e sua
 influência nos trabalhos de Gay-Lussac, Avogadro e
 Cannizzaro / Reinaldo Alberto Ricchi Júnior. --
 Campinas, SP: [s.n], 2004.

Orientador: Matthieu Tubino.

Dissertação (Mestrado) – Universidade
 Estadual de Campinas. Instituto de Química.

1. Ensino de química. 2. John Dalton.
 3. Estudo do trabalho. I. Tubino, Matthieu.
 II. Universidade Estadual de Campinas. III. Título.

AGRADECIMENTOS

Agradeço a Deus pela profunda experiência vivenciada no decorrer da confecção deste trabalho, à FAPESP pela concessão da bolsa de Mestrado, à UNICAMP, especificamente ao Instituto de Química, pelas facilidades oferecidas e à serena paciência do Professor Matthieu Tubino, que sempre soube direcionar da melhor maneira possível as inúmeras manifestações reveladas no decorrer destes dois últimos anos. Para toda a minha família, especialmente ao meu pai e à minha mãe, o ardente sentimento de amor eterno, pois sabemos desde já que a tribulação desta vida é a passagem para a serena compreensão da próxima. Para todas as pessoas que se esforçam verdadeiramente pela construção da Paz, do Amor e do Entendimento, meus sinceros agradecimentos. É certamente neste itinerário que está o sentimento de contribuir para a melhoria da Educação, revelado no decorrer dos nossos argumentos.

NOTAS SOBRE O MESTRANDO

O candidato se formou no curso de Bacharelado em Química pela Universidade Estadual de Campinas (UNICAMP) no mês de dezembro de 2001. Entre os anos de 1998 e 1999 trabalhou em processos de Microeletrônica no Centro de Componentes Semicondutores (CCS), na mesma universidade, com a orientação do Professor Dr. Jacobus Willibrodus Swart, da Faculdade de Engenharia Elétrica e Computação (FEEC), processando lâminas de silício para a microfabricação de circuitos integrados. Este processo também foi apresentado na forma de cursos para alunos de Engenharia de diversas universidades paulistas.

Em meados do ano 2000, iniciou um intenso trabalho de leitura de alguns textos em Filosofia, sendo que estes conhecimentos possibilitaram a realização do projeto de Mestrado que agora está sendo concluído. No ano de 2001 foi contemplada uma bolsa da Fapesp em um projeto de Iniciação Científica para o desenvolvimento de experimentos a serem utilizados em Ensino de Química. Este projeto resultou em várias publicações: *“Determinação da Constante de Avogadro através de um Experimento de Fácil Execução”*, *“Construção de uma Bureta, que funciona bem, usando materiais de baixo custo”*, *“Determinação da distância carbono-carbono utilizando um conta-gotas e uma régua de plástico”* e *“John Dalton em Linhas Gerais”*, sendo que o primeiro trabalho foi publicado na 25ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química (SBQ), 20 a 23 de Maio de 2002 e os demais na 26ª Reunião, entre os dias 26 a 29 de Maio de 2003. O trabalho referente ao Anexo 3 foi publicado na Journal of Chemical Education (vol. 81 N° 6, Junho de 2004) com o seguinte título: *“Determining the Carbon-Carbon Distance in an Organic Molecule with a Ruler”*.

Em Fevereiro de 2002 o projeto de Mestrado que agora é apresentado na forma de dissertação foi contemplado com bolsa da Fapesp.

RESUMO

Nesta dissertação, fizemos uma “visita” ao trabalho desenvolvido por John Dalton, com a intenção de tentar entender minimamente as circunstâncias que o estimularam à observação, ao estudo, ao pensamento filosófico, à inovação.

Não há dúvida de que as pessoas não possuem as mesmas qualidades. Indivíduos diferentes submetidos a condições idênticas reagirão de modos diferentes. Educação musical refinada pode até despertar o gosto pela música, mas não fará de todos os educandos instrumentistas, cantores ou compositores. Em se tratando de Ciência a situação é a mesma. Por melhor e estimulante que seja o ensino nesta área do conhecimento humano, não formaremos, necessariamente, cientistas talentosos. É imprescindível a presença dos indivíduos certos. É como se dentro de certas pessoas houvesse a “semente” da atitude científica. Quais as causas disto? Não sabemos e nem é pretensão desta modesta dissertação encontrar resposta cabal para tão profunda pergunta. Sabemos, porém, que se os estudantes não forem estimulados ao aprendizado da Ciência, provavelmente não brotará neles o desejo deste aprendizado, em prejuízo de toda a sociedade.

Nesta dissertação, o que fizemos foi tentar entender o pensamento de Dalton, e como ele trabalhou, numa época em que tudo estava por fazer na Ciência (*comparando com o atual estado do conhecimento*), para então propor atividades de ensino que possam fazer brotar naqueles que possuem a “semente” da Ciência em seu interior, aquele impulso que leva ao desejo de descobrir.

Ao analisarmos o trabalho de Dalton, dentro dos aspectos pessoal e histórico, percebemos que ele foi muito estimulado pelos interesses da época, tendo havido uma associação desse estímulo ao seu inquietante desejo de saber. Com poucos instrumentos, ele foi capaz de realizar progressos incríveis. Os seus trabalhos em Meteorologia eram de grande interesse para a Inglaterra colonialista. As suas pesquisas com gases, com reações químicas, respondiam às questões do seu íntimo, que pode ser entendido como sendo o seu interesse “filosófico” pela “ordem das coisas no universo”. A sua capacidade de ligar a observação macroscópica com a “visão” da intimidade da matéria foi imprescindível para a realização do seu trabalho. Além disso, parece que tinha uma péssima (ou boa?) qualidade, a teimosia (ou será persistência?). Por outro lado, por ser uma pessoa que aprendeu o gosto

pela leitura, adquiriu conhecimentos que formaram uma base sólida para a sua futura construção científica. Não se pode criar conhecimento novo se não tivermos embasamento.

Também ficou claro para nós que não pode surgir nova idéia se não houver rompimento de preconceitos, se não houver espírito crítico. Dalton fez tudo isso, assim como outros cientistas verdadeiros.

Também, numa tentativa de tentar perceber como o trabalho de Dalton foi visto por e influenciou outros autores, foi feita uma rápida incursão pelos trabalhos de Gay-Lussac, de Avogadro e de Cannizzaro.

Quanto à influência decisiva de todos os autores citados, no desenvolvimento da Química e da Ciência, não resta qualquer dúvida. É interessante, por outro lado, frisar o cuidado de Cannizzaro em passar a informação conceitual correta aos seus alunos.

No final desta dissertação, de modo incipiente e sem grande pretensão, apresentamos algumas modestas sugestões de atividades experimentais, que podem servir para o estímulo dos alunos em aula.

ABSTRACT

For the preparation of this dissertation, it was necessary to “visit” Dalton’s work, with the intention of trying to understand, at least only in part, the circumstances that stimulated this author in his observations, and “divagations”, which lead to innovations.

There is no doubt that people do not have the same qualities. Different individuals when submitted to equal conditions will react in different modes. For example, a musical education could awake the liking for the music in the students but will not transform all of them in refined instrumentists, singers or composers. In the case of the Science, the situation is the same. Even, stimulating teaching of good quality in an area of knowledge will be not necessarily form talented scientists. Only certain kinds of individuals are capable of becoming outstanding scientists. What are the causes of this? We do not know and it is not in the scope of this modest dissertation to find a complete and absolute answer to such a profound question. However, we know that if students are not stimulated to the learning of the Science, probably will not grow into them the desire of such king of knowledge and the human society will lose.

In this work we tried to understand Dalton’s thinking, how it worked in a time were all was to be done (comparing with the present state of human knowledge). If we understand, at least a little, the way of thinking, the way of felling, of such kind of historical person, we would be able to propose teaching activities that could stimulate the growing of the “seed” of the Science into the students: “the growing of the desire of to know”.

Analyzing Dalton’s work in personal and historical aspects we see that he was very stimulated by the interests of his time and had a disquieting desire of knowledge. With few instruments, he was able to achieve incredible progress. His work in Meteorology was of great interest to England, a colonialist state, due to her extensive dependence on navigation. His researches with gases and chemical reactions answered some of his innermost questions, which can be understood as being his “philosophical” interest in the “order of the things in the universe”.

Dalton’s capacity in linking the macroscopic observation with the “vision” of the intimate nature of matter was indispensable for the realization of his work. Also, it seems that he had a very bad (or good?) quality, a stubbornness (or it was persistence?). On the

other hand, he was a person who had a liking for the reading and acquired knowledge that formed a solid basis for his future scientific construction. It is not possible to create new knowledge if there are no foundations. Also, and this could seem contradictory, a new idea cannot appear if there is not a rupture of prejudices, if there is no critical spirit. Dalton did all these things, in the same manner as other true scientists.

Summarizing, we can conclude that for the formation of good scientists, it is absolutely necessary, from the youngest age possible, to stimulate a liking for the observation of nature, an interest for the knowledge in general and a critical spirit. Also, it is indispensable a major motivation that we can call “social motivation” that refers to the insertion of the person, in a certain manner, into the social medium where he lives. In Dalton it is possible to observe all these.

In an attempt to perceive how Dalton’s work had been seen and how it influenced other authors, we also carried out a rapid incursion through the works of Gay-Lussac, Avogadro and Cannizzaro.

All these cited authors decisively influenced the developing of the Chemistry and Science in general there is no doubt. It is interesting, inclusive, to mention that Cannizzaro gave a special care in passing correct conceptual information to his students.

Form a scientist is not an easy task. In the end of this dissertation we present some modest suggestions of experimental activities that could be useful to stimulate students in science classes.

SUMÁRIO

1. Objetivo	1
2. Introdução	3
2.1. Introdução Histórica	4
3. Análise e Discussão	21
3.1. Meteorologia	21
3.1.1. A Influência da Água nos Fenômenos Meteorológicos	22
3.1.2. A Atmosfera Terrestre	29
3.1.3. Os Ventos	32
3.1.4. A Lei das Pressões Parciais	37
3.2. Sobre os Gases	38
3.2.1. Proporções dos Gases no Ar Atmosférico	38
3.2.2. A Lei das Proporções Múltiplas	44
3.2.3. Absorção de Gases pela Água	45
3.2.4. Sobre a “Composição Gravimétrica” dos Compostos	47
3.3. Sobre a Teoria Atômica	48
3.3.1. O Conceito de Calórico	49
3.3.2. O Conceito de Calor Específico	50
3.3.3. O Conceito de Partícula	52
3.3.4. O Significado da Palavra “Átomo”	54
3.3.5. O Congelamento da Água	56
3.3.6. Sobre a Constituição dos Corpos	57
3.3.7. Sobre a Síntese Química	62
3.3.8. Sobre os Princípios do Sistema Atômico de Dalton	64
3.4. Sobre a Teoria Molecular	66
3.4.1. A Lei das Proporções Múltiplas em Gay-Lussac	67

3.4.2. Aplicação Prática da Síntese Química de Dalton (as proporções em Volume de Gay-Lussac)	69
3.4.3. A Influência das Idéias de Dalton e Gay-Lussac em Avogadro	70
3.4.4. A Hipótese de Avogadro	72
3.4.5. O Equívoco de Avogadro Sobre a Determinação das Massas Relativas	73
3.4.6. As Massas Moleculares Relativas	74
3.4.7. Acidez e Basicidade em Avogadro	75
3.4.8. Cannizzaro e a Solução para o Problema da Determinação das Massas Moleculares	76
3.4.9. Algumas Reações Químicas Estudadas por Cannizzaro	82
4. Conclusões	84
5. Perspectivas	86
6. Referências Bibliográficas	87
7. Adendos	90
- Propostas de atividades com estudantes em classe	91
1. Trabalhando com um balão	91
2. Trabalhando com uma seringa	95
3. Trabalhando com perfume	98
4. O Universo, os Planetas, o Átomo...	98
5. Artigo: Determinação da distância C-C	102
6. Comunicação: John Dalton em linhas gerais	105
7. Comunicação: Determinação da Constante de Avogadro...	106
8. Comunicação: Construção de uma bureta...	107
9. Comunicação: Determinação da distância C-C...	108

Observações sobre o procedimento usado para as citações bibliográficas

Considerando as particularidades desta dissertação, em lugar de colocarmos as referências bibliográficas apenas no final do trabalho, na ordem de citação, optamos por citá-las por ordem de aparecimento, mas colocando-as no rodapé da página onde aparecem, repetindo o nome do autor e da obra citados cada vez ou colocando "Ibid." seguido da página, sempre que a citação anterior refere-se ao mesmo autor e título. Quando aparece somente "Ibid.", deve-se entender que a citação é do mesmo autor, mesma obra e mesma página que a citação anterior. Para facilitar o leitor, evitamos usar "Ibid." para remeter à obra anterior que esteja em página antecedente.

1. Objetivo



John Dalton (1766 – 1844)

O objetivo desta dissertação é estudar o trabalho de Dalton dentro do contexto da época e do local, do seu método de trabalho e da personalidade deste cientista, com o intuito de tentar entender o “mecanismo” que o levou a formular as suas teorias. Desta maneira, a “raison d’être” deste trabalho é demonstrar, a partir da apresentação e discussão dos textos originais, que o modelo de Dalton deve ser visto como um registro de uma profunda vivência interior, tendo em vista que seus trabalhos refletem seu interesse pelo conhecimento da natureza e de si mesmo. Ou seja: a Teoria Atômica de Dalton, que tanto desperta o interesse dos verdadeiros filósofos, não deve ser associada de maneira simplista às “bolas de bilhar”, conforme se verifica nos livros-texto contemporâneos.

Acreditamos que o entendimento de tal processo possa contribuir para a criação de textos e de experimentos que levem os estudantes do Ensino Fundamental e Médio, pelo menos alguns deles, a reproduzi-los. Deste modo, talvez levemos alguns alunos a descobrirem em si mesmos o talento da Ciência, o que poderá motivá-los a seguir nesse rumo em sua escolha profissional. Esta proposta vale também para estudantes que já

ingressaram em cursos superiores, inclusive de Química, para os quais o entendimento do pensamento de Dalton e de outras figuras históricas da Ciência pode servir como modelo para a sua própria conduta científica.

A escolha de Dalton como eixo principal da dissertação é devido à sua grande criatividade e produtividade, numa época em que quase tudo estava por fazer (tendo-se como referencial os dias de hoje), assim como está “tudo por fazer” na cabeça dos estudantes. Com poucos recursos à mão, observando a natureza e entendendo-a como um todo, fazendo ensaios no laboratório e procurando correlacionar os resultados experimentais com a realidade, trouxe contribuições notáveis à Química e à Ciência em geral.

Neste estudo também objetivamos entender como Dalton influenciou o trabalho de Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro.

2. Introdução

Assimilar as idéias de átomo e de molécula é uma grande dificuldade por parte dos alunos. Admitir a existência e entender a natureza dessas “*partículas infinitesimais*” que fogem à percepção de nossos sentidos não é coisa trivial. Ao mesmo tempo, a compreensão de que o uso de modelos, que nos auxiliam no entendimento do mundo microscópico e nos levam a realidades “virtuais”, nem sempre próximas da realidade, também não é fácil de ser assimilada. Por outro lado, o bom uso desses modelos é indispensável para o estudo do universo em que vivemos, pelo menos na atual fase de conhecimento em que se encontra a humanidade, incluindo o estudo do próprio ser humano, como parte integrante do “*todo*”.

Há registros de que os filósofos pré-socráticos (séculos VII a V a.C., ou seja, há cerca de 2500 anos) já se preocupavam com a constituição da matéria. Teriam sido os primeiros? Provavelmente não, tendo em vista que a construção do conhecimento humano cresce sempre a partir de acontecimentos antecedentes. Podemos admitir, no entanto, que com os pré-socráticos estas idéias atingiram níveis importantes, cujos efeitos ecoam até os dias de hoje.

Neste sentido, uma indagação poderia ser levantada: a matéria é contínua ou descontínua? Em outras palavras, se pudéssemos dividir um pedaço de matéria sucessivamente em metades, esta divisão ocorreria ao infinito ou chegaríamos numa situação em que apareceriam partículas não mais divisíveis? Partículas essas que seriam as constituintes da matéria?

Para alguns esta pergunta pode parecer demasiadamente simples hoje em dia, pois já se pressupõe uma resposta. Contudo, com a mesma intensidade dos debates da Antigüidade, ela continua a martelar o pensamento de muitos. Atualmente, aceitamos a existência de átomos e moléculas, constituintes da matéria. Estes, porém, são divisíveis. Até onde...?

Neste trabalho, pretendemos encontrar caminhos que possam levar os estudantes a refletir sobre a constituição atômica e molecular da matéria, unindo o macrocosmo ao microcosmo, incorporando às suas concepções com naturalidade, dentro da clara noção de que o uso de modelos tem as suas limitações. Modelos são importantes e potentes instrumentos mas... não passam de modelos.

Tais reflexões são sempre árduas, devido ao alto grau de abstração necessário para imaginar as situações, buscando uma racionalização fundamentada num pressuposto rigor científico. Não se pode esquecer, também, da influência do período histórico em que surgiram os diferentes conceitos que serão usados, tendo sempre em mente que a história (ou seja, os acontecimentos que nos influenciam), continua a agir.

2.1. Introdução Histórica

As vidas dos cientistas estudados nesta dissertação foram influenciadas pelas idéias iluministas difundidas pela Europa nos séculos XVIII e XIX. O Iluminismo foi um movimento intelectual de grande impacto na cultura do Ocidente, responsável por um vasto desenvolvimento no estudo da filosofia empírica, potencializando o conflito entre Fé e Razão. A cultura européia era dominada pelas práticas religiosas há muitos séculos: a visão medieval insistia em colocar o destino humano nas mãos de Deus. No entanto, as descobertas iluministas foram decisivas no questionamento de certos dogmas religiosos e, também, no entendimento de leis da natureza que, aparentemente, segundo os iluministas, não deviam sua origem à Deus. Em outras palavras, alguns fenômenos da natureza passaram a ser explicados com base na razão humana, e não mais na *suposta* vontade de Deus¹.

Como consequência desses ideais, surgiram várias revoluções, como a Revolução Industrial, que foi uma transformação política e social de grande impacto na segunda metade do século XVIII, período, aliás, no qual John Dalton (1766-1844) nasceu e recebeu a sua formação². Por esta razão, apresentaremos um breve panorama dessa Revolução e, em seguida, os fatos mais importantes da biografia de Dalton.

Por volta de 1750 observou-se um intenso processo de mecanização e uma total transformação nas forças e nos modos de produção. As inúmeras divisões nas atividades produtivas determinaram maior eficiência e rapidez. Isso só foi possível porque o trabalho tornou-se cada vez mais mecanizado e repetitivo. Todas estas atividades passaram a ser

¹ Oliver, Martin. *"História Ilustrada da Filosofia"*, Editora Manole, São Paulo, 1998, p. 71-72

² Duveen, D.I., Klickstein, H.S., *J.Chem.Edu.*, 32, 333 (1955)

concentradas em um único local, geralmente construído ou adaptado especificamente para esse fim. Assim, surgia historicamente a fábrica, no seu sentido mais moderno, e que rapidamente se tornaria comum no cenário do mundo contemporâneo. A Inglaterra foi o único país europeu que primeiramente conseguiu reunir condições políticas, econômicas, sociais e culturais necessárias ao desenvolvimento da indústria e, portanto, do capitalismo industrial. Por isso, costuma-se dizer que a Revolução Industrial foi um fenômeno estritamente inglês até meados do século XIX. A partir desta época boa parte da Europa Ocidental e os Estados Unidos já haviam ingressado no mundo plenamente industrializado³.

A vida do trabalhador no início da industrialização foi dramaticamente afetada. Inicialmente, ele foi transferido para um ambiente de trabalho totalmente desconhecido, e não havia qualquer legislação para protegê-lo. O ambiente de trabalho geralmente era insalubre e perigoso. Os salários eram baixos e trabalhava-se de 12 a 14 horas por dia. Além disso, não havia por parte do operariado qualquer tipo de instituição organizada que pudesse resistir à exploração. As primeiras formas de reação foram contra as próprias máquinas, quer destruindo-as ou avariando-as, pois eram vistas como as responsáveis pelos seus problemas, ao substituí-los na operação de trabalho⁴.

Nesse clima social nascia o futuro cientista e filósofo inglês, John Dalton, em 5 de Setembro de 1766, na vila de Eaglesfield, Cumberland. Foi o caçula da família, que pertencia à religião dos Quakers⁵ desde 1690, quando seu avô se converteu. Esta visão espiritualista muito o influenciou no trabalho que realizou durante a sua vida.

Na infância, trabalhou na lavoura e também na loja de roupas de seu pai, e apesar de nunca ter passado fome, sempre foi muito pobre. Como Quaker, recebeu uma educação de qualidade e foi muito aplicado aos estudos, tendo, desde o começo, um grande interesse pela Matemática. Recebeu uma profunda formação em Matemática e Ciências, especialmente Meteorologia, de um Quaker rico chamado Elihu Robinson. Aos 12 anos,

³ Vinci de Moraes, José Geraldo. *"História Geral Contemporânea (Séculos XVII-XX)"*, Fundação Alexandre de Gusmão, Brasília, 2ª edição, 2002, p.16-18

⁴ Vinci de Moraes, José Geraldo. *"História Geral Contemporânea (Séculos XVII-XX)"*, p.18-19

⁵ www.quaker.org, pesquisa realizada em 12/12/2002, às 12:12h: os Quakers acreditavam que a Divina Revelação não vem dos sacerdotes ordenados pela Igreja, mas da "luz interior", que é o próprio Cristo, como medita o Apóstolo Paulo de Tarso: *"Eu vivo, mas já não sou eu que vivo, pois é Cristo que vive em mim"* (Gl 2, 20)

abriu uma escola em Eaglesfield, tendo sido ameaçado pelos garotos mais velhos, que não aceitavam receber instruções de um professor tão jovem. Mesmo assim, lecionou sob estas condições por 2 anos. Nesta mesma época, seu irmão, Jonathan, saiu de casa e foi trabalhar em uma escola na cidade de Kendal. Em 1781, foi morar com o seu irmão. Juntos começaram a trabalhar na organização da escola, que foi aberta somente em 1785. Ali lecionaram Inglês, Latim, Grego e Francês, além de algumas noções sobre Matemática e Filosofia Natural. Foi também em Kendal que conheceu John Gough, um homem cego filho de um rico comerciante que o ajudou no estudo de línguas, em matemática e ótica, permitindo-lhe o acesso à sua grande biblioteca⁶.

A expansão do interesse científico de Dalton ocorreu de maneira gradativa, até que em 1787 começou a oferecer conferências públicas. Além disso, colecionava borboletas e estudava caracóis, traças e larvas de insetos, tendo escrito um tratado de onze volumes sobre Botânica. Em certa ocasião, no aniversário de sua mãe, comprou-lhe um par de meias escarlates, fato que causou grande espanto na família, pois sua mãe não estava habituada a usar meias desta cor. Dalton, no entanto, acreditava que as meias eram azuis, e seu irmão, Jonathan, também. Descobriu, então, que possuía uma deficiência visual na distinção de certas cores, e esta doença ficou conhecida posteriormente como Daltonismo. Quando teve uma audiência com o Rei da Inglaterra, recusou-se a usar as roupas tradicionais da realeza para a audiência, acreditando que eram da cor cinza (cor incompatível com a espiritualidade dos Quakers), enquanto, na verdade, eram da cor vermelha. Foi a partir destas circunstâncias que o Daltonismo foi descoberto e caracterizado como uma doença visual⁷.

Em 1793, mudou-se para Manchester para assumir o cargo de professor universitário em Matemática e Filosofia Natural no New College. Neste mesmo ano publicou seu primeiro livro (*"Meteorological Observations and Essays"*), no qual há uma detalhada discussão sobre o seu interesse pelos fenômenos meteorológicos. Em Outubro de 1794, foi aceito como membro da Sociedade Literária e Filosófica de Manchester, e um mês depois leu seu primeiro artigo para a Sociedade: *"Extraordinary Facts Relating to the Vision of*

⁶www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Dalton.html, pesquisa realizada em 20/10/2002, às 19:35h

⁷ www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Dalton.html, pesquisa realizada em 20/10/2002, às 19:35h

Colours". Em 1799 leu seu segundo artigo: "*On Rain, Dew and Evaporation*". No ano seguinte, foi eleito secretário da Sociedade Literária e Filosófica de Manchester. Em 1801, apresentou outro artigo de grande importância na comunidade científica de sua época: "*On the Constitution of Mixed Gases*". Neste mesmo ano, publicou seu livro sobre Gramática. Em 1803 anunciou pela primeira vez suas idéias sobre a Teoria Atômica, no artigo "*On the Absorption of Gases by Water*". Entre 1804 e 1807 desenvolveu suas idéias em uma série de conferências, principalmente nas cidades de Londres e Edingurgh. Em 1808 compilou-as sistematicamente no primeiro volume do livro "*A New System of Chemical Philosophy*", e, neste mesmo ano, tornou-se vice-presidente da Sociedade Literária e Filosófica de Manchester. Em 1817 tornou-se Presidente desta mesma Sociedade, cargo que manteve até a sua morte. Entre os anos de 1825 e 1834 recebeu uma série de prêmios de várias instituições científicas da Inglaterra, sendo que em 1827 publicou o segundo volume do livro "*A New System of Chemical Philosophy*". Em 1842 a Associação Britânica reuniu-se em Manchester e o indicou para a presidência, mas devido a problemas de saúde, assumiu apenas a vice-presidência⁸.

Dalton morreu no dia 27 de julho de 1844. A Prefeitura de Manchester ofereceu-lhe um funeral público no dia 12 de agosto deste mesmo ano. O velório durou três dias, e mais de 40.000 pessoas foram prestar-lhe as últimas homenagens. No cortejo fúnebre havia mais de 100 carruagens, guiadas por 400 policiais que conduziram o cortejo ao Cemitério de Ardwick⁹. Em seu corpo foi realizada uma autópsia na tentativa de descobrir a causa de sua deficiência visual. Foi enterrado com *Honras Reais*, seguindo o mesmo protocolo utilizado no funeral da *Realeza Britânica*. Além disso, a prefeitura de Manchester construiu um grande monumento e uma estátua em sua homenagem¹⁰.

Seu interesse pela Meteorologia foi tão grande que chegou a realizar mais de 200.000 observações meteorológicas no decorrer de sua vida¹¹. Esta informação ilustra a profunda motivação que o levou a trabalhar tão intensa e meticulosamente por vários anos.

⁸ rylibweb.man.ac.uk/dalton , pesquisa realizada em 18/09/2002 , às 13:33h

⁹ Elliot, T.E., *J.Chem. Edu.* **30**, 569 (1953)

¹⁰ www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Dalton.html , pesquisa realizada em 20/10/2002, às 19:35h

¹¹ Hopwood, A., *J. Chem. Edu.* **3**, 487 (1925)

Pode-se ainda dizer que todo o seu trabalho científico foi realizado dentro de um forte clima teológico¹².



Estátua de Dalton em Manchester

Para melhor entendimento do momento histórico em que os conceitos de átomo e molécula estavam sendo elaborados e aprimorados, é preciso apresentar, também, um rápido panorama cultural da Revolução Francesa, pois o químico francês Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850), contemporâneo de Dalton, nasceu poucos anos antes do início deste movimento, e cresceu sob profunda influência dessa atmosfera revolucionária.

¹² Trackray, A. *"Atoms and Powers"*, Harvard University Press, Cambridge, Massachusetts, 1970, p.255



Joseph Louis Gay-Lussac (1778 – 1850)

Nessa época, a França ainda possuía uma estrutura produtiva baseada na agricultura e, por isso, mantinha uma população essencialmente rural. Os moldes da sociedade eram bastante semelhantes aos da sociedade feudal, como determinavam as velhas leis francesas. Existiam três Estados ou Ordens: o Primeiro Estado (o clero), o Segundo Estado (a nobreza) e o Terceiro Estado (o povo). De acordo com esta organização social, era o Terceiro Estado que pagava os impostos, para que os demais Estados vivessem de maneira parasitária. Neste quadro de grave crise institucional, a Assembléia dos Estados Gerais foi convocada em maio de 1789, fato que não ocorria desde 1614. A reunião ocorreu na cidade de Versalhes.

A Assembléia dos Estados Gerais era uma espécie de câmara de consulta do rei, na qual estavam representados todos os setores da nação, ou seja, os três Estados (clero, nobreza e povo). Cada Estado tinha direito a um voto, ou seja: a aristocracia (clero e nobreza) sempre vencida o povo por 2 votos contra 1. Sentindo-se injustiçado, o povo deu início à Revolução Francesa, desligando-se da Assembléia dos Estados Gerais, e manifestando-se intensamente pelas ruas de Paris¹³.

¹³ Vinci de Moraes, José Geraldo. *“História Geral Contemporânea (Séculos XVII-XX)”* p.44 – 46



A Tomada da Bastilha

Em 14 de julho de 1789, parte da população parisiense avançou sobre a Bastilha, antiga prisão política, símbolo do autoritarismo Absolutista. Além dos aspectos simbólicos, o ato e a forma da tomada da Bastilha representaram uma mudança de orientação nos atos políticos, pois a população mais pobre começou a participar do processo revolucionário de forma determinante, radicalizando-o. Temendo que tantas manifestações pudessem abalar o Estado, algumas medidas foram tomadas, com o objetivo de amenizar a violência. As obrigações feudais, por exemplo, foram extintas imediatamente, e no dia 26 de agosto de 1789 foi aprovada a Declaração dos Direitos do Homem e do Cidadão, que assegurava os princípios iluministas revolucionários de *liberdade, igualdade e fraternidade*. O rei Luís XVI foi obrigado a transferir-se de Versalhes para Paris tendo sido executado logo após.

Este violento clima de efervescência política e manifestação popular influenciou toda a Ciência européia da época. O melhor exemplo da relação entre a realidade política e a realidade científica é a morte de Lavoisier, um dos predecessores da Química Moderna. Em 8 de maio de 1794, ele foi guilhotinado ao lado de outros 27 colegas, por participar de um órgão coletor de impostos que era odiado pelo povo.



Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794)

A política externa francesa também não vivia momentos tranquilos, pois existia a intenção de atacar a Áustria através de Piemonte, na Itália. O comando desta ação foi dado ao jovem general Napoleão Bonaparte, que começou a se destacar no campo de batalha e na diplomacia. Retornou do Egito com muito prestígio e força, e foi informado da situação caótica do governo francês. Em 9 de novembro de 1799, parte da burguesia apoiou sua iniciativa para tomar o poder, pois esta acreditava que um militar de prestígio como Napoleão poderia, com mão de ferro, moralizar e pacificar o governo francês. Desta maneira, a Revolução Francesa chegou ao seu fim, dando início ao Período Napoleônico¹⁴.

Foi neste contexto político-social que viveu o químico Gay-Lussac, nascido no dia 6 de Dezembro de 1778, na cidade francesa de Saint-Léonard-de-Noblat¹⁵. Foi primeiramente educado em sua cidade e em 1797 concorreu a uma vaga na Escola Politécnica, uma escola militar situada em Paris, cujo principal objetivo era formar engenheiros e cientistas para os conflitos armados da época, sendo a principal responsável pela superioridade da França em Ciências e Matemática no começo do século XIX. Gay-Lussac foi aprovado nos exames, e logo iniciou seus estudos com a análise de gases, já que desde o princípio sentiu-se muito interessado por este assunto. Claude-Louis Berthollet (1748 – 1822), professor de Química na Escola Politécnica, havia acompanhado o General Napoleão Bonaparte na viagem ao Egito e, quando retornou para Paris em 1800, estava precisando de um assistente.



