Gases ideais

Flaviano Williams Fernandes

Instituto Federal do Paraná
Campus Irati

7 de Novembro de 2020

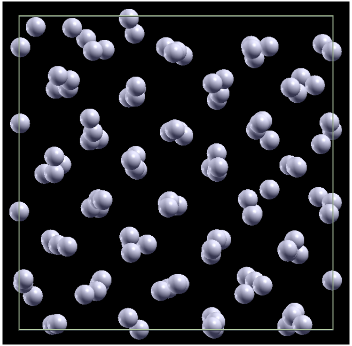
Sumário

Os três estados da matéria

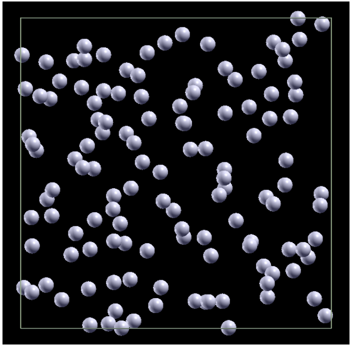
Propriedades que definem um gás ideal

- ✓ Entre as partículas dele, não há qualquer tipo de interação, como forças atrativas ou repulsivas (somente colisões entre esferas duras).
- ✓ As colisões são perfeitamente elástica (não há perdas de energia cinética, portanto o gás mantém a sua temperatura se o volume e a pressão não mudarem).
- ✓ O volume de cada molécula é praticamente desprezível comparado com o volume do gás (assim o espaço que as moléculas podem se mover é praticamente o volume do recipiente).

Exemplo de um gás ideal



Gás de argônio a 73 K

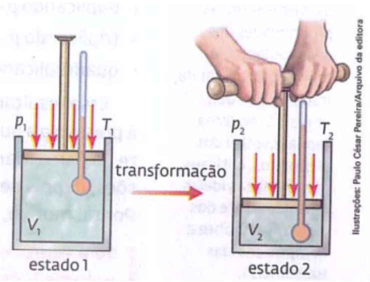


Gás de argônio a 373 K

Mudança de estado

Corollary

Quando um gás muda de um estado (definido pela pressão, temperatura e volume) para outro, dizemos que ele sofreu uma transformação termodinâmica.



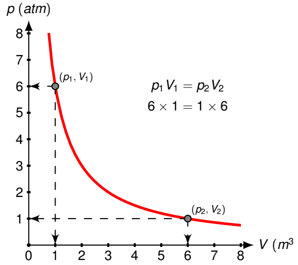
Exemplo de transformação termodinâmica.

Transformação isotérmica

Lei de Boyle

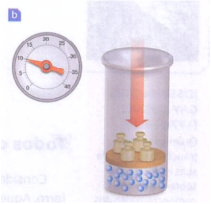
Numa transformação termodinâmica do estado 1 para o estado 2, se a temperatura T de uma dada massa gasosa for mantida constante, o volume V desse gás será inversamente proporcional à pressão p exercida sobre ele,

$$p_1 V_1 = p_2 V_2,$$
$$pV = \text{constante}, \ (T = \text{constante}).$$



Pressão versus volume numa transformação isotérmica.

Influência da pressão na densidade



Aumento da pressão acompanhado da diminuição do volume onde a temperatura é constante.

Corollary

Sabendo que $\rho \ \alpha \ \frac{1}{V}$ podemos concluir que $\rho \ \alpha \ p$, se mantivermos constante a temperatura de uma massa gasosa, uma vez que $p \ \alpha \ \frac{1}{V}$.

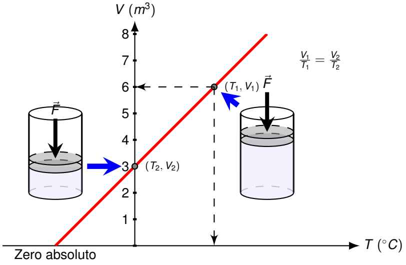
Transformação isobárica

Lei de Gay-Lussac

Numa transformação termodinâmica do estado 1 para o estado 2, O volume V de uma dada massa gasosa, mantida à pressão constante, é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta T (Kelvin), ou seja,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2},$$

$$\frac{V}{T} = \text{constante}, \ (p = \text{constante}).$$



Volume versus temperatura numa transformação isobárica.

