

**“Ensaio sobre uma forma de obter as massas relativas das moléculas dos corpos, e as proporções em entram nos compostos”**, Amedeo Avogadro, *Journal de Physique* **73**, 58-76 (1811)

(tradução livre de VBH a partir da versão em <https://web.lemoyne.edu/~giunta/avogadro.html> acesso em 22/04/2020)

## I.

O Sr. Gay-Lussac demonstrou em uma interessante Memória (Memórias da Sociedade d’Arcueil, Tomo II) que os gases sempre se combinam em uma proporção muito simples de volume, e quando o resultado [da combinação] é um gás, seu volume guarda também uma relação muito simples com um de seus componentes. No entanto, as proporções quantitativas das substâncias em compostos parecem depender apenas do número relativo de moléculas que se combinam, e do número de moléculas compostas do resultado. Precisamos então admitir que devem existir também relações muito simples entre os volumes das substâncias gasosas e o número de moléculas simples ou compostas que os formam [os gases]. A primeira hipótese que se apresenta, e talvez a única possível, é a suposição de que o número de moléculas integrais em quaisquer gases é sempre o mesmo para volumes iguais, ou [em outras palavras] proporcional aos volumes. De fato, caso o número de moléculas contido em um determinado volume fosse diferente para gases diferentes, seria quase impossível conceber que a lei que regula a distância das moléculas pudesse oferecer relações tão simples como aquelas que os fatos detalhados aqui nos compelem a reconhecer entre o volume e o número de moléculas. Por outro lado, é muito razoável pensar que, se as moléculas de gás ficam a uma distância em que sua atração mútua não pode ser exercida, o efeito de sua atração pelo calórico será a formação de uma atmosfera formada por esse fluido, que será diferente para diferentes gases, pois cada um [substância] tem atração diferente pelo calórico, e, como consequência, a distância entre as moléculas será a mesma; em outras palavras, [independente de capacidades diferentes para o calor], o número de moléculas por volume é o mesmo [para diferentes gases]. É verdade que Dalton propôs uma hipótese diretamente oposta a esta, mais precisamente, [Dalton] propôs que a quantidade de calórico é a mesma para moléculas de qualquer corpo no estado gasoso, e que a maior ou menor atração pelo calórico implica apenas em produzir maior ou menor condensação desta quantidade em volta das moléculas, o que resulta em distâncias diferentes entre diferentes tipos de moléculas. Diante de nossa ignorância atual sobre a forma pela qual a atração das moléculas pelo calórico ocorre, não há o que decidir à prior em favor de uma ou outra destas hipóteses; deveríamos adotar uma hipótese neutra, em que a distância entre as moléculas e as quantidades de calórico variassem de acordo com leis desconhecidas, não fosse a hipótese que acabamos de propor baseada na simplicidade da relação de volumes entre gases que se combinam, que ficaria sem explicação.

Partindo desta hipótese, percebe-se que temos os meios para estabelecer muito facilmente as massas relativas das moléculas de substâncias passíveis de obter no estado gasoso, bem como o número relativo destas moléculas em compostos; porque nesse caso, as razões das massas das moléculas são as mesmas que [as razões] das densidades dos diferentes gases a uma mesma temperatura e pressão, e o número relativo de moléculas em um composto pode ser obtido a partir da razão de volumes dos gases que o formam. Por exemplo, os números 1,10359 e 0,07321 expressam as densidades dos dois gases oxigênio

e hidrogênio, se comparados à [densidade] do gás atmosférico, que é 1; a razão dos dois números representa, portanto, a razão entre as massas de iguais volumes destes gases; de acordo com nossa hipótese, representa também a razão das massas das moléculas. Assim, a massa da molécula de oxigênio deve ser cerca de 15 vezes a massa da molécula de hidrogênio, ou, mais exatamente, na proporção 15,074 para 1. Da mesma forma, a massa da molécula de nitrogênio deve estar para a de hidrogênio como 0.96913 está para 0.07321, isto é, 13, ou, mais precisamente, 13,238 para 1. Por outro lado, como sabemos que a razão dos volumes de hidrogênio e oxigênio, na formação da água, é de 2 para 1, segue-se que a água resulta da união de cada molécula de oxigênio com duas moléculas de hidrogênio.

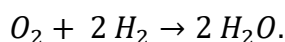
....

## II.

Há um aspecto que parece, à primeira vista, ser contraditório com nossa hipótese a respeito de substâncias compostas. Parece que uma molécula composta de duas ou mais moléculas elementares deveria ter sua massa igual à soma das massas destas moléculas elementares; em particular, se um composto é feito da união de uma molécula de uma substância com duas ou mais moléculas de outra substância, o número de moléculas composta deveria ser o mesmo que o número de moléculas da primeira substância. De acordo com nossa hipótese, quando o volume de um gás se combina com dois ou mais volumes de outro gás, o composto resultante, se estiver na forma gasosa, deveria ocupar o mesmo volume que o primeiro dos gases. Mas não é isso o que acontece, em geral. Por exemplo, como mostrou o Sr. Gay-Lussac, o volume da água em estado gasoso é o dobro do volume do oxigênio que entrou para sua composição, ou, em outra descrição, igual ao volume do hidrogênio, em vez de igual ao volume de oxigênio. Mas surge uma forma bem natural de explicar esse tipo de fato no âmbito de nossa hipótese; vamos supor que as moléculas constituintes de qualquer gás (isto é, moléculas que estão a uma distância umas das outras em que não podem exercer atração [mútua] não são formadas de uma molécula elementar solitária, mas que são feitas de um certo número destas moléculas [elementares], que unidas por atração formam uma única [molécula]; ....

