



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Estudo dos gases

“A maioria dos gases são compostos moleculares, com exceção dos gases nobres, que são formados por átomos isolados. As principais características físicas dos gases são a sua grande compressibilidade e extraordinária capacidade de expansão. Os gases não apresentam um volume fixo, pois sempre ocupam o volume total do recipiente em que estão confinados. Outra propriedade inerente aos gases é que eles são miscíveis entre si em qualquer proporção.”

Características gerais dos gases

As partículas constituintes de um gás encontram-se muito afastadas umas das outras e praticamente não ocorre interação entre elas, que possuem, assim, um alto grau de liberdade. Em consequência, as partículas movimentam-se de maneira contínua e desordenada em todas as direções e sentidos, chocando-se constante e uniformemente contra as paredes internas do recipiente em que o gás está contido.

Quando uma partícula se choca contra as paredes internas do recipiente, ela exerce uma certa força por unidade de área. A essa relação denominamos pressão, que é diretamente proporcional ao número de choques por unidade de área.

A pressão exercida por um gás contido num frasco fechado é proporcional ao número de choques de suas moléculas contra as paredes do recipiente. Ao aquecermos o gás contido no frasco, suas moléculas irão se movimentar com maior velocidade, isto é, ocorrerá um aumento de sua energia cinética (E_{cin}) média. Dessa forma, a energia cinética média das moléculas do gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta, cuja unidade é dada em Kelvin (K).

$$E_{cin} = kT, \text{ em que } k \text{ é uma constante e } T \text{ é a temperatura na escala absoluta.}$$

Chamamos de gás ideal ou gás perfeito qualquer gás que apresente essas características, o que normalmente não ocorre com a maioria dos gases com os quais trabalhamos, devido ao fato de ocorrerem interações entre suas moléculas. Esses gases são denominados gases reais, que, a altas temperaturas e a baixas pressões, se assemelham, no seu comportamento, aos gases perfeitos.

Quando estudamos um gás, devemos medir e estabelecer relações entre as seguintes grandezas: pressão (P); volume (V); temperatura (T) e quantidade de substância, que é indicada pelo número de mol (n).

Pressão

Em um frasco fechado, a pressão exercida por um gás resulta dos choques entre as partículas desse gás contra as paredes internas do recipiente que o contém. Em 1643, Evangelista Torricelli determinou experimentalmente que a pressão exercida pela atmosfera ao nível do mar corresponde à pressão exercida por uma coluna de mercúrio de 760 mm Hg:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} \cong 10^5 \text{ Pa (pascal)} = 1,0 \text{ bar}$$

Volume

O volume (V) ocupado por um gás corresponde ao volume do recipiente que o contém.

As relações entre as unidades de volume mais comuns são:

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mL}$$

Temperatura

A temperatura está relacionada com o grau de agitação das partículas. A escala termométrica mais comum é a Celsius. Existem outras escalas, como a Kelvin, recomendada pelo SI e conhecida como escala absoluta, que será utilizada no estudo dos gases.

A conversão da temperatura de Celsius para Kelvin é dada pela expressão:

$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Quantidade de substância (em mol)

Corresponde ao número de mol de um gás contido num dado recipiente. Pode ser calculada pela expressão:

$$n = \frac{\text{massa (g)}}{\text{Massa molar (g} \cdot \text{mol}^{-1})} \quad \therefore \quad n = \frac{m}{M}$$

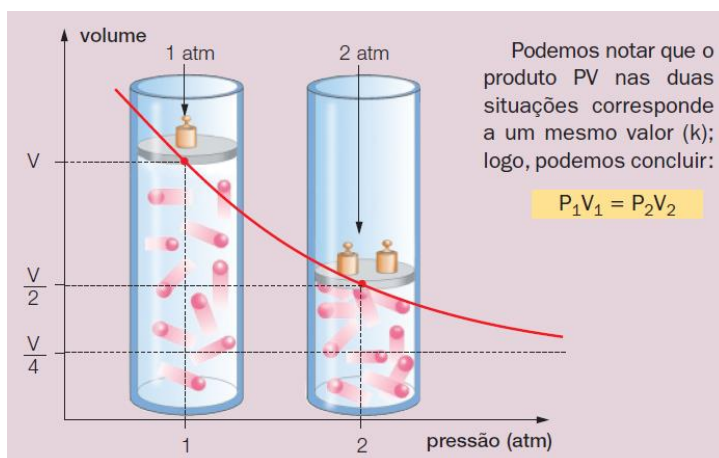
As relações entre essas propriedades foram inicialmente determinadas para uma massa fixa de gás, ou seja, para uma mesma quantidade de matéria. Nessa condição, vamos estudar as transformações gasosas.