Influência da temperatura na densidade

Diminuição da temperatura acompanhado da diminuição do volume onde a pressão é constante.

Corollary

Diminuindo T V também diminui na mesma quantidade, pois $\frac{1}{T} \alpha \frac{1}{V}$*. Sabendo que* $\rho \alpha \frac{1}{V}$ *podemos concluir que* $\rho \alpha \frac{1}{T}$*, se mantivermos a pressão constante.*

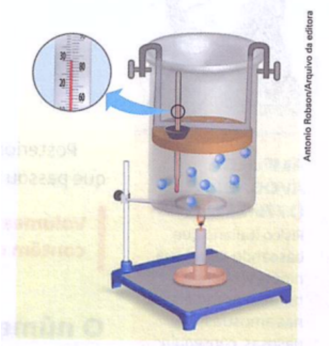
Transformação isovolumétrica

Transformação a volume constante

Numa transformação termodinâmica do estado 1 para o estado 2, se considerarmos um gás confinado em um recipiente de volume constante, sua pressão p, vai variar em proporção direta a sua temperatura T,

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2},$$

$$\frac{p}{T} = \text{constante}, \quad (V = \text{constante}).$$



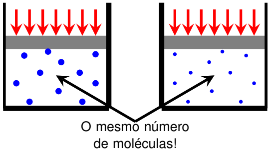
Aumento da pressão e temperatura a volume constante.

O número de Avogadro

Lei de Avogadro

Volumes iguais, de gases diferentes, à mesma temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas. Esse número é chamado de número de Avogadro N_0,

$$N_0 = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$



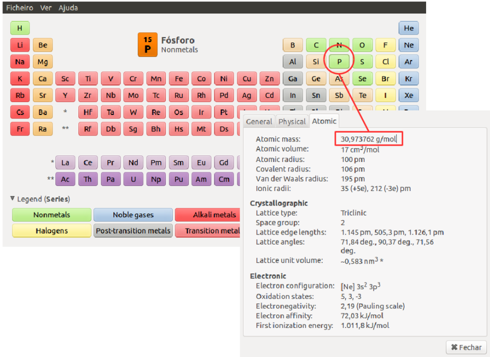
Recipientes contendo gases diferentes.

Corollary

Podemos dizer que ρ varia apenas com a massa da quantidade N_0 de moléculas,

$$\rho \propto M, \ (p, V, T \text{ constantes}).$$

Massa molar



Identificação da massa molecular na tabela periódica.

Massa molar

Massa molar M representa a massa em gramas de 1 mol da substância,

$$\text{Massa molar} = \frac{\text{Massa total}}{\text{num. moles}}.$$

Um mol equivale a $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ou átomos da substância,

$$n = \frac{N}{N_0}.$$

Equação do gás ideal

Reunindo as Leis de Boyle, Gay-Lussac e Avogadro de um gás a pressão p, temperatura T e massa molar M na forma

$$\rho \ \alpha \ p,$$
$$\rho \ \alpha \ \frac{1}{T},$$
$$\rho \ \alpha \ M.$$

Reunindo em uma única relação

$$\rho \ \alpha \ \frac{pM}{T}.$$

Mas sabemos que $\rho = \frac{m_{\text{Total}}}{V}$, portanto

$$\frac{m_{\text{Total}}}{V} \ \alpha \ \frac{pM}{T},$$
$$pV \alpha \ \left(\frac{m}{M}\right) T.$$

Mas $n = m_{\text{Total}}/M$, resultando na relação entre a pressão, volume e temperatura de uma massa gasosa contendo n mols,

