



**UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO**  
**CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO**  
**Projeto Pró-Ensino de Química Geral**

# APOSTILA GASES

**São Mateus/ES**

**2020**

## NATUREZA DOS GASES

O estado mais simples da matéria é um gás, uma forma da matéria que ocupa o volume total de qualquer recipiente que a contenha.

O estado físico de uma amostra de uma substância é definido por suas propriedades físicas. O estado de um gás puro fica definido pelos valores do volume que ele ocupa,  $V$ , da quantidade da substância (número de mols),  $n$ , da pressão,  $P$ , e da temperatura,  $T$ .

### a) PRESSÃO

A pressão  $P$  de um gás é a força,  $F$ , exercida pelo gás, dividida pela área,  $A$ , sobre a qual a força se aplica:

$$P = \frac{\text{força}}{\text{área}} = \frac{F}{A}$$

A unidade da pressão no sistema internacional (SI) é o Pascal, Pa:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} / \text{s}^2$$

Ou seja, quanto maior for a força que atua sobre uma área, maior será a pressão. A origem da força exercida por um gás é a sequência de colisões das moléculas com as paredes do recipiente. As colisões são tão numerosas que exercem uma força efetivamente constante que se manifesta como uma pressão constante.

Embora a unidade no sistema internacional seja o Pascal, outras unidades são muito utilizadas.

Tabela 1 – Unidades de pressão

Unidade SI	Pascal (Pa) = kg.m/s <sup>2</sup>
Unidades convencionais	1 bar = 10 <sup>5</sup> Pa
	1 atm = 1,01325 x 10 <sup>5</sup> Pa
	1 atm = 760 torr

## AS LEIS DOS GASES

### a) A LEI DE BOYLE

*“Para uma quantidade fixa de gás em temperatura constante, o volume é inversamente proporcional à pressão.”*

Ou então,

$$\text{Volume} \propto \frac{1}{\text{Pressão}}$$

A lei afirma que a compressão isotérmica (em temperatura constante) de um gás até a metade do volume inicial, de 1 L a 0,5 L, por exemplo, duplica a pressão do gás.

Pode-se descrever a lei de Boyle como  $P = \text{constante}/V$  que se rearranja a:

$$PV = \text{constante}$$

Quando um gás é comprimido, suas moléculas são confinadas em um volume menor. Aumenta a população de partículas no interior do recipiente e o número de colisões entre as moléculas e as paredes, na unidade de tempo, aumenta. Como resultado, elas exercem uma força total maior sobre as paredes, dando origem a pressão mais alta.

## b) LEI DA CHARLES

*“O volume de uma quantidade fixa de um gás sob pressão constante varia linearmente com a temperatura absoluta.”*

Ou então:

$$\text{Volume} \propto \text{Temperatura}$$

Essa expressão nos diz que se a temperatura absoluta de uma quantidade fixa de gás sob pressão constante é duplicada, então o volume também dobra. Assim, se um gás é aquecido de 300 K (27°C) até 600 K (327°C), em um recipiente promovido com um pistão, seu volume dobra.

Pode-se escrever essa relação entre volume e temperatura da forma:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

Uma expressão semelhante resume a variação da pressão de uma amostra de gás que é aquecida em um recipiente de volume fixo. *A pressão varia linearmente com a temperatura.*

$$\text{Pressão} \propto \text{Temperatura}$$

Pode-se escrever a relação entre pressão e temperatura da seguinte forma:

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

Isto significa que quando a temperatura absoluta dobra, a pressão dobra, mantidos constantes a quantidade e o volume do gás.