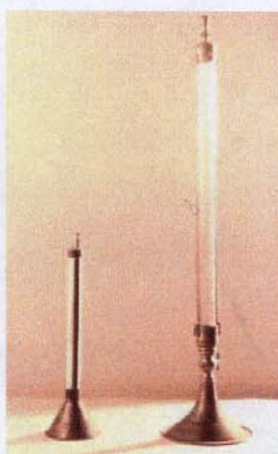
Claude-Louis Berthollet (1748 – 1822)

¹⁴ Vinci de Moraes, José Geraldo. “*História Geral Contemporânea (Séculos XVII-XX)*” p.46 – 51

¹⁵ www.pourlemerite.org/peace/josephlouisgay-lussac.html , pesquisa realizada em 13/09/2002, às 8:42h.

Neste mesmo ano Gay-Lussac conseguiu se formar e recebeu a proposta para trabalhar como assistente de Berthollet, aceitando-a prontamente. Gay-Lussac também foi muito influenciado por Alexander von Humboldt (1769 – 1859), que viajou pelas Américas entre os anos de 1799 a 1804, período no qual coletou várias amostras de ar em diferentes regiões¹⁶.

As amostras de ar foram analisadas com a utilização de um equipamento chamado Eudiômetro, no qual ocorre a explosão da mistura contendo ar e hidrogênio por exemplo, para que a quantidade de oxigênio pudesse ser determinada. Em cartas escritas entre 1776 e 1777, o físico italiano Alessandro Volta (1745 – 1827) descreveu o Eudiômetro como um equipamento capaz de testar a qualidade do ar atmosférico. Consiste em um tubo graduado, feito de vidro resistente, com diâmetro interior constante e fechado em sua extremidade superior.



Eudiômetro

Nesta extremidade são colocados dois eletrodos, dispostos de tal maneira que exista entre eles uma pequena distância, onde ocorre a faísca elétrica, responsável pelo início da reação entre os componentes da mistura gasosa presente no tubo, que geralmente é uma mistura de ar atmosférico e hidrogênio. Após a geração da faísca elétrica, inicia-se a reação

¹⁶ Goldwhite, Harold., *J.Chem. Edu.*, **55**, 366 (1978)

entre o oxigênio e o hidrogênio e observa-se a formação de água, cujo volume é medido no tubo graduado. O mesmo procedimento pode ser realizado para outras reações gasosas¹⁷.

Com base neste trabalho de Humboldt em Eudiometria, Gay-Lussac aprofundou-se no estudo sobre as propriedades dos gases. Em 1806 foi eleito membro do Instituto Nacional de Ciência, em 1809 foi indicado como professor de Química na Escola Politécnica e, ao mesmo tempo, professor de Física na Universidade de Paris. Durante sua vida adulta, Gay-Lussac foi gradativamente se envolvendo com as questões públicas de sua época. Em 1818 foi eleito supervisor de uma fábrica de pólvora, que era uma propriedade do Governo Francês, e trabalhou também juntamente com a Câmara dos Deputados. Em 1808 casou-se com Josephine Rojot. Seu casamento durou mais de 40 anos e tiveram 5 filhos. Seu pai, que era um crítico público da monarquia francesa, foi preso por um curto período, acusado de sentimentos anti-revolucionários¹⁸.

Na sua primeira publicação sobre os gases, Gay-Lussac apresentou um estudo cuidadoso sobre a relação entre temperatura e volume. É por isso considerado um dos descobridores da lei que analisa a expansão térmica dos gases à pressão constante, usualmente conhecida como Lei de Charles, Dalton e Gay-Lussac. Seu interesse por gases conduziu-o, ao lado de Humboldt, para alguns estudos em Química. Em 1805 eles realizaram um importante estudo sobre a proporção em que o oxigênio se combina com o hidrogênio para formar a água, e encontraram como resultado médio que esta proporção é de 100 volumes de oxigênio para 199,9 volumes de hidrogênio, o que equivale, aproximadamente, à proporção 100:200. O efeito desta descoberta na Química da época foi tão profundo e intenso que abriu um novo panorama na reflexão filosófico-científica sobre a constituição da matéria, tendo em vista que a água sempre foi um tema de grande interesse por parte dos filósofos e cientistas ao longo de toda a História. Dalton já havia discutido esta questão, mas, de acordo com a sua Teoria Atômica, a proporção entre o hidrogênio e o oxigênio deveria ser de 1:1 e não 1:2, como Gay-Lussac e Humboldt haviam descoberto. Gay-Lussac sentiu-se profundamente interessado em expandir suas investigações para outros sistemas gasosos, chegando a um número muito significativo de

¹⁷ physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Thermodynamics/Eudiometer/Eudiometer.html, pesquisa realizada em 17/5/2003, às 15:46h.

¹⁸ Goldwhite, Harold., *J.Chem. Edu.*, **55**, 366 (1978)

resultados, aprimorando certas idéias que já haviam sido apresentadas por Dalton. Apesar da irrefutável descoberta sobre a composição da água, Dalton e Berthollet não a aceitaram¹⁹.

Em 1809, Gay-Lussac publicou um artigo que é considerado um clássico da Ciência Moderna: "*Memoir sur la combinaison des substances gazeuses, les unes avec les autres*", que inspirou profundamente Amedeo Avogadro (1776 – 1856), estimulando-o a investigar a questão das massas moleculares. Além de sua contribuição na propriedade dos gases, Gay-Lussac também adquiriu uma patente na produção de ácido sulfúrico, que até o início do século XX foi considerada como referência na produção industrial desse ácido²⁰. Esse método de produção do ácido sulfúrico consiste na reação do dióxido de enxofre com oxigênio e também com dióxido de nitrogênio, formando trióxido de enxofre e monóxido de nitrogênio. O monóxido de nitrogênio produzido também reage com o oxigênio para formar o dióxido de nitrogênio, que retorna ao sistema para reagir novamente com o dióxido de enxofre. Desta maneira, observa-se que as reações envolvidas no método de Gay-Lussac formam um sistema reacional cíclico²¹.

Avogadro também foi influenciado pelo contexto político-social de sua época. Os primeiros confrontos políticos que a Europa assistiu, nas primeiras décadas do século XIX, refletiam as disputas do século anterior, ocorridas principalmente na França. Napoleão Bonaparte representou a continuidade e a expansão dos ideais franceses, pois a expansão de seu Império representou o início da difusão, por toda Europa, dos sentimentos presentes na Revolução Francesa. A Inglaterra, que neste período era o maior país capitalista industrial regido por uma Constituição, apoiou as disputas contras os ideais revolucionários franceses, pois esta era uma forma de enfraquecer, política e economicamente, a França. Tais conflitos geraram uma série de revoltas e revoluções que atingiram quase toda a Europa, cuja característica central foi um forte sentimento de nacionalismo, que se expressou de maneira intensa principalmente nos processos de unificação da Itália e da Alemanha.

¹⁹ Goldwhite, Harold., *J.Chem. Edu.*, **55**, 366 (1978)

²⁰ Ibid.

²¹ Ibid.



Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro, Conde de Quaregna e de Cerretto, nasceu em 1776 em Turin, Itália, e morreu em 1856, na mesma cidade.

Na primeira metade do século XIX, quase todo o continente europeu estava envolvido em algum tipo de revolta ou revolução, e foi neste contexto que se desenvolveu o capitalismo industrial, caracterizado como um modelo para grande parte do resto do planeta.

A Itália era um país fragmentado em vários Estados independentes, e o processo de unificação teve um forte caráter nacionalista. Em janeiro de 1848, houve uma rebelião por parte dos camponeses da Sicília, e em 1849 foi proclamada a República Romana. O processo de unificação passou por confrontos externos, pois a Itália era praticamente um país ocupado pela Áustria, França e Igreja Católica. Somente o reino da Sardenha-Piemonte era livre e independente, e foi o responsável pela iniciativa no processo de unificação, que desencadeou uma série de confrontos regionais, até que em 1871 a Itália estava definitivamente unificada. Ainda havia o problema com a Igreja Católica, pois o Papa Pio IX não aceitava a anexação de Roma. A questão só seria definitivamente resolvida em 1929, com a criação do Estado do Vaticano, através do Tratado de Latrão, acertado entre Mussolini, Emanuel III e Pio XI ²².

Avogadro nasceu em Turim no dia 9 de Agosto de 1776. Filho de um magistrado da antiga nobreza, dedicou-se ao Direito Canônico, mas também tinha grande interesse pela Matemática e pela Física. Estudou os fenômenos elétricos, tema de grande atualidade na época, sobretudo pelo debate entre Luigi Galvani (1737 – 1798) e Alessandro Volta (1745

²² Vinci de Moraes, José Geraldo., “*História Geral Contemporânea (Séculos XVII-XX)*” p.91-92

– 1827). Em 1809, Avogadro publicou seu primeiro artigo relacionado à Química: *“Idées sur l’acidité et l’alcalinité”*, no qual sustentou que a causa da afinidade entre as substâncias era de natureza elétrica, idéia ainda aceita nos dias de hoje, embora mais elaborada e adaptada ao conhecimento científico atual. Em 1811 publicou o clássico *“Essai d’une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaire des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons”*. Trata-se de um revolucionário método de determinação de massas moleculares relativas, cuja base é o legado de Dalton associado à contribuição experimental de Gay-Lussac sobre as proporções em que os gases se combinam. É também neste artigo que se encontra a famosa Hipótese de Avogadro: o número de moléculas gasosas é sempre o mesmo em um mesmo volume, independentemente do gás estudado²³. A consequência desta hipótese é a seguinte: se volumes iguais de gases contêm o mesmo número de partículas, a massa relativa destes volumes corresponde precisamente à massa relativa das moléculas gasosas²⁴.

Em 1814, Avogadro publicou um novo artigo: *“Mémoire sur les masses relatives des molécules des corps simples, ou densités présumées de leur gaz, et sur la constitution de quelques-uns de leur composés, pour servir de suite à l’Essai sur le même sujet, publié dans le Journal de Physique, juillet 1811”*. Este artigo é na verdade uma continuação do artigo de 1811, no qual Avogadro havia apresentado seu método de determinação das massas relativas. André-Marie Ampère (1769 – 1859), também em 1814, publicou uma memória na forma de carta a Berthollet, na qual também há a idéia sobre o mesmo número de moléculas gasosas em um mesmo volume. Entre 1820 e 1821, Avogadro ocupou a cadeira de Física e Matemática na Universidade de Turim, retornando a este cargo em 1834, onde permaneceu até 1850. Além disso, foi membro da Comissão Superior de Estatística e também presidente da Comissão de Pesos e Medidas, sendo um dos responsáveis pela introdução, em Piemonte, do sistema métrico decimal. Em 1848 foi nomeado membro ordinário do Conselho Superior de Instrução Pública. No dia 9 de Julho

²³ www.accademiasl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=15, pesquisa realizada em 26/04/2003, às 14:46h

²⁴ Lipeles, E.S., *J.Chem.Edu.*, **60**, 127 (1983)

de 1856, faleceu em Turim, sua cidade natal²⁵. Devido à importância científica de André-Marie Ampère, e sua íntima relação com algumas das idéias de Avogadro, colocaremos uma figura em sua homenagem, antes de prosseguirmos.



André-Marie Ampère (1769 – 1859)

A vida de Stanislao Cannizzaro (1826-1910) também se relacionou com o clima político-social de sua época, especialmente no que diz respeito à questão da unificação da Itália. Ele nasceu no dia 13 de julho de 1826, em Palermo, onde realizou seus primeiros estudos. Aos 15 anos de idade foi inscrito na Faculdade de Medicina da Universidade de Palermo, e em 1845 saiu da Faculdade sem se formar.



Stanislao Cannizzaro (1826-1910)

²⁵ www.accademiaxl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=15, pesquisa realizada em 26/04/2003, às 14:46h

Neste período, acompanhou por três anos o curso de Fisiologia de um médico de grande prestígio, chamado Michele Foderà, e iniciou suas pesquisas sobre a fisiologia do sistema nervoso. Seu interesse pela Química nasceu no decorrer destas pesquisas. Nos anos de 1842 e 1843, cursou as disciplinas do químico siciliano Ettore Casoria, obtendo alguma experiência sobre o trabalho em laboratório. Em 1845, transferiu-se para Nápoles onde conheceu o físico Macedônio Melloni, um dos pioneiros no estudo dos raios infravermelhos. Neste mesmo ano, participou da VII Reunião dos Cientistas Italianos, na qual apresentou três trabalhos, na Seção de Zoologia, Anatomia Comparada e Fisiologia, sobre contrações musculares e também sobre o sistema nervoso, fruto da pesquisa realizada com o médico Michele Foderà. No fim da Reunião, Cannizzaro conheceu Raffaele Piria, o maior químico italiano de sua época, que lhe ofereceu uma vaga de monitor na Universidade de Pisa²⁶.

Entre os anos de 1845 e 1847, em Pisa, deu início à sua verdadeira formação em Química. Retornou a Palermo em 1847 e no ano seguinte envolveu-se com a rebelião dos camponeses, sendo obrigado a viver exilado em Marselha, na França. Nesta cidade, aprimorou seus conhecimentos químicos, visitando, principalmente, algumas indústrias. Mudou-se para Paris neste mesmo ano, onde também teve a possibilidade de se aperfeiçoar ainda mais. Em 1853 apresentou sua célebre pesquisa sobre o aldeído benzóico, culminando com a reação que ficou conhecida como “Reação de Cannizzaro”, na qual metade da quantidade de aldeído benzóico se oxida a ácido benzóico e a outra metade se reduz a álcool benzílico²⁷.

Em 1855 tornou-se professor titular de Química na Universidade de Gênova, e em 1858 publicou um artigo que foi decisivo na discussão sobre a Teoria Atômica na segunda metade do século XIX : “*Sunto di un Corso di Filosofia Chimica*”. Este artigo, publicado na revista *Nuovo Cimento*, revolucionou o debate sobre a constituição da matéria, aprimorando o método de determinação das massas moleculares relativas, inicialmente desenvolvido por Avogadro. Na Lei dos Átomos, também discutida nesse artigo, Cannizzaro explicitou sua idéia sobre os átomos, não apenas em função da idéia de

²⁶ www.accademiaxl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=16, pesquisa realizada em 22/07/2003, às 13:16h

²⁷ Ibid.

partícula defendida por Dalton, mas a partir de seus trabalhos experimentais sobre a determinação das massas moleculares relativas: em Cannizzaro, o átomo é definido como a menor quantidade de massa, cujo valor é constante, que participa das substâncias. Assim, a massa do átomo de Carbono, por exemplo, é sempre igual a 12, independentemente da molécula em que ele esteja.

Em 1871, a Itália estava unificada, apesar do problema da anexação de Roma, que foi resolvido posteriormente. Neste mesmo ano, Cannizzaro foi convidado a ocupar a cadeira de Química Geral da Universidade de Roma, e nesta mesma época foi também nomeado Senador. Trabalhou por 40 anos em Roma, aliando suas atividades de Senador à de Professor, mostrando sempre uma grande preocupação com o ensino de Ciências em seu país, especialmente no que diz respeito às suas idéias sobre a constituição atômico-molecular da matéria. Cannizzaro morreu no dia 10 de Maio de 1910, em Roma²⁸.

Sobre a biografia de Cannizzaro, ainda é importante apresentar, embora brevemente, a sua importante participação no Congresso de Karlsruhe. Por aproximadamente quatro décadas, a Hipótese de Avogadro não desempenhou papel de destaque na Química. Em 1860, os químicos alemães, entre eles August Kekulé (1829-1896), organizaram um congresso em Karlsruhe, numa tentativa de elaborar uma forma sistemática e universal de se expressar os conceitos químicos, especialmente no caso das massas atômicas e moleculares. Entre os aproximadamente 140 químicos presentes, estava Cannizzaro, que sob forte influência do sentimento nacionalista de sua época, defendeu a tese de que de que seu compatriota Avogadro já havia resolvido o problema da determinação das massas moleculares há meio século antes desse congresso²⁹.

Os químicos presentes não se convenceram disso e o problema permaneceu sem solução. Cannizzaro, porém, distribuiu exemplares de um panfleto, mostrando que de acordo com a Hipótese de Avogadro a massa molecular de um composto era o dobro de sua densidade como vapor, medida em relação à densidade do hidrogênio, pois a molécula de hidrogênio possui dois átomos de hidrogênio. Foi proposto que muitas massas moleculares

²⁸ www.accademiaxl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=16, pesquisa realizada em 22/07/2003, às 13:16h

²⁹ Finney, M.S. *"História da Ciência: As principais correntes do pensamento científico"* Livraria do Globo, S.A., Porto Alegre, p. 378

podiam ser determinadas, visto que a determinação das densidades do vapor era algo possível experimentalmente. O panfleto de Cannizzaro e o artigo que publicou nesta mesma época convenceram em pouco tempo a maioria dos químicos sobre a validade universal da Hipótese de Avogadro. Com isso, as massas atômicas e moleculares de muitos compostos foram definitivamente estabelecidas, bem como o número de átomos que participam das diferentes moléculas. Estava, enfim, esclarecida uma controvérsia de mais de meio século³⁰.

Como se vê, as circunstâncias em que viveram Dalton, Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro nos fazem refletir sobre a relação existente entre o homem e o conhecimento. O avanço científico surge da vivência humana devidamente inserida em seu contexto social, político, cultural e mesmo religioso. Pode-se idealmente dizer que há um caminho a ser percorrido no processo de construção do conhecimento. Este caminho representa, efetivamente, a busca do homem pelo conhecimento de si mesmo e da natureza na qual ele está permanentemente mergulhado.

Nesta introdução procuramos, na medida de nossas possibilidades, inserir as breves biografias dos químicos envolvidos nos respectivos contextos políticos e sociais. Resumidamente, podemos afirmar que a vida de Dalton foi muito influenciada pela Revolução Industrial, um fenômeno estritamente inglês em seu início. Por sua vez, Gay-Lussac envolveu-se de maneira muito próxima com a Revolução Francesa, cujos ideais rapidamente se espalharam por toda a Europa, inclusive pela Itália, onde Avogadro e Cannizzaro presenciaram, em períodos diferentes, as conseqüências sociais, políticas e científicas desses ideais. Desta maneira, temos um panorama geral da transformação política, social e científica da Europa no período em que nasceu a Teoria Atômica de Dalton, e como esta Teoria influenciou a gradativa formulação do conceito de molécula em Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro.

³⁰ Finney. M.S. *"História da Ciência: As principais correntes do pensamento científico"* Livraria do Globo, S.A., Porto Alegre, p. 378

3. Análise e Discussão

Percorreremos nesta seção um caminho que se inicia com as idéias de Dalton em Meteorologia, cujo aspecto central é a importância da água nos fenômenos atmosféricos. Em seguida, discutiremos algumas questões sobre os gases, seguidas pela Teoria Atômica, que conduz, por sua vez, à Teoria Molecular, ou seja, às idéias de Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro sobre o conceito de molécula, e sua relação com a determinação experimental das massas moleculares relativas.

3.1. Meteorologia

John Dalton foi um homem profundamente interessado nos fenômenos meteorológicos. O exaustivo trabalho que ele desenvolveu sobre a atmosfera terrestre e o clima, e que está publicado no livro *"Meteorological Observations and Essays"*³¹, abriu o caminho para as suas reflexões sobre o átomo.

Lendo cuidadosamente este trabalho, pôde-se perceber que os fundamentos da Teoria Atômica são na verdade a síntese das suas indagações sobre o planeta Terra. Esta síntese teria sido obtida a partir de suas observações isoladas do clima, dos ventos, da evaporação da água, das nevascas, das geadas, das tempestades, das chuvas de granizo, do orvalho, da neblina, etc.

É possível que a reflexão feita por Dalton sobre o macro e o microcosmo, e entre o detalhe e o geral, tenha sido incentivada não só pela observação óbvia de que a soma dos detalhes constitui o todo, mas também pela suas convicções religiosas plenamente expressas quando se refere ao *"sábio arranjo da Providência"*³². É interessante notar que

³¹ John Dalton, *"Meteorological Observations and Essays"*, Second Edition, Manchester, 1834. A primeira edição deste livro foi publicada em 1793.

³² Ibid., p. 125 (grifo nosso):

"The wise disposition of Providence".

suas convicções de Quaker não causaram em seu íntimo conflito entre Fé e Ciência. Podemos até dizer que, aparentemente, mutuamente se reforçaram.

Com a realização de mais de 200.000 observações meteorológicas no decorrer de sua vida³³, Dalton foi capaz de esclarecer o caráter central da água em suas reflexões científicas, que se relacionam de maneira muito íntima com os efeitos do *calor*³⁴ na atmosfera. O exemplo mais significativo é o comportamento do vapor d'água na atmosfera:

"Eu estou muito ansioso para preservar a primeira edição sem modificações, por conter *as origens de muitas das idéias que eu expandi amplamente em diferentes Ensaio, e que são consideradas descobertas de alguma importância*. Por exemplo, a idéia de que o vapor d'água é um gás independente, assunto largamente desenvolvido no sexto Ensaio; e é por isso que todos os gases, presentes em uma mistura ou não, existem independentemente"³⁵.

A idéia de que em uma mistura gasosa cada gás existe independentemente é de grande importância, por ser o fundamento da Lei das Pressões Parciais, como veremos.

3.1.1. A Influência da Água nos Fenômenos Meteorológicos

A primeira questão interessante sobre a interação da água com os fenômenos meteorológicos diz respeito à temperatura de ebulição da água e sua relação com a pressão exercida na atmosfera. Dalton certamente foi influenciado pelo conceito de pressão trabalhado por Evangelista Torricelli (1608-1647), que comprovou experimentalmente a existência do vácuo e da pressão atmosférica. A partir de seus estudos, surgiu também o barômetro de mercúrio³⁶.

³³ Hopwood, A. "John Dalton", Journal of Chemical Education, Vol. 3 , p. 487, 1925

³⁴ Com efeito, as idéias de átomo, água e calor específico formam a "trindade" dos raciocínios de Dalton.

³⁵ John Dalton, "Meteorological...", p. xv, in preface to the second edition:

"I have been the more anxious to preserve the first edition unchanged, as I apprehend it contains the *germs of most of the ideas which I have since expanded more at large in different Essays*, and which have been considered as discoveries of some importance. For instance, the idea that steam or the vapour of water is an independent elastic fluid, so largely insisted upon the sixth Essay; and hence that all elastic fluids, whether alone or mixed, exist independently".

³⁶ Maar, J.H., "Pequena História da Química – Primeira Parte: Dos Primórdios a Lavoisier" Editora Papalivro, Florianópolis, 1999, p.300

Com relação ao conceito de temperatura, à escala utilizada na construção do termômetro e à sua relação com os pontos de fusão e ebulição da água, alguns trabalhos foram realizados, no século XVIII, quando o físico e astrônomo sueco Anders Celsius (1701-1744) sugeriu que a temperatura de fusão do gelo, ao nível do mar, recebesse o valor arbitrário de zero grau (hoje, 0°C), e que a temperatura de ebulição da água, também ao nível do mar, fosse fixada em 100 graus (100°C, valor igualmente arbitrário). Esta sugestão surgiu a partir de suas observações meteorológicas³⁷.

Observando experimentalmente que quanto menor a pressão, menor a temperatura de ebulição, Dalton coletou uma série de resultados apresentados na Tabela 1.

Tabela 1. Temperatura de Ebulição da Água em Função da Pressão³⁸

T_{ebulição} / Fahrenheit	Pressão Exercida / polegadas
212	30,0
200	22,8
190	18,6
180	15,2
170	12,2
160	9,45
150	7,48
140	5,85
130	4,42
120	3,27
110	2,52
100	1,97
90	1,47
80	1,03

Observa-se na tabela 1 que há uma relação evidente entre a temperatura de ebulição e a pressão exercida sobre o líquido. Assim, o uso do barômetro, associado ao termômetro, foi de fundamental importância no trabalho de Dalton.

O inventor do barômetro foi Torricelli, no ano de 1643, na Itália³⁹. O barômetro construído por Dalton (também chamado de "*weather-glass*", i.e., "*tubo do tempo*", entendendo-se tempo por "clima") era um tubo fino de vidro, com comprimento de pouco mais de 31 polegadas (78,7 cm), aberto em uma das extremidades. Ele era preenchido com mercúrio (chamado na época de "*quicksilver*"). A extremidade aberta era tampada com o

³⁷ www.astro.uu.se/history/Celsius_eng.html , pesquisa realizada em 13/5/2003 , às 13:40h

³⁸ John Dalton, "*Meteorological ...*" p. 127

³⁹ Maar, J.H., "*Pequena História da Química...*", p. 355

dedo e o tubo era então invertido em uma bacia contendo mercúrio, de modo a encobrir a extremidade. Ao retirar-se o dedo, o mercúrio descia no tubo (no qual havia uma escala graduada) até uma altura de 29 a 30 polegadas (ou seja, 73,6 a 76,2 cm) acima da superfície da bacia. Na parte do tubo não preenchida pelo mercúrio acreditava-se existir vácuo. Este tipo de instrumento é chamado de barômetro⁴⁰, sendo ainda hoje muito utilizado. Dalton propôs que o peso exercido pela massa de mercúrio, correspondente a 30 polegadas de altura no tubo de vidro, é igual ao peso de uma coluna de ar de mesmo diâmetro que o tubo de vidro, cuja altura é a altura da própria atmosfera:

"(...) o peso da coluna de mercúrio é igual ao peso de tal coluna de ar estendida até o topo da atmosfera"⁴¹.

Esta afirmação de Dalton evidencia um interessante e importante *exercício intelectual* que associa grandezas em diferentes escalas. Embora não esteja claro se esta relação entre um líquido muito denso e o ar, pouco denso, tenha induzido em Dalton algum raciocínio sobre a constituição da matéria, ela pode ser utilizada para tal. Assim, não é possível caracterizá-lo inequivocamente como um raciocínio sobre a realidade atômica da matéria, pois o seu trabalho sobre os átomos ainda não havia se concretizado ou, pelo menos, não havia sido publicado.

É bem possível, e até provável, que Dalton tenha investigado a relação envolvendo a altura da atmosfera e a pressão por ela exercida, como consequência da sua composição microscópica. A sua preocupação em fazer a ligação entre os fatos, e explicar o todo, deve ter induzido o seu pensamento a percorrer o caminho que o levou a formular a sua Teoria Atômica. No entanto, esta é apenas uma hipótese que lançamos, e que pode ser usada como estímulo em sala de aula.

De maneira análoga ao barômetro, podemos também apresentar algumas informações sobre o termômetro com coluna de líquido semelhante aos usados por Dalton. Um termômetro deste tipo consiste em um tubo de vidro contendo um líquido que se expande

⁴⁰ John Dalton, "*Meteorological ...*", p. 1

⁴¹ *Ibid.*, p. 3:

"(...) the weight of the mercurial column is equal to the weight of a like column of air extending to the top of the atmosphere".

sob a ação do calor⁴². O líquido mais usado, por Dalton, para a construção do termômetro foi o mercúrio, por ser o de menor expansão térmica dentre os líquidos por ele estudados e que estão relacionados na Tabela abaixo. Este tipo de termômetro é ainda muito usado.

Tabela 2. Expansão Térmica de Alguns Líquidos⁴³

Líquido	Expansão em volume
Mercúrio	0,0200
Água	0,0466
Ácido Muriático (HCl)	0,0600
Óleo de Terebintina*	0,0700
Éter	0,0700
Alcool	0,110

* Essência extraída da resina do pinheiro

Na construção do termômetro, Dalton considerou, como Anders Celsius já havia feito, dois pontos de referência: o ponto de fusão da água, 32°F (0°C) e o correspondente ponto de ebulição, 212°F (100°C). Quando se coloca um líquido dentro de um tubo de vidro, com posterior aquecimento, observa-se nitidamente sua ascensão, e este é o princípio básico do funcionamento de um termômetro. Dalton percebeu rapidamente que, se usasse essas duas temperaturas, teria a vantagem de poder calibrar o termômetro sem a posse de um outro, pois o ponto de fusão e ebulição da água correspondem a valores de temperatura absolutamente conhecidos, desde que obedecidas as mesmas condições:

"(...) somos favorecidos com o método de encontrar dois pontos suficientemente distantes na escala termométrica, sem a necessidade de outro termômetro; estes são chamados *pontos de ebulição* e *congelamento*, e são marcados como 212° e 32° respectivamente, sob a escala comum, ou Fahrenheit, o ponto de ebulição sendo encontrado quando o barômetro se sustenta a 30 polegadas"⁴⁴.

⁴² John Dalton, "*Meteorological...*", p. 18

⁴³ John Dalton, "*A New System of Chemical Philosophy*", The Citadel Press, New York, 1964, by Philosophical Library Inc, p. 37

⁴⁴ John Dalton, "*Meteorological...*" p. 19 :

" (...) we are favoured with the means of finding two sufficiently distant points upon the thermometric scale, without the necessity of another thermometer; these are called the *boiling* and *freezing points*, and are marked with 212° and 32° respectively, upon the common scale, or that of Fahrenheit, the boiling point being found when the barometer stands at 30 inches".

É interessante notar que já na época de Dalton havia o cuidado de se estabelecer os pontos de fusão e ebulição da água em relação à pressão atmosférica. Nota-se como suas observações meteorológicas, associadas às indagações filosóficas e à sua capacidade de experimentador, levaram-no a perceber logo, como pontos de referência importantes e convenientes, as temperaturas de congelamento e de ebulição da água. Não há dúvida de que a água, tão presente nos seus estudos meteorológicos, tenha exercido fundamental influência no seu trabalho e na formulação de suas teorias. Pode-se notar, também, que a escolha das temperaturas de fusão e ebulição da água, que já havia sido anteriormente apresentada por Celsius, foi obviamente influenciada pela atenta observação da natureza.

Desta maneira, com a utilização do termômetro, alguns fenômenos meteorológicos puderam ser definidos em função das temperaturas da água e da atmosfera. Por exemplo: se a temperatura da água estiver acima de 0°C no decorrer do processo de precipitação, o fenômeno é denominado *chuva*, e se a temperatura estiver abaixo de 0°C , é denominado *neve*. Por outro lado, se gotas d'água (obviamente acima de 0°C) entrarem em contato com a atmosfera, cuja temperatura for menor que 0°C , será observado o congelamento destas gotas, e as pequenas pedras de gelo formadas recebem o nome de *granizo*. Esta distinção em diferentes categorias mostra o rigor adotado por Dalton para discutir até mesmo as questões mais simples de seu pensamento científico. Parece haver uma relação muito íntima entre o seu estudo sobre os fenômenos meteorológicos e o despertar da sua curiosidade pela natureza atômica da matéria. É possível que esta associação tenha surgido da sua atenta observação de fenômenos meteorológicos tão evidentes e variados como a chuva, a neve, a neblina, etc. Analisando as propriedades macroscópicas, inclusive as formas, dos cristais de gelo, por exemplo, Dalton pode ter se questionado como a matéria seria constituída na sua intimidade... “que tijolos constroem tal edifício?” Não se pode deixar de considerar, também, que, certamente, o seu conhecimento sobre as idéias pré-existentes, a respeito da constituição íntima da matéria, se somou neste seu processo de indagação.