Equação do gás ideal

$$pV = nRT.$$

Constante universal dos gases

Verificamos anteriormente que $pV = RnT$, ou seja,

$$R = \frac{pV}{nT},$$

onde R é a constante de proporcionalidade chamada constante universal dos gases. Experimentalmente, podemos verificar que para um mol de um gás ideal qualquer (n=1 mol), à temperatura de 273 K e à pressão de 1 atm, o gás irá ocupar um volume de 22,4 L. Substituindo na equação acima

$$R = 0,082\ \frac{\text{atm} \cdot L}{\text{mol} \cdot K}.$$

No SI a pressão é medida em N/m^2 e o volume em m^3, portanto após converter as unidades de medida temos

$$\boxed{R = 8,31\ \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot K}.}$$

Cálculo da pressão de um gás

A pressão de um gás se deve a colisões contínuas das moléculas de massa m contra as paredes do recipiente, na forma

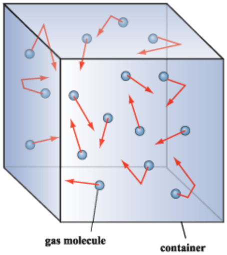
$$p = \frac{1}{3}\frac{N}{V} m \left\langle v^2 \right\rangle .$$

N: Número total de moléculas;

V: Volume do recipiente;

m: Massa de cada molécula;

$\left\langle v^2 \right\rangle$: Média dos quadrados das velocidades.



Recipiente contendo gás ideal.

Energia interna de um gás

Do cálculo da pressão de um gás contendo n mols de moléculas podemos ter

$$pV = \frac{1}{3}(nN_0)m\left\langle v^2\right\rangle.$$

Comparando com a equação do gás ideal temos

$$\frac{1}{3}\cancel{n}N_0 m\left\langle v^2\right\rangle = \cancel{n}RT,$$

$$\frac{1}{2}m\left\langle v^2\right\rangle = \frac{3}{2}\underbrace{\left(\frac{R}{N_0}\right)}_{k_B}T.$$

onde k_B é chamado constante de Boltzmann ($k_B = 1,38 \times 10^{-23}$ J/K).

Energia interna de um gás ideal

$$U(T) = \frac{1}{2}Nm\left\langle v^2\right\rangle = \frac{3}{2}Nk_BT.$$

Transformar um número em notação científica

Corollary

Passo 1: *Escrever o número incluindo a vírgula.*

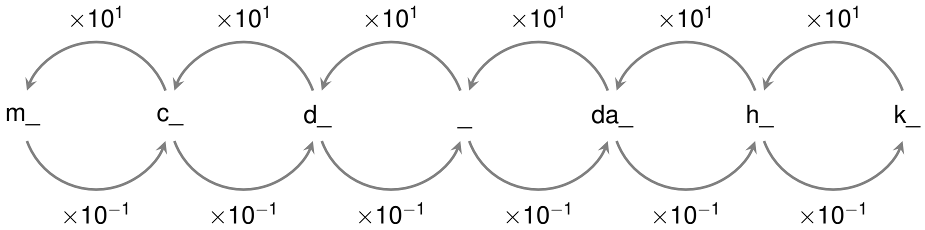
Passo 2: *Andar com a vírgula até que reste somente um número diferente de zero no lado esquerdo.*

Passo 3: *Colocar no expoente da potência de 10 o número de casas decimais que tivemos que "andar"com a vírgula. Se ao andar com a vírgula o valor do número diminuiu, o expoente ficará positivo, se aumentou o expoente ficará negativo.*