Transformações gasosas

Isotérmica ($T = \text{constante}$)

Para uma dada massa de gás à temperatura constante, o volume ocupado pelo gás é inversamente proporcional à pressão exercida.

Um aumento na pressão irá acarretar uma diminuição do volume ocupado pelo gás, de maneira que o produto entre essas grandezas seja constante $PV = k$.

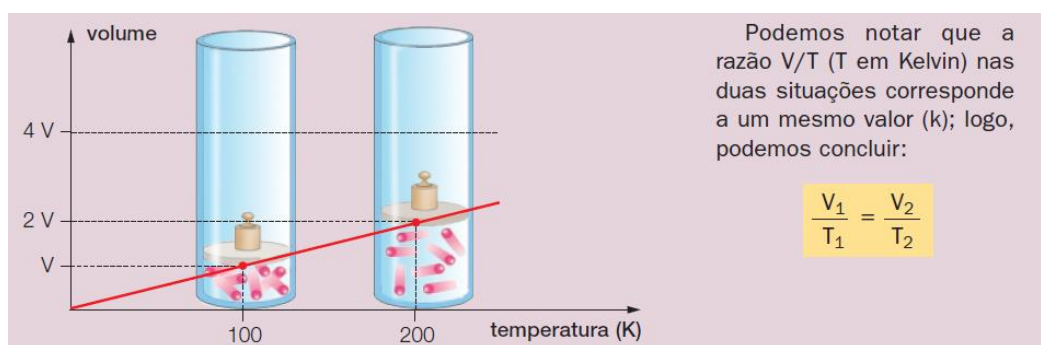


Essa relação foi estabelecida experimentalmente em 1662 pelo químico inglês Robert Boyle, sendo conhecida como lei de Boyle.

Isobárica ($P = \text{constante}$)

Para uma dada massa de gás à pressão constante, o volume ocupado pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

Um aumento da temperatura absoluta acarreta um aumento do volume ocupado pelo gás, de maneira que o quociente seja constante $V/T = k$.

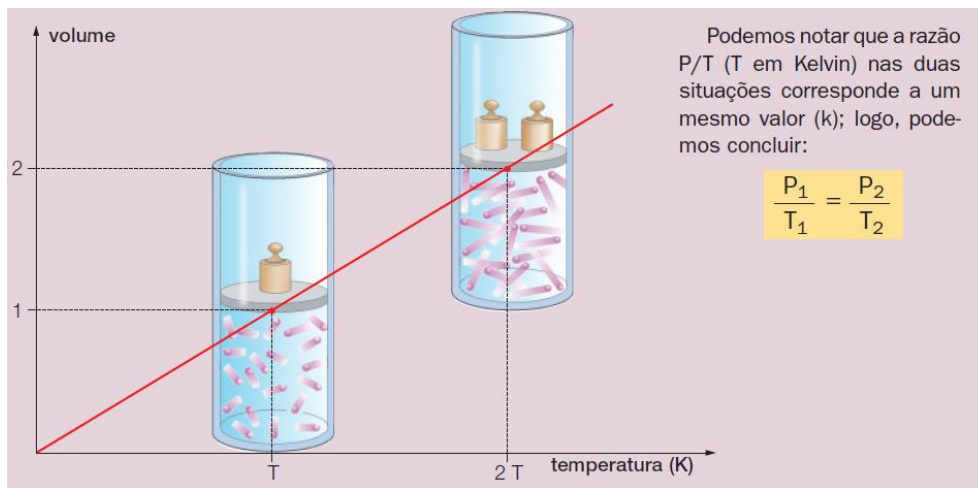


A relação entre volume e temperatura foi inicialmente observada em 1787 por Jacques Charles e quantificada em 1802 por Joseph Gay-Lussac, sendo conhecida como lei de Charles Gay-Lussac.

Isocórica ou Isovolumétrica ($V = \text{constante}$)

Para uma dada massa de gás a volume constante, a pressão exercida pelo gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta.

Um aumento da temperatura absoluta acarreta um aumento da pressão exercida pelo gás, de maneira que o quociente seja constante $P/T = k$.