## c) PRINCÍPIO DE AVOGADRO

O volume molar,  $V_m$ , de uma substância é o volume ocupado por um mol de moléculas. Especificamente, se  $V$  é o volume de uma amostra e  $n$  é a quantidade (em mols) de moléculas que a amostra contém, o volume molar é:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Essa expressão nos diz que *quando o número de mols de moléculas dobra sob temperatura e pressão constantes, o volume ocupado também dobra*. Isto é, se as moléculas de gás estão em movimento constante e se chocam com as paredes do recipiente que as contém, para manter a pressão constante é necessário que o volume do recipiente aumente.

$$\text{Número de mols} \propto \text{Volume}$$

Ou seja:

$$\frac{n}{V} = \text{constante}$$

#### d) LEI DOS GASES IDEAIS

Se expressarmos cada lei como uma relação de proporcionalidade, temos:

$$\text{Lei de Boyle: } \textit{Volume} \propto \frac{1}{\textit{Pressão}} \text{ (constante } n \text{ e } T)$$

$$\text{Lei de Charles: } \textit{Volume} \propto \textit{Temperatura} \text{ (constante } n \text{ e } P)$$

$$\text{Lei de Avogadro: } \textit{Número de mols} \propto \textit{Volume} \text{ (constante } P \text{ e } T)$$

Podemos combinar essas relações para chegar a uma lei de gás mais geral:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Se chamarmos R a constante de proporcionalidade, temos:

$$V = R \left( \frac{nT}{P} \right)$$

Reordenando, temos essa relação de forma mais familiar:

$$PV = nRT$$

A constante R é chamada de **constante dos gases** e tem o mesmo valor para todos os gases. Como R não depende da natureza do gás, ela é chamada de constante universal. O valor da constante dos gases pode ser obtido da medida de  $P$ ,  $V$ ,  $n$  e  $T$ , substituindo os dados na equação acima e isolando o R.

Tabela 2 – Constante universal dos gases, R

$$R = 0,082 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,314 \times 10^{-2} \text{ L.bar. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

A lei dos gases ideais é uma equação de estado para qualquer gás e fica cada vez mais exata a medida que a pressão do gás se aproxima de zero. Um gás que segue a equação exatamente, para quaisquer condições de temperatura, pressão e volume, é chamado de **gás ideal**. Um **gás real** tem o comportamento semelhante ao de um ideal quando sua pressão tende a zero.

**Exemplo 1:** O carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ )<sub>(s)</sub>, decompõe-se com aquecimento para produzir  $\text{CaO}$ <sub>(s)</sub> e  $\text{CO}_2$ <sub>(g)</sub>. Uma amostra de  $\text{CaCO}_3$  é decomposta e o dióxido de carbono é coletado em um frasco de 250 mL. Depois de a composição de completar, o gás tem pressão de 1,3 atm à temperatura de 31°C. Qual a quantidade de matéria de gás  $\text{CO}_2$  produzida?

Os valores dados são:

$$P = 1,3 \text{ atm}$$

- $V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$
- $T = 31^\circ\text{C} = (31 + 273) \text{ K} = 304 \text{ K}$

Considerando o gás carbônico como ideal, podemos usar a equação dos gases ideais para calcularmos a quantidade de matéria produzida. Lembrando que: o valor de  $R$  utilizado deve ser de acordo com as demais unidades das nossas variáveis. Sendo assim, utilizaremos o valor de  $R = 0,082 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(1,3 \text{ atm})(0,25 \text{ L})}{\left(0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}}\right)(304\text{K})} = 0,013 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Logo, a quantidade de  $\text{CO}_2$  produzida foi de 0,013 mol.

Suponhamos que temos 1,000 mol de gás a 1,000 atm e  $0,00^\circ\text{C}$  (273,15 K). De acordo com a equação dos gases ideais, o volume de gás será:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,000 \text{ mol}) (0,082 \text{ L.atm/mol.K})(273,15\text{K})}{1,00 \text{ atm}} = 22,41 \text{ L}$$

As condições de  $0^\circ\text{C}$  e 1 atm referem-se às **condições normais de temperatura e pressão** (CNTP). Muitas propriedades dos gases são tabelados para essas condições. O volume ocupado por 1 mol de um gás ideal na CNTP, 22,4 L, é conhecido como *volume molar* de um gás ideal na CNTP.