Neste momento, vamos apresentar dois instrumentos utilizados por Dalton para o estudo das chuvas em diferentes regiões: o pluviômetro (inventado em 1639 por Castelli) e o higrômetro (inventado em 1687 pelo francês Guillermo Amontons)⁴⁵.

Como curiosidade, é interessante acrescentar que o primeiro higrômetro de que se tem registro foi inventado em 1450 pelo cardeal Nicholas Cusa, e consistia numa balança com uma grande quantidade de lã seca em um dos lados e o mesmo peso, em pedras, do outro. O peso da lã aumentava quando o ar estava úmido e diminuía quando o ar estava seco, provocando posicionamento diferente nos pratos da balança⁴⁶.

O pluviômetro ("rain-gauge") de Dalton consiste em um recipiente utilizado para coletar a água da chuva, com o qual é determinada a quantidade de água que cai na superfície definida pelo equipamento, em um dado intervalo de tempo, de modo a estimar a lâmina de água precipitada numa região. Este recipiente contém um funil estanhado e pintado em sua extremidade superior, com uma borda perpendicular de aproximadamente 3 polegadas (7,62 cm), fixada horizontalmente à estrutura principal do instrumento, e conectada ao recipiente onde é coletada a água da chuva. Considerando-se a massa de água contida no recipiente, a área de abertura do funil e a massa de um pé cúbico (28,3 L) de água, pode-se calcular a altura correspondente ao volume de água que cai em uma dada superfície⁴⁷. Hoje em dia há vários modelos à disposição, inclusive digitais.

Por sua vez, o higrômetro é um instrumento capaz de medir a umidade do ar, e sua determinação é um assunto de extrema importância para os trabalhos em Meteorologia. Muitas substâncias são afetadas em diferentes níveis pela umidade do ar, particularmente fibras animais e vegetais, esponjas e certos tipos de papel, que sofrem alterações em seus volumes (contração ou inchaço) em função da umidade. O higrômetro utilizado por Dalton foi construído a partir de um pedaço de chicote feito de couro, de aproximadamente 6 jardas (5,5 m) de comprimento, contendo um peso de 2 ou 3 onças (57,4 ou 86,1 g) em sua extremidade inferior. Em sua extremidade superior, colocou-se uma roldana contendo um prego, para que o higrômetro fosse fixado à parede. Este instrumento foi colocado em uma sala na temperatura ambiente (algo próximo dos 15°C, na Inglaterra), com circulação de ar

⁴⁵ <http://www.educar.org/inventos/OtrosInventos.asp> , pesquisa realizada em 17/08/2003 , às 6:01h

⁴⁶ <http://ar.geocities.com/experiment/Exp12.htm> pesquisa realizada em 15/09/2003 , às 1:01h

⁴⁷ John Dalton, "*Meteorological ...*" , p. 33

moderada. Ao lado do pedaço de chicote colocou-se uma escala, dividida em décimos de polegada. Quanto maior o número da escala, mais esticado está o chicote, e mais seco é o ar. O comprimento do chicote variou em 13 polegadas (33 cm), ou seja: 1/16 do seu comprimento total. As medidas foram feitas três vezes ao dia, e uma no dia seguinte, geralmente ao meio-dia⁴⁸.

A relativa simplicidade dos instrumentos construídos e usados por Dalton mostra que nem sempre há a necessidade de alta complexidade instrumental para a elaboração de importantes contribuições científicas. Mais importante que os instrumentos é o espírito de curiosidade, o rigor intelectual e a capacidade de imaginar sistemas inovadores que permitam lançar novos olhares sobre os fenômenos do cotidiano. Na nossa opinião, esta deve ser uma mensagem constantemente passada aos estudantes, procurando incentivá-los a observar a natureza com o uso de equipamentos simples, ou mesmo sem a posse deles.

Um outro exemplo sobre a importância da água nos fenômenos meteorológicos diz respeito à dinâmica de formação e desaparecimento das nuvens em função da temperatura do ar. Dalton sugeriu a existência de regiões nas quais as nuvens podem absorver cada vez mais água, até a ocorrência da precipitação, ou simplesmente desaparecer:

“(…) parece que as nuvens constituídas de gotas muito pequenas podem descer muito vagarosamente, o que concorda com a observação; se as gotas, na descida, entram em um *stratum* do ar capaz de absorver o vapor, elas serão re-dissolvidas, e as nuvens não descerão mais; e se a capacidade do ar pelo vapor aumentar, todas elas podem ser absorvidas, e a nuvem desaparece completamente. Por outro lado, se a precipitação ocorre, e o ar abaixo possui sua quantidade total de vapor, as gotas pequenas irão coalescer, quando se encontram umas com as outras, formando gotas maiores, que caem na forma de chuva na superfície da Terra”⁴⁹.

⁴⁸ John Dalton, “*Meteorological ...*”, p. 30-31

⁴⁹ Ibid., p. 135-136:

“(…) it appears that clouds consisting of very small drops may descend very slowly, which is agreeable to observation; if the drops in falling enter into a *stratum* of air capable of imbibing vapour, they may be redissolved, and the clouds not descend at all; and if the air's capacity for vapour increase, they may be all imbibed, and the cloud entirely vanish. On other hand, if the precipitation go forward, and the air below have its full quantity of vapour, the small drops meeting one another, will coalesce, and form larger ones, and descend in form of rain to the earth's surface”.

Podemos concluir esta seção reafirmando a importância dos estudos meteorológicos na vida de Dalton. A grande quantidade e variedade de fenômenos observados e de dados sistematicamente coletados, desencadeou um processo de indagações sobre a natureza que levou à construção dos fundamentos da sua Teoria Atômica.

3.1.2. A Atmosfera Terrestre

Dalton apresentou, inicialmente, sua definição de atmosfera. É importante lembrar que os gases eram conhecidos pelo nome de “fluidos elásticos”.

"A atmosfera é aquele fluido elástico invisível que sempre circunda a terra, até uma grande altura acima de sua superfície"⁵⁰.

Aliás, esta nomenclatura, “fluido elástico”, pode ser muito bem usada em sala de aula para induzir os alunos a fazer uma relação entre o macro e o microcosmo.

Quais terão sido as razões que levaram os antigos pesquisadores a nomearem os gases de fluidos elásticos? Façamos um exercício de imaginação tentando reconstruir, em poucos minutos, um processo de entendimento que, certamente, levou muitos anos. Vejamos, em primeiro lugar, o significado da palavra “fluido”. O verbo fluir dá a idéia de “escorrer”, portanto, fluido é toda a substância que escorre, que se espalha. Quando um fluido líquido, por exemplo, água ou óleo, é colocado num recipiente, ocupa todo o espaço possível, em função do seu próprio volume (da água ou do óleo), restringido pelo tamanho do recipiente, assumindo o seu formato.

No caso de um gás, ao ser colocado dentro de um frasco, tende a ocupar todo o volume do mesmo. Como isto pode ser percebido? Como, em eras passadas, os pesquisadores puderam concluir isto? Pensemos um pouco...

⁵⁰ John Dalton, “Meteorological ...”, p. 74:

“The atmosphere is that invisible, elastic fluid which every where surrounds the earth, to a great height above its surface”.



Os perfumes podem ser sentidos à distância do recipiente que contém o líquido ou sólido perfumado. Isto significa que algo se desprende dele e fluiu através do ar. Logo, é um fluido gasoso que, sem paredes que limitem a sua expansão, tende a se espalhar pelo ar. Considerando um frasco fechado que contém em parte de seu volume uma substância odorífica, ao ser aberto seu perfume será percebido. Isto significa que algo, um fluido, está saindo do frasco.

Para que isto aconteça é necessário que este fluido esteja preenchendo, dentro do frasco, todo o volume acima do líquido. Portanto, pode-se imaginar que um gás ocupa todo o volume do frasco em que se encontra encerrado. Ou, em outras palavras, os fluidos gasosos ocupam todo o espaço interno “livre” do frasco em que estão encerrados, isto é, aquele espaço que não está preenchido por sólido ou líquido.

Um outro exercício muito simples consiste em tentar perceber a existência do ar atmosférico. Nos dias de hoje, para nós, isto parece óbvio, mas nem sempre foi assim. Não há indicações muito evidentes, ao senso comum, de que o ar existe. É fácil perceber a água, uma árvore, uma pedra, em suma, é fácil observar a existência de líquidos e sólidos, mas a existência de um gás incolor e inodoro não é tão fácil de ser identificada. Um modo simples é agitar rapidamente as nossas mãos ao léu procurando perceber as sensações que temos ao redor delas. Se fizermos o mesmo dentro da água observamos que as sensações são semelhantes embora mais intensas. Podemos imaginar, então, que existe um fluido gasoso, invisível e inodoro, constituinte da atmosfera.

Vemos, então, que não é tão difícil chegar às conclusões acima, a partir de observações muito simples do dia-a-dia.

Será que com observações tão simples quanto estas podemos entender por que os gases foram chamados de fluidos elásticos?

Primeiramente devemos entender o significado da palavra elástico. Se verificarmos no dicionário, encontraremos, dentre outras, as seguintes definições: que tem elasticidade; que admite extensão. Ora, já verificamos que um gás preso num frasco se espalha em todas as direções, quando este frasco é aberto. Este simples fenômeno mostra que o gás de fato se espalha devido à sua elasticidade.

Antigamente, não havia balões de borracha como esses atualmente usados em festas de aniversário. Porém, era comum encher com ar bexigas de animais, porcos, por exemplo, para obter uma bola para brincadeiras. Pode-se fazer isto facilmente. Para tanto deve-se encher um balão de borracha, ou mesmo um saco plástico de polietileno, com ar. Em seguida, o mesmo deve ser bem fechado, podendo ser apertado com os dedos e, então, solto, em um processo repetitivo. Nota-se que o balão sempre volta ao seu estado inicial. É como se o ar se comportasse como borracha, ou seja: como se tivesse elasticidade.

Podemos fazer um outro experimento, semelhante ao do balão, usando uma seringa de injeção (sem a agulha). Primeiramente deve-se encher a seringa com ar, puxando o êmbolo. Em seguida, tapa-se o buraco de saída e pressiona-se o êmbolo. Ao soltá-lo ele volta à posição inicial como se estivesse sendo impulsionado por uma mola. Se em vez de empurrar o êmbolo o puxarmos (mantendo sempre o furo de saída tampado) e, em seguida o soltarmos, também neste caso ele volta à posição inicial. Por que isto ocorre? Se as partículas de gás dentro da seringa se repelem, o êmbolo não deveria ser ejetado para fora? Não devemos nos esquecer que a seringa está rodeada pela atmosfera de ar, cujas partículas se repelem.

Como se vê, o conceito de elasticidade pode desencadear longas reflexões sobre a estrutura da matéria, de uma maneira bastante inovadora. Estas idéias podem ser aplicadas, mesmo que indiretamente, a todos os fenômenos meteorológicos, como por exemplo, a variação da temperatura da atmosfera. Dalton afirmou que a temperatura média anual do ar, na superfície da Terra, decresce quando se parte do equador para os pólos e que a temperatura na atmosfera decresce 1°F a cada 100 jardas (91,4 m) de altitude. Note-se que as temperaturas de 31 e 84°F correspondem a $-0,6$ e $28,9^{\circ}\text{C}$, respectivamente.

"(...) o calor médio anual no equador é de 84°, e no pólo, 31°. Além disso, a temperatura do ar em qualquer lugar de clima limpo e sereno decresce ao subir a superfície da Terra, aproximadamente em uma progressão aritmética, na taxa de 1° para cada cem jardas"⁵¹.

Logo, Dalton concluiu que o intenso calor nas regiões tropicais torna o ar mais rarefeito, aumentando a sua "elasticidade". Em nenhum momento ele definiu claramente o seu conceito de elasticidade, mas este pode ser deduzido como sendo uma capacidade que o gás tem de se expandir, e esta capacidade, certamente, é função da temperatura.

3.1.3. Os Ventos

Ao lado do calor, os ventos são, sem dúvida, os mais importantes agentes de transformação meteorológica. Vejamos algumas observações de Dalton a respeito:

"Na zona tórrida, os ventos são muito mais uniformes no que diz respeito à direção do que são nas zonas temperadas ou gélidas. Por sobre os oceanos Atlântico e Pacífico, particularmente entre as latitudes 30° ao norte e 30° ao sul, os *ventos comerciais*, como são chamados, sopram quase uniformemente do leste para o oeste, quase todo o ano, com pequenas variações nas diferentes estações. O engenhoso e culto Dr. Halley empenhou-se em explicar a causa destes ventos constantes nos trópicos. Esta explicação, ao que parece, foi universalmente adotada desde a sua publicação. O princípio essencial que ele faz uso é aquele inegável e bem conhecido de que o ar é rarefeito pelo calor e, como a Terra, ao se mover do oeste para o leste, expõe, todos os dias, as zonas tórridas diretamente aos raios do Sol, a Terra, e conseqüentemente o ar, ficam ali mais aquecidos; o calor *máximo* segue o Sol e, portanto, se move na direção contrária, ou de leste para oeste; a rarefação ocasiona, deste modo, distúrbios no equilíbrio da atmosfera de modo sucessivo; e, ele argumenta, a corrente de ar seguirá constantemente o calor extremo para restaurar o equilíbrio – e assim ele explica os ventos comerciais"⁵².

⁵¹ John Dalton, "*Meteorological ...*", p. 76:

"(...) the mean annual temperature of the air, at the earth's surface, decreases in going from the equator to the poles. Mr Kirwan states the mean annual heat at the equator at 84°, and that at the pole at 31°. Moreover, the temperature of the air over any place, in clear, serene weather, decreases in ascending above the earth's surface, nearly in an arithmetical progression, and the rate of 1° for every hundred yards".

⁵² John Dalton, "*Meteorological ...*", p.81-82 :

"In the torrid zone, the winds are much more uniform in direction than they are either in the temperate or frigid zones: over the Atlantic and Pacific oceans, particularly between 30° of south latitude, the *trade winds*, as they are called, blow pretty uniformly from east to west, all the year round, with a small variation in the different seasons. The ingenious and learned Dr. Halley has endeavoured to explain, and his explication seems to have been universally adopted by others since its publication. The chief principle he uses, is the

No entanto, Dalton acreditava que os argumentos do Dr. Halley eram prematuros e não garantidos pelas leis do movimento. Façamos uma pausa neste momento para apresentar uma breve biografia deste importante cientista:

Edmond Halley (1656 – 1742) foi um astrônomo e matemático inglês responsável pelo primeiro cálculo da órbita de um cometa, que posteriormente recebeu o seu nome. Nasceu no dia 08 de novembro de 1656 em Haggerston, Shoreditch (perto de Londres), Inglaterra. Morreu em 14 de janeiro de 1742 em Greenwich (também perto de Londres). Registrou as latitudes e longitudes de 341 estrelas e observou a passagem do planeta Mercúrio sobre o Sol. Seu catálogo estelar, publicado em 1678, registrou a localização de algumas estrelas, com a utilização de um telescópio. Por este trabalho, foi eleito membro da Royal Society. Também desenvolveu uma explicação mecânica para os movimentos planetários. Em 1705, publicou "*A Synopsis of the Astronomy of the Comets*", na qual descreveu a órbita parabólica de 24 cometas que foram descobertos entre 1337 e 1698. Ele demonstrou que três cometas historicamente conhecidos, observados em 1531, 1607 e 1682, possuíam características tão semelhantes que deveria se tratar do mesmo cometa, que posteriormente foi denominado *Cometa Halley*. Edmond Halley faleceu no ano de 1742 e previu que o Cometa Halley seria novamente observado em 1758, fato que foi devidamente comprovado⁵³.



Edmond Halley (1656 – 1742)

undeniable and well known one, that the air is rarefied by heat; and, as the earth, in revolving from west to east, exposes the torrid zone every day to the direct rays of the Sun, the Earth, and consequently the air, is there most heated; the *maximum* of heat follows the Sun, and therefore moves in a contrary direction, or from east to west; the rarefaction occasioned thereby disturbs the equilibrium of the atmosphere successively; and he argues, that a current of air will constantly follow the extreme of heat, to restore the equilibrium, - and thus he accounts for the trade winds".

⁵³ www-gap.dcs.st-and.ac.uk/~history/Mathematicians/Halley.html, pesquisa realizada em 12/04/2004, às 16:01h

Na tentativa de apresentar uma visão diferente da apresentada por Dr. Halley sobre a questão do movimento dos ventos, *Dalton recorreu, talvez pela primeira vez, ao modelo de "partículas", propondo um exercício de imaginação muito interessante, coerente com as Leis de Newton. Trata-se da primeira alusão de Dalton, que foi publicada, ao mundo microscópico aplicada a um fenômeno macroscópico.*

"(...) permita-nos supor um anel com um número de pérolas arranjadas sobre ele a distâncias iguais, e, abstraindo da força da gravidade, cada uma delas sendo dotada de um poder repulsivo, da mesma maneira que as partículas do ar. Esta suposição sendo feita, deixemos que o princípio de calor, ou qualquer outro, que age simplesmente aumentando a sua elasticidade, atue sobre elas em uma parte do anel mais do que em uma outra; isto certamente separará mais as partículas desta região que anteriormente, e condensará as outras; mas isto não pode nunca produzir um movimento rotatório do número total das pérolas no anel, porque sendo a ação mútua, o movimento gerado deve ser igual e contrário; - ou, em outras palavras, nenhum momento da massa total das partículas ao redor do anel pode ser produzido por quaisquer forças que elas exercem entre si, de acordo com a terceira lei do movimento de Newton. - Nós supusemos aqui que o calor é aplicado em apenas uma parte do anel, mas a mesma conclusão será obtida se o calor fosse aplicado em todas as partes ao mesmo tempo, ou sucessivamente, ou ainda em qualquer outra maneira; da mesma maneira que se a adição de calor não produz nenhum *momento*, a abstração dele também não produzirá"⁵⁴.

Considerando que Dalton referiu-se a Newton citando uma de suas Leis do Movimento, faremos uma rápida apresentação dessas Leis⁵⁵:

i) Primeira Lei: *todo corpo permanece em seu estado de repouso ou de movimento retilíneo uniforme a menos que seja obrigado a mudar o seu estado por forças atuantes sobre ele.*

⁵⁴ John Dalton, "Meteorological ...", p.82-83:

"(...) let us suppose a ring with a number of beads arranged upon it at equal distances, and, abstracting from the force of gravity, that each of them is endued with a repulsive power, in the same manner as are the particles of air. This supposition being made, let the principle of heat, or any other power, which acts simply by increasing their elasticity, act upon them in one part of the ring more than in another; this will of course separate the particles in such part farther than they were before, and condense the others; but it can never produce a rotatory motion of the whole number of them round the ring, because the action being mutual, the motion generated must be equal and contrary; - or, in other words, no momentum of the whole mass of particles around the ring can be produced by any forces which they exert upon each other, agreeably to Newton's third law of motion.- We have here supposed the heat applied to one part of the ring only, but it is plain the same conclusion will obtain if it be applied to several parts at the same time, or successively, or in any other manner; likewise if the addition of heat produce no momentum, the abstraction of it will not".

⁵⁵ Resnick – Halliday, *Física*, parte 1, 1969, p.85 – 92

ii) Segunda Lei: a aceleração (a) causada por uma ou várias forças atuantes sobre um corpo é proporcional ao módulo da força resultante (F) paralela a ela, e inversamente proporcional à massa (m) do corpo. Matematicamente, temos a seguinte situação: $a = F/m$ ou $F = m \times a$.

iii) Terceira Lei: Para cada ação há sempre uma reação igual e oposta. As ações mútuas de dois corpos sobre o outro são sempre iguais e dirigidas em sentidos opostos.

Assim, quando Dalton afirma que nenhum momento pode ser produzido ao redor do anel por quaisquer forças que as partículas exercem entre si, está considerando a Terceira Lei de Newton, pois para cada ação de uma partícula em relação à outra, há uma reação de mesma intensidade, porém no sentido oposto. Ainda no exemplo do colar de pérolas, aquelas que foram submetidas ao calor distanciaram-se umas das outras com mais rapidez, em relação às que não foram aquecidas. A influência do calor nas partículas de um corpo é de fundamental importância, e esta questão será importante nas conclusões últimas do modelo atômico de Dalton. Estes temas serão desenvolvidos no livro "A New System of Chemical Philosophy", do qual retiramos uma pequena transcrição, na qual há *uma importante descrição do átomo de Dalton*. O "fluido sutil" ao qual ele se refere é o calor. Logo, o átomo de Dalton deve ser visto como uma partícula newtoniana rodeada por uma atmosfera de calor:

"Uma atmosfera deste fluido sutil rodeia os átomos de todos os corpos, e evita que os mesmos entrem em contato entre si"⁵⁶.

O estudo dos ventos é uma parte muito interessante na obra de Dalton. Nele, sua idéia sobre o átomo aparece de uma maneira extremamente simples. Na concepção do modelo do

⁵⁶John Dalton, John Dalton, "A New System of Chemical Philosophy", vol. 1, 1808, The Citadel Press, New York, 1964, by Philosophical Library Inc, p. 113:

"An atmosphere of this subtle fluid constantly surrounds the atoms of all bodies, and prevents them from being drawn into actual contact".

anel de pérolas, vemos que Dalton considerou que há uma maior repulsão entre as pérolas nas regiões em maior contato com o calor. O mesmo fenômeno ocorre entre as moléculas (partículas) de um gás, por exemplo. Vemos que Dalton, na tentativa de entender um fenômeno macroscópico, associa o infinitamente pequeno (microscópico) ao infinitamente grande (macroscópico), apresentando uma ferramenta fundamental para a compreensão da natureza atômica da matéria.

Ainda sobre o movimento dos ventos, Dalton considerou uma outra causa responsável, que é a rotação do planeta:

"A não igualdade do calor nos diferentes climas e lugares, e a rotação da terra em seu eixo, parecem-me ser as grandes e principais causas de todos os ventos, regulares e irregulares"⁵⁷.

Sobre o método de determinação da velocidade dos ventos, Dalton afirmou que a velocidade das nuvens é a mesma que a dos ventos, e também que a velocidade de uma nuvem é igual à velocidade de sua sombra que aparece no chão, levando-se em consideração as proporções geométricas envolvidas. A conclusão desta seção foi realizada de maneira muito original, mostrando o caráter religioso de Dalton e como ele administrava com tranquilidade esta parte de suas crenças com o seu lado científico.

"(...) a irregularidade dos ventos é uma feliz coincidência, para ser subserviente à navegação; e uma circulação geral do ar ocorre constantemente entre os hemisférios oriental e ocidental, bem como entre a região polar e equatorial; em razão disso, a difusão e inter-mistura dos diferentes fluidos aéreos, tão necessária para a vida, saúde e prosperidade dos reinos animal e vegetal é realizada: - tal é a sabedoria transcendente e o cuidado providencial do PAI DE TUDO"⁵⁸.

⁵⁷ John Dalton, "*Meteorological...*", p.83:

"The inequality of heat in the different climates and places, and the earth's rotation on its axis, appear to me the grand and chief causes of all winds, both regular and irregular".

⁵⁸ Ibid., p. 91:

"(...) the irregularity of winds is of happiest consequence, by being subservient to navigation; and a general circulation of air constantly takes place between the eastern and western hemispheres, as well as between polar and equatorial regions; by reason of which, that diffusion and intermixture of the different aerial fluids, so necessary for the life, health, and prosperity of the animal and vegetable kingdoms, is accomplished: - such is the transcendent wisdom and providential care of the common FATHER OF ALL".

Devemos fazer notar neste ponto que, em relação às teorias de Dalton e de Halley, no que diz respeito aos “ventos do comércio”, não importa qual está mais próxima da realidade. O que nos interessa neste momento é o exercício “modelar” de Dalton com o qual ele tenta explicar um fenômeno macroscópico em função de concepções microscópicas da matéria. Esta idéia deve ser conservada no decorrer de todo o resto desta tese, pois representa a origem da Teoria Atômica de Dalton.

É evidente que o grande interesse de Dalton pela Meteorologia teve associação direta com o interesse inglês pelas navegações, por ser uma maneira de expandir o comércio e a dominação militar. No final do século XVIII, época em que Dalton escreveu seu tratado meteorológico, a Inglaterra era ainda o único país no qual a Revolução Industrial havia se estabelecido, como vimos na Introdução acima. Portanto, o conhecimento sobre as chuvas e os ventos era fundamental para que a Inglaterra pudesse expandir seus interesses comerciais e se fortalecer cada vez mais como nação produtora e colonialista.

3.1.4. A Lei das Pressões Parciais

A questão da difusão gasosa é fundamental no estudo da Lei das Pressões Parciais. Numa mistura contendo H_2 e O_2 , por exemplo, observa-se a difusão, sem a ocorrência de interação química, e esta é a idéia fundamental da Lei das Pressões Parciais.

Dalton acreditou, inicialmente, que o hidrogênio, sendo 12 vezes mais leve (menos denso) que o oxigênio (segundo seus próprios cálculos), subisse para o topo do recipiente, enquanto que o oxigênio, por ser mais pesado, ficasse no fundo. Esta previsão estaria de acordo com as leis da Hidrostática. No entanto, o mecanismo de misturas gasosas não segue esta lei, pois o fenômeno observado é a difusão.

Com relação à citação abaixo, é preciso esclarecer a nomenclatura utilizada: o ar inflamável é o H_2 ; o ar deflogisticado é o O_2 e o ar flogisticado é o N_2 . O fato de o gás oxigênio ser denominado ar deflogisticado significa que este gás liberou o “phlogiston” no processo de combustão ⁵⁹.

⁵⁹ John Dalton, “*Meteorological...*”, p. 108

“(…) os diferentes tipos de ar, como por exemplo, ar inflamável e ar deflogisticado, cujas gravidades específicas estão na proporção de 1 para 12 aproximadamente, *quando misturados, não se observa as leis da hidrostática; para o ar inflamável, ao invés de subir ao topo do recipiente, ele se difunde igualmente e permanentemente através do ar deflogisticado, ao mesmo tempo em que nenhuma atração química ocorre entre eles*”⁶⁰.

Portanto, a questão da difusão gasosa é o fundamento da Lei das Pressões Parciais, que também é observada, obviamente, no ar atmosférico, no qual os diferentes gases se misturam, não se observando nenhuma interação química entre eles. Com a apresentação desta importante Lei, encerramos as discussões meteorológicas.

3.2. Sobre os Gases

Esta seção apresentará os resultados obtidos por Dalton no estudo quantitativo dos gases da atmosfera terrestre, que permitiu, conseqüentemente, o gradativo conhecimento sobre as proporções em que os átomos participam das moléculas gasosas. A sistematização deste conhecimento deu origem à Lei das Proporções Múltiplas. Além disso, há ainda a questão da absorção gasosa pela água, à qual Dalton associou, pela primeira vez, suas concepções sobre as Massas Relativas.

3.2.1. Proporções dos Gases no Ar Atmosférico

O artigo “*Experimental Enquiry in to the Proportion of the Several Gases or Elastic Fluids, Constituting the Atmosphere*”⁶¹ tem como objetivo encontrar os pesos (ou massas) e

⁶⁰ John Dalton, “*Meteorological...*”, p.100.

“(…) the different kinds of air, as for instance, inflammable air, and dephlogisticated air, the specific gravities of which are as 1 to 12 nearly, *when mixed together, do not observe the laws of hydrostatics; for, the inflammable air, instead of rising to the top of the vessel, diffuses itself equally and permanently through the dephlogisticated air, at the same time no chemical attraction takes place betwixt them*”.

⁶¹ John Dalton, “*Experimental Enquiry in to the Proportion of the Several Gases or Elastic Fluids, Constituting the Atmosphere*”, 1802, in *Foundations of Atomic Theory*, Alembic Club Reprints, Re-issue edition, Edinburg, 1969.

as proporções dos gases presentes na atmosfera. De uma maneira geral, a discussão foi direcionada para que o peso de cada gás presente no ar atmosférico fosse determinado separadamente, em valores de porcentagem, referentes ao nitrogênio, oxigênio, e assim por diante.

Dalton sugeriu que um modo de determinação destas proporções é através da observação da variação do volume total de uma quantidade de ar atmosférico, a um valor constante de pressão, quando um dos seus componentes é retirado. Se for retirado todo o oxigênio presente em uma certa quantidade de ar atmosférico, e o volume apresentar uma redução de $1/5$, com relação ao volume total, a uma dada pressão constante de 30 polegadas (76,2 cm) na coluna de mercúrio do barômetro, pode-se concluir que a fração de oxigênio exerce uma pressão sobre a atmosfera correspondente ao valor de $1/5$ da pressão total, ou seja, 6 polegadas (15,2 cm).

Para a determinação do peso relativo de cada gás presente na atmosfera, é necessário que sejam conhecidas suas densidades. Estes valores são determinados em situações nas quais a pressão e a temperatura são constantes. A massa relativa de cada gás é, portanto, a proporção deste com relação ao volume total da mistura gasosa, que neste caso é o ar atmosférico⁶².

No que diz respeito à variação da composição do ar atmosférico em função da altitude, Dalton propôs um exercício de abstração, no qual deve-se supor a existência de apenas um dos componentes da atmosfera, que possui, hipoteticamente, um valor de *gravidade específica*⁶³ (densidade) dez vezes maior que o da atmosfera:

“Se a atmosfera terrestre fosse um fluido elástico homogêneo de mesmo peso, mas de gravidade específica dez vezes maior, seria facilmente demonstrado *que nenhuma porção deste fluido poderia se elevar ao cume das montanhas mais altas*”⁶⁴.

⁶² John Dalton, “*Experimental...*”, p. 6

⁶³ whatis.techtarget.com/definition/0,,sid9_gci538340,00.html, pesquisa realizada em 01/02/2003, às 8:50h :O conceito de gravidade específica refere-se à relação entre a densidade de um sólido ou líquido e a densidade da água, a uma temperatura de 4 graus Celsius. Este conceito também pode ser usado para a relação entre a densidade de um gás e a densidade do ar (como fez Dalton em seus trabalhos) nas condições padrão de temperatura e pressão (298 Kelvin ou 25 graus Celsius e 1 atm). A gravidade específica é uma grandeza adimensional.

⁶⁴ John Dalton, “*Experimental ...*”, p. 7. (grifo nosso).

Antes de discutir separadamente as questões referentes à proporção dos diferentes gases na atmosfera, Dalton apresentou os principais constituintes que a compõem. A questão das nomenclaturas será discutida abaixo, após a citação:

“Os vários gases constantemente encontrados em todas as porções do ar atmosférico, em tais quantidades que é possível apreciá-los, são o azoto, oxigênio, vapor d’água e ácido carbônico. É possível que o gás hidrogênio também esteja presente constantemente, mas em uma porção tão pequena que não pode ser detectado por qualquer teste que conhecemos; portanto, ele deve estar confundido com a grande massa do gás azoto”⁶⁵.

