Gases ideais

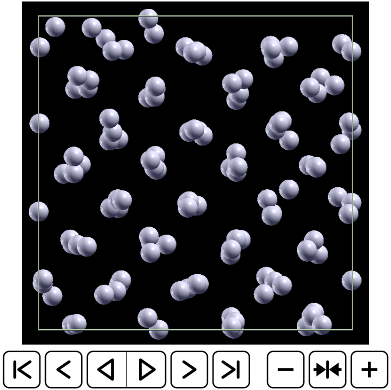
Flaviano Williams Fernandes

Instituto Federal do Paraná
Campus Irati

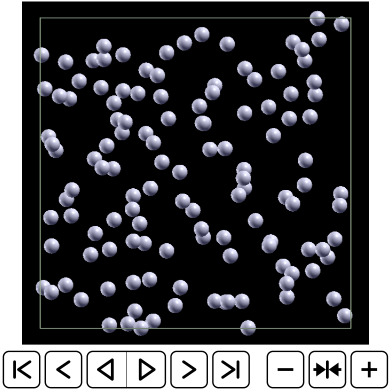
8 de Agosto de 2020

Sumário

Exemplo de um gás ideal



Gás de argônio a 73 K

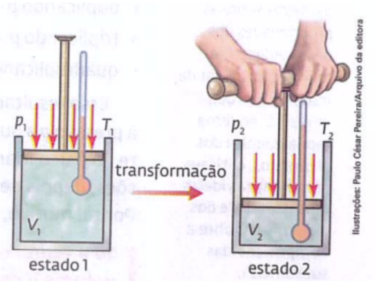


Gás de argônio a 373 K

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.

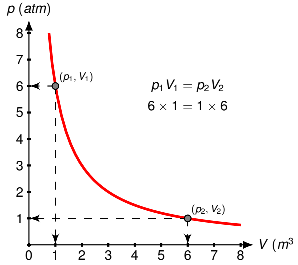
Transformação isotérmica

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

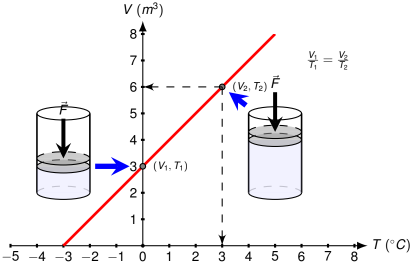
Sabendo que $\rho \;\alpha\; \frac{1}{V}$ podemos concluir que $\rho \;\alpha\; p$, se mantivermos constante a temperatura de uma massa gasosa, uma vez que $p \;\alpha\; \frac{1}{V}$.

Transformação isobárica

Lei de Gay-Lussac

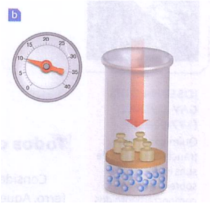
Numa transformação termodinâmica do estado 1 para o estado 2, O volume V de uma dada massa gasosa, mantida à pressão constante, é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta T (Kelvin), ou seja,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2},$$
$$\frac{V}{T} = \text{constante}, \ (p = \text{constante}).$$



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.*

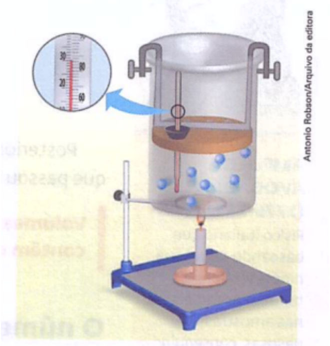
Transformação isovolumétrica

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,

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

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



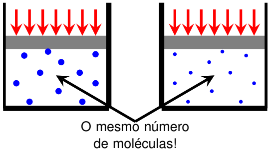
Aumento da pressão e temperatura a volume constante.

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,

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



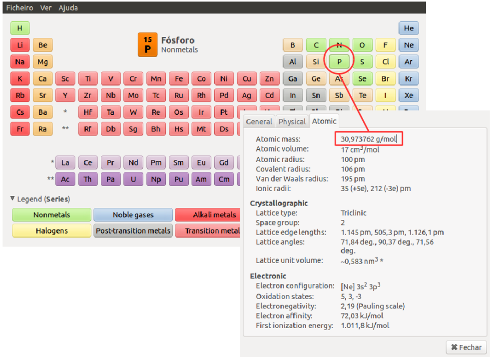
Recipientes contendo gases diferentes.

Corollary

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

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

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 molecular 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 $pV \; \alpha \; nT$, 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

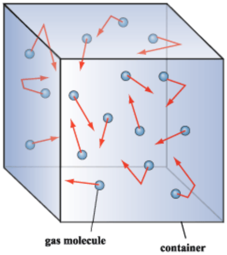
$$p = \frac{1}{3}\frac{N}{V}M\left\langle v^2\right\rangle .$$

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

$$
\begin{tikzcd}[column sep=huge]
\mathrm{m\_} \arrow[r, bend right, "\times 10^{-1}"'] & \mathrm{c\_} \arrow[l, bend right, "\times 10^{1}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-1}"'] & \mathrm{d\_} \arrow[l, bend right, "\times 10^{1}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-1}"'] & \mathrm{\_} \arrow[l, bend right, "\times 10^{1}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-1}"'] & \mathrm{da\_} \arrow[l, bend right, "\times 10^{1}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-1}"'] & \mathrm{h\_} \arrow[l, bend right, "\times 10^{1}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-1}"'] & \mathrm{k\_} \arrow[l, bend right, "\times 10^{1}"']
\end{tikzcd}
$$

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

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

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

Conversão de unidades em duas dimensões

$$
\begin{tikzcd}[column sep=huge]
m\_^2 \arrow[r, bend right, "\times 10^{-2}"'] & c\_^2 \arrow[l, bend right, "\times 10^{2}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-2}"'] & d\_^2 \arrow[l, bend right, "\times 10^{2}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-2}"'] & \_^2 \arrow[l, bend right, "\times 10^{2}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-2}"'] & da\_^2 \arrow[l, bend right, "\times 10^{2}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-2}"'] & h\_^2 \arrow[l, bend right, "\times 10^{2}"'] \arrow[r, bend right, "\times 10^{-2}"'] & k\_^2 \arrow[l, bend right, "\times 10^{2}"']
\end{tikzcd}
$$

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

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

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

Conversão de unidades em três dimensões

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

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

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

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

Alfabeto grego

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

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