

O gás ideal: experimento e modelo

Hoje estamos tão acostumados com a ideia de que em altas temperaturas as moléculas encontram-se mais “agitadas” que parece que essa é uma ideia “óbvia”. Na verdade, ela é tão óbvia como o sistema solar heliocêntrico! De tanto ouvir falar, parece que é uma verdade autoevidente, o que não é – nem uma, nem outra.

É importante perceber que a construção desta ideia passa por duas abordagens distintas, embora complementares.

Experimento Uma é a abordagem experimental, com medidas cuidadosas, baseadas na interpretação da pressão atmosférica medida por Torricelli com seu tubo e prato de mercúrio, e que levou às relações matemáticas

- $p(H_{\text{mercúrio}})V = cte$, proposta por Boyle, no século XVII, a partir de **medidas** de pressão e volume em temperatura ambiente,
- $p(t) = p_0(1 + \beta t)$, proposta por Amontons (sec XVII) e Gay-Lussac (sec XIX) a partir de **medidas** de pressão e temperatura em uma amostra de gás a volume constante,
- $V(t) = V_0(1 + \alpha t)$, proposta por Charles no século XVII, a partir de **medidas** a uma pressão fixa
- $V_{\text{gás}} \propto \text{número } N \text{ de moléculas do gás}$, a uma temperatura e pressão constantes, uma hipótese de Avogadro, para explicar relações entre os volumes de gás medidos em reações químicas)por Gay-Lussac, no sec XIX

que foram combinadas numa única relação única **relação universal**

$$\boxed{\frac{pV}{NT} = cte C \text{ para qualquer gás,}} \quad (I)$$

conhecida como lei geral dos gases, uma vez definida a escala de temperaturas absolutas $T(K) = t(273^\circ C) + 273^\circ C$ que tornaria nulo o volume a $T = 0 K$.

É fundamental entender que a relação $\frac{pV}{T} = cte$, para uma certa massa m , de gás é **experimental**. Se quisermos incluir a dependência da quantidade de gás expressa em termos da massa, pode-se escrever a relação

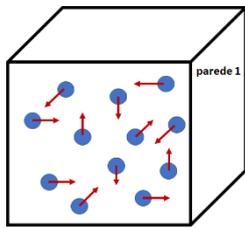
$$\frac{pV}{mT} = cte C \text{ (diferente para cada gás).} \quad (II)$$

É somente a partir da hipótese de Avogadro, de que o mesmo volume de gás contém o mesmo número de moléculas, independente se o gás é hidrogênio, oxigênio ou qualquer outro, que torna-se possível escrever a relação universal (I).

Modelo Imaginando o gás constituído de moléculas espaçadas entre si de forma que sua interação ficasse nula (hipótese de Avogadro), mas em movimento, com velocidades em direções aleatórias, é possível calcular a pressão exercida numa das paredes do recipiente que contém o gás, a partir de ideias propostas por Bernoulli, e desenvolvidas por vários outros filósofos da natureza.

Revendo o modelo cinético Imagine N moléculas de gás contidas numa caixa cúbica e fixe sua atenção numa das paredes da caixa. Para simplificar, vamos imaginar que as moléculas se deslocam apenas nas 3 direções dos eixos coordenados, de forma que em há $N/3$ moléculas indo e voltando entre cada par das 6 paredes. A pressão na parede resulta da somatória de

forças exercidas pelas moléculas que se deslocam perpendicularmente a ela, e que se chocam com ela periodicamente.



Caixa cúbica de lado L

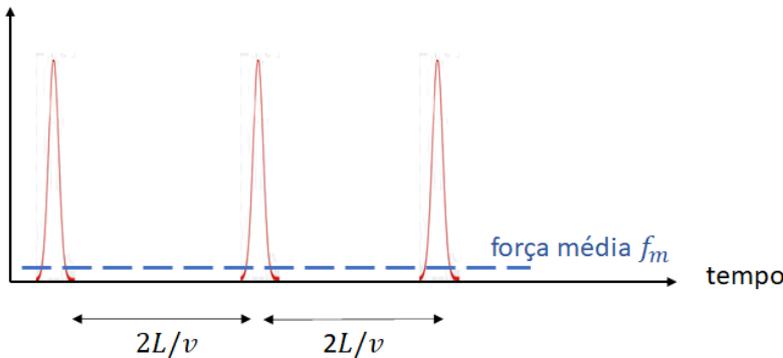


parede 1

Ao bater na parede e voltar, a molécula sofre uma variação de momento de módulo

$$|-mv_0 - mv_0| = 2mv_0$$

força f na parede



A molécula comprime a parede, sofre uma força contrária, da parede, freia até parar e inverter sua velocidade e soltar-se da parede. A parede sofre a ação de uma força igual e contrária.

$$2mv_0 = \int f dt = f_m \frac{2L}{v_0}$$

A parede 1 sofre uma força média $f_m = \frac{mv_0^2}{L}$ de cada uma das $N/3$ moléculas que se deslocam indo e voltando na direção horizontal

A força total na parede 1 é $F_{parede\ 1} = \frac{Nmv_0^2}{3L}$ e a pressão nessa parede é portanto

$$p = \frac{F_{par\ 1}}{L^2} = \frac{Nmv_0^2}{3L^3} = \frac{Nmv_0^2}{3V}$$

Experimento x modelo Finalmente podemos comparar experimento e modelo:

$$p_{experimental} = C \frac{NT}{V}$$

$$p_{modelo} = \frac{Nmv_0^2}{3V}$$

Para que o modelo concorde com a experiência, é necessário que tenhamos a igualdade

$T = \frac{1}{3C} mv_0^2$ e é por isso que dizemos que **a temperatura é proporcional à energia cinética das moléculas.**