Para o melhor entendimento do que Dalton quer dizer, é interessante esclarecer a nomenclatura por ele utilizada. Após o nome usado por Dalton, entre colchetes, colocaremos a fórmula química e os nomes atuais correspondentes: azoto [N_2 , nitrogênio], ácido carbônico [CO_2 , gás carbônico], gás oxigenoso [O_2 , gás oxigênio], gás nitroso [NO , óxido nítrico], sulfureto de potassa [K_2S , sulfeto de potássio], sulfureto de cal (*lime*) [CaS , sulfeto de cálcio] e gás hidrogênio [H_2 , gás hidrogênio]⁶⁶. Abaixo são mostradas, mantendo a nomenclatura original, as principais reações estudadas e usadas por Dalton para a determinação da quantidade de oxigênio no ar atmosférico⁶⁷:

- 1 . Mistura de gás nitroso e ar sobre a água
- 2 . Expondo o ar a uma solução de sulfureto de cal
- 3 . Explodindo o gás hidrogênio e o ar por eletricidade

Percebe-se como, usando o seu conhecimento sobre reações químicas, Dalton conseguiu determinar a porcentagem de oxigênio no ar atmosférico pelos métodos apresentados, cujos resultados obtidos concordaram entre si: a quantidade de oxigênio na atmosfera foi

“If the earth's atmosphere had been a homogeneous elastic fluid of the same weight it is, but ten times the specific gravity, it might easily be demonstrated that no sensible portion of it could have arisen to the summits of the highest mountains”.

⁶⁵ John Dalton, “*Experimental ...*”, p. 7. “The several gases constantly found in every portion of atmospheric air, and in such quantities are capable of being appreciated are azotic, oxygenous, aqueous vapour, and carbonic acid. It is probable that hydrogen gas is also constantly present; but in so small proportion as not to be detected by any test we are acquainted with; it must therefore be confounded in the large mass of azotic gas”.

⁶⁶ webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/archema.html, pesquisa realizada em 01/07/2003, às 9:50h

⁶⁷ John Dalton, “*Experimental ...*”, p.7-8.

determinada como sendo de 21%. Este resultado é muito significativo nos trabalhos de Dalton, e pode ser caracterizado, ao lado das proporções em que os outros gases participam na atmosfera terrestre, como uma de suas grandes contribuições científicas.

Dalton citou o Eudiômetro de Volta como o instrumento adequado para a análise das proporções gasosas envolvidas na formação da água a partir do hidrogênio e oxigênio⁶⁸. Este assunto foi apresentado na Introdução, mas convém ser lembrado neste momento: o físico italiano Alessandro Volta (1745 – 1827) descreveu o Eudiômetro como um equipamento capaz de testar a qualidade do ar atmosférico. Consiste em um tubo graduado, feito de vidro resistente, com diâmetro interior constante, sendo fechado em sua extremidade superior. Nesta extremidade são colocados dois eletrodos, dispostos de tal maneira que exista entre eles uma pequena distância, onde ocorre a faísca elétrica responsável pelo início da reação entre os componentes da mistura gasosa presente no tubo, que geralmente é uma mistura de ar atmosférico e hidrogênio. Após a geração de uma faísca elétrica, inicia-se a reação entre o oxigênio e o hidrogênio e observa-se a formação de água, cujo volume é medido no tubo graduado. O mesmo procedimento pode ser realizado para outras reações gasosas⁶⁹.

De todas as substâncias utilizadas, Dalton considerou o sulfeto de cálcio como a mais adequada para a determinação da proporção do oxigênio na atmosfera:

“Sulfureto de cal é um bom teste para a proporção de oxigênio em uma dada mistura, desde que o líquido não seja mais de 20 ou 30 por cento do gás (ar atmosférico); se o líquido exceder este limite, há uma porção de gás azoto absorvida, cuja quantidade é incerta”⁷⁰.

Fazendo uma analogia com o método de determinação da quantidade de oxigênio na atmosfera, Dalton determinou, com outros procedimentos, as quantidades dos demais constituintes da atmosfera. O próximo a ser discutido é o vapor d'água:

⁶⁸ John Dalton, “*Experimental ...*”, p.10.

⁶⁹ physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Thermodynamics/Eudiometer/Eudiometer.html, pesquisa realizada em 23/05/2003, às 11:50h

⁷⁰ John Dalton, “*Experimental ...*”, p.10:

“Sulphuret of lime is a good test of the proportion of oxygen in a given mixture, provided the liquid be not more than 20 or 30 per cent for the gas (atmospheric air); if the liquid exceed this, there is a portion of azotic gas imbibed somewhat uncertain in quantity”.

“(…) para encontrar a força do vapor d’água na atmosfera, portanto, não temos nada mais a fazer do que encontrar o grau de frio no qual o vapor d’água começa a ser condensado, e encontraremos a força de vapor. Dos vários fatos mencionados no ensaio, é óbvio que o vapor não contrai nenhuma união química com qualquer dos gases na atmosfera”⁷¹.

Condensando todo o vapor d’água presente em uma amostra do ar atmosférico, Dalton pôde calcular sua proporção média presente na atmosfera. Sobre a quantidade de CO₂ na atmosfera, há na citação abaixo a utilização do grão como unidade de massa. Considerando que 1 grão equivale a 0,05306 gramas⁷², 102.400 grãos, como na citação abaixo, correspondem a 5.433 gramas, 125 grãos a 6,63 gramas e 70 grãos a 3,71 gramas:

“(…) eu estava persuadido a esperar que cerca de $\frac{1}{100}$ do peso da atmosfera fosse de ácido carbônico: mas logo encontrei que esta proporção estava imensamente superestimada. A partir de repetidos experimentos, todos concordando aproximadamente com seus resultados, e feitos em diferentes estações do ano, eu encontrei que se um frasco de vidro contendo 102.400 grãos de água da chuva for esvaziado no ar aberto, e 125 grãos de água de cal for despejada neste frasco, e sua boca fechada, após um tempo e agitação suficientes, a totalidade da água de cal é apenas saturada pelo gás ácido (*i.e.*, o ácido carbônico) encontrado naquele volume de ar. Mas 125 grãos de água de cal usada requerem 70 grãos de ácido carbônico para saturá-la; portanto, os 102.400 grãos de ar comum contém 70 de ácido carbônico, ou $\frac{1}{1460}$ de seu peso total”⁷³.

A idéia de se medir o volume de um gás a partir de sua absorção em uma substância líquida (no caso, uma solução de hidróxido de cálcio) é muito importante, pois certamente

⁷¹ John Dalton, “*Experimental ...*”, p.11:

“(…) to find the force of aqueous vapour in the atmosphere, therefore, we have nothing more to do than to find that degree of cold at which it begins to be condensed, will be found the force of vapour. From the various facts mentioned in the essay it is obvious, that vapour contracts no chemical union with any of the gases in the atmosphere”.

⁷² webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/archema.html, pesquisa realizada em 17/07/2002, às 8:50h. 1 livre = 16 onças ; 1 onça = 8 gros ; 1 gros = 72 grãos . Como 1 livre = 489 g (e, também, 9216 grãos) , temos que 1 grão equivale a 0,05306 gramas .

⁷³ John Dalton, “*Experimental...*”, p.11-12:

“(…) I was led to expect about $\frac{1}{100}$ part of the weight of the atmosphere to be carbonic acid gas: but I soon found that the proportion was immensely overrated. From repeated experiments, all nearly agreeing in their results, and made at different seasons of the year, I have found, that if a glass vessel filled with 102,400 grains of rain water be emptied in the open air, and 125 grains of strong lime water be poured in, and the mouth then closed; by sufficient time and agitation, the whole of the lime water is just saturated by the acid gas it finds in that volume of air. But 125 grains of the lime water used require 70 grains measures of carbonic acid gas to saturate it; therefore, the 102,400 grain measures of common air contain 70 of carbonic acid; or $\frac{1}{1460}$ of the whole weight”.

foi a partir deste simples procedimento que grande parte dos resultados puderam ser obtidos, principalmente no que diz respeito à proporção dos gases presentes em uma certa mistura gasosa, tal como neste caso, com o ar atmosférico. O CO_2 , na presença do hidróxido de cálcio, conduz à formação de um sólido branco, CaCO_3 (carbonato de cálcio), cujo valor da massa e taxa de deposição no fundo de um recipiente adequado puderam ser rigorosamente verificados, e foi isso que Dalton fez para calcular a fração gasosa correspondente ao CO_2 , no ar atmosférico. Este procedimento também foi aplicado para se determinar a porcentagem de CO_2 em um auditório fechado contendo 200 pessoas.

“Eu encontrei que o ar em um auditório, no qual duzentas pessoas respiraram por duas horas, com as janelas e portas fechadas, contém pouco menos de 1 por cento do gás carbônico”⁷⁴.

Com a posse de todas as proporções gasosas analisadas, os resultados foram reunidos na Tabela abaixo. A determinação da quantidade de nitrogênio foi determinada através da diferença entre a quantidade total de ar e as quantidades de oxigênio, gás carbônico e vapor d'água.

Tabela 3. Dados Referentes às Proporções Gasosas na Atmosfera⁷⁵

Nome do Gás	Gravidade Específica	Pressão Parcial / polegadas de mercúrio	Porcentagem
Gás Azoto	0,996	23,36	75,55
Gás Oxigênio	1,127	6,18	23,32
Vapor d'água	1,500	0,44	1,03
Gás Carbônico	0,700	0,02	0,10

Pelos resultados experimentais que Dalton obteve, naquela época em que os equipamentos disponíveis eram poucos e rudimentares, percebe-se como ele era um cientista experimental de “mão cheia”. Apesar das condições de trabalho disponíveis, conseguiu determinar, com boa exatidão, a composição do ar atmosférico. Por outro lado,

⁷⁴ John Dalton, “*Experimental...*”, p.12:

“I have since found that the air in an assembly, in which two hundred people had breathed for two hours, with the windows and doors shut, contained little more than 1 per cent. of carbonic acid gas”.

⁷⁵ Ibid., p.11-12: Dalton considera que a gravidade específica do ar atmosférico é 1,000.

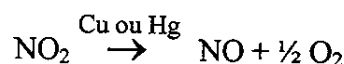
para a época, seu conhecimento sobre reações químicas era bastante amplo, o que deve ser visto com uma peculiaridade fundamental de seu conhecimento científico.

3.2.2. A Lei das Proporções Múltiplas

A Lei das Proporções Múltiplas estabelece as proporções em que os diferentes átomos podem participar de uma molécula. Com relação às nomenclaturas⁷⁶, vimos que o gás azoto é o nitrogênio; o gás nitroso é o óxido nítrico, NO. Já o ácido nítrico de Dalton é o NO₂, dióxido de nitrogênio. Abaixo estão descritas algumas reações que, em seu conjunto, forneceram a Dalton a possibilidade de elaborar a Lei das Proporções Múltiplas:

“O gás nitroso puro pode ser obtido pelo ácido nítrico diluído com igual volume de água despejada sobre cobre ou mercúrio; deve ser aplicado pouco ou nenhum calor artificial. – O último produto do gás obtido por este meio, não contém qualquer proporção de gás azoto”⁷⁷.

A reação envolvida é a seguinte:



Dalton também discutiu reações nas quais se observa contração de volume:

“Se 100 medidas de ar comum forem adicionadas a 36 do gás nitroso puro em um tubo de $\frac{3}{10}$ de polegada de largura e 5 polegadas de comprimento, *após alguns minutos o volume total será reduzido para 79 ou 80 medidas, e não haverá sinal nem do oxigênio nem do gás nitroso*”⁷⁸.

⁷⁶ webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/archema.html, pesquisa realizada em 11/07/2002, às 18:50h

⁷⁷ John Dalton, “*Experimental...*”, p.8:

“Nitrous gas may be obtained pure by nitric acid diluted with an equal bulk of water poured upon copper or mercury; little or no artificial heat should be applied. – The last product of gas this way obtained, does not contain any sensible portion of azotic gas”.

⁷⁸ Ibid., p.8-9:

“If 100 measures of common air be put to 36 of pure nitrous gas in a tube $\frac{3}{10}$ th of an inch wide and 5 inches long, *after a few minutes the whole will be reduced to 79 or 80 measures, and exhibit no signs of either oxygenous or nitrous gas*”.

Temos neste caso a formação do NO₂ :



Com o conhecimento acumulado sobre reações químicas, Dalton pôde propor a Lei das Proporções Múltiplas, sobre a qual apresentamos apenas o exemplo mais significativo (referente aos óxidos de nitrogênio), para facilitar a compreensão e evitar excessivas ramificações no decorrer dos raciocínios.

Aplicada ao exemplo dos óxidos de nitrogênio, a Lei das Proporções Múltiplas pode ser apresentada, nas palavras de Dalton, da seguinte forma:

“(...) os elementos do oxigênio podem se combinar com uma certa porção de gás nitroso, ou duas vezes esta porção, *mas não com uma quantidade intermediária*”⁷⁹.

Esta observação de Dalton foi posteriormente confirmada por Gay-Lussac e Avogadro. As proporções encontradas em todas as misturas gasosas estudadas seguem leis numéricas simples, sendo excluída a possibilidade de combinações fracionárias. Veremos que Gay-Lussac discutirá esta questão com muito mais profundidade, devido à importância dos seus resultados na formulação do conceito de molécula e nas proporções em que os átomos participam na formação de moléculas.

3.2.3. Absorção de Gases pela Água

O artigo “*On The Absorption of Gases By Water and Other Liquids*”⁸⁰ apresenta, pela primeira vez, uma tabela contendo as massas relativas de algumas substâncias. No entanto, a teoria discutida neste artigo parece não mostrar com clareza o caminho que conduz a tal

⁷⁹ John Dalton, “*Experimental...*”, p.8-9 :

“(...) the elements of oxygen may combine with a certain portion of nitrous gas, or with twice that portion, *but with no intermediate quantity*”.

⁸⁰ John Dalton, “*On The Absorption of Gases By Water and Other Liquids*”, 1803, in *Foundations of Atomic Theory*, Alembic Club Reprints, Re-issue edition, Edinburg , 1969

determinação. Dalton afirma, inclusive, que este princípio não será apresentado nesse artigo⁸¹.

A seguir, associaremos a teoria sobre a absorção de gases pela água com a questão das massas relativas.

“Se uma quantidade de água livre do ar for agitada em qualquer tipo de gás, não unido quimicamente com a água, ela absorverá seu volume do gás, ou uma parte deste igual a alguma das seguintes frações, isto é, $1/8$, $1/27$, $1/64$, $1/125$, &c. sendo estes o cubo dos números naturais recíprocos, 1,2,3, &c, ou $1/1$, $1/2^3$, $1/3^3$, $1/4^3$, &c”⁸².

Com estes dados, construímos duas tabelas⁸³, nas quais são comparadas as frações correspondentes à absorção pela água com as massas moleculares (valores atuais). É fundamental ter em mente que essas massas moleculares, bem como as fórmulas químicas atuais, não eram conhecidas por Dalton. No entanto, iremos usá-las numa tentativa de associar às massas relativas o fenômeno de absorção gasosa.

Tabela 4. Absorção de Gases contendo os átomos C, N e O

Fórmulas Químicas Atuais	Fração Gasosa Correspondente à Absorção	Massas Moleculares (valores atuais)
CO ₂ e N ₂ O	$1/1^3$	44 e 44
---	$1/2^3$	---
O ₂ e NO	$1/3^3$	32 e 30
N ₂ e CO	$1/4^3$	28 e 28

Tabela 5. Absorção de Gases contendo os átomos C e H

Gás	Fração Gasosa Correspondente à Absorção	Massas Moleculares (valores atuais)
---	$1/1^3$	---
C ₂ H ₄	$1/2^3$	28
CH ₄	$1/3^3$	16
H ₂	$1/4^3$	2

⁸¹ John Dalton, "On The Absorption...", p.26

⁸² Ibid., p.15

"If a quantity of water thus freed from air be agitated in any kind of gas, not chemically uniting with water, it will absorb its bulk of the gas, or otherwise a part of it equal to some one of the following fractions, namely, $1/8$, $1/27$, $1/64$, $1/125$, &c. these being the cubes of the reciprocals of the natural numbers 1,2,3, &c, or $1/1$, $1/2^3$, $1/3^3$, $1/4^3$, &c".

⁸³ Ibid., p.16

Observa-se nas duas tabelas acima que há uma relação entre a massa molecular do gás e sua fração de absorção, sendo que quanto menor sua massa, menor o volume que será absorvido pela água. No caso do hidrogênio, por exemplo, que é o gás mais leve, a água absorve apenas a fração correspondente a $1/4^3$ ou $1/64$ do seu próprio volume. É importante notar a associação realizada entre a proporção gasosa absorvida e a massa dos gases, ainda que Dalton não tivesse conhecimento do valor exato destas massas.

3.2.4. Sobre a “Composição Gravimétrica” dos Compostos

Em relação às fórmulas admitidas por Dalton, e da composição gravimétrica dos compostos, há uma interessante discussão em um artigo na Journal of Chemical Education:

“(…) a composição gravimétrica [da água], de acordo com as melhores análises disponíveis em 1803, era: H = 15 por cento, O = 85 por cento. Então, como apenas um composto de hidrogênio e oxigênio era conhecido, era completamente razoável assumir que o ‘átomo composto’ da água continha um átomo de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Por isso as massas atômicas relativas estavam na proporção de 15 para 85, ou 1 para 5,66.”⁸⁴.

A composição gravimétrica é uma relação entre os *pesos* (ou massas) de cada elemento em um composto. Com efeito, este é o fundamento das Massas Relativas de Dalton. A proporção 5,66 : 1 é aproximadamente a mesma que Dalton encontrou para a massa relativa do oxigênio em relação à massa de hidrogênio, como mostra a Tabela abaixo:

Tabela 6. Massas Relativas de Dalton em 1803 ⁸⁵

Substância	Massa Relativa
Hidrogênio (H)	1
Azoto (N)	4,2
Carbono (C)	4,3
Amônia (NH)	5,2
Oxigênio (O)	5,5
Água (HO)	6,5
Gás Nitroso (NO)	9,3
Óxido de Carbono (CO)	9,8
Óxido Nitroso (N ₂ O)	13,7
Ácido Nítrico (NO ₂)	14,4
Ácido Carbônico (CO ₂)	15,4
Ácido Sulfúrico (SO ₃)	25,4

⁸⁴ Coward, H.F. *J. Chem. Edu.* 4, 27 (1927)

⁸⁵ John Dalton, "On The Absorption...", p.26

Com relação à massa relativa da água, calculada a partir da massa relativa do hidrogênio e do oxigênio (e considerando ainda que em Dalton a fórmula da água é HO), encontramos uma justificativa que permite associar o trabalho sobre a absorção de gases pela água com as massas relativas. Vimos que Dalton, ao discutir sobre o Eudiômetro de Volta⁸⁶, esteve próximo de atribuir à água a fórmula química H₂O. No entanto, suas concepções teóricas o impediram de chegar a esta conclusão. Vejamos a opinião de Vidal⁸⁷ sobre este assunto:

"Quando conhecia apenas um composto formado por dois dados elementos, Dalton admite que esse composto seja binário: contém um átomo de um dos elementos e um átomo do outro. Quando se conhecem dois compostos, o segundo composto é ternário: um átomo de um elemento mais dois átomos do outro. Dalton admite assim que a água, cuja análise mostra que ela não contém senão hidrogênio e oxigênio, é composta por um átomo de cada um destes elementos. Com esta hipótese, a água deveria escrever-se, no âmbito do nosso simbolismo atual, HO (escrevemos, de fato, H₂O) porque dois átomos de hidrogênio, e não um único, estão unidos a um átomo de oxigênio. Dalton tenta determinar, nestas bases, os pesos dos diferentes átomos em relação ao peso do átomo de hidrogênio".

Dalton expandiu este raciocínio para todas as substâncias que estudou. Pode-se imaginar que foi a sua insistência nesta lógica que o impediu de encontrar a fórmula química H₂O para a molécula de água.

3.3. Sobre a Teoria Atômica

Este é o tema do livro "*A New System of Chemical Philosophy*"⁸⁸, que discute amplamente a questão do calor, culminando com a Síntese Química, onde Dalton apresentou sua idéia sobre a formação de compostos a partir dos átomos.

⁸⁶ John Dalton, "*Experimental...*", p.10

⁸⁷ Vidal, B., *História da Química*", Edições 70, Lisboa, p.52

⁸⁸ John Dalton, "*A New System of Chemical Philosophy*", vol. 1, 1808. The Citadel Press, New York, 1964, by Philosophical Library Inc.

3.3.1. O Conceito de Calórico

Já no fim do século XVIII o calórico havia sido definido como um fluido elástico associado ao calor⁸⁹:

“A opinião mais provável no que diz respeito à natureza do calórico é que, sendo um fluido elástico de grande sutileza, suas *partículas* repelem-se umas às outras, mas são atraídas por todos os outros corpos”⁹⁰.

É importante ressaltar que o calórico era considerado um gás, como, por exemplo, os componentes da atmosfera terrestre e, como tal, constituído de *partículas*. Desta maneira, cada tipo específico de matéria tem sua peculiar afinidade pelo calor, e requer uma determinada quantidade de calórico para interagir com outros corpos, em uma dada temperatura⁹¹. Uma grande preocupação dos filósofos da época de Dalton era encontrar um corpo cuja expansão fosse uniforme, ou que obedecesse a uma progressão aritmética, para incrementos iguais de calor. A discussão sobre a natureza do calor é importante em toda a sua Teoria Atômica em vários aspectos e, por exemplo, foi fundamental na construção dos termômetros que ele usou:

“O calor é um agente muito importante na natureza; não se pode duvidar que um princípio tão ativo possa ser submetido a leis gerais. Se o fenômeno indica outra maneira, é porque nós não conquistamos uma visão suficientemente compreensiva dele. Os filósofos procuraram, mas em vão, por um corpo de expansão uniforme, ou em uma progressão aritmética, por incrementos iguais de calor; os líquidos foram experimentados, e encontrou-se que eles se expandem desigualmente, sendo que todos eles se expandem mais nas temperaturas mais altas que nas mais baixas, mas nenhum exatamente igual. O mercúrio pareceu ter a menor variação, ou próximo da expansão uniforme, e esta e outras considerações foram escolhidas na construção dos termômetros”⁹².

⁸⁹ Maar, J.H., “*Pequena História da Química...*” p.601 – 602

⁹⁰ John Dalton, “*A New System...*”, p.1 :

“The most probable opinion concerning the nature of caloric is, that of its being an elastic fluid of great subtilty, the *particles* of which repel one another, but are attracted by all other bodies”.

⁹¹ Ibid., p.1

⁹² Ibid., p.7:

“Heat is a very important agent in nature; it cannot be doubted that so active a principle must be subject to general laws. If the phenomena indicate otherwise, it is because we do not take a sufficiently comprehensive view of them. Philosophers have sought, but in

3.3.2. O Conceito de Calor Específico

Com a utilização do termômetro, Dalton foi capaz de estudar o conceito de calor específico, que é muito importante em sua Teoria Atômica. A ilustração deste conceito pode ser realizada analisando-se uma *mistura* entre a água e o mercúrio. Na citação abaixo, as temperaturas de 32 e 212°F correspondem a 0 e 100°C respectivamente.

“Que os corpos diferem muito nos seus calores específicos, é manifesto dos seguintes fatos.

1. Se uma medida de mercúrio a 212° for misturado com uma medida de água a 32°, a mistura estará muito abaixo da temperatura média.
2. Se uma medida de mercúrio a 32° for misturada com uma medida de água a 212°, a mistura estará muito acima da média.
3. Se duas vasilhas iguais forem preenchidas, uma com água quente, e a outra com mercúrio quente, a última se resfriará na metade do tempo da primeira”⁹³.

Logo, a idéia essencial do calor específico em Dalton diz respeito à *afinidade* que os diferentes corpos têm pelo calor. A sua idéia de calor específico já apresenta caráter *quantitativa*.

O calor envolvido na mistura entre a água e o mercúrio foi discutido de maneira a preparar o caminho para a discussão sobre as *partículas últimas* de Dalton:

vain, for a body that should expand uniformly, or in arithmetical progression, by equal increments of heat; liquids have been tried, and found to expand unequally, all of them expanding more in the higher temperatures than in the lower, but no two exactly alike. Mercury has appeared to have the least variation, or approach nearest to uniform expansion, and on that and other accounts has been generally preferred in the construction of thermometers”.

⁹³ John Dalton, “*A New System...*”, p.40-41:

“That bodies differ much in their specific heats, is manifest from the following facts.

1. If a measure of mercury of 212° be mixed with a measure of water of 32°, the mixture will be far below the mean temperature.
2. If a measure of mercury of 32° be mixed with a measure of water of 212°, the mixture will be far above the mean.
3. If two equals and like vessels be filled, the one with hot water, the other with hot mercury; the latter will cool in about half time of the former”.

“(…) o mesmo corpo muda sua capacidade pelo calor, ou aparentemente assume uma nova afinidade, com uma mudança de forma. Isso sem dúvida origina-se de um novo arranjo ou disposição de suas *partículas últimas*, pela qual suas atmosferas de calor são influenciadas: então um corpo sólido, como o gelo, ao se tornar líquido, adquire uma maior capacidade pelo calor, apesar de seu volume diminuir; e um líquido, como a água, adquire uma maior capacidade pelo calor ao se converter no seu fluido elástico; este último aumento é ocasionado, podemos conceber, apenas pelo seu aumento em volume”⁹⁴.

Logo, segundo Dalton, há uma relação entre o volume das atmosferas de calor de uma determinada substância e sua afinidade pelo calor. Esta suposição nos leva a crer que a sofisticação de sua idéia sobre o átomo surge da reflexão sobre a natureza do calor e dos efeitos deste sobre o mundo macroscópico (na atmosfera terrestre inclusive). Dalton procura, inicialmente, estabelecer uma concepção qualitativa ao propor a sua idéia de átomo, mas, em seguida, também apresenta um tratamento quantitativo, ao determinar, experimentalmente, as massas relativas daquilo que ele supunha ser os átomos das várias substâncias com que estava trabalhando. Devemos lembrar que ele, assim como os demais pesquisadores do seu tempo, não fazia distinção nominal entre aquilo que hoje conhecemos como átomo ou como molécula. Dentro da idéia qualitativa fica a sua percepção de que o átomo deveria possuir uma parte central, mais “rígida” e outra mais “sutil” rodeando a primeira, da mesma forma como a Terra é um corpo esférico “denso” rodeado por uma atmosfera gasosa.

Observando atentamente o raciocínio de Dalton, verificamos que as atmosferas de calor ao redor das partículas de água nos estados sólido, líquido e gasoso não possuem o mesmo tamanho. A afinidade do vapor d’água pelo calor é maior que a afinidade da água líquida. Esta, por sua vez, possui uma afinidade pelo calor maior que a afinidade do gelo. Logo, deve-se concluir, juntamente com Dalton, que a atmosfera de calor dos “átomos” de água no estado gasoso é maior que as respectivas atmosferas dos “átomos” nos estados líquido e

⁹⁴ John Dalton, “*A New System...*”, p.41:

“(…) the same body changes its capacity for heat, or apparently assumes a new affinity, with a change of form. This no doubt arises from a new arrangement or disposition of its *ultimate particles*, by which their atmospheres of heat are influenced: Thus a solid body, as ice, on becoming liquid, acquires a larger capacity for heat, even though its bulk is diminished; and a liquid, as water, acquires a larger capacity for heat on being converted into elastic fluid; this last increase is occasioned, we may conceive, solely by its increased in bulk”.

no estado gasoso é maior que as respectivas atmosferas dos “átomos” nos estados líquido e sólido. Estes fatos são comprovados pelos valores de calor específico obtidos para o gelo, água e vapor d’água.

Tabela 7. Calores Específicos do Gelo, Água e Vapor d’Água Segundo Dalton⁹⁵

Vapor d’água	Água	Gelo
1,55	1,00	0,90

No texto original de Dalton, há um ponto de interrogação ao lado do calor específico do gelo, provavelmente devido à incerteza na precisão deste resultado. No entanto, mesmo com esta incerteza foi-lhe possível propor que a atmosfera de calor dos átomos é maior no vapor d’água e menor no gelo, pois esta é a mesma relação existente entre seus calores específicos.

3.3.3. O Conceito de Partícula

Dalton, assim como Newton que o influenciou, acreditava que o calórico era também constituído por partículas, como se fossem estas “átomos de calor”. Isto nos mostra algo da sua concepção de calor, no conjunto das suas idéias sobre estrutura íntima da matéria. Teoria Atômica. No pensamento científico contemporâneo, considera-se que esta suposição não seja adequada. No entanto, ela faz sentido no pensamento de Dalton, intimamente associado à sua visão macroscópica da atmosfera terrestre. Afinal, considerando o seu raciocínio, tanto o planeta quanto a sua atmosfera são constituídos por partículas. Vejamos a seguinte afirmação:

“Suponha-se que um dado volume de qualquer fluido elástico seja *constituído por partículas, rodeadas por uma atmosfera de calor*, repelindo-se entre si através do meio, e em um estado de equilíbrio sob a pressão de uma força constante, como na *atmosfera da Terra*” ⁹⁶.

larger capacity for heat on being converted into elastic fluid; this last increase is occasioned, we may conceive, solely by its increased in bulk”.

⁹⁵ John Dalton, “*A New System...*”, p.50

⁹⁶ Ibid., p.57 (grifo nosso) :

Logo, a partícula de Dalton é rodeada por uma atmosfera de calor. Como não há, em seu pensamento, uma clara distinção entre o conceito de partícula e o conceito de átomo, pode-se afirmar que o átomo de Dalton é uma partícula rodeada por uma atmosfera de calor.

Em termos contemporâneos poder-se-ia dizer que o átomo é concebido como sendo constituído por núcleo “rígido” (análogo à partícula de Dalton) rodeado por uma “atmosfera de eletricidade”, ou eletrosfera (no átomo de Dalton, esfera de calor). O modelo atômico de Dalton nasceu, ao que parece, das suas observação da atmosfera terrestre num processo de associação com o seu conhecimento das idéias de autores que o antecederam.

É interessante notar que Dalton considerou a pressão exercida por esta atmosfera de calor sobre as partículas, ou átomos, da mesma maneira que ocorre na Terra. Assim, podemos considerar que *o primeiro átomo visualizado por Dalton é o planeta Terra e sua atmosfera*, e que as suas analogias, entre este átomo e os átomos “invisíveis” e microscópicos, partem desta proposta.

É óbvio que esta associação é simplesmente analógica. No entanto, vimos que Dalton acreditava que o calor era uma espécie de fluido elástico, ou gás, também constituído por partículas. Fica aqui a pergunta: nesta sequência de raciocínio, até onde chegaria a constituição da matéria em termos de partículas, ou átomos? Será que ele admitia um final ou, na sua concepção haveria uma progressão infinita, num processo simbiótico entre as idéias de continuidade e de descontinuidade da matéria?

Podemos explorar um pouco mais a idéia de Dalton onde ele considerou o “fluido calórico” como sendo constituído de partículas. Se admitirmos, hoje, que calor é energia, e que a energia é quantizada, seria lícito dizer que Dalton, sem ter noção clara da extensão que sua teoria alcançou, inadvertidamente e por caminho equivocado, estava se referindo ao conceito de quantização da energia?

“Suppose that a given volume of any elastic fluid to be constituted of particles, each surrounded with an atmosphere of heat repelling each other through the medium of those atmospheres, and in a state of equilibrium under the pressure of a constant force, such as the Earth's atmosphere”.

