



## CURIOSIDADES DA FÍSICA

José Maria Filardo Bassalo  
[www.bassalo.com.br](http://www.bassalo.com.br)



### As Leis do Atomismo Científico.

Em verbetes desta série, vimos que o *átomo grego* começou a ser considerado sob o aspecto científico para poder explicar algumas leis observadas em experiências químicas realizadas na segunda metade do Século 18 e começo do Século 19. Com efeito, em 1789, o químico francês Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) publicou seu famoso livro *Traité Élémentaire de Chimie* (“Tratado Elementar de Química”), no qual enunciou sua célebre lei (trabalhada desde 1772):

*A soma das massas dos produtos de uma reação química é constante, quando a mesma se realiza em sistemas fechados.*



*Na Natureza nada se cria, nada se perde; tudo se transforma.*

Ainda naquele livro, Lavoisier utiliza a ideia que tivera, em 1783, de que a água era composta de *ar deflogisticado* e de *ar inflamável* denominados por ele, respectivamente, de *oxigênio* (gerador de óxido) e de *hidrogênio* (gerador de água – *hydro*, em grego).

Por sua vez, em 1799, os químicos franceses Claude Louis, Conde Berthollet (1748-1822) e Joseph Louis Proust (1754-1826), de modo independente, observaram que os elementos químicos unem-se, não de qualquer maneira, mas só segundo “certas proporções”. Para Berthollet, tais proporções “não eram obrigatoriamente fixas”; contudo, para Proust, elas seriam “fixas” sempre que se tratava realmente de “combinações” e não apenas de “misturas” como considerava Berthollet. Essas observações de Berthollet-Proust ficaram posteriormente conhecidas como a Lei de Proust ou Lei das Proporções Definidas:

*Em uma mesma reação química, seja ela qual for, as massas dos elementos que integram um composto estão entre si numa razão definida.*

Vejamos como essa lei se aplica, por exemplo, a uma massa (M) água formada de N compostos do tipo  $H_aO_b$ , em que a e b representam, respectivamente, o número de átomos de hidrogênio (de massa  $m_H$ ) e oxigênio (de massa  $m_O$ ). [É oportuno esclarecer que a notação dos elementos químicos, envolvendo letras de seus respectivos nomes latinos (algumas vezes gregos), só foi proposta pelo químico sueco Jöns Jakob Berzelius (1779-1848), em 1813 (*Annals of Philosophy* 2, p. 443; 3, p. 51; 93; 244; 353)]. Assim, aquela massa (M) é representada por:  $M = N (a m_H + b m_O)$ . Ora, como nessa expressão todos os termos são constantes, então será também constante a relação  $a m_H / b m_O$ , resultando daí a Lei de Proust. [Armando Gibert, *Origens Históricas da Física Moderna* (Fundação Calouste Gulbenkian, 1982); José Leite Lopes, *A Estrutura Quântica da Matéria* (EDUERJ, 1992); Francisco Caruso

e Vitor Oguri, Física Moderna: Origens Clássicas e Fundamentos Quânticos (Campus/Elsevier, 2006)].

Desde 1787, o químico inglês John Dalton (1766-1844) começou a se interessar pela meteorologia, fazendo registros diários de todos os eventos do tempo (pressão, temperatura, umidade, índice pluviométrico etc.), e que foram reunidos por ele no livro intitulado *Meteorological Observations and Essays* (“Observações e Ensaios Meteorológicos”), publicado em 1793. Note que esse hábito foi conservado por Dalton até o dia de sua morte, no dia 27 de julho de 1844. [Arnold Thackray, *IN: Dicionário de Biografias Científicas* (Contraponto, 2007)].

Sendo versado em Matemática, além de Botânica, então, a partir de seus estudos sobre Meteorologia, Dalton começou a desenvolver uma teoria sobre as misturas de fluidos gasosos, particularmente atmosféricos, que foi por ele submetida, em 14 de setembro de 1801, ao *Journal of Natural Philosophy, Chemistry and the Arts*, que havia sido recentemente criado pelo químico inglês William Nicholson (1753-1815). É nessa teoria que Dalton a apresenta sua famosa Lei das Pressões Parciais:

*Quando dois fluidos elásticos, denominados A e B, são misturados, não há repulsão mútua entre suas partículas; isto é, as partículas de A não repelem as de B, como o fazem entre si. Consequentemente, a pressão ou o peso total sobre qualquer partícula dada só depende das de sua própria espécie.*



*A pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões parciais dos gases componentes.*

É ainda nesse trabalho que Dalton, de maneira independente, afirmou: - *Todos os fluidos elásticos expandem a mesma quantidade de calor*, afirmação essa que já havia sido apresentada pelo físico francês Jacques Alexandre (André) César Charles (1746-1823), por volta de 1787, porém sem publicá-la. (Thackray, op. cit.).

