

—

Lei dos gases ideais

CITAÇÃO

Lima, L. (2015)
Lei dos gases ideais,
Rev. Ciência Elem., V3(01):095.
doi.org/10.24927/rce2015.095

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

29 de dezembro de 2009

ACEITE EM

14 de setembro de 2010

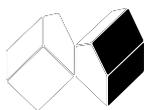
PUBLICADO EM

31 de março de 2015

COPYRIGHT

© Casa das Ciências 2015.
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



Luís Spencer Lima

Universidade do Porto

Um gás ideal é um gás hipotético em que as moléculas que o constituem estão suficientemente afastadas entre si de modo a não se verificarem interações intermoleculares, ocorrendo choques perfeitamente elásticos (sem perda de momento linear nem de energia cinética). O comportamento dos gases reais, no entanto, não preenche estes requisitos na sua plenitude. Contudo, existem certas condições em que o comportamento de um gás real se aproxima do de um gás ideal, nomeadamente, temperaturas elevadas e pressões baixas, podendo, para todos os efeitos, o gás real ser tratado como um gás ideal.

A lei dos gases ideais é expressa matematicamente pela equação de estado de um gás ideal. Foi deduzida, pela primeira vez, em 1834 pelo físico e engenheiro francês Benoît Émile Clapeyron, considerado um dos fundadores da Termodinâmica. Clapeyron combinou a lei de Boyle e a lei de Charles¹ para derivar a referida equação. August Krönig, um físico e químico alemão do século XIX, deduziu, em 1856, a mesma equação (aparentemente, de forma independente) tendo como base a teoria cinética dos gases, tal como fez um ano depois Rudolf Clausius, matemático e físico alemão seu contemporâneo, também ele considerado um dos fundadores da Termodinâmica.

O estado de uma determinada quantidade de gás fica totalmente definido pelo seu volume, pressão e temperatura. A equação de estado dos gases ideais, a seguir apresentada, relaciona estas variáveis entre si:

$$pV=nRT$$

onde p representa a pressão, V o volume, n a quantidade de substância, R a constante dos gases e T a temperatura absoluta. Esta equação pode assumir várias formas conforme a conveniência, de acordo com as relações existentes entre as diversas variáveis. Assim, a forma mais comum de apresentação da equação dos gases ideais (1) é equivalente às seguintes:

$$p=cRT$$

$$p = \frac{\rho}{M}RT$$

$$pV = Nk_bT$$

onde c representa a molaridade do gás, ρ a sua massa volúmica, N o número de partículas (átomos ou moléculas) e k_b a constante de Boltzmann. Quando um gás experimenta uma alteração de volume, de temperatura, de pressão ou de quantidade de substância sob certas condições particulares, a equação dos gases fica mais simplificada. Dado que estes processos podem ocorrer de forma isotérmica (temperatura constante), isocórica (volume constante) e/ou isobárica (pressão constante), os casos particulares podem ser os seguintes:

- Considerando um processo isotérmico de uma dada massa de gás (n e T constantes), a pressão do gás é inversamente proporcional ao seu volume. Esta relação é conhecida por Lei de Boyle.
- Considerando um processo isobárico de uma dada massa de gás (n e p constantes), o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. Este caso particular constitui a Lei de Charles.
- Considerando um processo isocórico de uma dada massa de gás (n e V constantes), a pressão exercida pelo gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta. Esta relação constitui a Lei de Gay-Lussac.
- Considerando um processo isotérmico e isobárico de um gás (T e p constantes), quantidade de substância (número de moles) do gás é diretamente proporcional ao volume por ele ocupado. Este caso particular da equação (1) é conhecido como Lei de Avogadro.

A equação dos gases ideais (1) pode ser deduzida a partir de diferentes abordagens e teorias. O método utilizado por Clapeyron constitui o método empírico, dado resultar de observações experimentais diretas. Outras abordagens incluem a utilização dos princípios que fundamentam a teoria cinética dos gases, bem como a utilização da mecânica estatística. Apesar de muito útil na caracterização do estado de um gás, a lei dos gases ideais pressupõe o comportamento ideal de um gás, o qual, embora impossível de alcançar na prática, pode ser considerado na maioria das situações práticas. No entanto, há casos em que não é possível assumir o comportamento ideal de um gás, devido ao afastamento entre as condições ideais e as condições reais (e.g. pressão elevada ou/temperatura muito baixa). Assim, a equação (1) não pode ser aplicada. Para a caracterização do estado de um gás real nestas condições de não-idealidade, foram desenvolvidas outras equações de estado, como, por exemplo, as equações de van der Waals, de Berthelelot, do virial ou a de Redlich-Kwong.