3.3.4. O Significado da Palavra “Átomo”

Antes de prosseguir a discussão sobre a partícula de Dalton, é preciso fazer uma pausa para verificar que uma simples especulação filosófica pode indicar que a idéia de átomo está, na verdade, definitivamente enraizada no pensamento grego clássico. Há um trecho do pensamento platônico⁹⁷ que *parece* ser uma referência ao átomo, mas é impossível demonstrar, com base no material escrito que Platão (427 – 347 a.C.) deixou, que essa referência é verdadeira:

“É preciso examinar a natureza do fogo e da água, do ar e da terra, tal como era antes da geração do mundo, em si e nas afecções anteriores ao mundo. De fato, até agora ninguém revelou a origem deles, mas como se soubéssemos o que é o fogo e cada um dos outros elementos, os chamamos de princípios, pondo-os como as letras do universo, sendo que não convém razoavelmente compará-los, sequer, com as sílabas”⁹⁸.

Aproveitando este pensamento de Platão onde, de certo modo, é proposto um modelo atômico-molecular baseado no alfabeto e nas palavras por ele formadas, podemos imaginar exercícios para serem usados com os estudantes. As letras sendo os átomos, as palavras seriam as moléculas. Estas, formadas pela junção das letras, o são segundo regras estabelecidas pela Gramática. De forma análoga, podemos imaginar que as moléculas sejam formadas pela junção de átomos, segundo as regras da natureza.

Examinando o texto platônico acima transcrito, percebemos que o conceito pré-socrático dos quatro elementos não foi considerado suficientemente esclarecedor para que pudesse ser comparado às letras, sequer às sílabas, formadoras das palavras e, por extensão, dos textos. Está evidente que Platão considerava a existência de um princípio fundamental, formador, inclusive, dos quatro elementos considerados na época (terra, água, ar e fogo). Sendo este princípio comparável às letras, podemos supor que este filósofo estava se referindo ao átomo.

Da mesma maneira que as letras são as entidades fundamentais do mundo escrito, os átomos também podem ser considerados como as entidades fundamentais do mundo físico.

⁹⁷ Reale, G. “Para uma Nova Interpretação de Platão”, Editora Loyola, 1997, p.448-451

⁹⁸ Platão, “*Timeu*” 47 E 3 ; trecho extraído de Reale, G., cf. nota anterior.

Assim, podemos imaginar que *o princípio ao qual Platão se refere, comparando-o às letras, seja o átomo.*

Para Dalton, a união entre diferentes átomos gera compostos binários, ternários, etc.⁹⁹. Esta concepção pode ser comparada à das letras, sílabas e palavras, de Platão, numa escala crescente de complexidade. Em Avogadro¹⁰⁰ foi estabelecido o conceito de molécula, que nesta analogia pode ser comparado às palavras. Teríamos, portanto, a seguinte situação:

Tabela 8: Analogia entre a linguagem escrita e a “linguagem” atômica

Linguagem Escrita	“Linguagem” Atômica
Letra	Átomo
Sílaba	Átomo binário, ternário, etc. de Dalton, ou grupos de átomos como íons compostos, radicais, etc.
Palavra	Molécula

Estamos discorrendo sobre a idéia de átomo; *per si*, o que esta palavra significa?

A palavra grega átomo (ἄτομο) tem uso corrente mesmo hoje em dia. Não é difícil apreender o seu significado ideológico, que é *pessoa, indivíduo*¹⁰¹. Assim, uma pessoa é a entidade unitária de uma sociedade e não pode ser dividida, pois se isto ocorresse ela deixaria de existir como tal. Então, embora átomo signifique, por extensão, indivisível, esta indivisibilidade somente pode ser entendida em termos da sua “integridade” e não porque não possa ser, de fato, dividido. Aliás, a própria palavra “indivíduo” significa indivisível. Uma pessoa pode até ser “dividida”, considerando esta divisão sob vários aspectos, mas deixará de ser indivíduo de um corpo maior (sociedade) se a divisão comprometer a sua existência vital.

⁹⁹ Esta idéia, apesar de conceitualmente imprecisa, demonstra a originalidade do pensamento de Dalton.

¹⁰⁰ Avogadro, “*Essay on a Manner of Determining the Relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the Proportions in Which they Enter into These Compounds*”, Journal de Physique, LXXIII. (1811), pp. 58-76., in “*Foundations of Molecular Theory*”, Alembic Club Reprints, Edinburg, 1961

¹⁰¹ Dicionário grego-português & português-grego, Porto Editora, 1997

Podemos perceber por esta rápida discussão que, ao proporem o conceito de átomo, ou de partícula, os diversos pensadores, inclusive Dalton, não pretenderam necessariamente dizer que as mesmas eram indivisíveis, embora de alguma forma constituíssem, por associação, a matéria conhecida.

3.3.5. O Congelamento da Água

Retornemos à análise do pensamento de Dalton. A formação de estruturas hexagonais de gelo, denominadas *spiculae*¹⁰², foi realizada através de um experimento que convém ser descrito. Uma quantidade de água foi colocada em um jarro grande, e em seguida resfriada para uma temperatura menor que 0°C. Com a água completamente parada, qualquer pequena força aplicada ao jarro causaria a formação das estruturas hexagonais de gelo, ou *spiculae*.

Imaginemos o espanto de Dalton quando tocou em um jarro com água nas condições adequadas, e viu, de certo modo, na formação das *spiculae* algo que tanto perseguiu em sua vida: *a visão de um fenômeno que refletisse a existência das tais “partículas últimas”, através de uma forma geométrica bem visível e bem à sua frente.*

A partir destas observações, Dalton propôs que as partículas últimas ou “elementos ínfimos” da água são todas globulares e do mesmo tamanho:

“(…) as partículas ou elementos ínfimos da água são todas globulares, e exatamente do mesmo tamanho”¹⁰³.

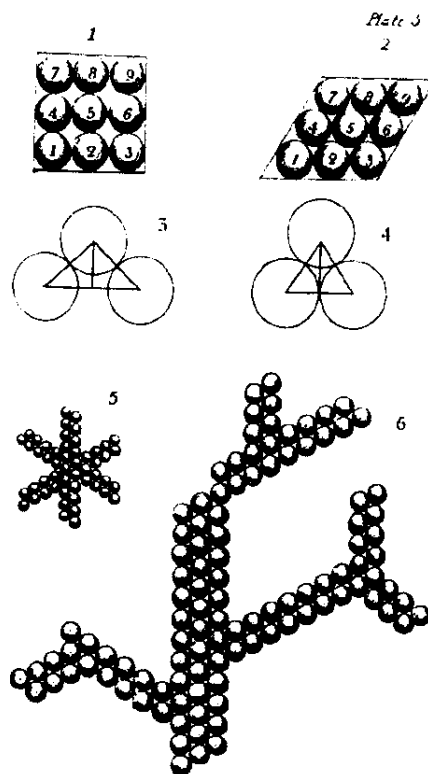
As figuras¹⁰⁴ abaixo ilustram esta afirmação:

¹⁰² John Dalton, “*A New System...*”, p. 104

¹⁰³ Ibid., p. 106:

“(…) the ultimate or smallest elements of water are all globular, and exactly of the same size”.

¹⁰⁴ Ibid., p. 110



Estrutura das partículas da água no estado sólido, segundo Dalton.

3.3.6. Sobre a Constituição dos Corpos

Voltemos novamente a atenção para o exemplo da água, para tentar explorar o conceito de constituição dos corpos. A água é constituída, segundo Dalton, de “partículas últimas” absolutamente idênticas entre si, responsáveis pela uniformidade de sua massa quando analisamos seu volume. Consideremos um jarro grande com 5 litros de água. Se coletarmos pequenos volumes de mesmo valor, seria facilmente verificado que a massa da água é sempre a mesma, e independe da região do jarro onde foram retiradas as amostras. Portanto, isso só é verdadeiro se as “partículas últimas” da água (e, por analogia, de todos os outros corpos) forem todas iguais. Em outras palavras, podemos afirmar que a água é constituída por partículas absolutamente idênticas entre si. Esta conclusão, porém, esbarra numa outra hipótese: se houver partículas de tamanhos diferentes e elas estiverem

uniformemente distribuídas pela água, e, ainda, se coletarmos volumes iguais, eles terão sempre a mesma massa. Contudo, partindo da suposição de que a natureza procura sempre a solução mais simples, diríamos que não vemos nenhum motivo para que as “partículas últimas” fossem diferentes entre si. Vejamos a seguir o pensamento de Dalton:

“Se as partículas últimas de um corpo, como a água, são todas semelhantes, ou seja, de mesma forma, peso, etc. é uma questão de alguma importância. Do que é conhecido, nós não temos razão para considerar uma diversidade nestes detalhes: se existe na água, deve igualmente existir nos elementos constituintes da água, isto é, hidrogênio e oxigênio”¹⁰⁵.

Ou seja: as partículas últimas de todos os corpos homogêneos são perfeitamente semelhantes em todas as suas propriedades:

“Portanto nós podemos concluir que *as partículas últimas de todos os corpos homogêneos são perfeitamente semelhantes em peso, forma, etc.* Em outras palavras, toda partícula de água é semelhante a outra partícula de água; toda partícula de hidrogênio é semelhante a outra partícula de hidrogênio, etc”¹⁰⁶.

Um interessante exercício, para entendermos o que Dalton estava pensando, é tentar reproduzir o seu raciocínio: consideremos inicialmente que um gás é formado por partículas; em seguida, imaginemos que no interior de um frasco haja vapor d’água. Como se comportarão estas partículas umas em relação às outras? Se a temperatura for diminuída, o gás será condensado, formando água líquida. Assim, é óbvio que o calor forma uma espécie de atmosfera ao redor das partículas de água, que se repelem. A interação de repulsão, segundo Dalton, é perceptivelmente elástica.

Vejamos a hipótese de Dalton:

¹⁰⁵ John Dalton, “*A New System...*”, p. 113:

“Whether the ultimate particles of a body, such as water, are all alike, that is, of the same figure, weight, etc. is a question of some importance. From what is known, we have no reason to apprehend a diversity in these particulars: if it does exist in water, it must equally exist in the elements constituting water, namely, hydrogen and oxygen”.

¹⁰⁶ Ibid. :

“Therefore we may conclude that *the ultimate particles of all homogeneous bodies are perfectly alike in weight, figure, etc.* In other words, every particle of water is like every other particle of water; every particle of hydrogen is like every other particle of hydrogen, etc”.

“(…) duas partículas do mesmo tipo de ar podem agir sobre si elasticamente, e sobre outros corpos, inelasticamente”¹⁰⁷.

Obs: neste caso, a palavra “ar” deve ser entendida como gás.

A afirmação sobre a interação elástica de duas partículas iguais pode ser facilmente visualizada. No entanto, a ação inelástica sobre outros corpos não é óbvia. Talvez se refira às reações químicas entre gases.

Dalton usou as idéias de Newton para criar o seu modelo de interação entre as partículas de um gás:

“Newton demonstrou a partir do fenômeno de condensação e rarefação que os fluidos elásticos são *constituídos de partículas* que se repelem umas às outras por forças que aumentam na proporção em que as distâncias de seus centros diminuem”¹⁰⁸.

E ainda:

“O Sr. Isaac Newton mostrou na 23ª proposição, livro ii, do Principia, que se as partículas homogêneas de matéria tivessem um poder de repulsão na proporção inversa de suas distâncias centrais, coletivamente elas formariam um fluido elástico de acordo com o ar atmosférico em suas propriedades mecânicas”¹⁰⁹.

Façamos neste momento uma pausa para apresentar a rica biografia de Sir Isaac Newton (1642 – 1727), que foi um dos maiores intelectos da humanidade. Nascido em Woolsthorpe, ingressou na Universidade de Cambridge em 1661. Durante os anos de 1665 e 1666 trabalhou intensamente na confecção da obra “Philosophiae Naturalis Principia Mathematica”, também conhecida apenas por “Principia”. Em 1671 foi eleito membro da

¹⁰⁷ John Dalton, “A New System...” p. 126-127:

“(…) two particles of the same kind of air may act upon each other elastically, and upon other bodies inelastically”.

¹⁰⁸ Ibid., p. 131 (grifo nosso):

“Newton has demonstrated from the phenomena of condensation and rarefaction that elastic fluids are constituted of particles, which repel one another by forces which increase in proportion as the distance of their centers diminishes”.

¹⁰⁹ John Dalton, “On the Constitution of the atmosphere”, Robert Downie Fine Books Ltd., 1826, p.174:

Royal Society of London e em 1703 tornou-se presidente desta instituição, sendo anualmente reeleito para este cargo pelo resto de sua vida. Em 1704 publicou a obra denominada "Opticks", que foi de grande impacto na comunidade filosófica de sua época, chegando a ser considerado o maior filósofo natural da Europa.

Nesta obra, afirmou que a luz branca era composta por uma mistura das cores presentes no Arco-Íris, e demonstrou tal afirmação com um disco que ficou conhecido como Disco de Newton. Também deu grandes contribuições na Matemática, especialmente no Cálculo Diferencial e Integral, sobre o estudo de retas tangentes a determinadas curvas (Diferenciação) e no cálculo da área de superfícies irregulares (Integração), descobrindo que havia uma íntima relação entre a Diferenciação e a Integração. Além disso, desenvolveu a Lei da Gravitação Universal, na qual descreveu o movimento dos seis planetas conhecidos na época (Mercúrio, Vênus, Terra, Marte, Júpiter e Saturno).

Sobre suas concepções místicas, deixou um grande número de manuscritos em Alquimia e Química, que na época eram temas inseparáveis. Neste sentido, sua obra mais importante se chama "On the Nature of Acids", escrita em 1710. Ele também acreditava que a matéria era constituída de partículas sólidas e impenetráveis que haviam sido criadas por Deus. Como se vê, há em Newton uma espécie de "Atomismo", que certamente influenciou de maneira muito profunda os pensamentos de Dalton sobre a constituição da matéria. Newton também escreveu sobre temas de forte transcendência mística, como pode ser evidenciado na seguinte obra, publicada postumamente em 1733: "Observations upon the Prophecies of Daniel and the Apocalypse of St John"¹¹⁰.



Sir Isaac Newton (1642 – 1727)

"Sir Isaac Newton has shown in the 23d proposition, book ii, of the Principia, that if homogeneous particles of matter were endued with a power of repulsion in the inverse ratio of their central distances, collectively they would form an elastic fluid agreeing with atmospheric air in its mechanical properties".

¹¹⁰ www.newton.cam.ac.uk/newtlife.html, pesquisa realizada em 17/05/2002, às 17:09h

Leiamos algumas de suas palavras:

“Se um fluido for composto de partículas movendo-se mutuamente entre si, e a densidade for como a compressão, as forças centrífugas das partículas serão reciprocamente proporcionais às distâncias de seus centros”¹¹¹.

Percebemos que a concepção de que a matéria é constituída por partículas já havia sido apresentada por Newton, idéia certamente baseada em escritos mais antigos. É muito provável que Dalton tenha partido da proposta newtoniana para desenvolver todo o seu trabalho sobre este tema.

Influenciado pelos escritos de Newton, Dalton preocupou-se muito em distinguir, entre as partículas, uma *ação mecânica* de uma *ação química*. Diferenciou as duas do seguinte modo: quando são observadas mudanças nas propriedades de um gás que foi mantido em contato com um líquido, a ação é Química. Se nenhuma mudança for percebida, a ação é Mecânica:

“Quando um fluido elástico é mantido em contato com um líquido, se qualquer mudança for percebida ou na elasticidade ou em qualquer outra propriedade do fluido elástico, a ação mútua pode ser pronunciada QUÍMICA: mas se NENHUMA mudança for percebida ou na elasticidade ou em qualquer outra propriedade do fluido elástico, então a ação mútua dos dois deve ser pronunciada inteiramente MECÂNICA”¹¹².

Este pensamento de Dalton esclarece, talvez, a questão da ação inelástica entre partículas de gases diferentes acima tratada (ver seção 3.1.2), já que se qualquer mudança for percebida na “elasticidade” isto significa ação química, portanto, reação entre as duas substâncias.

¹¹¹ Isaac Newton, “*The Principia*”, Proposition XXIII, Book II, 3rd Edition, 1726, p.195 (arquivo pdf encontrado no site : vorlon.ces.cwru.edu/~ames/principia/principia.pdf, pesquisa realizada no dia 15/09/2002, às 16:17h) :

“If a fluid be composed of particles mutually flying each other, and the density be as the compression, the centrifugal forces of the particles will be reciprocally proportional to the distances of their centres”.

¹¹² John Dalton, “*A New System...*” p. 152:

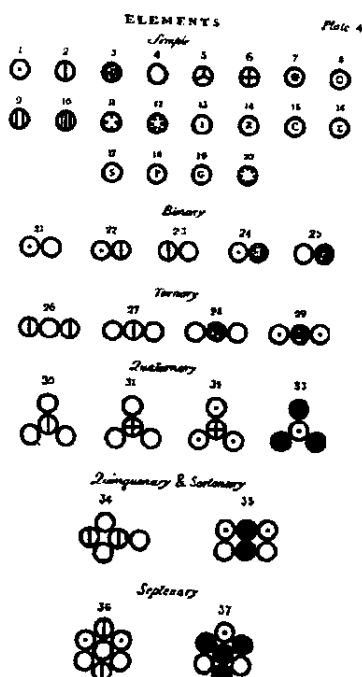
“When an elastic fluid is kept in contact with a liquid, if any change is perceived, either in the elasticity or any other property of the elastic fluid, so far the mutual action must be pronounced CHEMICAL: but if NO change is perceived, either in the elasticity or any other property of the elastic fluid, then the mutual action of the two must be pronounced wholly MECHANICAL”.

3.3.7. Sobre a Síntese Química

Dalton considerou a união entre os átomos fundamentado em uma lógica muito simples, que abriu o caminho para a posterior formulação do conceito de molécula, em Avogadro. Quando um átomo representado pela letra A une-se a um átomo representado pela letra B surgem as seguintes possibilidades¹¹³:

1 átomo de A + 1 átomo de B = 1 átomo de C, <u>binário</u>
1 átomo de A + 2 átomos de B = 1 átomo de D, <u>ternário</u>
2 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de E, <u>ternário</u>
1 átomo de A + 3 átomos de B = 1 átomo de F, <u>quaternário</u>
3 átomos de A + 1 átomo de B = 1 átomo de G, <u>quaternário</u>

A Figura¹¹⁴ abaixo ilustra esta lógica:



Modelo pictórico de Dalton representando os “átomos”.

¹¹³ John Dalton, "A New System...", p.163

¹¹⁴ Ibid., p.164

Segundo Dalton, quando se conhece apenas um único composto resultante da combinação entre dois átomos diferentes, este composto é um átomo binário¹¹⁵, como no caso da água, que é o único composto conhecido por Dalton formado pelos átomos H e O. Logo, sua fórmula, dentro desta lógica, só poderia ser HO. Na figura acima estão representados “átomos” e “moléculas” segundo o modelo pictórico de Dalton.

Na tabela abaixo estão as massas relativas que Dalton apresentou em 1808, ou seja, 5 anos após a primeira tabela de massas relativas, no ensaio sobre a absorção gasosa pela água. Vale especial atenção o fato da massa relativa do oxigênio ser 7, e não mais 5,5 como em 1803. Isso se deve ao aperfeiçoamento da análise gravimétrica entre 1803 e 1808. No volume de 1827, Dalton colocou pontos de interrogação ao lado de algumas massas relativas, e este detalhe foi transcrito:

Tabela 9. Massas Relativas de Dalton em 1808 e 1827

Substância	Massas Relativas ¹¹⁶ em 1808	Massas Relativas ¹¹⁷ em 1827
Hidrogênio (H)	1	1
Azoto (N)	5	5 ou 10 ?
Carbono (C)	5	5,4
Oxigênio (O)	7	7
Enxofre (S)	13	13 ou 14
Amônia (NH)	6	6, 12 ou 13?
Água (HO)	8	8
Óxido de Carbono (CO)	12	12,4
Ácido Carbônico (CO ₂)	19	19,4
Gás Nitroso (NO)	12	12 ou 24?
Óxido Nitroso (N ₂ O)	17	17
Ácido Nítrico (NO ₂)	19	19 ou 38?
Ácido Oxinítrico (NO ₃)	26	26
Ácido Sulfúrico (SO ₃)	34	35

Portanto, vemos que em 1827 Dalton começou a considerar a possibilidade das moléculas de nitrogênio serem diatômicas, e a prova disso é o ponto de interrogação ao lado do valor correspondente à sua massa, na Tabela acima. Se a massa atômica do nitrogênio fosse 10 ao invés de 5, seria também razoável pensar que a massa da amônia

¹¹⁵ Vidal, B., *História da Química*, Edições 70, Lisboa, p.52

¹¹⁶ John Dalton, *"A New System..."*, p. 165

¹¹⁷ John Dalton, *"A New System of Chemical Philosophy - VOLUME 2"*, William Dawson & Sons Ltd., 1827, London, p.353

passaria a ser 13, que a massa do gás nitroso seria 24 se a do nitrogênio fosse 10 e a do oxigênio fosse 14 (!).

3.3.8. Sobre os Princípios do Sistema Atômico de Dalton

Em 1827 Dalton publicou o segundo volume de "*A New System of Chemical Philosophy*". Nas suas últimas páginas há uma pequena seção denominada "*On the Principles of the Atomic System of Chemistry*"¹¹⁸, que será agora discutida.

Os dois grandes objetos do sistema atômico de Dalton são¹¹⁹:

- i) Determinar as massas relativas dos átomos e compostos.
- ii) Determinar o número, e conseqüentemente a massa, dos átomos que participam da formação de compostos.

De fato, a grande inovação de Dalton é o caráter quantitativo de sua teoria, pelo cálculo das massas relativas de átomos e compostos, utilizando dados experimentais de "gravidade específica" (densidade): dividindo-se a densidade da substância estudada pela densidade do hidrogênio, tem-se a correspondente massa relativa desta substância, em relação à densidade do hidrogênio, que é o gás mais leve. Abaixo, há um comentário de Dalton sobre a gravidade específica do hidrogênio:

"A gravidade específica do gás hidrogênio foi inicialmente estimada como $\frac{1}{10}$ do ar comum, e caiu para $\frac{1}{12,5}$ "¹²⁰.

Finalizaremos a apresentação da Teoria Atômica de Dalton com algumas de suas frases de cunho abstrato, muito comuns em seus livros, o que revela a sua compreensão do caráter analógico e limitado de seus modelos e, ao mesmo tempo, a sua visão do universo como um todo, desde o infinitamente pequeno ao infinitamente grande.

¹¹⁸ John Dalton, "*A New System of Chemical Philosophy - VOLUME 2*", p.347 – 351

¹¹⁹ Ibid., p.347

¹²⁰ Ibid., p.347 – 348:

"The specific gravity of hydrogen gas was formerly estimated at $\frac{1}{10}$ that of common air ; it descended to $\frac{1}{12,5}$ ".

“Quando tentamos imaginar o *número* de partículas em uma atmosfera, é algo como tentar imaginar o número de estrelas no universo; somos confundidos pelo pensamento”¹²¹.

Sobre o número de partículas em um recipiente, Dalton parece *preparar o caminho* para Avogadro:

“(…) o número de partículas *deve ser finito*; da mesma maneira que em um dado espaço do universo, o número de estrelas e planetas não pode ser infinito”¹²².

Se nós considerarmos, dentro da linha de pensamento de Dalton, o universo infinitamente grande, o Sol e os planetas do nosso sistema solar passam a ser, por comparação das dimensões envolvidas, as “partículas últimas”. Assim, no sistema solar, podemos enxergar vários átomos de Dalton, entre eles a Terra com a sua atmosfera. Júpiter seria o maior átomo do sistema solar, e Mercúrio, o menor.

Fica claro nos escritos de Dalton que para elaborar os seus modelos ele não somente se valeu da analogia com a Terra e sua atmosfera, mas, também, fez uso da sua visão do universo. Vejamos algumas citações de seus escritos onde ele faz a ligação entre a “estrutura” da matéria e a “estrutura” do universo:

“A análise e a síntese Química não vão além da separação das partículas umas das outras, e à sua reunião. Nenhuma nova criação ou destruição de matéria está no alcance da ação química. Podemos igualmente tentar introduzir um novo planeta no sistema solar, ou aniquilar um já existente; como criar ou destruir uma partícula de hidrogênio”¹²³.

¹²¹ John Dalton, *A New System...*, VOLUME. I”, p. 161:

“When we attempt to conceive the *number* of particles in an atmosphere, it is somewhat like attempting to conceive the number of stars in the universe; we are confounded with the thought”.

¹²² Ibid., p. 162 (grifo nosso) :

“(…) the number of particles must be finite; just as in a given space of the universe, the number of stars and planets cannot be infinite”.

¹²³ Ibid., p. 162-163 :

“Chemical analysis and synthesis go no farther than to the separation of particles one from another, and to their reunion. No new creation or destruction of matter is within the reach of chemical agency. We might as well attempt to introduce a new planet into the solar system, or to annihilate one already in existence; as to create or destroy a particle of hydrogen”.

Nota-se facilmente o estado de “divagação” de Dalton ao pressupor a intervenção no sistema solar para depois mergulhar na intimidade da matéria e fazer a comparação analógica.

Não resta dúvida de que o conceito de átomo em Dalton não é simplesmente aquele que consta dos livros didáticos, que se referem às “bolinhas” como as do modelo pictórico mostrado páginas atrás. Lendo os seus escritos, percebemos que ele viajou por um agitado mundo mental, um mundo em “tempestade”. Ao voltar para a terra firme ele procurou relatar as suas experiências e “visões”. Para isso faz uso de imagens e de descrição de fenômenos que, por analogia, traduzem, de certo modo, as suas percepções.

3.4. Sobre a Teoria Molecular

Os artigos de Gay-Lussac e Avogadro foram compilados em um pequeno livro denominado *"Fundamentos da Teoria Molecular"*¹²⁴.

Podemos associar o trabalho de Gay-Lussac com os volumes de gases, e o trabalho de Avogadro com a determinação das massas relativas, de tal maneira que esta associação revela as principais idéias da Teoria Molecular, que é na verdade uma denominação que explicita a importância de Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro na formulação do conceito de molécula. O caminho percorrido passa pelas proporções em volume, densidades, massas relativas e culmina com a Lei dos Átomos, de Cannizzaro.

A discussão foi dividida em tópicos com a finalidade de facilitar a compreensão dos conceitos envolvidos. Na essência, a Teoria Molecular estabelece a lógica dos cálculos estequiométricos como são concebidos atualmente, através da idéia de mol, que está implícita em toda a discussão que se segue. Avogadro em nenhum momento escreveu a palavra “mol”, mas a hipótese de que em um gás o número de partículas é sempre o mesmo, para um mesmo volume, nas mesmas condições de pressão e temperatura, lançou luzes neste sentido.

¹²⁴ *"Foundations of Molecular Theory"*, Alembic Club Reprints, Edinburg, 1961. Deve-se ressaltar que Gay-Lussac e Avogadro escreveram em francês. Por esta razão as transcrições no original não serão feitas, tendo em vista que a pesquisa foi realizada nas edições em inglês. O mesmo vale para o artigo de Cannizzaro, que escreveu em italiano, e, no entanto, fizemos a pesquisa a partir da tradução inglesa.

O primeiro valor aproximado da Constante de Avogadro, $6,02 \times 10^{23}$, foi determinado em 1865 por Loschmidt¹²⁵. Ou seja: 54 anos depois do artigo de Avogadro, de 1811.

3.4.1. A Lei das Proporções Múltiplas em Gay-Lussac

O artigo "*Dissertação sobre as Combinações Entre si das Substâncias Gasosas*"¹²⁶ aperfeiçoou a Lei das Proporções Múltiplas que já havia sido enunciada por Dalton. No entanto, sabe-se que Gay-Lussac elaborou sua Lei das Proporções Múltiplas de maneira independente à lei homônima de Dalton¹²⁷.

Gay-Lussac obteve seus resultados sobre a Lei das Proporções Múltiplas estudando volumes de gases e suas variações. Com isso, conseguiu obter resultados importantes, abrindo o caminho para Avogadro, que aplicou seu método de determinação das massas relativas, que abriu, por sua vez, caminho para o trabalho de Cannizzaro.

Gay-Lussac observou que a mesma pressão aplicada a qualquer substância sólida ou líquida produz uma diminuição de volume diferente para cada caso, enquanto que nos gases esta diminuição é sempre a mesma. A razão disso, segundo o próprio Gay-Lussac, é que a interação atômica nos sólidos ou líquidos é maior que a interação nos gases, onde, ele afirma, não há absolutamente atração entre as moléculas gasosas:

"A atração das moléculas em sólidos e líquidos é a causa que modifica suas propriedades"¹²⁸.

As proporções em que os diferentes átomos participam da formação de um composto gasoso são muito simples, como 1:1, 1:2 e 1:3, fato que já havia sido verificado por Dalton. Gay-Lussac seguiu o caminho inaugurado por Dalton e outros cientistas da época, ao

¹²⁵ Hawthorne, R.M., *J. Chem. Edu.* 47, 751 (1970)

¹²⁶ Gay-Lussac, "*Memoir on the Combination of Gaseous Substances with Each Other*", *Memóires de la Société d'Arcueil*, II. (1809), pp. 207-234. Este artigo foi compilado em "*Foundations of Molecular Theory*", Alembic Club Reprints, Edinburg, 1961

¹²⁷ www.accademiaxl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=15, pesquisa realizada em 26/04/2003, às 14:46h

¹²⁸ Gay-Lussac, "*Memoir on the Combination...*", p. 8

afirmar que os gases se combinam segundo proporções simples e regulares. Também afirmou que a contração de volume observada após a mistura de determinados gases segue as mesmas leis numéricas. Em outras palavras, a análise dos fenômenos químicos estava a um pequeno passo dos cálculos matemáticos, ou da chamada Estequiometria:

"(...) talvez não estejamos muito longe do tempo em que estaremos habilitados a submeter os fenômenos químicos ao cálculo"¹²⁹.

No caso dos gases, foram medidas diversas proporções *em volume*. Desta maneira, foi possível perceber que há uma ordem lógica na constituição dos gases, e esta ordem é definida pelas progressões aritméticas. Por exemplo: em um gás AB, se houver 1 átomo de A, a Síntese Química de Dalton afirma que B pode ser 1, 2 ou 3. Logo, as proporções mais significativas entre A e B (fixando A = 1) são 1:1 , 1:2 , 1:3.

Que Gay-Lussac se baseou no trabalho de Dalton fica muito evidente, conforme suas próprias palavras:

"(...) Dalton avançou a idéia de que compostos de dois corpos são formados de tal maneira que um átomo de um une-se a um, dois, três ou mais átomos do outro. Deste modo de se enxergar os compostos, seguiria que eles são formados em proporções constantes"¹³⁰.

O trabalho de Avogadro está baseado no de Gay-Lussac que, por sua vez, se inspirou muito no de Dalton. Por outro lado, Cannizzaro levou muito em consideração o trabalho de Avogadro. Portanto, considerando esta interação, podemos imaginar que houve um processo de criação que, passando por Dalton, chegou até Cannizzaro, através de Gay-Lussac e de Avogadro.