Equação geral dos gases

Em 1802, Joseph Gay-Lussac verificou que se a temperatura fosse medida pela escala Kelvin (K), a pressão (P) e a temperatura (T) apresentariam variação proporcional.

Relacionando as três transformações gasosas estudadas até aqui, obtemos uma relação denominada equação geral dos gases:

$$\begin{array}{l}
 P_1 V_1 = P_2 V_2 \\
 \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \\
 \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 \swarrow T = k \\
 \swarrow P = k \\
 \swarrow V = k
 \end{array}
 \rightarrow
 \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

A equação geral dos gases permite que, por exemplo, conhecendo o volume de um gás em determinadas condições de temperatura e pressão, possamos determinar seu novo volume em outras condições de temperatura e pressão. Esse cálculo também pode ser feito para a determinação de temperaturas e pressões diferentes, a partir de valores iniciais.

Condições Normais de Temperatura e Pressão (CNTP)

As comparações das propriedades dos gases são feitas a partir de certos referenciais, estabelecidos arbitrariamente e conhecidos por Condições Normais.

$$\begin{array}{l}
 P_{\text{Normal}} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \cong 100 \text{ kPa} \\
 T_{\text{Normal}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}
 \end{array}$$

Equação de Clapeyron

Quaisquer que sejam as transformações sofridas por uma massa fixa de gás, a relação PV/T apresenta sempre um valor constante que depende do número de mol do gás. Quando essa quantidade for igual a 1 mol, a constante será representada por R.

Para 1 mol de qualquer gás, $PV/T = R$.

O valor de R nas CNTP ($P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101,3 \text{ kPa}$; $T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$; $V_{\text{Molar}} = 22,4 \text{ L/mol}$) pode, então, ser calculado:

$$\frac{PV}{T} = R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L mol}^{-1}}{273 \text{ K}} \Rightarrow R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Os valores de R estão relacionados às unidades empregadas para indicar as outras grandezas.

$$R = 62,3 \text{ mmHg} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; R = 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Genericamente, para um número qualquer de mol (n), temos:

$$\frac{PV}{T} = n R \Rightarrow PV = nRT$$

Qualquer gás que obedeça a essa lei será considerado um gás perfeito ou ideal e, por isso, essa equação é conhecida por Equação de Estado dos Gases Perfeitos ou Equação de Clapeyron.

Princípio de Avogadro

Em 1811, Amedeo Avogadro enunciou sua famosa lei, também conhecida por Princípio (ou Hipótese) de Avogadro, segundo a qual volumes iguais de diferentes gases, a uma mesma temperatura e pressão, contêm igual número de moléculas.

O Princípio de Avogadro normalmente é enunciado da seguinte maneira:

Volumes iguais, de quaisquer gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura, apresentam a mesma quantidade de substância em mol ou moléculas.

Densidade dos gases

Densidade absoluta

A partir da Equação de Estado dos Gases Ideais, $PV = nRT$, pode-se chegar a uma nova equação:

$$PV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow PM = \frac{m}{V} RT \Rightarrow \boxed{\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V}} \Rightarrow \boxed{d = \frac{PM}{RT} \text{ g/L}}$$

Densidade relativa

A densidade relativa entre dois gases é dada pela simples relação entre as suas densidades absolutas, medidas nas mesmas condições de pressão e temperatura.

$$\left. \begin{array}{l} d_A = \frac{PM_A}{RT} \\ d_B = \frac{PM_B}{RT} \end{array} \right\} \frac{d_A}{d_B} = \frac{\frac{PM_A}{RT}}{\frac{PM_B}{RT}} \Rightarrow \boxed{\frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}}$$

A partir dessa relação pode-se concluir, em termos comparativos, que quanto maior for a massa molar de um gás, maior será a sua densidade.

É comum comparar a densidade de um gás com a do ar. Como o ar é uma mistura, sua massa molar aparente deve ser determinada por meio de uma média ponderada:

composição do ar	% em volume	fração molar
N ₂ (M = 28 g/mol)	78	0,78
O ₂ (M = 32 g/mol)	21	0,21
Ar (M = 40 g/mol)	1	0,01

$$m_{\text{aparente}} = (x_{N_2} \cdot m_{N_2}) + (x_{O_2} \cdot m_{O_2}) + (x_{Ar} \cdot m_{Ar})$$

$$M_{\text{aparente do ar}} = 28,96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Logo, nas CNTP, se um balão contendo gás com massa molar menor do que 28,96 g/mol for solto no ar, ele subirá.

