

Gases ideais

Flaviano Williams Fernandes

Instituto Federal do Paraná
Campus Irati

14 de Julho de 2022

Sumário

- 1 **Transformações termodinâmicas**
- 2 **Lei de Avogadro**
- 3 **Equação do gás ideal**
- 4 **Teoria cinética dos gases**
- 5 **Apêndice**

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

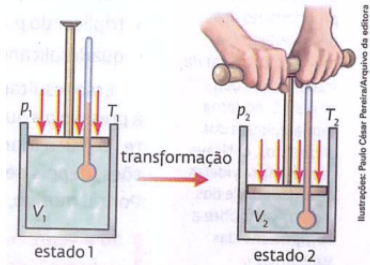
Gás de argônio a 73 K

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.



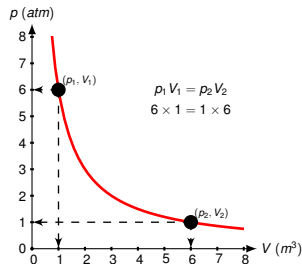
Exemplo de transformação termodinâmica.

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,

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



Pressão x volume na transformação isotérmica.

Influência da pressão na densidade



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

Corollary

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

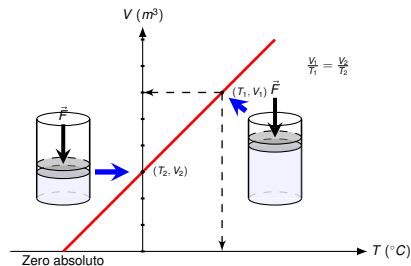
Transformação isobárica

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 $\frac{1}{T} \propto \frac{1}{V}$. Sabendo que $\rho \propto \frac{1}{V}$ podemos concluir que $\rho \propto \frac{1}{T}$, se mantivermos a pressão constante.

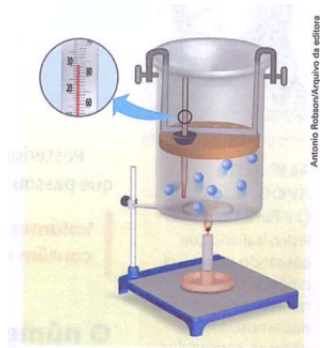
Transformação isovolumétrica

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 ,

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

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



Antonio Robson/Arquivo da editora

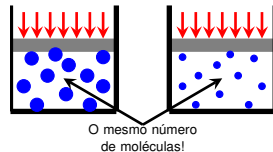
Aumento da pressão e temperatura a volume constante.

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,

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

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

$$\rho \propto p,$$

$$\rho \propto \frac{1}{T},$$

$$\rho \propto M.$$

Reunindo em uma única relação

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

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

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

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

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

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

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

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

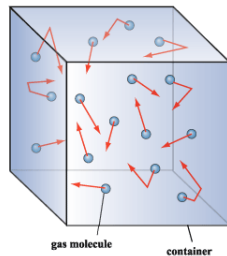
$$p = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m \langle v^2 \rangle .$$

N : Número total de moléculas;

V : Volume do recipiente;

m : Massa de cada molécula;

$\langle v^2 \rangle$: 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

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

Comparando com a equação do gás

ideal temos

$$\begin{aligned}\frac{1}{3}nN_0m\langle v^2 \rangle &= nRT, \\ \frac{1}{2}m\langle v^2 \rangle &= \frac{3}{2} \underbrace{\left(\frac{R}{N_0} \right)}_{k_B} T.\end{aligned}$$

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

Energia interna de um gás ideal

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

Alfabeto grego

Alfa	A	α	Ni	N	ν
Beta	B	β	Csi	Ξ	ξ
Gama	Γ	γ	ômicon	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	v
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 observações¹

 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.