¹²⁹ Gay-Lussac, "*Memoir on the Combination...*", p. 9

¹³⁰ Ibid., p. 9-10

3.4.2. Aplicação Prática da Síntese Química de Dalton (as Proporções em Volume de Gay-Lussac)

As proporções em volume encontradas por Gay-Lussac caracterizam uma evidência experimental da realidade molecular, pois permitiu a análise do número de átomos presentes em determinadas moléculas. A Tabela abaixo apresenta os resultados encontrados:

Tabela 10. As proporções em Volume de Gay-Lussac¹³¹

Fórmula Química	Partes em Volume
H ₂ O	200 partes de hidrogênio e 100 de oxigênio
NH ₃	100 partes de nitrogênio e 300 de hidrogênio
NO	100 partes de nitrogênio e 100 de oxigênio
N ₂ O	100 partes de nitrogênio e 50 de oxigênio
NO ₂	100 partes de nitrogênio e 200 de oxigênio
CO ₂	100 partes de óxido carbônico (CO) e 50 de oxigênio
SO ₃	100 partes de gás sulfuroso (SO ₂) e 50 de oxigênio

Com estes resultados, Gay-Lussac sentiu a necessidade de criticar várias idéias de Dalton.

"De acordo com a idéia ingênua de Dalton, de que as combinações são formadas átomo por átomo, os vários compostos que duas substâncias podem formar seriam produzidos pela união de uma molécula de um com uma molécula de outro, ou com duas, ou com um número maior, mas sempre sem compostos intermediários"¹³².

Como conclusão do artigo de Gay-Lussac, são apresentados os pontos fundamentais de toda a discussão, principalmente a Lei das Proporções Múltiplas:

"Eu mostrei nesta Dissertação que os compostos de substâncias gasosas sempre se formam em proporções muito simples, e se representarmos um gás como a unidade, o outro será 1, ou 2, ou 3. *Estas proporções em volume não são observadas em substâncias sólidas ou líquidas*, mesmo quando consideramos os pesos, e formam uma nova prova de *que é somente no estado gasoso que as substâncias estão nas mesmas circunstâncias e obedecem a leis regulares*. É notável considerar que o gás amônia neutraliza exatamente seu próprio volume de gases ácidos; e é provável que se todos os ácidos e bases estiverem no estado gasoso, eles iriam se combinar em volumes iguais para produzir sais neutros. A capacidade de saturação de ácidos e bases

¹³¹ Gay-Lussac, " *Memoir on the Combination...* ", p. 10-13

¹³² Ibid., p. 23

medida em volume seria a mesma, e isso talvez possa ser a verdadeira maneira de determiná-la. A aparente contração de volume sofrida pelos gases na combinação é também facilmente relacionada ao volume de um deles, e esta propriedade é peculiar às substâncias gasosas"¹³³.

Gay-Lussac não tinha a idéia de "mol", já que esta nasceu com a proposta de Avogadro, anos depois, que trabalhou com os dados experimentais publicados pelo próprio Gay-Lussac. É interessante que apesar de possuir as condições de chegar às mesmas conclusões que Avogadro, o autor francês não vislumbrou esta idéia.

O fato dos gases se combinarem segundo proporções aritméticas é a grande contribuição de Gay-Lussac para a Química. Dalton já havia afirmado isso, mas chegou à resultados em alguns casos, como nos da água e da amônia.

Avogadro parte de muitos dos resultados de Gay-Lussac para escrever seu artigo onde lança a hipótese de que em um mesmo volume, mantidas as condições de pressão e temperatura, o número de moléculas é sempre o mesmo para qualquer gás.

Estavam lançados os alicerces para o entendimento da composição molecular da matéria a partir dos átomos.

3.4.3. A Influência das Idéias de Dalton e Gay-Lussac em Avogadro

Avogadro deu uma grande contribuição científica em seu artigo "*Ensaio sobre uma Maneira de Determinar as Massas Relativas das Moléculas Elementares dos Corpos, e as Proporções nas Quais elas Participam nestes Compostos*"¹³⁴. Esta contribuição não se restringe à sua conhecida hipótese, que levou à constante que leva o seu nome, mas, também, no que diz respeito à fundamentação do futuro conceito de molécula, e à diferenciação deste do conceito de átomo. Isto foi feito através de seu método de determinação das massas moleculares relativas.

Para que possamos discorrer sobre as proporções encontradas por Avogadro é importante que se procure apreender o que ele pensava ao utilizar o termo "molécula". Por

¹³³ Gay-Lussac, "Memoir on the Combination...", p. 24

¹³⁴ Avogadro, "Essay on a Manner of Determining the Relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the Proportions in Which they Enter into These Compounds", Journal de Physique, LXXIII. (1811), pp. 58-76., em "Foundations of Molecular Theory", Alembic Club Reprints, Edinburg, 1961, p.28-51.

exemplo: ao dizer apenas "*molécula*", Avogadro não distingue entre o que hoje conhecemos por átomos e moléculas¹³⁵ : "*molécula integral*" (em francês ele usou o termo *molécule intégrante*) diz respeito às moléculas em geral, mas é aplicada mais aos "compostos"; "*molécula constituinte*" é o nome das moléculas formadas a partir da união de átomos iguais, como N₂ , O₂ , etc.; "*molécula elementar*" é o nome referente aos átomos (ou elementos), como o concebemos modernamente.

A clara distinção entre "átomo" e "molécula", como conhecemos hoje em dia, só apareceu com Cannizzaro.

Feita esta distinção, podemos começar a discutir o trabalho de Avogadro, que foi fundamental para a Química. Ele começa seu artigo fazendo uma alusão ao trabalho de Gay-Lussac:

"M. Gay-Lussac mostrou em uma interessante Dissertação (Mémoires de la Société d'Arcueil, Tome II) que os gases sempre se unem numa proporção simples em volume, e que quando o resultado da união é um gás, seu volume é também relacionado de modo muito simples aos volumes dos seus componentes iniciais. *Mas as proporções quantitativas das substâncias parecem depender apenas do número relativo de moléculas que se combinam, e do número de moléculas compostas que se formam. Pode-se admitir que relações muito simples também existem entre os volumes das substâncias gasosas e o número das moléculas simples ou compostas que as formam*"¹³⁶.

Esta passagem histórica foi fundamental para a evolução da Química, e ilustra de modo claro como a adequada interpretação de resultados experimentais é importante. Avogadro, simplesmente baseado nas proporções em volume encontradas por Gay-Lussac, e utilizando sua capacidade de abstração, foi capaz de sugerir que por trás dessas proporções está sua famosa hipótese. Assim, se os dados obtidos por Gay-Lussac, foram fundamentais para as especulações de Avogadro, sem as elaborações mentais deste pensador, que conseguiu unir a observação macroscópica com a imaginação microscópica, a hipótese que leva o seu nome teria demorado mais tempo para aparecer e, certamente, levaria o nome de outro

¹³⁵ A importância desta questão foi apresentada em nota de rodapé da primeira página do artigo de Avogadro, pelos editores da Alembic Club Reprints.

¹³⁶ Avogadro, "*Essay on a Manner ...*", p. 28 (grifo nosso).

pensador que, elaborando processo lógico de mesmo calibre, emprestaria o seu nome à hipótese.

3.4.4. A Hipótese de Avogadro

Nem sempre a enorme importância desta hipótese revolucionária é ressaltada para os estudantes. Muito menos se mostra como ela surgiu. Até dá a impressão que tudo ocorreu, de certa forma, como em um “passe de mágica”.

Podemos chamar esta hipótese de revolucionária por dois motivos: em primeiro lugar, ela encanta pela beleza do procedimento lógico associado à capacidade de abstração; em segundo lugar, foi a partir de sua aceitação, em 1860, que os químicos da época chegaram a um comum acordo sobre a determinação das massas atômicas e moleculares¹³⁷ e que, portanto, as idéias das partículas, átomos e moléculas, foram definitivamente estabelecidas.

Leiamos as palavras de Avogadro:

"A primeira hipótese a ser apresentada, e aparentemente a única admissível, é a suposição de que o número de moléculas integrais em qualquer gás é sempre o mesmo para volumes iguais, ou sempre proporcional a seus volumes"¹³⁸.

Avogadro expôs a sua hipótese já nas primeiras linhas de seu ensaio. É interessante notar que *não há nenhuma referência* ao número $6,02 \times 10^{23}$, ao qual nunca chegou, se é que ele considerava possível determiná-lo.

A citação abaixo apresenta o seu método da determinação das massas moleculares, que é, essencialmente, a divisão da densidade de uma determinada substância em relação à densidade do hidrogênio. Este método só é válido devido à sua hipótese, pois se o número de partículas em um dado volume fosse variável, a massa relativa também seria.

"(...) sabendo que os números 1,10359 e 0,07321 expressam as densidades dos gases oxigênio e hidrogênio comparado com o ar atmosférico como unidade, e que a taxa dos dois números conseqüentemente

¹³⁷ Finney, M.S. "*História da Ciência: As principais correntes do pensamento científico*", Livraria do Globo, S.A., Porto Alegre, p. 378

¹³⁸ Avogadro, "*Essay on a Manner ...*", p.29 (grifo nosso)

representa a taxa entre as massas de volumes iguais destes dois gases, é possível determinar a massa relativa das moléculas de oxigênio e hidrogênio. Então a massa da molécula de oxigênio será aproximadamente 15 vezes maior que a massa da molécula de hidrogênio, ou, mais exatamente, 15,074 para 1. Da mesma maneira a massa da molécula de nitrogênio em relação à de hidrogênio é de 13,238 para 1, pois os valores de densidade são 0,96913 e 0,07321, respectivamente"¹³⁹.

Nota-se novamente a extrema influência dos trabalhos de Dalton, que já havia raciocinado de maneira semelhante em seu método de determinação das massas relativas. Esta evidência reitera nossa afirmação de que *a compreensão do pensamento de Dalton fornece a base para a compreensão de grande parte dos fundamentos da Química, não somente no que diz respeito aos átomos, mas também às moléculas.*

3.4.5. O Equívoco de Avogadro Sobre a Determinação das Massas Relativas

Veremos nesta seção que a idéia de divisão de molecular, que Avogadro apresentou em seu artigo, foi um equívoco que procurou conciliar alguns resultados experimentais com suas idéias teóricas. O mais curioso é que Avogadro *sabia* que as moléculas dos gases como oxigênio, nitrogênio e hidrogênio são formadas por *dois átomos*¹⁴⁰. Se ele tivesse considerado este fato em seus cálculos, teria encontrado valores corretos para as suas massas relativas.

No caso da formação da água, Avogadro afirmou que cada molécula de oxigênio une-se a duas moléculas de hidrogênio, tendo em vista que esta proporção é de 2:1, como observou Gay-Lussac, e não 1:1, como havia concluído Dalton. Temos, neste momento, o *princípio sobre a realidade molecular de Avogadro*, e é de extrema importância ressaltar que a origem destes raciocínios está na determinação experimental dos valores de densidade dos gases, associada à Lei das Proporções Múltiplas e, certamente, à Teoria Atômica de Dalton, que vimos ser muito mais profunda e abrangente do que indicam os livros-texto contemporâneos.

¹³⁹ Avogadro, "Essay on a Manner ...", p. 30

¹⁴⁰ Finney, M.S. "História da Ciência..." p.370-371

É preciso neste momento voltar a atenção para o valor de densidade do vapor de água, que segundo Gay-Lussac é de 0,625 g/dm³, e também para sua fórmula química, H₂O, pois foi com a posse destas informações que Avogadro se equivocou, ao aparentemente se “esquecer” de considerar que o gás hidrogênio é constituído por moléculas diatômicas. É óbvio que há uma razão muito mais profunda por trás deste equívoco, mas encontrá-la a partir do texto original pareceu-nos uma tarefa demasiadamente complexa, devido, exatamente, à obscura complexidade dos argumentos de Avogadro sobre este assunto.

Avogadro usou para a densidade do hidrogênio o valor de 0,0732 g/dm³. Dividindo o valor da densidade da água por este valor, obteve 8,5:

$$\frac{d \text{ H}_2\text{O}}{d \text{ H}_2} = \frac{0,625}{0,0732} \cong 8,5$$

Se tivesse considerado o caráter diatômico do hidrogênio, Avogadro teria chegado ao valor próximo do correto de massa relativa da água. Aliás, curiosamente ele chegou ao valor 17 mas concluiu que devia dividi-lo por 2, para conciliar suas concepções teóricas com os resultados experimentais que Gay-Lussac obteve, e sobre os quais ele trabalhou¹⁴¹.

3.4.6. As Massas Moleculares Relativas

Apesar do equívoco apresentado, Avogadro estabeleceu um método muito importante, que foi posteriormente aprimorado por Cannizzaro, transformando-o em ferramenta prática. A Tabela abaixo apresenta as massas moleculares relativas calculadas por Avogadro. Pelo apresentado acima, é mais razoável chamar estas massas relativas de densidades relativas.

Tabela 11. As Densidades Relativas (Massas Moleculares) de Avogadro¹⁴²

Substância	Densidade Relativa	Massa Molecular Atual
H ₂ O	8,58	18,01
NH ₃	8,12	17,03
NO	14,16	30,01
N ₂ O	20,78	44,01
SO ₂	30,94	64,06
SO ₃	38,48	80,06
CO	13,22	28,01
CO ₂	20,76	44,01
HCl	17,45	36,46
Cl ₂	32,82	70,91

¹⁴¹ Avogadro, *“Essay on a Manner...”*, p.34

¹⁴² Ibid., p. 30 – 45

É interessante observar que todos os valores de Avogadro são, aproximadamente, a metade dos valores das massas moleculares aceitas atualmente, devido exatamente à sua idéia de divisão molecular.

3.4.7. Acidez e Basicidade em Avogadro

O último assunto que Avogadro discutiu em seu artigo é a questão da “acidez” e “alcalinidade” de certas substâncias. Em suas palavras:

"M. Gay-Lussac suspeitou que a igualdade de volume entre os gases básicos e ácidos, que por sua união formam um sal neutro, pode ser geral. Podemos dizer, na nossa hipótese, que os sais neutros são compostos de ácido e base unidos molécula por molécula; mas tais considerações parecem opostas a este princípio geral. A idéia de acidez, alcalinidade e neutralidade, que ainda parece a mim a mais adequada ao fenômeno, é aquela que eu coloquei na minha Dissertação sobre este assunto (*Journal de Physique*, tome *LXIX*). De acordo com isso, *todas as substâncias formam entre si uma série, na qual elas assumem a parte do ácido ou da base, uma em relação à outra; e esta série é a mesma que aquela dependente da eletricidade positiva ou negativa que se desenvolve pelo contato mútuo*"¹⁴³.

Já se sabia que a reação entre um ácido e uma base leva à formação de um sal. Um outro aspecto muito interessante é a “oxigenicidade” dos ácidos, termo introduzido por Avogadro e que ainda nos dias de hoje é utilizado na avaliação da “força” de ácidos que contém oxigênio:

"Eu expresso pelo termo *oxigenicidade* a propriedade em virtude da qual as substâncias são classificadas nesta escala, colocando primeiro aquelas que atuam como ácidos em relação às outras. Nesta escala há um ponto onde as substâncias são classificadas como *neutras*, acima deste são absolutamente ácidas, e abaixo são alcalinas, quando seu estado de agregação permite que elas exibam estas qualidades. Finalmente, substâncias compostas ocupam nesta escala um lugar intermediário entre os elementos dos quais são formadas, considerando para o grau de oxigenicidade a proporção em peso destas substâncias constituintes; *então uma substância neutra resulta da combinação de duas substâncias, uma ácida, e a outra alcalina, em uma certa proporção*"¹⁴⁴.

¹⁴³ Avogadro, "Essay on a Manner..." , p. 48

¹⁴⁴ Ibid., p. 48-49

A escala citada acima não foi apresentada no artigo que estamos discutindo, mas é interessante notar que o critério de acidez escolhido foi a “oxigenicidade”, e de fato ainda vemos em cursos de Química a classificação da força de oxiácidos a partir do número de átomos de oxigênio que o ácido em questão possui. A oxigenicidade foi discutida para um par de ácidos e um par de bases:

"De acordo com esta teoria [*i.e.*, a *oxigenicidade*], é evidente que se a oxigenicidade de dois ácidos e duas bases que se combinam respectivamente em pares não é extremamente diferente, e, se ao mesmo tempo, a massa da molécula de um dos ácidos não está em uma proporção diferente em relação à sua base do que o outro ácido em relação à sua própria base, a relação entre o número de moléculas que causam a neutralidade será a mesma em ambos os compostos"¹⁴⁵.

Ou seja, a neutralidade do sal formado a partir da reação entre o ácido e a base depende da estequiometria da reação, e Avogadro já sabia que nem todas as reações de neutralização ocorrem na proporção de 1:1. Desta maneira, concluímos a discussão sobre o seu pensamento, reiterando a extrema importância de sua famosa hipótese. Cannizzaro partiu justamente desta hipótese para aperfeiçoar o método de determinação das massas relativas.

3.4.8. Cannizzaro e a Solução para o Problema da Determinação das Massas Moleculares

No artigo “*Esboço de um Curso de Filosofia Química*”¹⁴⁶, Cannizzaro trabalhou com a determinação das massas relativas, especialmente para sólidos e líquidos, mas também para alguns gases. Neste artigo, o aspecto biatômico da molécula de hidrogênio é, de fato, considerado.

O método de determinação das massas de Cannizzaro é similar ao de Avogadro: comparação entre os valores de densidade dos gases. No caso de substâncias sólidas e líquidas, a comparação é feita entre as densidades de seus vapores, em relação à densidade

¹⁴⁵ Avogadro, “*Essay on a Manner...*”, p. 50

¹⁴⁶ Cannizzaro, “*Sketch of a Course of Chemical Philosophy*” (1858). Este artigo foi encontrado no site: webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta, em pesquisa realizada no dia 24/12/2002, às 22:45h

do gás hidrogênio. Desta maneira, o método de Cannizzaro conseguiu determinar massas de moléculas inéditas até então:

"Eu assumo que o estudo dos vários compostos começou pela determinação dos pesos das moléculas, *i.e.*, suas densidades no estado gasoso"¹⁴⁷.

A principal inovação de Cannizzaro diz respeito à molécula de hidrogênio, pois ele sabia que se tratava de uma molécula biatômica e usou adequadamente esta informação. Assim, usou como referência a metade da massa total do gás hidrogênio, que é de duas unidades de massa e não uma unidade, como fez Avogadro de modo "equivocado". Assim, a referência final para as massas relativas passou a ser *a metade da massa relativa das moléculas do gás hidrogênio*, quer dizer, passou a ser a massa relativa do átomo de hidrogênio, considerada igual a 1. A Tabela abaixo apresenta as principais massas relativas determinadas por Cannizzaro. É importante notar a extrema concordância dos resultados quando comparados aos valores calculados com as massas moleculares aceitas atualmente:

Tabela 12. As Massas Relativas de Cannizzaro¹⁴⁸

Substância	Massa Relativa	Massa Molecular Atual
H ₂	2	2,02
N ₂	28	28,01
O ₂	32	32,00
Cl ₂	71	70,90
Br ₂	160	159,81
I ₂	300	253,81
NH ₃	17	17,03
CO	28	28,01
CO ₂	44	44,01
CS ₂	76	76,13
CH ₄	16	16,04
H ₂ O	18	18,01
H ₂ S	34	34,08

A maioria das moléculas acima já haviam sido estudadas por Avogadro, mas vimos que todos os seus valores estavam afetados por um fator 2, devido ao fato de considerar a massa da molécula de hidrogênio como sendo igual a uma unidade. Cannizzaro percebeu que havia um equívoco neste caso e o corrigiu.

¹⁴⁷ Cannizzaro, "*Sketch of a Course...*" p.4

¹⁴⁸ Ibid., p.4-8

Este pequeno impasse mostra a dificuldade de se relacionar os resultados experimentais com a realidade microscópica da matéria, pois até mesmo Avogadro se confundiu quando realizou suas determinações de massas relativas. Vimos que Dalton também cometeu alguns equívocos.

Se houver a possibilidade de transmitir aos alunos essas informações, certamente eles assumirão uma nova postura frente ao Conhecimento, pois perceberão que em Ciência o erro, muitas vezes, é tão importante quanto o acerto, no sentido de que ambos podem abrir novos horizontes e permitir novas descobertas. Não se pode esquecer, nunca, de que a Ciência é construída por seres humanos e, portanto, nela estão refletidas tanto os acertos quanto os equívocos da humanidade.

Cannizzaro também determinou as massas moleculares relativas de substâncias contendo halogênios, como indica a Tabela abaixo:

Tabela 13. As massas moleculares relativas de Cannizzaro (substâncias contendo halogênios) comparadas com os valores atualmente aceitos¹⁴⁹.

Substância	Valores de Cannizzaro	Massas Moleculares (Valores Atuais)
HCl	36,5	36,46
HBr	81	80,92
HI	128	127,91
BCl ₃	117,5	117,17
PCl ₃	138,5	137,33
TiCl ₄	198	189,71
SiCl ₄	170	169,89
ZrCl ₄	231	233,03
HgCl	235,5	235,95
HgCl ₂	271	271,41
HgBr	280	280,40
HgBr ₂	360	360,31
HgI	327	327,40
HgI ₂	454	454,31
KCl	74,5	74,54
NaCl	58,5	58,44
AgCl	143,5	143,32
ZnCl ₂	134	136,28
SnCl ₂	188,6	189,51
MnCl ₂	126	125,84
PbCl ₂	278	278,11
MgCl ₂	95	95,21
CaCl ₂	111	110,99

¹⁴⁹ Cannizzaro, "Sketch of a Course...", p.11-13 e p.2-6 (Parte 2)

Portanto, Cannizzaro demonstrou a validade da Hipótese de Avogadro, que é a base da determinação das massas moleculares, tendo em vista que as comparações entre as massas relativas só puderam ser realizadas considerando o mesmo número de moléculas em um dado volume, pois se não fosse assim, os valores relativos encontrados perderiam seu significado químico. No Congresso de Karlsruhe, Cannizzaro foi capaz de convencer seus colegas sobre a viabilidade de suas idéias, estabelecendo um marco na história da Química¹⁵⁰.

É interessante frisar aqui a preocupação de Cannizzaro em ensinar os conceitos de átomo e de molécula aos seus alunos, pois não se tratava de uma nítida “obviedade”, como nos dias de hoje. Na época, a distância entre os conceitos de átomo e molécula não era ainda tão significativa como nos dias de hoje.

Cannizzaro, para facilitar o entendimento por parte de seus alunos, propôs um interessante exercício de abstração:

*“Para fixar os valores de massa adequadamente na mente dos alunos, eu recorri a um artifício muito simples: eu disse a eles, ‘suponham que metade da molécula de hidrogênio pese um milionésimo de miligrama, então todos os números da tabela acima tornam-se números concretos, expressando o milionésimo de miligrama como o peso concreto das moléculas e seus componentes: a mesma coisa aconteceria se a unidade comum tivesse qualquer outro valor’, e então eu permito aos alunos a aquisição de uma concepção clara sobre a comparação entre os números, qualquer que seja o valor concreto da unidade comum”*¹⁵¹.

Com o artifício de considerar a unidade de massa atômica como sendo um milionésimo de miligrama, Cannizzaro ensinou aos seus alunos que os números referentes às massas das moléculas podem ser pensados como números concretos e perfeitamente definidos. Realmente esta é ainda hoje uma grande dificuldade na assimilação deste conceito. Pelo interesse em educar mostrado por Cannizzaro, podemos imaginar que gradativamente seus alunos foram levados a compreender o fato de que quantidades diferentes do mesmo elemento (*i.e.*, um ou mais átomos deste elemento presente em uma determinada molécula,

¹⁵⁰ Finney, M.S., *“História da Ciência: As principais correntes do pensamento científico”*, Livraria do Globo, S.S., Porto Alegre, p. 378

¹⁵¹ Cannizzaro, *“Sketch of a Course...”*, p. 4-5 (grifo nosso)

como no caso do átomo de hidrogênio, presente nas seguintes moléculas: H_2O , NH_3 , HBr , etc.) são todas múltiplas da mesma quantidade.

É interessante notar que, para Cannizzaro, o átomo não parece ser apenas um pequeno corpúsculo imaginário, embora não possamos afirmar isto com plena certeza. Tem-se, no entanto, a impressão de que sua concepção de átomo e de molécula considera a existência de entidades microscópicas reais, fato que pode ser demonstrado pela Lei dos Átomos, como veremos a seguir. Não sabemos se isto é um reflexo de seus escritos, onde tenta mostrar aos alunos as suas idéias e, portanto as simplifica, ou se é a sua concepção íntima sobre o assunto. De qualquer maneira, esta indagação pode desencadear longas reflexões sobre este tema.

Em face de tudo o que vimos até aqui, podemos estabelecer uma relação *íntima* entre as idéias de Dalton, Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro: todos eles buscaram entender o microcosmo através de resultados experimentais, interpretados *filosoficamente*.

Vejamos mais algumas palavras de Cannizzaro a respeito do átomo, onde ele o distingue, claramente, de molécula:

"(...) *pode-se afirmar que para a menor quantidade de cada elemento que participa como um todo nas moléculas pode ser dado com razão o nome de átomo*. Então, para se encontrar o peso atômico de cada elemento, é necessário antes de tudo conhecer o peso de todas as partes maiores das moléculas nas quais os átomos estão contidos e também a composição destas moléculas"¹⁵².

Então, partindo da consideração de que o valor de massa de um determinado átomo é constante, foi possível encontrar as massas de novas moléculas *sem necessariamente saber o valor da densidade de seu vapor, e esta é uma grande inovação*, pois até agora vimos que todas as massas moleculares foram calculadas a partir do valor de densidade dos vapores correspondentes. Afirmando que a massa de um determinado átomo é constante, e que independente da molécula na qual ele participa, Cannizzaro está *revolucionando o método de determinação de massas moleculares*, pois torna-se necessário apenas saber a massa relativa dos átomos para se determinar as das moléculas. *Esta Lei é chamada Lei dos*

¹⁵² Cannizzaro, "Sketch of a Course...", p. 7 (grifo nosso).

Átomos, que engloba a Lei das Proporções Múltiplas, discutida por Dalton e seguida por Gay-Lussac e Avogadro:

"A lei por mim denominada de Lei dos Átomos, contém em si a Lei das Proporções Múltiplas e também a lei que diz respeito às relações simples entre os volumes, que eu demonstrei amplamente em minha conferência. Depois disso tornou-se mais fácil explicar como, expressando por *símbolos as diferentes massas atômicas dos vários elementos*, é possível expressar em termos de *fórmula* a composição de suas moléculas e seus compostos"¹⁵³.

Nota-se que Cannizzaro preocupou-se em fazer uma claríssima distinção entre o conceito de átomo e o conceito de molécula:

"(...) eu faço uma pequena pausa para tornar familiar aos meus alunos a transição entre a determinação das massas através dos valores dos volumes gasosos para *a determinação pelas próprias moléculas*, o primeiro expressando diretamente o fato e o segundo interpretando-o. *Acima de tudo, eu estudei um meio de implantar em suas mentes a total diferença entre molécula e átomo*"¹⁵⁴.

De fato, um grande esforço foi realizado para deixar bem clara a diferença entre átomo e molécula. Vimos que nem mesmo Avogadro tinha em mente esta clara diferenciação. Em termos experimentais, a grande inovação é *a determinação das massas moleculares a partir de seus próprios elementos, visto que a massa de um mesmo átomo é constante, e possui o mesmo valor em qualquer molécula em que ele estiver*. No caso do carbono, C é o valor constante de massa, igual a 12. A única limitação de não se saber o valor da densidade do vapor de carbono é que não é possível saber o número de átomos que sua molécula possui, como se sabe no caso do H_2 , N_2 , O_2 , etc. Cannizzaro considerou apenas que a fórmula química da "molécula" de carbono é C_n .

"Se um grande número de compostos de carbono for volátil, os pesos das moléculas e sua composição podem ser comparados, e observa-se que as quantidades de carbono são sempre múltiplos inteiros de 12, e esta quantidade é então denominada átomo de carbono e expressa pelo símbolo C; mas como não podemos

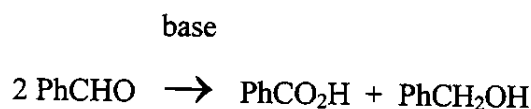
¹⁵³ Cannizzaro, "Sketch of a Course...", p. 7

¹⁵⁴ Ibid.

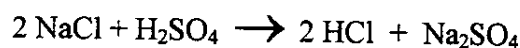
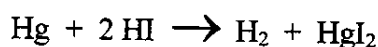
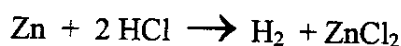
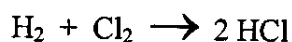
determinar a densidade do vapor de carbono livre, não temos um meio de saber o peso de sua molécula, e então não podemos saber quantos átomos ela contém"¹⁵⁵.

3.4.9. Algumas Reações Químicas Estudadas por Cannizzaro

Há um número considerável de reações químicas que foram discutidas no artigo de Cannizzaro, e que serão transcritas, pois ilustram de maneira muito clara seu conhecimento em Química. No entanto, em seu artigo, não há nenhuma referência à célebre "Reação de Cannizzaro", na qual metade da quantidade de aldeído benzóico se oxida a ácido benzóico e a outra metade se reduz ao álcool benzílico¹⁵⁶. Para facilitar, utilizaremos o símbolo Ph, que representa o anel aromático:



Abaixo estão outros exemplos mais representativos, referentes a reações inorgânicas¹⁵⁷. As equações estão escritas segundo a notação de Cannizzaro:



¹⁵⁵ Cannizzaro, "*Sketch of a Course...*", p. 7-8 (grifo nosso)

¹⁵⁶ www.chempensoftware.com/reactions/RXN044.htm, pesquisa realizada em 02/01/2003, às 13:35h

¹⁵⁷ Cannizzaro, "*Sketch of a Course...*", p. 1-5 (Parte 3)

É fácil perceber que Cannizzaro foi um cientista de grande envergadura. No entanto, para evitar uma excessiva complexidade na discussão, optamos apenas por apresentar algumas poucas reações. Além disso, talvez a maior contribuição de Cannizzaro como químico seja a defesa da Hipótese de Avogadro, que é, por sua vez, a base para a determinação das massas moleculares relativas. Vimos que este método foi aceito pelos químicos de sua época, fornecendo resultados concordantes com os aceitos nos dias de hoje.

4. Conclusões

O desenvolvimento do presente trabalho levou-nos a perceber com mais clareza vários aspectos da criação em Ciência e do desenvolvimento científico.

De início podemos dizer que o despontar de um cientista, dentro de um grupo de indivíduos, ocorre por efeito de várias causas. Algumas não podemos entendê-las, por serem, no indivíduo, aparentemente de caráter interior, que chamamos, para efeito de simplicidade, no resumo que consta do início desta dissertação, como “semente” da atitude científica. Outras estão relacionadas com o meio circundante, como a família, a escola, a vizinhança, as podemos supor que não é possível obter brilhantes cientistas apenas pelo treino e pela informação, mas, por outro lado, se não nos dedicarmos, no que tange ao ensino, a cultivar o ensino das Ciências de modo adequado, perderemos a oportunidade de fazermos brotar a “semente” daqueles indivíduos promissores. Por outro lado, passando aos estudantes o conhecimento científico de modo amplo, adequado e multidisciplinar, influenciaremos o grupo como um todo, uns alunos mais e outros menos, mas todos, de algum modo, receberão a mensagem do conhecimento. Deste modo, se não tivermos como resultado cientistas brilhantes, poderemos ter profissionais competentes nas diversas áreas do conhecimento e das atividades humanas, por formarmos cidadãos com visão mais ampla da sociedade, da natureza e do universo.