### e) APLICAÇÃO DA LEI DOS GASES IDEAIS

As leis de Boyle, Charles e Avogadro são casos especiais da lei dos gases ideais. Por exemplo, quando a quantidade de gás e a temperatura são mantidas constantes,  $n$  e  $T$  têm valores fixos. Dessa forma, o produto  $nRT$  é o produto de três constantes e deve ser, por si só, constante.

$$PV = nRT = \text{constante ou } PV = \text{constante}$$

Assim, temos a lei de Boyle. Vemos que  $n$  e  $T$  são constantes, os valores individuais de  $P$  e  $V$  podem variar, mas o produto  $PV$  deve permanecer constante.

A lei dos gases ideais permite predições quando duas ou mais variáveis são alteradas simultaneamente. Por exemplo, ao encher um pneu de bicicleta, a temperatura do gás na bomba aumenta quando apertamos o pistão e a compressão não é estritamente isotérmica.

Para fazer cálculos, levamos em conta que, se as condições iniciais de um gás são  $P_1, V_1$  e  $T_1$ , a equação dos gases ideais permite escrever  $P_1V_1 = nRT_1$ , ou ainda,  $R = P_1V_1/nT_1$ .

Depois da mudança, as condições passam a ser  $P_2, V_2$  e  $T_2$ . Como a lei dos gases ideais ainda se aplica, então,  $R = P_2V_2/nT_2$ .

Como  $R$  é constante, podemos igualar as duas equações e obter a **lei dos gases combinada**:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Através dessa equação, é possível descrever como um gás responde a mudanças em sua condição inicial.

**Exemplo 2:** A pressão de um gás em uma lata de aerosol é 1,5 atm à 25°C. Supondo que o gás dentro da lata obedece à equação do gás ideal, qual seria a pressão do gás se a lata fosse aquecida a 450°C?

Como o gás está contido dentro de um recipiente fechado, então seu volume e composição não variam. Logo, utilizaremos a lei dos gases combinada, considerando a variação apenas da pressão e temperatura.

	<i>P</i>	<i>T</i>
Inicial	1,5 atm	298 K
Final	<i>P</i> <sub>2</sub>	723 K

Aplicando os dados na equação dos gases ideais combinada:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Como  $V_1 = V_2$ :

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{(1,5 \text{ atm})(723 \text{ K})}{(298 \text{ K})} = 3,6 \text{ atm}$$

Percebe-se que há um aumento da pressão dentro da lata quando há aumento da temperatura, o que é condizente com a Lei de Charles.

## f) DENSIDADE DE GASES E MASSA MOLAR

A equação do gás ideal pode ser utilizada para definir a relação entre a densidade de um gás e a respectiva massa molar e para calcular os volumes de gases formados ou consumidos em reações químicas.

A densidade tem unidade de massa por volume. Podemos ordenar a equação dos gases para obter a quantidade de matéria por unidade de volume.

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Observe que  $n/V$  tem unidade de mol por litro. Se multiplicarmos ambos os lados da equação pela massa molar ( $M$ ), que é o número de gramas em 1 mol de certa substância, então:

$$\frac{nM}{V} = \frac{PM}{RT}$$

A relação  $nM/V$  tem unidade de grama por litro, que é exatamente a unidade da densidade.

Logo, a densidade  $d$ , de um gás é dada pela expressão:

$$d = \frac{PM}{RT}$$

A partir da equação acima, concluímos que a densidade de um gás depende da pressão a qual está submetido, sua massa molar, e sua temperatura. Quanto maiores a massa molar e a pressão, maior será a densidade do gás.

A equação da densidade pode ser reorganizada para que se ache a massa molar do gás:

$$M = \frac{dRT}{P}$$

## MISTURAS DE GASES

Consideramos até aqui apenas o comportamento de gases puros – os que consistem em uma única substância no estado gasoso. Entretanto, muitos dos gases que encontramos na química e na vida cotidiana são misturas. A atmosfera, por exemplo, é uma mistura de nitrogênio, oxigênio, argônio, dióxido de carbono e muitos outros gases.