A expansibilidade isobárica dos gases (fluidos) também foi objeto de estudo por parte do químico e físico Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), em 1802, ocasião em que determinou o **coeficiente de expansão cúbica**  $\alpha$  de todos os gases, obtendo para o mesmo o valor: 1/266,66. [O valor hoje conhecido:  $\alpha = 1/272,75 \sim 1/273$ , só foi encontrado, independentemente, em 1847, pelo físicos e químicos, o francês Henri Victor Regnault (1810-1878) e o alemão Heinrich Gustav Magnus (1802-1870).] Aliás, é oportuno destacar que Dalton afirmou, também em 1802, que para atingir a temperatura negativa de  $-266,66^{\circ}\text{C}$  o volume de qualquer gás deveria se anular; portanto, se fosse possível atingir essa temperatura, qualquer gás desapareceria, concluiu Dalton. Em vista disso, Dalton chamou essa temperatura de **zero absoluto**. Note que o físico francês Guillaume Amontons (1663-1705), em 1699, já havia tratado desse estado térmico de repouso absoluto, assim como denominado de **zero absoluto** e indicado o valor de  $-248^{\circ}\text{C}$  para o mesmo (vide verbete nesta série).

Em 1808, Dalton publicou o livro intitulado **New System of Chemical Philosophy - I** (“Novo Sistema de Filosofia Química – I”) (a parte II foi publicada em 1810), no qual afirmou que na Natureza existem átomos invisíveis e imutáveis, e que todos os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos, e que vários átomos se podem reunir para formar um “átomo composto”. Ainda nesse livro, Dalton apresentou sua célebre **Lei das Proporções Múltiplas**, logo conhecida como **Lei de Dalton**:

*Se dois gases A e B formarem mais de um composto, as massas de A que se combinam com a mesma massa de B, nos diferentes compostos, devem ter, como razões, números*

*inteiros.*

Um novo aspecto dessa lei foi descoberta, também em 1808, por Gay-Lussac, trabalhando em colaboração com o químico francês Louis Jacques Thenard (1777-1857). Eles descobriram que, sob pressão e temperatura constantes, um volume de gás oxigênio (O) (a partir daqui, vamos usar a notação atômica atual) se combina exatamente com dois volumes de gás hidrogênio (H) para formar dois volumes de vapor d'água. Descobriu mais ainda que um volume de gás nitrogênio (N) se combina com um volume de O para formar dois volumes de óxido nítrico (NO). Essa descoberta ficou conhecida como **Lei de Gay-Lussac** ou **Lei dos Volumes**:

*Se os gases A e B se combinam para formar um composto C, os três volumes relativos podem ser representados por números inteiros.*

Registre-se que Gay-Lussac só publicou essa sua lei em 1809 (*Mémoires de la Société d'Arcueil* 2, p. 207) (sobre a *Société d'Arcueil*, ver verbete nesta série).

As **leis do atomismo químico** de Proust, de Dalton e de Gay-Lussac, vistas acima, começaram a ser entendidas graças ao trabalho do físico italiano Lorenzo Romano Amedeo Avogadro Carlo di Quaregna e di Cerreto, Conde de Quaregna e de Cerreto (1776-1856). Com efeito, em 1811 (*Journal de Physique* 73, p. 58), Avogadro enunciou a sua famosa hipótese:

*Todos os gases à mesma temperatura e pressão contêm o mesmo número de partículas por unidade de volume.*

Contudo, ele teve o cuidado de especificar que as partículas poderiam ser **átomos** ou **moléculas**, fazendo então a distinção entre esses dois tipos de partículas. Com essa distinção feita, foi possível entender a observação “esquisita” realizada por Gay-Lussac, conforme vimos acima, qual seja: um volume de gás oxigênio (O) se combina exatamente com dois volumes de gás hidrogênio (H) para formar dois volumes de vapor d'água. Segundo a proposta de Avogadro, essa combinação decorre do fato de que um volume da molécula de oxigênio (O<sub>2</sub>) se combina com dois volumes da molécula de hidrogênio (H<sub>2</sub>) para formar dois volumes da molécula de água (H<sub>2</sub>O):  $O_2 + 2H_2 \rightarrow 2H_2O$ . Para a outra observação feita por Gay-Lussac e referida acima, tem-se:  $O_2 + N_2 \rightarrow 2NO$ . Observe que a distinção oficial entre **átomo** e **molécula** só ocorreu em 04 de setembro de 1860, por ocasião do *Congresso Internacional de Química*, realizado em Karlsruhe, na Alemanha, e foi apresentada pelo químico italiano Stanislao Canizzaro (1826-1910), ao afirmar que: *molécula é uma reunião de átomos*. Registre que o *número de partículas* proposto por Avogadro, conhecido hoje como **número de Avogadro** (N<sub>0</sub> ~ 6,2 × 10<sup>23</sup>), só foi calculado pelo físico austríaco Joseph Loschmidt (1821-1895), em 1866 (ver verbete nesta série).



ANTERIOR

SEGUINTE