Exemplo

$$6\ 590\ 000\ 000\ 000\ 000,0 = 6{,}59 \times 10^{15}$$

Conversão de unidades em uma dimensão

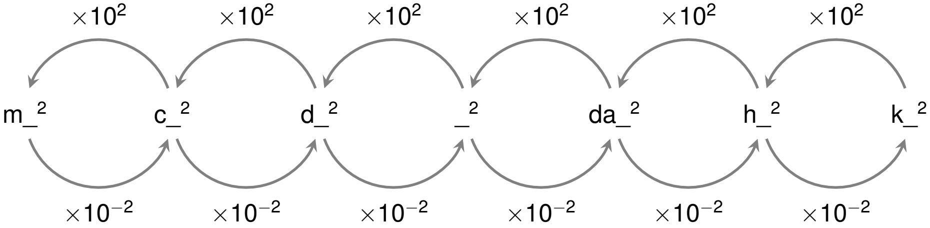


$$1\ \text{mm} = 1 \times 10^{(-1)\times 2}\ \text{dm} \rightarrow 1 \times 10^{-2}\ \text{dm}$$

$$2,5\ \text{kg} = 2,5 \times 10^{(1)\times 6}\ \text{mg} \rightarrow 2,5 \times 10^{6}\ \text{mg}$$

$$10\ \text{ms} = 10 \times 10^{(-1)\times 3}\ \text{s} \rightarrow 10 \times 10^{-3}\ \text{s}$$

Conversão de unidades em duas dimensões



$$1 \text{ mm}^2 = 1 \times 10^{(-2)\times 2} \text{ dm}^2 \rightarrow 1 \times 10^{-4} \text{ dm}^2$$

$$2,5 \text{ m}^2 = 2,5 \times 10^{(2)\times 3} \text{ mm}^2 \rightarrow 2,5 \times 10^{6} \text{ mm}^2$$

$$10 \text{ ms}^2 = 10 \times 10^{(-2)\times 3} \text{ s}^2 \rightarrow 10 \times 10^{-6} \text{ s}^2$$

Conversão de unidades em três dimensões

$$
\begin{tikzcd}[column sep=large]
\mathrm{m\_}^3 \arrow[r, bend right, "\times 10^{-3}"'] & \mathrm{c\_}^3 \arrow[l, bend right, "\times 10^{3}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-3}"'] & \mathrm{d\_}^3 \arrow[l, bend right, "\times 10^{3}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-3}"'] & \mathrm{\_}^3 \arrow[l, bend right, "\times 10^{3}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-3}"'] & \mathrm{da\_}^3 \arrow[l, bend right, "\times 10^{3}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-3}"'] & \mathrm{h\_}^3 \arrow[l, bend right, "\times 10^{3}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-3}"'] & \mathrm{k\_}^3 \arrow[l, bend right, "\times 10^{3}"']
\end{tikzcd}
$$

$$1 \text{ mm}^3 = 1 \times 10^{(-3)\times 2} \text{ dm}^3 \rightarrow 1 \times 10^{-6} \text{ dm}^3$$

$$2,5 \text{ m}^3 = 2,5 \times 10^{(3)\times 3} \text{ mm}^3 \rightarrow 2,5 \times 10^{9} \text{ mm}^3$$

$$2,5 \text{ km}^3 = 2,5 \times 10^{(3)\times 6} \text{ mm}^3 \rightarrow 2,5 \times 10^{18} \text{ mm}^3$$

Alfabeto grego

Alfa	A	α	Ni	N	ν
Beta	B	β	Csi	Ξ	ξ
Gama	Γ	γ	ômicron	O	o
Delta	Δ	δ	Pi	Π	π
Epsílon	E	ϵ, ε	Rô	P	ρ
Zeta	Z	ζ	Sigma	Σ	σ
Eta	H	η	Tau	T	τ
Teta	Θ	θ	Ípsilon	Υ	υ
Iota	I	ι	Fi	Φ	ϕ, φ
Capa	K	κ	Qui	X	χ
Lambda	Λ	λ	Psi	Ψ	ψ
Mi	M	μ	Ômega	Ω	ω

Referências e observações[1]

A. Máximo, B. Alvarenga, C. Guimarães, Física. Contexto e aplicações, v.2, 2.ed., São Paulo, Scipione (2016)

Esta apresentação está disponível para download no endereço
https://flavianowilliams.github.io/education

[1] Este material está sujeito a modificações. Recomenda-se acompanhamento permanente.