### a) PRESSÕES PARCIAIS

Primeiramente, é preciso entender que em pressões baixas, todos os gases respondem da mesma maneira as mudanças de pressão, volume e temperatura, ou seja, *uma mistura de gases que não reagem entre si comporta-se como um gás simples*.

John Dalton foi o primeiro a mostrar como calcular a pressão de uma mistura de gases.

### LEI DE DALTON DAS PRESSÕES PARCIAIS

*A **pressão total** de uma mistura de gases é igual à soma das pressões parciais que cada gás exerceria se estivesse sozinho. A pressão exercida por um componente de certa mistura gasosa é chamada de **pressão parcial** daquele gás.*

Se permitirmos que  $P_T$  seja a pressão total e  $P_1, P_2, P_3 \dots$  sejam as pressões parciais dos gases na mistura, podemos escrever a lei de Dalton como segue:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Essa equação permite que cada gás na mistura comporta-se de forma independente. Se designarmos  $n_1, n_2, n_3 \dots$  a quantidade de matéria de cada um dos gases na mistura e  $n_T$  a quantidade de matéria total dos gases, então:

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3 \dots$$

Considerando que cada um dos gases obedece à equação dos gases ideais:

$$P_1 = n_1 \left( \frac{RT}{V} \right), P_2 = n_2 \left( \frac{RT}{V} \right), \text{ e } P_3 = n_3 \left( \frac{RT}{V} \right) \dots$$

Todos os gases estão à mesma temperatura e ocupam o mesmo volume. Substituindo na lei de Dalton:

$$P_T = (n_1 + n_2 + n_3 \dots) \left( \frac{RT}{V} \right) = n_T \left( \frac{RT}{V} \right)$$

Isto é, a pressão total à temperatura e volume constantes é determinada pela quantidade de matéria total do gás presente, independentemente se esse total representar apenas uma substância ou uma mistura.

**Exemplo 3:** Uma mistura gasosa feita de 6,00 g de O<sub>2</sub> e 9,00 g de CH<sub>4</sub> é colocada em recipiente de 15,0 L a 0°C. Qual é a pressão parcial de cada gás e a pressão total do recipiente?

Como cada gás comporta-se de maneira independente, podemos usar a equação do gás ideal para calcular a pressão que cada um exerceria se o outro não tivesse presente.

Devemos primeiro converter a massa de cada substância em quantidade de matéria:

$$\text{número de mols} = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}}$$

$$n_{O_2} = \frac{6,0 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,188 \text{ mol de } O_2$$

$$n_{CH_4} = \frac{9,0 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,563 \text{ mol de } CH_4$$

Podemos agora usar a equação do gás ideal para calcular a pressão parcial de cada gás. Foi dado que a temperatura é de 0°C = 273 K e o volume ocupado é de 15,0 L:

$$P_{O_2} = n_{O_2} \left( \frac{RT}{V} \right) = \frac{(0,188 \text{ mol}) \left( 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} \right) (273\text{K})}{15 \text{ L}} = 0,281 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4} = n_{CH_4} \left( \frac{RT}{V} \right) = \frac{(0,563 \text{ mol}) \left( 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} \right) (273\text{K})}{15 \text{ L}} = 0,841 \text{ atm}$$

As pressões parcial do oxigênio e do metano são de 0,281 atm e 0,841 atm, respectivamente.

A pressão total dentro do recipiente pode ser calculada por meio da lei de Dalton:

$$P_T = P_{O_2} + P_{CH_4} = 0,281 + 0,841 = 1,122 \text{ atm}$$

## b) PRESSÕES PARCIAIS E FRAÇÕES EM QUANTIDADE DE MATÉRIA

Como cada gás na mistura comporta-se de forma independente, podemos relacionar a quantidade de certo gás em uma mistura com sua pressão parcial. Para um gás ideal,  $PV = nRT$ , e portanto, podemos escrever:

$$\frac{P_1}{P_T} = \frac{n_1 RT/V}{n_T RT/V} = \frac{n_1}{n_T}$$

A razão  $n_1/n_T$  é chamada **fração em quantidade de matéria** (ou fração molar) do gás 1, que representamos por  $X_1$ . A fração em quantidade de matéria,  $X$ , é um número sem dimensões que expressa a razão entre a quantidade de matéria de certo componente e a quantidade de matéria total na mistura. Podemos reordenar a equação acima para fornecer:

$$P_1 = \left( \frac{n_1}{n_T} \right) P_T = X_1 P_T$$

Portanto, a pressão parcial de um gás em uma mistura é a sua fração em quantidade de matéria multiplicada pela pressão total.