O aparecimento de indivíduos como Dalton, Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro, dentre outros, apenas para citar os estudados neste trabalho, são quase que fatos pontuais na história. Porém, são fatos pontuais que conduzem a sociedade humana a mudanças de grande significado. Podemos até imaginar que, cada um sendo um ponto, a união do trabalho deles leva à formação de retas, de planos, de poliedros que conduzem a humanidade para o progresso. Este pensamento leva à óbvia conclusão de que o progresso se faz muito mais pela interação e, de certo modo, pela colaboração e pela complementação, mesmo que este processo não seja contemporâneo, do que pela competição. Isto pôde ser claramente visto nas leituras feitas.

Nesta linha de raciocínio devemos, em nossa atuação como professores, levar aos estudantes não só conteúdos de conhecimentos, mas, também, exemplo de comportamento

perante os colegas, a sociedade, a natureza, abrindo-lhes os olhos para novas dimensões do universo, onde não cabe o preconceito, onde há sempre fatos novos a entender, sempre em benefício da humanidade.

Os exemplos de atividades, colocados nos adendos, trazem minúscula, podemos dizer atômica, contribuição para a implementação de tal procedimento. Muito há o que entender, ainda, sobre este processo. Muito há para fazer.

De certo modo, podemos dizer que Cannizzaro entendeu em boa parte a importância do estímulo escolar adequado, para o ensino da Ciência, no caso da Química, daí a sua dedicação e a sua seriedade naquilo que a isso se refere. Também, a sua preocupação com a sociedade e a sua atuação dentro dela como homem, preocupado com o ser humano, reforçam esta opinião.

5. Perspectivas

Esta modesta dissertação abre para nós um amplo horizonte de atividades, ao desafiar-nos para um melhor entendimento de como deve ser feito o ensino de Ciência, e particularmente de Química (vista de modo multidisciplinar). A compreensão da situação e do momento em que vivemos, a percepção do interesse dos estudantes, a necessidade de criar estímulos adequados em forma de discussões, textos e atividades práticas, além da visão ampla do conhecimento humano são desafios permanentes para todo professor.

Assim, como perspectivas para continuação deste trabalho, sentimos a necessidade de aplicarmos as idéias expostas na atividade prática junto a estudantes, seja do ensino fundamental, do grau médio ou mesmo de universidade. Em associação com esta atividade, a continuidade do estudo iniciado nesta dissertação é essencial, para que a visão sobre o assunto possa se ampliar mais e mais, com reflexos no nosso modo de ensinar. Talvez, como processo natural, o desenvolvimento de uma tese de doutorado na área, como forma de ampliar mais as idéias e aprofundar o conhecimento, seja algo a fazer.

A curto espaço, pensamos em aplicar as sugestões de atividades indicadas nos adendos para estudantes de ensino fundamental e de grau médio, a fim de verificar os efeitos obtidos.

6. Referências Bibliográficas

- [1] Oliver, Martin. *"História Ilustrada da Filosofia"*, Editora Manole, São Paulo, 1998
- [2] Duveen, D.I., Klickstein, H.S., *J.Chem.Edu.*, **32**, 333 (1955)
- [3] Vinci de Moraes, José Geraldo. *"História Geral Contemporânea (Séculos XVII-XX)"*, Fundação Alexandre de Gusmão, Brasília, 2ª edição, 2002
- [4] www.quaker.org , pesquisa realizada em 12/12/2002, às 12:12h
- [5] www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Dalton.html , pesquisa realizada em 20/10/2002, às 19:35h
- [6] rylibweb.man.ac.uk/dalton , pesquisa realizada em 18/09/2002 , às 13:33h
- [7] Elliot, T.E., *J.Chem. Edu.* **30**, 569 (1953)
- [8] Hopwood, A., *J. Chem. Edu.* **3**, 487 (1925)
- [9] Trackray, A. *"Atoms and Powers"*, Harvard University Press, Cambridge, Massachussetts, 1970, p.255
- [10] www.pourlemerite.org/peace/josephlouisgay-lussac.html , pesquisa realizada em 13/09/2002, às 8:42h.
- [11] Goldwhite, Harold., *J.Chem. Edu.*, **55**, 366 (1978)
- [12] physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Thermodynamics/Eudiometer/Eudiometer.html , pesquisa realizada em 17/5/2003, às 15:46h.
- [13] www.accademiaxl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=15, pesquisa realizada em 26/04/2003, às 14:46h
- [14] Lipeles, E.S., *J.Chem.Edu.*, **60**, 127 (1983)
- [15] www.accademiaxl.it/biblioteca/virtuale/percorsi/testi/percorsi.asp?page=16, pesquisa realizada em 22/07/2003, às 13:16h
- [16] Finney. M.S. *"História da Ciência: As principais correntes do pensamento científico"* Livraria do Globo, S.A., Porto Alegre, p. 378
- [17] John Dalton, *"Meteorological Observations and Essays"*, Second Edition, Manchester, 1834. A primeira edição deste livro foi publicada em 1793.
- [18] Maar, J.H., *"Pequena História da Química – Primeira Parte: Dos Primórdios a Lavoisier"* Editora Papa-Livro, Florianópolis, 1999

- [19] www.astro.uu.se/history/Celsius_eng.html , pesquisa realizada em 13/5/2003 , às 13:40h
- [20] John Dalton, John Dalton, "*A New System of Chemical Philosophy*" , VOLUME 1 , 1808 , The Citadel Press, New York, 1964, by Philosophical Library Inc
- [21] <http://www.educar.org/inventos/OtrosInventos.asp> , pesquisa realizada em 17/08/2003, às 6:01h
- [22] <http://ar.geocities.com/experiment/Exp12.htm> pesquisa realizada em 15/09/2003 , às 1:01h
- [23] www-gap.dcs.st-and.ac.uk/~history/Mathematicians/Halley.html , pesquisa realizada em 12/04/2004 , às 16:01h
- [24] Resnick – Halliday , *Física*, parte 1, 1969, p.85 – 92
- [25] John Dalton, "*Experimental Enquiry in to the Proportion of the Several Gases or Elastic Fluids, Constituting the Atmosphere*", 1802, in *Foundations of Atomic Theory*, Alembic Club Reprints, Re-issue edition, Edinburg, 1969
- [26] whatis.techtarget.com/definition/0,,sid9_gci538340,00.html , pesquisa realizada em 01/02/2003, às 8:50h
- [27] webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/archema.html, pesquisa realizada em 01/07/2003, às 9:50h
- [28] physics.kenyon.edu/EarlyApparatus/Thermodynamics/Eudiometer/Eudiometer.html , pesquisa realizada em 23/05/2003, às 11:50h
- [29] John Dalton, "*On The Absorption of Gases By Water and Other Liquids*", 1803, in *Foundations of Atomic Theory*, Alembic Club Reprints, Re-issue edition, Edinburg , 1969
- [30] Vidal, B., *História da Química*", Edições 70, Lisboa, p.52
- [31] Reale. G. "Para uma Nova Interpretação de Platão", Editora Loyola, 1997, p.448-451
- [32] Platão, "*Timeu*" 47 E 3 ; trecho extraído de Reale, G., cf. nota anterior.
- [33] Avogadro, "*Essay on a Manner of Determining the Relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the Proportions in Which they Enter into These Compounds*" , Journal de Physique, LXXIII. (1811), pp. 58-76., in "*Foundations of Molecular Theory*", Alembic Club Reprints, Edinburg, 1961
- [34] Dicionário grego-português & português-grego, Porto Editora, 1997

- [35] John Dalton, "*On the Constitution of the atmosphere*", Robert Downie Fine Books Ltd., 1826
- [36] www.newton.cam.ac.uk/newtlife.html , pesquisa realizada em 17/05/2002, às 17:09h
- [37] Isaac Newton, "*The Principia*", Proposition XXIII, Book II, 3rd Edition, 1726, p.195 (arquivo pdf encontrado no site : vorlon.ces.cwru.edu/~ames/principia/principia.pdf, pesquisa realizada no dia 15/09/2002, às 16:17h)
- [38] John Dalton, "*A New System of Chemical Philosophy - VOLUME 2*", William Dawson & Sons Ltd., 1827, London, p.353
- [39] Gay-Lussac, "*Memoir on the Combination of Gaseous Substances with Each Other*", *Memóires de la Société d'Arcueil*, II. (1809), pp. 207-234. Este artigo foi compilado em "*Foundations of Molecular Theory*", Alembic Club Reprints, Edinburg, 1961
- [40] Cannizzaro, "*Sketch of a Course of Chemical Philosophy*" (1858). Este artigo foi encontrado no site: webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta , em pesquisa realizada no dia 24/12/2002 , às 22:45h
- [41] www.chempensoftware.com/reactions/RXN044.htm , pesquisa realizada em 02/01/2003 , às 13:35h

7. Adendos

PROPOSTAS DE ATIVIDADES COM ESTUDANTES EM CLASSE

Devemos esclarecer que as propostas abaixo são apenas exemplos resumidos que podem, e a rigor devem ser muito ampliados pelos professores para que haja bom aproveitamento pelos alunos. Não deve ser esquecida, no entanto, que as conclusões em que se chega, em algumas das propostas, são válidas para a época de Dalton não se aplicando, necessariamente dentro dos conceitos atuais. Mesmo assim, o exercício feito com os estudantes é de grande valor.

Estas propostas podem ser aplicadas em vários níveis de ensino, do primeiro grau à universidade. O modo de apresentação e a profundidade da discussão dependerão do amadurecimento do grupo de estudantes e do desempenho do professor. Para isso, o professor deverá fazer um roteiro para se balizar, embora as sua capacidade improvisação associada à sua liderança, sejam fundamentais para o bom andamento do trabalho com os estudantes.

O estímulo, o direcionamento da discussão, o aproveitamento das “deixas” criadas pelos alunos, a visualização ao mesmo tempo, do estado geral da discussão e de particularidades dos estudantes, são vitais para que o ambiente de criação seja amplo.

PROPOSTA DE TRABALHO 1.

Trabalhando com um balão

Neste experimento, usando um balão de borracha, ou uma bexiga como alguns dizem, o professor pode trabalhar: com os conceitos de fluido, entendendo esta palavra segundo as terminologias atual e antiga; com o de pressão; com a idéia que existia já antes de Dalton de que as “partículas mínimas” de um gás se repelem etc. Aproveitando o conteúdo já apresentado no corpo desta dissertação, adicionando as informações aqui colocadas e usando a sua própria competência, o professor poderá tirar muito proveito deste experimento, despertando o interesse dos estudantes, motivando-os e instruindo-os. Um dos aspectos mais importantes deste trabalho é o exercício de associação do micro com o macrocosmo, ligando este conteúdo com a informação de que para perquirirmos a Natureza é mais importante a observação minuciosa e a abstração do que o uso de aparelhos complicados.

O material a ser usado é um balão de borracha.

Aparece a primeira pergunta: - Os antigos “cientistas” tinham balões de borracha como este?

-Certamente que não. Tinham, no entanto, bexigas de porcos ou de outros animais que podiam usar do mesmo modo. Se usaram, ou não, não sabemos.

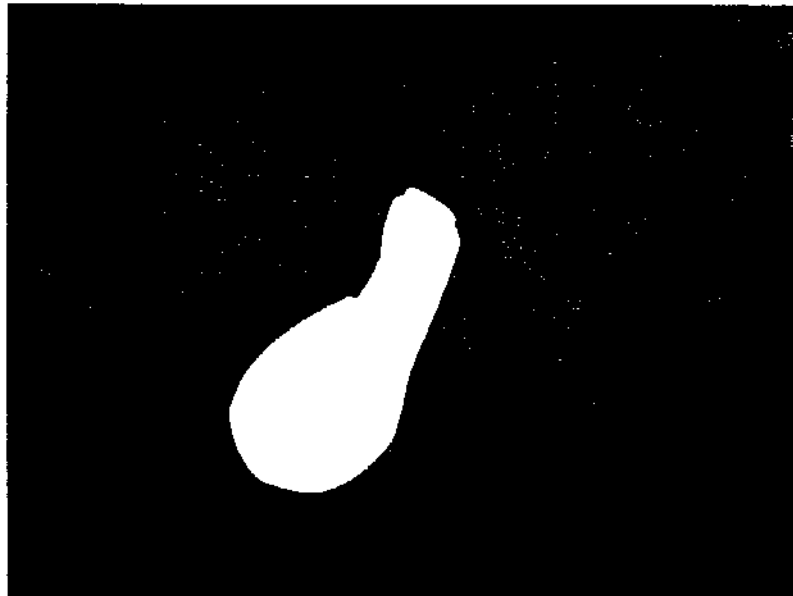


Figura 1. Balão de borracha vazio.

Pegando nas mãos o balão vazio, verificamos que o material que o compõe é elástico, isto é, pode se estender e se contrair, e que não está esticado.

Enchendo o balão com ar percebemos que o material do balão se estica para poder conter o ar que nele é introduzido. Se segurarmos a boca do balão cuidadosamente e liberarmos o ar lentamente, percebemos que o mesmo flui à medida que o vamos liberando. Se colocarmos a outra mão no caminho do ar que escapa perceberemos que ele tem uma “certa consistência” e que “flui” ... portanto... é um *fluido*.

O professor não deve dar as respostas prontas e mesmo os experimentos devem ser propostos de modo que os alunos tenham a possibilidade em propô-los, pelo menos em parte. Um professor hábil pode induzir os alunos na direção que deseja, fazendo-os crer, no final, que eles, sozinhos, ou quase, traçaram a rota e chegaram às conclusões.

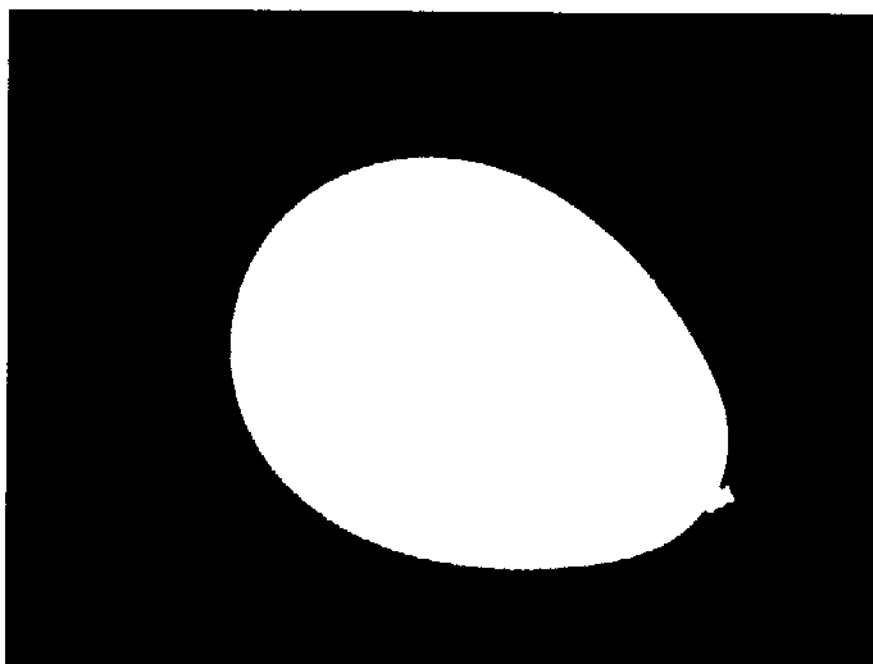


Figura 2. Balão de borracha cheio de ar.

Amarrando firmemente a boca do balão evita-se, obviamente, que o ar saia. O balão adquire a forma ovóide característica, como pode ser visto na figura 2. Esta forma é resultante da ação do gás, da ação da atmosfera e da ação do próprio material do qual é constituído o balão.

Comprimindo o balão com as mãos, como está ilustrado na figura 3, este cede sob a pressão imposta, contraindo-se e deformando-se. A pressão total sobre ele aplicada é igual à atmosférica local mais a aplicada com as mãos.

Ao comprimir o balão cheio de ar com as mãos, percebe-se que o mesmo resiste à ação sobre ele aplicada. É como se internamente existissem molas que impedem a compressão. Fica evidente, e o professor deverá levar os alunos a fazer estas observações e conclusões, que o conteúdo que está no balão pressiona de dentro para fora. Sendo o ar (gás que está dentro do balão) constituído de “partículas diminutas”. Pode-se então concluir que estas devem se repelir mutuamente para que possa aparecer, macroscopicamente, o efeito da pressão interna no balão, em oposição à pressão externa.

Se estivéssemos vivendo da época de Dalton, seguindo a nomenclatura de então, poderíamos pensar da seguinte forma: Ao cessar a ação externa com as mãos sobre o balão, este volta à sua posição anterior (figura 4). É como se no interior do balão houvesse uma

“substância elástica”. Se o que está lá dentro é um fluido, este fluido tem propriedades elásticas. Assim podemos chamá-lo de fluido elástico, *segundo os conceitos daquele tempo*.

Chegamos, deste modo, observando o comportamento macroscópico de um gás, à *nomenclatura que se usava antigamente* para designar os gases.

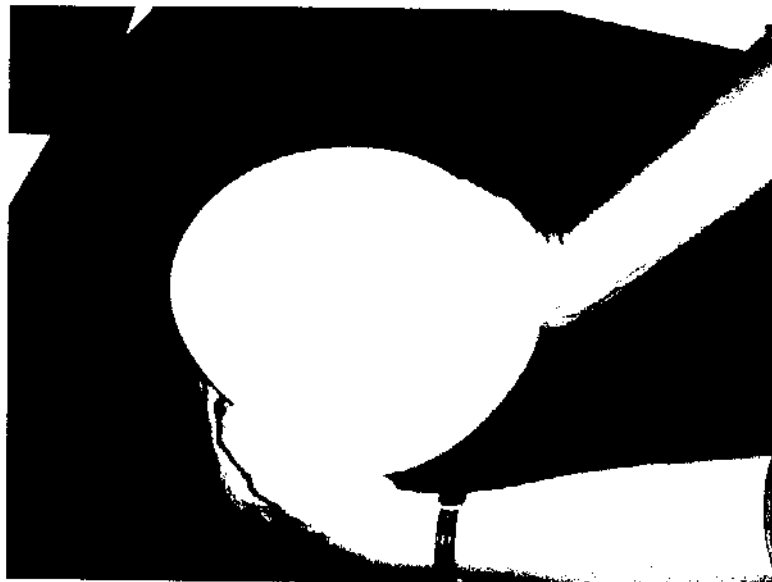


Figura 3. Balão de borracha cheio de ar sendo comprimido com as mãos.

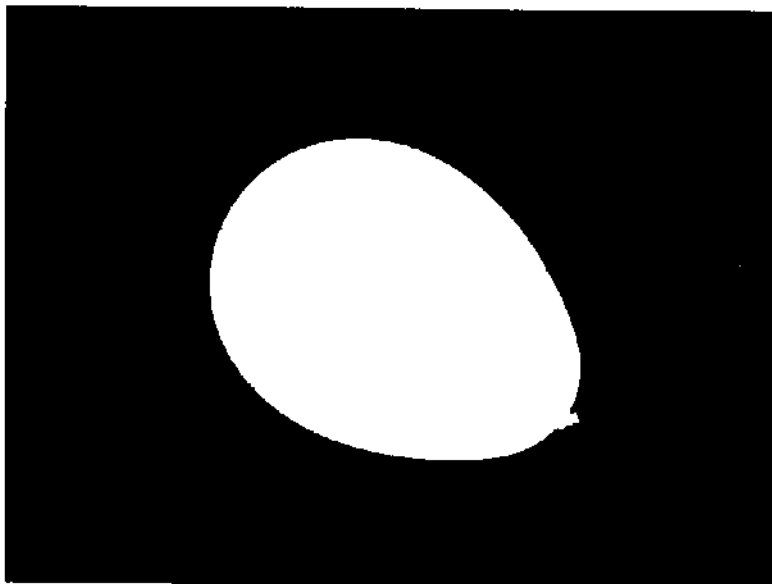


Figura 4. Balão de borracha cheio de ar após cessar a compressão com as mãos.

PROPOSTA DE TRABALHO 2.

Trabalhando com uma seringa

Este experimento é uma variante do anterior. Em lugar do balão usamos uma seringa. No presente caso usamos uma seringa de vidro, mas uma de plástico é, também, adequada. Usando uma seringa de vidro deve-se lubrificar o êmbolo com um óleo ou graxa fina para evitar que, ao fazer o experimento, o ar saia por entre ele e as paredes.

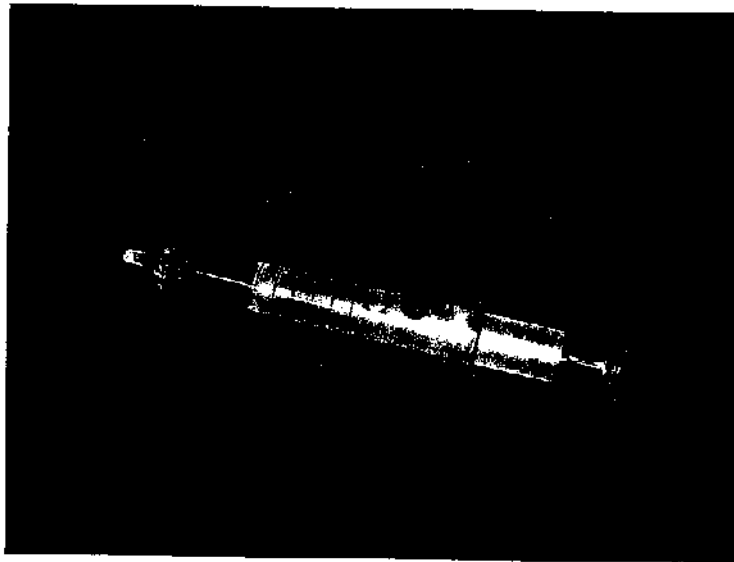


Figura 1. Seringa de vidro

Ao pressionarmos e puxarmos intermitentemente o êmbolo percebemos pelo ruído e pela própria resistência que se opõem ao movimento, que algo entra e sai da seringa. Obviamente este algo é o ar. Ao expulsarmos o ar da seringa, se colocarmos a mão na frente do orifício de saída, perceberemos a fluidez do mesmo e, como no experimento 1, chegaremos à conclusão óbvia de que o ar é um fluido, *como se considerava antigamente*.

Tampando o orifício de saída da seringa com um dedo, estando o êmbolo estendido, ao tentarmos pressionar o ar interno, percebemos, como no caso do balão, que este resiste à compressão, voltando à posição anterior, evidenciando um comportamento elástico (se sair ar

entre o êmbolo e as paredes o retorno do êmbolo não será total). Daí pode-se entender, também, a antiga nomenclatura de fluido elástico.



Figura 2. Tapa-se a saída da seringa usando um dedo.



Figura 3. Tampando a saída da seringa e pressionando o êmbolo.



Figura 4. Soltando o êmbolo, este volta à posição anterior.

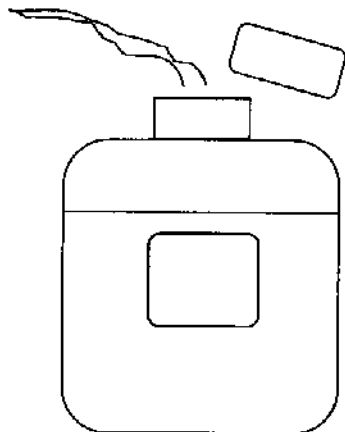
Por este experimento, assim como no anterior, trabalhando adequadamente os resultados observados pode-se chegar à conclusão de que as “partículas” de um gás se repelem mutuamente.

Também, podemos chegar a esta mesma conclusão apenas observado o ar que nos rodeia. O que aconteceria se as “partículas” do ar se atraíssem mutuamente?...

Dependendo da intensidade desta atração, o ar se condensaria. Obviamente, deixaria de ser gás, passando para a fase líquida ou sólida... Não haveria atmosfera na Terra.

Este experimento com a seringa pode ser usado, também, para mostrar experimentalmente aos alunos que a pressão interna de um gás aumenta com a diminuição do volume (são inversamente proporcionais).

PROPOSTA DE TRABALHO 3.

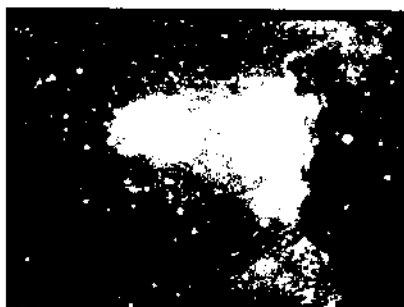


Trabalhando com perfume

Nesta proposta de trabalho o professor poderá usar um frasco contendo perfume ou uma substância com odor forte. A proposta de discussão se baseia, justamente, na “fluidez” do perfume que sai do frasco e se esparrama pela sala. Dentro do vidro há um líquido (solução). Fora do vidro temos gás. Como fica a questão da divisão da matéria? Até que nível vai?

PROPOSTA DE TRABALHO 4.

O Universo, os Planetas, o Átomo...



Um dos mais belos exercícios de abstração feitos por Dalton foi, sem dúvida, a sua comparação do Universo como um todo, do sistema solar, do planeta Terra, do átomo (partícula última) e do calórico (onde admite ainda a composição corpuscular).

Hoje em dia, com a quantidade de material disponível, em revistas, livros, CD, VHS e Internet, não é difícil estimular um grupo de estudantes a repetirem este mesmo caminho de raciocínio. Evidentemente nem todos terão a mesma facilidade em realizar o exercício. Porém, vai da habilidade e do interesse do próprio professor para criar o clima propício para a

“viagem” mental, de um lado, para o Universo imenso, e, do outro, para a intimidade da matéria. Deve ficar claro que o professor não pode partir do pressuposto de que as composições do universo e mesmo da matéria já são conhecidas pela ciência. Ele deve criar junto aos alunos uma “atmosfera” de descoberta... de imaginação.

Se o universo é altamente organizado e, de certo ponto de vista, constituído por corpos estelares a interagirem energeticamente entre si, numa escala que parece interminável, se no sistema solar, onde está o nosso planeta, os corpos que o constituem estão organizados segundo leis que os regem, se a Terra segue, na sua manifestação macroscópica, uma estrutura definida segundo regras bem determinadas, como será o interior da matéria? Até onde podemos subdividi-la e entendê-la como estruturada?

Lembremos, como exemplo palpável, das bonequinhas russas “matryoskas”, constituídas por uma série onde uma menor cabe dentro de outra maior, numa sucessão. Imaginemos que cada uma delas represente uma dimensão do universo. Quão grande seria a maior? De que tamanho seria a menor?



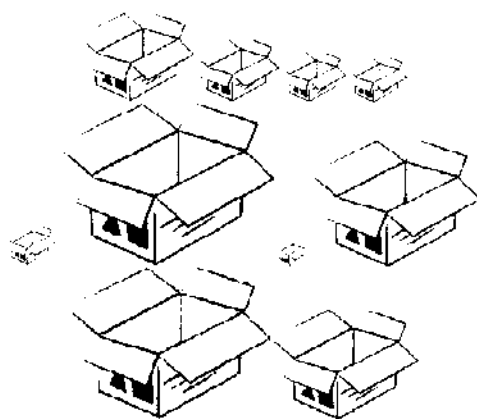
matryoskas

Este exercício pode ser feito em classe com caixas de papelão de tamanhos diversos. Desde uma bem grande até uma bem pequena. O professor pode chegar na sala de aula e, por exemplo, pedir para que alguns alunos o ajudem a trazer do carro uma grande caixa, que deve estar fechada. Após provocar a discussão (aí vai o empenho de cada um) e induzir os alunos a raciocinar, ou mesmo “palpitar”, sobre a organização do universo e da matéria. Quando se

julgar que o assunto já foi bastante discutido, a caixa poderá ser aberta e, então a conversa continuará...

A discussão deve ser estimulada de modo que haja a analogia com a “estrutura” do universo e da matéria. Os alunos, dentro deste espírito de investigação, deverão tentar descobrir, em primeiro lugar, que há outras caixas dentro da caixa que estão vendo. Eles deverão se esforçar para descobrirem quantas há; poderão tentar adivinhar o formato e a cor de cada uma etc.

Talvez seja interessante que a caixa não seja aberta no mesmo dia. Assim, os alunos poderão pensar e discutir entre si o assunto. Também, em havendo turmas diferentes na mesma escola, evita-se que uma classe passe a resposta para outra.



Em lugar de caixas de papelão, podem ser usados potes de plástico. No entanto, pelo menos o maior deve ser opaco (ou deve estar coberto por uma folha de papel ou de plástico opaco) para que, pela visualização, a discussão não fique óbvia.

Especially for High School Teachers

History and Legacy

by Diana S. Mason



As I was reading the article by Simoni, Tubino, and Ricchi (pp 847–849), it reminded me of some of my favorite labs from the 1980s. The time was well before I had heard of inquiry, peer assisted, or group learning, and the use of computers in high school labs was in its infancy. At that time my three favorite labs were standard cookbook labs, but I thought it was so cool to be able to determine (verify) Avogadro's number from a monolayer of oleic acid floating atop a tray of water. Simoni, Tubino, and Ricchi's article is a wonderful extension to this classic lab. Isn't it how you approach a laboratory that makes a difference? I would never have expected my high school students to develop their own procedures for determining Avogadro's number, but I did encourage significant post-lab discussion to ensure that the intended concepts were understood. My students gained insights into the scientific method by learning to estimate, acknowledging measurement errors, using significant digits, questioning their own results, and without a doubt they benefitted from applying skills learned in mathematics classes. [For additional details on using significant digits to determine a formula or molar mass see Svensson's report (pp 827–829).]



My other two favorite labs had to do with determining the relationship between air pressure and volume and using wavelengths of hydrogen emission spectra to calculate energies of electron transitions. From these exercises, we learned how to think like scientists. Verifying a known law or accepted value was always one of the best motivators—especially when the students got the *right* answer! Even today I have my student teachers perform the old standby labs. I've *modernized* the pressure lab so that students can use their graphing calculators and can determine pressure in "number of coke cans" instead of books or bean bags (cans stack better and graphing calculators provide a cleaner display of the graphed data), but I still do this lab (1). Are these *bad* things in light of today's standards? In my opinion, no. We should keep the best of the past. Many of our "old" labs are wonderful teaching tools that are still very strong cognitive motivators.

Stock (p 793) reminds us of the importance of teaching the history of chemistry. Explaining to students how the mass of the electron was realized or what Einstein actually received his Nobel Prize for makes the teaching of chemistry less abstract. I suspect that all teachers include in their curriculum much history, even if not consciously. Knowing about the birth of chemistry and how young a science it is arouses new interests and entices students who realize they have the opportunity to be on the forefront of this relatively new discipline. In Reports from Other Journals (pp 791–792), Robinson presents one of the most realistic views of the scientific method that I've ever seen. I've never thought that having students memorize a linear sequence of events ever

Secondary School Featured Articles

- Δ JCE at NSTA, p 790.
- Δ The Inquiry Wheel, an Alternative to the Scientific Method. A View of the Science Education Research Literature, by William R. Robinson, p 791.
- Δ News & Announcements: JCE at 18th BCCE, p 797.

got close to describing or mimicking true research endeavors. If you have a true problem, with an unknown answer, then your study should continually generate more questions (the center of the Inquiry Wheel!). Check it out! The Inquiry Wheel is very realistic.

