

Lei de Avogadro

Luís Spencer Lima

Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

luisspencerlima@gmail.com

CITAÇÃO

Lima, L.S. (2013)
Lei de Avogadro,
Rev. Ciência Elem., V1(01):046.
doi.org/10.24927/rce2013.046

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

30 de dezembro de 2009

ACEITE EM

14 de setembro de 2010

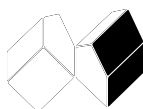
PUBLICADO EM

14 de setembro de 2010

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2019.
Este artigo é de acesso livre,
distribuído sob licença Creative
Commons com a designação
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite
a utilização e a partilha para fins
não comerciais, desde que citado
o autor e a fonte original do artigo.

rce.casadasciencias.org



A lei de Avogadro constitui um caso especial da lei dos gases ideais. Refere-se à relação de proporcionalidade direta existente entre o número de átomos ou moléculas de um gás (convertíveis para valores de massa ou quantidade de substância) e o volume por ele ocupado, mantendo-se a pressão e a temperatura constantes. A lei de Avogadro pode ser enunciada da seguinte forma:

A pressão e temperatura constantes, volumes iguais de gases ideais contêm o mesmo número de partículas (átomos ou moléculas).

Como tal, pode-se concluir que o número de partículas existentes num determinado volume de gás é independente do seu tamanho ou massa. Tal implica que iguais volumes de dióxigénio e dicloro, por exemplo, desde que apresentem comportamento de gás ideal e estejam à mesma pressão e temperatura, contêm o mesmo número de moléculas. No caso de um gás real, podem ocorrer desvios mais ou menos significativos conforme o grau de afastamento das condições de gás ideal. A lei de Avogadro pode traduzir-se matematicamente por $V = n \cdot k \rightarrow V \propto n$, a pressão e temperatura constantes (k é uma constante; no caso de se tratar de um gás ideal, $k = RT/p$). Assim, é possível estabelecer-se uma relação matemática entre uma quantidade de substância inicial de gás (n_i) e o volume por ele ocupado (V_i) com os correspondentes valores finais (n_f e V_f , respetivamente), após a adição/remoção de uma nova quantidade de gás ou um aumento/diminuição do volume, mantendo a pressão e temperatura constantes. Atendendo a que $V_i/n_i = k = V_f/n_f$, verifica-se que:

$$\frac{V_i}{n_i} = \frac{V_f}{n_f} \Leftrightarrow \frac{V_i}{V_f} = \frac{n_i}{n_f} \Leftrightarrow V_i n_f = V_f n_i$$

Como consequência da lei de Avogadro, o volume de uma mole de qualquer gás com comportamento de gás ideal é sempre o mesmo, a uma determinada pressão e temperatura. De facto, nas condições PTN (pressão e temperatura normais: $1,33322 \times 10^5$ Pa ou 1 atm e 273,15 K ou 0 °C), o volume molar de um gás ideal é 22,40 dm³ (ou L).

Foi Amedeo Avogadro, um físico italiano que viveu nos séculos XVIII e XIX, quem primeiro verificou, em 1811¹, a relação existente entre estas variáveis. Apoiado no seu trabalho sobre os gases e no trabalho desenvolvido por Joseph Gay-Lussac, um químico e físico francês seu contemporâneo, Avogadro conseguiu distinguir os conceitos de átomo e molécula, até então utilizados de forma indiscriminada. Na altura, no entanto, o seu trabalho foi acolhido pela comunidade científica com indiferença devido ao facto de publi-

car em revistas pouco reconhecidas pelos cientistas, de ser muito modesto e retraído e, principalmente, pela crescente importância da área então em voga, a Eletroquímica. Os eletroquímicos rejeitavam a ideia de um gás molecular do tipo H_2 , como admitido por Avogadro, pois, para eles, um composto só se formaria devido a atrações eletrostáticas do tipo Na^+Cl^- . Por isso, o trabalho de Avogadro permaneceu na obscuridade durante 59 anos, até uma conferência internacional ocorrida em 1860 em Karlsruhe, Alemanha, 4 anos após a sua morte, ter reconhecido a enorme contribuição de Avogadro para a Química, não só para a determinação das massas das moléculas, mas também, de forma indireta, dos átomos que as constituem. Estes conceitos de átomo e de molécula (resultante da combinação de átomos) foram consagrados nesta conferência graças ao trabalho de Avogadro. Tal permitiu unificar a Química em torno destes conceitos sólidos e fundamentados e conciliar as observações experimentais. Mais tarde, o trabalho de Avogadro sobre os gases foi aproveitado para um conjunto de determinações experimentais de massas atômicas por parte de Stanislao Cannizzaro, um químico italiano do século XIX e início do século XX, de que resultou a determinação da constante de Avogadro ($N_A = 6.02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

REFERÊNCIAS

¹ AVOGADRO, A., *Journal de Physique* 73 (1811) 58-76; versão inglesa disponível em <http://web.lemoyne.edu/~giunta/avogadro.html>, consultado em 08/12/2009.