Por exemplo, a fração em quantidade de matéria do  $N_2$  no ar é 0,78, isto é, 78% das moléculas no ar são de  $N_2$ . Se a pressão total for de 760 torr, a pressão parcial de  $N_2$  será de:

$$P_{N_2} = (0,78)(760 \text{ torr}) = 590 \text{ torr}$$

## GASES REAIS: DESVIOS DO COMPORTAMENTO IDEAL

A equação do gás ideal pode ser usada para representar os gases reais desde que se esteja trabalhando em baixas pressões e altas temperaturas. Entretanto, em situações reais no qual se trabalha com gases a altas pressões, não se pode fazer o uso da equação dos gases ideais para determinar as propriedades de volume e pressão porque o desvio do comportamento ideal é muito grande.

Van der Waals identificou que, para um gás ideal, a equação deveria ser corrigida para o volume finito ocupado pelas moléculas de gás e para as forças atrativas entre as moléculas de gás, então as constantes  $a$  e  $b$  foram introduzidas para fazer essas correções:

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

Onde:

- $a$  representa o papel das atrações, e, por isso, é relativamente grande para moléculas que se atraem fortemente.
- $b$  representa o papel das repulsões através do volume de uma molécula, porque as forças repulsivas impedem que uma molécula ocupe o volume já ocupado por outra.

O volume é diminuído por um fator  $nb$ , que explica o volume finito ocupado pelas moléculas de gás. A constante de Van der Waals  $b$  é uma medida do volume real ocupado por um mol de gás, e tem como uma das unidades o L/mol.

A pressão, por sua vez, é diminuída pelo fator  $n^2a/V^2$ , que explica o fato das forças atrativas entre os pares de moléculas aumentarem com o quadrado do número de moléculas por unidade de volume. Consequentemente,  $a$  tem como uma das unidades o  $L^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$ , pois pode haver outras unidades dependendo das unidades da pressão e do volume que esteja medindo. A magnitude de  $a$  reflete a força com que as moléculas de gás se atraem.

A equação acima também pode ser reescrita da forma:

$$\left[ P + \frac{n^2a}{V^2} \right] (V - nb) = nRT$$

As constantes  $a$  e  $b$  são diferentes para cada gás.

**Exemplo 4:** Se 1,00 mol de um gás ideal estivesse confinado em um recipiente de volume de 22,41 L à  $0^\circ\text{C}$ , exerceria pressão de 1 atm. Use a equação de Van der Waals para estimar a pressão exercida por 1,00 mol de  $\text{Cl}_{2(g)}$  em 22,41 L a  $0^\circ\text{C}$ , dados que  $a = 6,49 \text{ L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$  e  $b = 0,0562 \text{ L}/\text{mol}$ .

Como precisamos descobrir a pressão, é mais cômodo utilizar a equação de Van der Waals com a pressão isolada:

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

Sempre verificar se os dados dos exercícios estão nas mesmas unidades, antes de substituir os valores:

$$P = \frac{(1 \text{ mol})(0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}})(273 \text{ K})}{22,41 \text{ L} - (1 \text{ mol})(0,0562 \text{ L/mol})} - \frac{(1 \text{ mol})^2(6,49 \text{ L}^2 \cdot \text{atm/mol}^2)}{(22,41 \text{ L})^2}$$

$$P = 1,003 \text{ atm} - 0,013 \text{ atm} = 0,990 \text{ atm}$$

Como o valor da pressão obtido foi relativamente próximo de 1,0 atm, que seria a pressão exercida por um gás ideal, percebe-se que há um pequeno desvio da idealidade.