The Norris Award Address (pp 786–790) also gives us a very interesting insight into how one professor's lecture presentations have evolved over the last 40 years. What we do in class affects numerous students, but these students then become part of the larger public and our methods may be reflected through a very interesting legacy. Keeping these histories may not seem important to us at the moment, but as many other universities have discovered preparing a "Chemical Genealogy" (see Adams and Tambouret, pp 815–817) may lead to some interesting insights. I wonder what would be discovered if the genealogies included the names of the pre-college and undergraduate chemistry instructors?

Summer 2004

Is your summer calendar set? Don't forget to check out the numerous Web sites to get the updates on local, state, regional, national, and international meetings on target for this summer. Just in case you need a list of what to read on your travels, there is a suggested summer reading list compiled by Harris, Kovac, Pagni, and Coppola on pages 778–784. As usual, the reviewers have suggested a variety of choices. We hope to see you in July at BCCE in Ames, Iowa. JCE will have a booth and be conducting several short workshops (see p 797). Please, stop by and see one of the newest additions to the Journal's collections, *The Chemical Adventures of Sherlock Holmes*. This spiral-bound book (edited by Erica Jacobsen, Associate Editor of the Secondary School Section!) consists of 15 years of the popular whodunits by Waddell and Rybolt (2). It can be yours for only \$19.95. To order your copy go to <http://www.jce.divched.org/JCEBooks/SherlockHolmes.html>.

Literature Cited

- Mason, D.; Mittag, K. C.; Taylor, S. E. *Integrating Mathematics, Science, and Technology: A Skill-Building Approach*; Allyn & Bacon of Pearson Education: Boston, MA, 2003.
- Jacobsen, Erica, Ed. *The Chemical Adventures of Sherlock Holmes. Stories written by Thomas G. Waddell and Thomas R. Rybolt*. Journal of Chemical Education: Madison, WI, 2004.

Determining the Carbon–Carbon Distance in an Organic Molecule with a Ruler

W

Jose A. Simoni, Matthieu Tubino,* and Reinaldo Alberto Ricchi, Jr.

Instituto de Química, UNICAMP, CP 6154, 13083-970 Campinas, SP, Brazil; *tubino@iqm.unicamp.br

This article describes how to estimate the carbon–carbon bond distance in the naphthalene molecule. The experimental results are good and the cost of the experiment is negligible. All the products and objects used can be obtained at home or purchased for little cost. The procedure is easily performed and can be done either at home or in the classroom, with the restriction that the mass of the naphthalene must be determined using an analytical or, at least, a precise balance. If there is not an appropriate balance, a neighborhood pharmacist could weigh the samples. Before performing the experiment, it is necessary for the students to be familiar with: the form and size of atoms and molecules; Avogadro's number; atomic and molecular masses; the chemical bond, with emphasis on the carbon–carbon bond; and liquid solutions and solution concentrations. It is also necessary for the students to know some trigonometry. This would be a good opportunity to interact with mathematics classes. The final result of this experiment, mainly considering the positive reaction of the students, is a real reward.

The fundamental idea of this procedure is based on the well-known experimental determination of Avogadro's number using an oil, such as oleic acid (1). This experiment is based on Benjamin Franklin's famous experiment where a spoonful of olive oil was spread on the surface of Lake Clapham, near London. The oil spread out to an area of 100 m², forming a thin layer on the water surface. This idea was later used by Lord Rayleigh to determine the approximate size of a molecule. Assuming that the thin film formed on the water surface is monomolecular, by dividing the vol-

ume of the oil by the area of the film formed, the thickness of the film is obtained. This thickness is related to the size of the molecule.

There are many variations of this experiment in the literature. Some experiments are related to the determination of Avogadro's number (1–5) or to the determination of molecular shape or chain length (6–9) and one makes use of an analogy (10). Nevertheless, all of the experiments that use chemicals (1–9) employ the whole surface, not considering the area occupied by solvent. Furthermore, none of the experiments are concerned with the bond length or use aromatic compounds as the solute; these are the principal differences between this article and the earlier articles.

In the experiment described here, the essential idea is that it is possible to spread the solvent and the solution on the water surface, since they have positive spreading coefficients (11) relating to water, forming a monolayer of planar molecules. By measuring the total surface occupied by these molecules, it is possible to determine the surface area of one molecule. Using this latter value, the bond distances can be calculated employing simple trigonometric relations.

Materials

- Approximately 2 g of powdered carbon
- Baking tin or a plastic tray with the approximate dimensions of 65-cm long, 55-cm width, and 3-cm high
- Dropper that dispenses a drop volume between 0.015 and 0.025 mL
- 20 mL of ethyl alcohol (absolute ethyl alcohol is not necessary)
- 5- or 10-mL graduated cylinder
- One "ball" of naphthalene
- 40-cm plastic ruler

Procedure

A plastic tray is filled to a depth of 1 to 2 cm with water (tap water is adequate). A half teaspoon of carbon powder is carefully placed on the water surface at the center of the tray to form a black spot (Figure 1A). One drop of ethyl alcohol is dropped from the height of about 20 cm so that it falls in the middle of the black spot. Note that this height must be the same in every repetition. A circle immediately forms (Figure 1B). The diameter of the "maximum-size circle formed" is measured. The complete procedure is repeated at least five times, always using fresh water. If a plastic tray is used, it is not cleaned by rubbing with paper or other tissue as electrostatic charges can be formed that interfere with the size of the circle formed. The area of the circle is calculated, A_{eth} . In some cases the "circle" formed is not perfectly round. In such



Figure 1. (A) The black spot formed by the carbon powder, placed onto the water at the center of the plastic tray. (B) The circle, delimited by the carbon powder, formed after the falling of one drop of liquid.

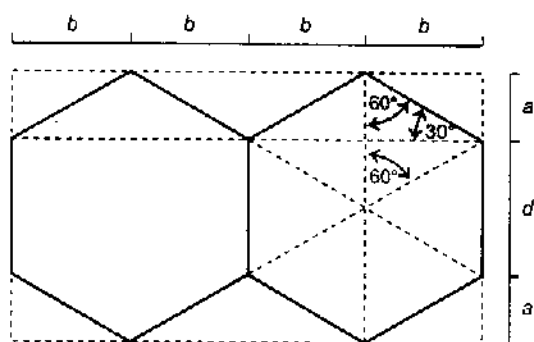


Figure 2. Simplified planar structure for the naphthalene molecule, as a rectangle, in order to calculate the carbon-carbon bond length.

situations the diameter is measured in three or four different directions and the mean diameter is calculated.

The procedure is repeated with a naphthalene solution (from 0.0120 to 0.0150 g of naphthalene in 10.0 mL of ethyl alcohol). The areas of the circles are calculated, $A_{\text{naph sol}}$.

The average area of the circle formed by ethyl alcohol is subtracted from the average area of the naphthalene solution circle, $A_{\text{naph sol}} - A_{\text{eth}}$. Supposing that the naphthalene forms a "monolayer", that is, all the naphthalene molecules are in direct contact with the water surface, this result gives the area occupied by a monolayer of naphthalene molecules on the water surface, A_{mono} . If this area is divided by the number of naphthalene molecules, the area of one molecule is obtained. Then, with simple trigonometrical relations, it is possible to calculate the carbon-carbon bond distance.

Hazards

Ethyl alcohol (12a) is a flammable solvent with high vapor pressure and a flash point at 13 °C. Avoid handling it close to a flame. There is no evidence for carcinogenicity from naphthalene (12b). However, ingestion can cause headaches, nausea, vomiting, profuse perspiration, diarrhea, convulsions, and hematuria. Handle these chemicals in a well ventilated room and avoid contact with the skin.

Calculations

Area of a Single Naphthalene Molecule

The number of naphthalene molecules, n , that form the monolayer can be calculated by,

$$n = NVC$$

where N is Avogadro's number, V is the volume (in liter) of one drop of solution added, and C is the concentration (in mol per liter) of the naphthalene solution. The area of a single naphthalene molecule, MA , can be obtained by dividing the area of the naphthalene monolayer by the number of naphthalene molecules

$$A_{\text{mono}}/n = MA$$

If the value of MA is in units of cm^2 , this value can be multiplied by 1×10^{16} to obtain the value of MA in angstroms per molecule.

Table 1. Diameters of the Circles Formed on the Surface of the Water

Trial	Diameter/cm	
	Ethyl Alcohol	Ethyl Alcohol and Naphthalene
1	30.0	35.0
2	31.0	35.6
3	31.0	35.6
4	30.0	35.0
5	29.0	34.6
6	31.0	35.0
Ave $\pm$ Mean Dev.	30.4 $\pm$ 0.4	35.0 $\pm$ 0.3

Relationship between Area and C-C Bond

Consider that the naphthalene molecule is formed by two hexagonal rings (Figure 2) linked by one of their sides, all carbon-carbon bonds are bonds of the same length, and the molecule is planar and presumed, to an approximation, to be a rectangle (the area occupied by the hydrogen atoms is not considered). The molecular area, MA , can be calculated as,

$$MA = l \times m$$

where $l = 2a + d$ and $m = 4b$. From the shaded triangle in Figure 2,

$$a = d \sin(30) = 0.5d; \quad b = d \sin(60) = 0.866d$$

Therefore,

$$MA = (4 \times 0.866d)(2 \times 0.5d + d) = (3.46d)(2d) = 6.92d^2$$

Results

Using the experimental data summarized in Table 1, a carbon-carbon bond length of 1.67 Å (167 pm) is calculated. Considering the simplicity of the experiment and the approximations, the results are good; compare this value to the values for the length of the carbon-carbon aromatic bond in benzene, 1.397 Å (139.5 pm), and in toluene, 1.52 Å (152 pm) (13).

The experiment was also performed with other aromatic compounds, such as phenanthrene (obtained length, 1.33 Å), anthracene (1.78 Å), benzene (1.47 Å), and toluene (1.57 Å). The carbon-carbon lengths in anthracene, phenanthrene, and naphthalene molecules were calculated using the semiempirical method PM3. The calculated values were 1.40 Å for all three cases.

Discussion

This experiment allows a wide discussion of chemical concepts. However, the discussion here will be limited to the essentials as most of the relevant information is easily found in chemistry textbooks. Ethyl alcohol is miscible with water as the result of hydrogen bonding. Its spreading coefficient is positive in liquid water, which means the spreading is accompanied by a decrease in free energy, that is, it is spontaneous (11). For all solutes this coefficient is also positive.

Thus, when one drop of such a substance touches the water surface, the molecules rapidly interact with water molecules in the surface and also in the bulk. The effect on the surface is easily detected using a "marker" such as the carbon powder that is pushed by the spreading ethyl alcohol, forming a circle. Repeating the procedure in identical conditions, circles of the same size are expected.

If a very small quantity of another substance (naphthalene in this case) is dissolved in the ethyl alcohol, it can be assumed that the number of ethyl alcohol molecules in a drop vary so little that this change can be considered negligible in terms of the size of the circle formed by the ethyl alcohol "alone" on the water surface. However, if the added solute is insoluble in water, it will remain on the surface and will contribute to the size of the circle. In the present case as the naphthalene molecule is planar, it may be supposed that the molecules lie on the water surface according to the plane formed by the carbon atoms. Therefore, dividing this additional area by the number of solute molecules, the area of one molecule is obtained. Considering, as an approximation, that the naphthalene molecule is a rectangle, according to Figure 2, the calculations are simplified and the carbon-carbon bond distance can be obtained.

This approximation contains two principal errors. The first is the "extra" area included in the parallelogram that circumscribes the naphthalene molecule and the second is the hydrogen atoms that are not taken into consideration. In the final result, the proposed rectangle that passes through the external carbon atoms is actually bigger than the real one. This fact leads to a carbon-carbon distance a little higher than the actual value, as observed in our results.

Supplemental Material

Instructions for the students are available in this issue of *JCE Online*.

Acknowledgments

The authors thank the Fundação de Amparo à Pesquisa do Estado de São Paulo, FAPESP, Brazil for the grant no. 00/09945-8 and Munir Salomão Skaf for the calculations of the C=C bond length with the PM3 semiempirical method.

Literature Cited

1. King, L. C.; Neilsen, E. K. *J. Chem. Educ.* 1958, 35, 198-200.
2. Moynihan, C. T.; Goldwhite, N. *J. Chem. Educ.* 1969, 46, 779-780.
3. Demchik, M. J.; Demchik, V. C. *J. Chem. Educ.* 1971, 48, 770-771.
4. Feinstein, H. I.; Sisson, R. F., III. *J. Chem. Educ.* 1982, 59, 751.
5. Page, J. A.; Robinson, E. A.; Breereton, M. E. *Chemistry: Principles and Experiments*; Holt, Rinehart and Wiston, Inc.: New York, 1969; pp 93-97.
6. Kokes, R. J.; Mathia, T. *J. Chem. Educ.* 1962, 39, 18-20.
7. Hanson, A. L. *J. Chem. Educ.* 1982, 59, 379.
8. Lane, C. A.; Burton, D. E.; Crabb, C. C. *J. Chem. Educ.* 1984, 61, 815.
9. Ifft, J. B.; Roberts, J. L., Jr. *Frantz/Malm's Essentials of Chemistry in the Laboratory*, 3rd ed.; W. H. Freeman and Company: San Francisco, 1975; pp 125-128.
10. McNaught, I. J. *J. Chem. Educ.* 1985, 62, 795.
11. Adamson, A. W.; Gast, A. P. *Physical Chemistry of Surfaces*, 6th ed.; John Wiley and Sons, Inc.: New York, 1997; pp 103-107.
12. Richardson, M. L.; Gangolli, S. *The Dictionary of Substances and Their Effects*, The Royal Society of Chemistry: Cambridge, 1994; a) Vol. 4, pp 288-293; b) Vol. 6, pp 13-16.
13. Roberts, J. D.; Caserio, M. C. *Basic Principles of Organic Chemistry*; W.A. Benjamin, Inc.: New York, 1965; pp 247-248.

The structures of a number of the molecules discussed in this article are available in fully manipulable Chime format as JCE Featured Molecules in *JCE Online* [see page 912].

Featured Molecules

an interactive modeling feature, Only@JCE Online

<http://www.JCE.DivCHED.org/JCEWWW/Features/MonthlyMolecules>

JOHN DALTON EM LINHAS GERAIS

Reinaldo A. Ricchi Jr. (PG), Matthieu Tubino (PQ)* e José de Alencar Simoni (PQ)

Instituto de Química, Universidade Estadual de Campinas, CP 6154, CEP 13084-971, Campinas, SP

Fax (019) 3788-3023 *e-mail: tubino@iqm.unicamp.br

Palavras chave: Dalton, Atomismo, Ensino de Química.

Introdução

Nascido na vila de Eaglesfield, Inglaterra, no ano de 1766, onde estudou até os onze anos de idade, John Dalton lecionou por muitos anos na Universidade de Manchester. Naquela região coletou mais de 200.000 informações meteorológicas, trabalho que seria fundamental, na nossa opinião, na elaboração da sua concepção atomística. Sua teoria atômica representa, portanto, o ápice de um longo e árduo trabalho que começou com observações e explicações de fenômenos meteorológicos, passando por estudos de reações químicas. Estudou, sob o ponto de vista macro e microscópico, desde a importância do vapor d'água na atmosfera até fenômenos meteorológicos amplos, como a direção em que sopram os ventos no planeta, integrando as suas observações e conceitos numa visão global.

Resultados e Discussão

Seu primeiro trabalho, "Meteorological Observations and Essays", escrito no ano de 1793, é uma compilação de muitas observações realizadas, e também de ensaios teóricos que procuram justificar suas observações. Por exemplo, preocupa-se em explicar as direções dos ventos no planeta, tecendo, para isso, considerações que também levam em conta aspectos atomísticos. Lendo com cuidado os seus escritos, pudemos perceber que ele, ao longo dos seus trabalhos, vendo as diferentes "formas" com que a água se apresenta, isto é, de vapor, de névoa, de chuva, de neve, granizo, em lagos e rios, etc., foi pouco a pouco "intuindo" a constituição atômica da matéria, conceito que ficou incorporado ao seu pensamento científico-filosófico.

Fundindo a sua visão da matéria com a concepção atomística de Leucipo e de Demócrito, e associando este conjunto conceitual à Física de seu tempo, Dalton, a partir do microcosmo que banhava a sua concepção, teceu considerações plausíveis sobre fenômenos do macrocosmo, encontrando explicações para o comportamento da atmosfera e de outros sistemas, como de frascos contendo misturas de gases. Os sistemas de laboratório eram feitos pensando nos sistemas naturais e os resultados obtidos com estes eram imediatamente correlacionados com os fenômenos da natureza. Neste processo continuado de análise-síntese-análise..., desde a observação da natureza, passando pela teoria e pela observação de laboratório até voltar novamente à natureza para reiniciar o ciclo, é que Dalton elaborou o seu trabalho total e contribuiu decisivamente no futuro da Ciência.

O sistema atomístico de Dalton é o primeiro de caráter quantitativo que se tem notícia na história da Ciência, tendo resultado do processo acima explanado em resumo. O entendimento deste processo intelectual de Dalton, na nossa opinião, é de extrema importância como um exemplo histórico, bem documentado, para compreendemos como se constrói o pensamento científico. O conhecimento deste processo, mesmo visto em parte, é de fundamental valor para o ensino de ciências nos diversos graus do aprendizado onde o entendimento da natureza, por cada um de nós, deve ser visto como uma somatória de esforços direcionados para interesses específicos ou gerais.

Conclusões

Neste trabalho mostramos como o pensamento científico de Dalton se baseou na observação sistemática direta da natureza, na observação de fenômenos controlados de laboratório, no estudo de outros autores, contemporâneos ou não, e na junção de tudo isto numa visão única, englobando, na sua mente, os macro e microcosmos da matéria.

Sem dúvida, a sua capacidade de manter, na sua mente flexível, a análise e, ao mesmo tempo, a síntese dos fenômenos, foi o que permitiu que ele legasse a sua importante contribuição para o desenvolvimento científico da humanidade.

A compreensão do processo de entendimento da natureza, realizado por Dalton, ao longo de toda a sua vida representa, na nossa opinião, um exemplo claro de como é construído o pensamento científico, podendo ser usado, mantendo as devidas dimensões, ao ensino de ciências, principalmente de Química, nos diversos graus escolares. Isto pode conduzir a uma melhor qualidade de ensino nesta área do conhecimento por induzir à postura *natural* perante os fenômenos *naturais*, fazendo-nos ver e sentir, como Dalton viu e sentiu, a beleza da natureza e as emoções do saber.

Agradecimentos

FAPESP, CNPq

Bibliografia

- 1-Dalton, J., *Meteorological Observations and Essays*, 2nd edition, Printed by Harrison & Crosfield, Manchester, 1834.
- 2-Dalton, J., *Experimental Enquiry in to the Proportion of the Several Gases or Elastic Fluids, Constituting the Atmosphere*, in *Foundations of the Atomic Theory*, Alembic Club Reprints, Re-issue edition, Edinburgh 1969.
- 3-Dalton, J., *New System of Chemical Philosophy*, The Citadel Press, New York, 1964.

Determinação da Constante de Avogadro através de um experimento de fácil execução.

Débora de A. Penteado Forchetti (PG), Reinaldo A. Ricchi Jr. (IC),

Matthieu Tubino (PQ)*, José de Alencar Simonl (PQ)¹

¹-Departamento de Química Analítica – Instituto de Química – Unicamp

*e-mail: tubino@iqm.unicamp.br

Palavras Chave: Educação em química, Avogadro, materiais de fácil acesso

Introdução

O entendimento adequado da Constante de Avogadro é fundamental para que o aluno tenha uma melhor compreensão das propriedades da matéria. Com o intuito de facilitar o aprendizado, utilizando-se do célebre experimento de Benjamin Franklin que espalhou uma colher de óleo sobre as águas do lago Clapham, perto de Londres. No procedimento proposto são usados materiais simples, de baixo custo e fáceis de encontrar. A experiência oferece a oportunidade de trabalhar com conceitos de solubilidade, concentração e densidade, além do tamanho e do número de moléculas numa quantidade de matéria.

Resultados e Discussão

Em uma bandeja retangular, coloca-se água e no centro aplica-se uma pequena quantidade de carvão em pó. Pinga-se uma gota de uma solução alcoólica de azeite de concentração $3,75 \times 10^{-3}$ mol/L sobre o carvão, de uma altura de aproximadamente 20 cm. Levando em consideração que o filme circular de azeite formado sobre a superfície da água é monomolecular, pode-se realizar os seguintes cálculos:

Círculo ocasionado só pelo etanol:

raio médio = $15,2 \pm 0,4$ cm

Círculo ocasionado pela solução de azeite em etanol:

raio médio = $17,4 \pm 0,3$ cm

Cálculo do volume da gota:

1 mL $\rightarrow$ 55 gotas

$v \rightarrow$ 1 gota; $v = 0,018$ mL

Cálculo da massa e do volume de azeite presente em uma gota:

0,1058g de azeite $\rightarrow$ 100,0 mL de etanol

$m \rightarrow$ 0,018 mL

$m_{\text{azeite}} = (1,9 \pm 0,1) \times 10^{-5}$ g

$V_{\text{azeite}} = (2,1 \pm 0,1) \times 10^{-5}$ cm³

Como estamos supondo, numa aproximação, que o teor de azeite no ácido oléico é de 100%, podemos

considerar a densidade do ácido oléico, que é de 0,89 g/cm³.

Cálculo da espessura do filme de azeite formado sobre a superfície da água:

Sup. ocupada p/etanol+azeite = $\pi (17,4 \pm 0,3)^2$ cm²

Superfície ocupada pelo etanol = $\pi (15,2 \pm 0,4)^2$ cm²

Superfície ocupada pelo azeite = 220 ± 1 cm²

Espessura = $V_{\text{azeite}}/A = (9,3 \pm 0,5) \times 10^{-8}$ cm

Cálculo do volume ocupado por uma molécula:

$[(9,3 \pm 0,5) \times 10^{-8}]^3 = 8,2 \times 10^{-22}$ cm³

Cálculo do número de moléculas (y) presentes no filme formado:

$8,2 \times 10^{-22}$ cm³ $\rightarrow$ 1 molécula

$(2,1 \pm 0,1) \times 10^{-5}$ cm³ $\rightarrow$ y

$y = (2,6 \pm 0,8) \times 10^{16}$ moléculas

Cálculo aproximado da Constante de Avogadro:

$(2,6 \pm 0,8) \times 10^{16}$ moléculas $\rightarrow$ $(1,9 \pm 0,1) \times 10^{-5}$ g

$N \rightarrow$ 282 g/mol

$N = (4 \pm 1) \times 10^{23}$ moléculas/mol

Conclusões

O valor obtido, apesar de ser menor que a Constante de Avogadro, fornece uma boa idéia da sua grandeza. Os principais erros relacionados a este experimento estão na medida dos diâmetros dos círculos formados, na determinação do volume da gota e também na consideração de que na composição do azeite há somente ácido oléico.

Agradecimentos

CNPq e Fapesp

Construção de uma bureta, que funciona bem, usando materiais de baixo custo

Reinaldo A. Ricchi Jr.(PG), Matthieu Tubino(PQ)* e José de Alencar Simoni (PQ)

Instituto de Química, Universidade Estadual de Campinas, CP 6154, CEP 13084-862, Campinas, SP
☎ (019) 3788-3133 Fax (019) 3788 3023 *e-mail: tubino@iqm.unicamp.br

Palavras chave: Ensino, bureta, titulação.

Introdução

A necessidade de oferecer aos estudantes a oportunidade de desenvolverem experimentos que propiciem uma visão mais ampla do procedimento científico é de extrema importância e urgência, sobretudo se levarmos em consideração o atual cenário social do Brasil. Em Química, particularmente, este processo esbarra, muitas vezes, na falta de material de laboratório. Neste trabalho, mostramos como pode ser construída uma bureta, de excelentes precisão e exatidão, usando materiais de fácil aquisição e manipulação, a custo baixíssimo.

Resultados e Discussão

A bureta foi construída usando-se um pedaço de 50 cm, de mangueira plástica transparente, de diâmetro interno de, aproximadamente 12 mm, um pedaço de 20 cm de tubo flexível de látex, que pode ser encontrado em qualquer farmácia, de diâmetro interno de, aproximadamente 2,5 mm, um pedaço (2 cm) do tudo interno de uma caneta esferográfica tipo BIC, para constituir a ponteira, um prendedor de roupa, adesivo Durepóxi ou outro material adequado para promover a adesão dos tubos menores ao maior.

Para a calibração da bureta, foram realizados três métodos de calibração para verificar a homogeneidade das dimensões do tubo e a precisão e exatidão das medidas de volume.

O método mais simples, e que pode ser reproduzido em qualquer lugar em que haja uma balança comercial eletrônica, por exemplo, em quitanda, açougue, supermercado, armazém, consiste no seguinte:

Marca-se o ponto superior da bureta com uma caneta e um outro ponto correspondente à 45,0 cm. Coleta-se acumuladamente 19 vezes o volume total de água da bureta, referente ao comprimento de 45,0 cm, em uma garrafa de refrigerante de 2 litros. Esta massa pode ser pesada em uma balança eletrônica comercial, cuja menor divisão é 5 g. Pode-se considerar como imprecisão da medida, a metade da menor divisão da balança, para cima ou para baixo ($\pm 2,5$ g). Divide-se a massa total obtida por 19, donde se obtém a massa referente ao conteúdo da bureta. Usando-se a densidade da água, na temperatura de trabalho, obtém-se o volume da bureta, dentro dos limites marcados de 45,0 cm. Dividindo-se este resultado por 45,0 cm, tem-se o volume por 0,1 cm.

Assim, em qualquer titulação, basta multiplicar o comprimento obtido por este valor para obter-se o volume final.



Figura 1. Visão geral da bureta e de dois "erlenmeyers" (frascos de xampu) com tampa.

A bureta foi usada para titular várias amostras de vinagre comercial. Como solução alcalina padrão usou-se uma de hidróxido de cálcio, facilmente encontrada em lojas de material de construção. Como erlenmeyers e béquers usou-se embalagens plásticas como de xampus e cremes, copos de plástico e de vidro. Como indicador foi usada a fenolftaleína contida em medicamento comum encontrado em farmácia. Os resultados obtidos, concordantes com o especificado pelos fabricantes, foram comparáveis àqueles encontrados usando materiais e equipamentos usuais de laboratório.

Conclusões

Com a utilização de materiais de fácil acesso, pudemos demonstrar que é possível a construção de equipamentos de laboratório de custo insignificante, para a realização de experimentos que forneçam resultados de boa qualidade. Certamente pode-se fazer muito mais, nesta direção, para favorecer as comunidades que não possuem as facilidades de ensino que seria de desejar. Com trabalhos simples como este, somando esforços, podemos contribuir para a melhoria da educação no Brasil.

Agradecimentos

FAPESP, CNPq

Determinação da distância carbono=carbono utilizando um conta-gotas e uma régua de plástico

Reinaldo A. Ricchi Jr. (PG), Matthieu Tubino (PQ)* e José de Alencar Simoni (PQ)
 Instituto de Química, Universidade Estadual de Campinas, CP 6154, CEP 13084-862 Campinas, SP
 * (019) 3788-3133 e-mail: tubino@iqm.unicamp.br

Palavras chave: ligação química, experimento, ensino.

Introdução

Com a utilização de materiais extremamente simples e baratos, este experimento oferece a possibilidade dos estudantes mergulharem no mundo sub-microscópico das moléculas. É enorme a riqueza de conceitos e reflexões que podem ser trabalhados com a realização deste experimento. Trata-se de um exercício de abstração que une o sub-microscópico com o macroscópico, o que é fundamental para a adequada compreensão da Química. A associação de recursos teóricos simples com instrumentação doméstica, levando a resultados de boa qualidade, estimula a imaginação do estudante, aumentando o seu interesse pela Química que passa a fazer parte do seu contexto de vida.

Resultados e Discussão

0,120 g de naftaleno é dissolvida em 100 mL de etanol. Uma gota desta solução é adicionada sobre um pouco de carvão em pó boiando sobre a água contida em uma bandeja de plástico, de largura aproximada de 50 cm e comprimento de 70 cm (Figura 1a).

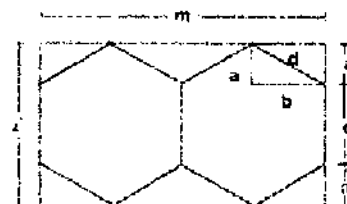


Figura 1. a- Carvão sobre a superfície da água.

b- Círculo formado após adição da gota.

Medindo-se o diâmetro do círculo formado, pode-se calcular a distância entre dois átomos de carbono através de uma sequência de cálculos. Inicialmente, obtém-se experimentalmente o volume de uma única gota, utilizando uma proveta de 5 mL e um conta-gotas e, na sequência, a massa de naftaleno presente nesta gota. Sabendo-se a massa de naftaleno, é possível calcular o número de moléculas presente nesta mesma gota. Considerando-se que o filme formado sobre a superfície da água é monomolecular, e com os valores da área do círculo formado pela adição de uma gota da solução e, também, do etanol puro, calcula-se a área aproximada ocupada por uma

única molécula de naftaleno. Admite-se que a molécula de naftaleno tem a forma aproximada de dois hexágonos, que compartilham um de seus lados. Usando o valor da área de uma molécula de naftaleno que foi calculado e fazendo-se a aproximação de que esta área pode ser descrita por um retângulo, pode-se, por trigonometria, encontrar a distância de um dos lados do hexágono, que representa a distância entre dois átomos de carbono aromáticos ligados por uma dupla ligação. Considerando a simplicidade do experimento e as aproximações teóricas feitas, o resultado obtido pode ser considerado excelente. Os valores da distância da ligação C=C encontradas na literatura mostram isto. A ligação C=C aromática no benzeno é 1,397 Å (139,5 pm) e 1,52 Å (152 pm) no tolueno [1].



$$\begin{aligned} A &= m \times l & l &= 2a + d & m &= 4b \\ a &= d \sin 30 = 0,5d & b &= d \sin 60 = 0,866d \\ A &= (4 \times 0,866 \times d) \times (2 \times 0,5d + d) \\ A &= (3,46d) \times (2d) & A &= 6,92d^2 = (1,93) \times 10^{-15} \text{ cm}^2 \\ d &= (1,67) \times 10^{-8} \text{ cm} & d &= 1,67 \text{ Å ou } 167 \text{ pm} \end{aligned}$$

Conclusões

A qualidade dos resultados obtidos neste experimento, associada à riqueza de discussão que pode ser gerada sobre o assunto, é extremamente estimulante aos estudantes. Com este exercício o estudante será capaz de entender melhor a questão das distâncias entre átomos em moléculas e ter uma idéia melhor do que representa sua magnitude. Poderá também verificar que é possível avaliar grandezas aparentemente impossíveis de serem estudadas sem o uso de equipamentos sofisticados, utilizando ferramentas simples associadas a medidas, considerações matemáticas e cálculos, também, muito simples, obtendo bons resultados.

Agradecimentos

FAPESP, CNPq

Referências

- [1] J. D. Roberts & M. C. Caserio, "Basic Principles of Organic Chemistry", W.A. Benjamin, INC, 1965, New York, p.p. 257-248.