Na revisão de vários compostos gasosos conhecidos, só encontrei exemplos de duplicação do volume relativo ao volume daquele constituinte que combina com um ou mais volumes do outro. Já vimos isso para a água.

*Aqui vale a pena pensar no seguinte exercício. Hoje sabemos que a molécula de água é  $H_2O$ , e que as moléculas de oxigênio e hidrogênio são, respectivamente,  $O_2$  e  $H_2$ , e que a reação química completa, com conservação de massa, se escreve*

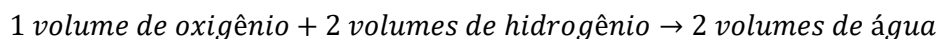


*Como é que a hipótese de Avogadro auxiliou a construir esse cenário?*

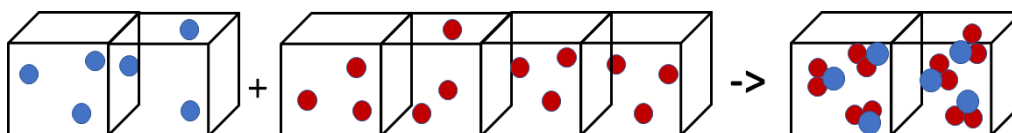
Na época de Avogadro, sabia-se, **dos experimentos**, que

- Para a formação de água a partir dos gases oxigênio e hidrogênio, era necessário combinar 1 volume de oxigênio com 2 volumes de hidrogênio.
- Na formação da água gasosa, essa combinação de volumes resultava em 2 volumes de água.

Reunindo as duas informações dos experimentos, poderíamos escrever a equação



De acordo com a hipótese de Avogadro, de que volumes iguais contêm o mesmo número de moléculas, a primeira informação levava a crer que havia a combinação de  $N$  moléculas de oxigênio com  $2N$  moléculas de hidrogênio, e que, portanto, na molécula de água oxigênio e hidrogênio deveriam estar presentes na proporção 1:2. Então, seria de se esperar que se formassem  $N$  moléculas de água com 2 hidrogênios e 1 oxigênio. Podemos representar isso na figura abaixo:

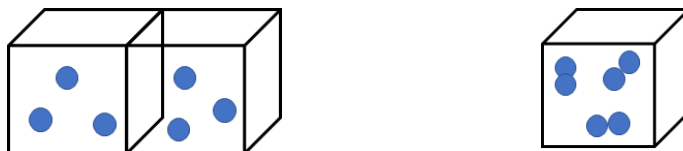


As figuras representam o experimento, que diz que é preciso combinar dois volumes de hidrogênio com um volume de oxigênio, e que, portanto, formam-se moléculas de água na proporção 1:2 para oxigênio-hidrogênio. A figura pode ser representada também através da “equação química”:

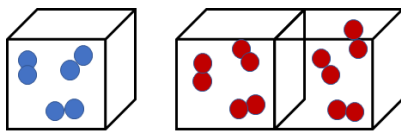
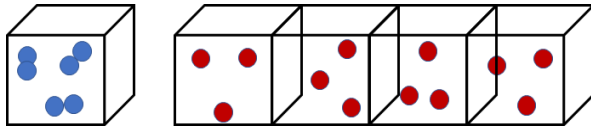
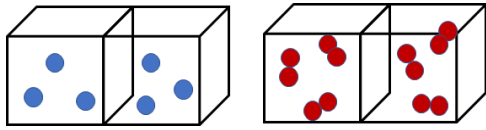
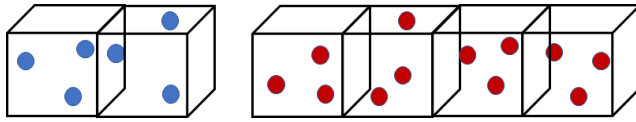


Percebemos que o lado esquerdo da figura (ou da equação) está de acordo com o experimento, mas o lado direito da figura (ou da equação) estão em desacordo com o experimento. Segundo o experimento,  $N$  moléculas de água teriam que ocupar 2 volume, e não 1 volumes!!

Para dar conta desta discrepância, Avogadro faz uma hipótese adicional: a molécula de oxigênio no gás não é uma molécula elementar, mas poderia ser composta de 2 moléculas elementares, ou 3 moléculas elementares, etc. O mesmo valeria para o hidrogênio. Representando essas ideias numa figura, teríamos, por exemplo: o mesmo número de moléculas elementares (6, na figura), pode ocupar um volume, se as moléculas elementares estão separadas uma das outras, ou a metade do volume, se as moléculas estão em grupinhos de 2 moléculas elementares. estar isolado, e ocupar um certo volume.



A partir desta ideia, o problema era então descobrir qual era o grupinho de moléculas elementares que se formava no hidrogênio e no oxigênio: grupinho de 2? De 3? A combinação teria que ser tal que reproduzisse o resultado da experiência, de que o número de volumes que se formava era igual ao do hidrogênio, e não ao do oxigênio. Algumas possibilidades estão representadas abaixo:



*Qual seria sua escolha? Qual é a escolha de Avogadro?*