## MODELO CINÉTICO DOS GASES

A explicação molecular da lei de Boyle considera que, se uma amostra de gás for comprimida à metade do seu volume, atingirão as paredes, em certo intervalo de tempo, duas vezes mais moléculas do que antes da compressão. Como resultado, a força média sobre as paredes dobra. Assim, quando o volume for reduzido à metade, a pressão do gás é duplicada de maneira que  $P \times V$  seja uma constante. A lei de Boyle se aplica a todos os gases desde que sua pressão seja baixa, porque em pressões baixas as moléculas estão tão afastadas umas das outras que, em média, não exercem influência entre si.

A explicação molecular da lei de Charles reside no fato de que a elevação de temperatura de um gás aumenta a velocidade média das suas moléculas. As moléculas então colidem contra as paredes com mais frequência e maior impacto. Portanto, exercem maior pressão sobre as paredes do recipiente.

Esses conceitos qualitativos são expressos quantitativamente em termos do modelo cinético dos gases. De forma resumida, ele é baseado em três hipóteses:

1. O gás consiste em moléculas de massa  $m$  movimentando-se aleatória e incessantemente.
2. O tamanho das moléculas é desprezível no sentido que seus diâmetros são muito menores do que a distância média percorrida entre as colisões.
3. As moléculas interagem brevemente, e raramente, através de colisões elásticas.

Uma colisão elástica é uma colisão em que a energia cinética translacional total das moléculas é conservada. A partir das hipóteses do modelo cinético dos gases, pode ser deduzido que a pressão e o volume dos gases estão relacionados através da equação:

$$PV = \frac{1}{3}nMc^2$$

Na qual  $n$  é o número de mols do gás,  $M$  é a massa molar das moléculas, e  $c$  é a velocidade média quadrática das moléculas. Sendo

$$M = mN_A \text{ e } c = \sqrt{v^2}$$

Em que  $N_A$  é a constante de Avogadro e  $m$  é a massa de uma molécula.

O termo  $PV$  é relacionado com a equação dos gases ideais, logo o modelo cinético é coerente com a observação experimental. Como sabemos que  $PV = nRT$  para os gases ideais, podemos igualar o lado direito da equação a  $nRT$  e reorganizar a expressão resultante. Segue-se que a velocidade média quadrática das moléculas em um gás a temperatura  $T$  tem que ser:

$$c = \left( \frac{3RT}{M} \right)^{1/2}$$

Podemos concluir que a velocidade média quadrática das moléculas de um gás é proporcional à raiz quadrada da temperatura, e inversamente proporcional à raiz quadrada da massa molar. Isto é, quanto maior a temperatura, maior a velocidade média das moléculas e, em uma determinada temperatura, moléculas pesadas se deslocam mais lentamente do que moléculas leves.

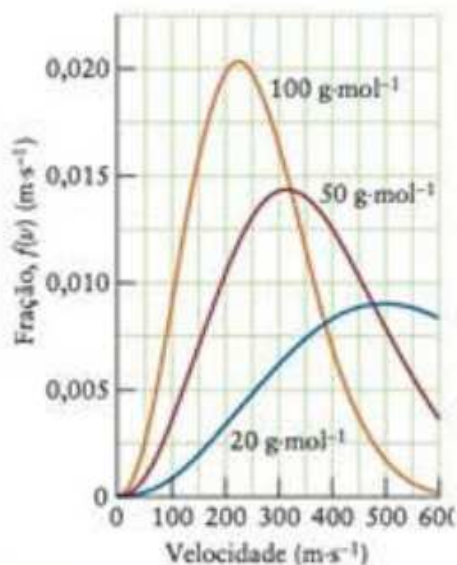
Embora muito útil, a equação de  $c$  fornece somente a velocidade média das moléculas de gás. A fórmula usada para calcular a fração de moléculas de gás que têm uma determinada velocidade  $v$  em um dado momento foi originalmente derivada do modelo cinético pelo cientista James Clerk Maxwell. Ele obteve a expressão:

$$\Delta N = Nf(v)\Delta v, \text{ com } f(v) = 4\pi \left( \frac{M}{2\pi RT} \right)^{3/2} v^2 e^{-Mv^2/2RT}$$

Em que:  $\Delta N$  é o número de moléculas com velocidades na faixa entre  $v$  e  $v + \Delta v$ ,  $N$  é o número total de moléculas na amostra,  $M$  é a massa molar e  $R$  a constante dos gases.

A Figura 1 apresenta um gráfico da distribuição de Maxwell para a velocidade de vários gases diferentes. Pode-se ver que as moléculas mais pesadas (com massa molar de 100 g/mol, por exemplo) viajam com velocidades próximas de seus valores médios. As moléculas leves (20 g/mol, por exemplo) não somente têm velocidades maiores, como também uma faixa maior de velocidades. Algumas moléculas de gases que têm massas molares pequenas têm velocidades tão altas que podem escapar da força gravitacional de planetas pequenos e sair para o espaço. Em consequência, moléculas de hidrogênio e átomos de hélio, que são muito leves, são raros na atmosfera da Terra, mas são abundantes em planetas de massa muito grande, como Júpiter.

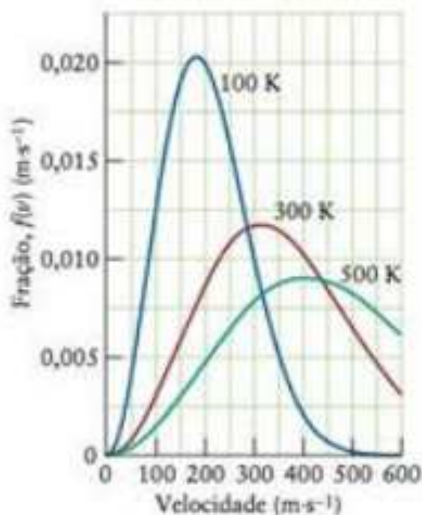
Figura 1 – Faixa de velocidades das moléculas de três gases, conforme a distribuição de Maxwell. Todas as curvas correspondem à mesma temperatura (300 K).



Fonte: Atkins, 2012

Um gráfico da distribuição de Maxwell para o mesmo gás a temperaturas diferentes mostra que a velocidade média cresce quando a temperatura aumenta (Figura 2). As curvas também mostram que a distribuição das velocidades se alarga com o aumento da temperatura. Em baixas temperaturas, a maior parte das moléculas tem velocidades próximas de sua velocidade média. Em temperaturas altas, uma grande proporção delas tem velocidades bastante diferentes de suas velocidades médias. Como a energia cinética de uma molécula em um gás é proporcional ao quadrado de sua velocidade, a distribuição das energias cinéticas moleculares é semelhante.

Figura 2 – Distribuição de Maxwell onde as curvas correspondem às velocidades de uma única substância em temperaturas diferentes. Quanto mais alta for a temperatura, maior será a velocidade média e mais largo será o intervalo de velocidades.



Fonte: Atkins, 2012

**Exemplo 5:** Qual é a raiz quadrada da velocidade quadrática média das moléculas de nitrogênio do ar em 20°C?

Sabe-se que:

- $T = 298 \text{ K}$
- $M_{N_2} = 28 \text{ g/mol} = 2,8 \times 10^{-2} \text{ kg/mol}$

Substituindo os valores na equação da velocidade média quadrática:

$$c = \left( \frac{3 \left( 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \right) (293\text{K})}{2,8 \times 10^{-2} \text{ kg/mol}} \right)^{1/2}$$

$$c = 511 \text{ m/s}$$

Esse resultado significa que as moléculas de nitrogênio do ar tem velocidade de cerca de 1840 km/h.

**FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?**

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

## REFERÊNCIAS

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. **Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente**. 5 ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce E. **Química: a ciência central**. 9 ed. São Paulo: Prentice-Hall, 2005.