



Estado gasoso

Estado gasoso

Características:

Elevado grau de **movimento** das partículas;

Sem forma definida (**volume indefinido**);

Ocupação de todo o espaço possível;

O volume das partículas é desprezável relativamente ao volume ocupado pela amostra;

A distância entre as partículas é grande;

Elevada **compressibilidade**;

A **pressão** exercida corresponde aos choques exercidos pelas suas partículas nas paredes do recipiente.

Pressão

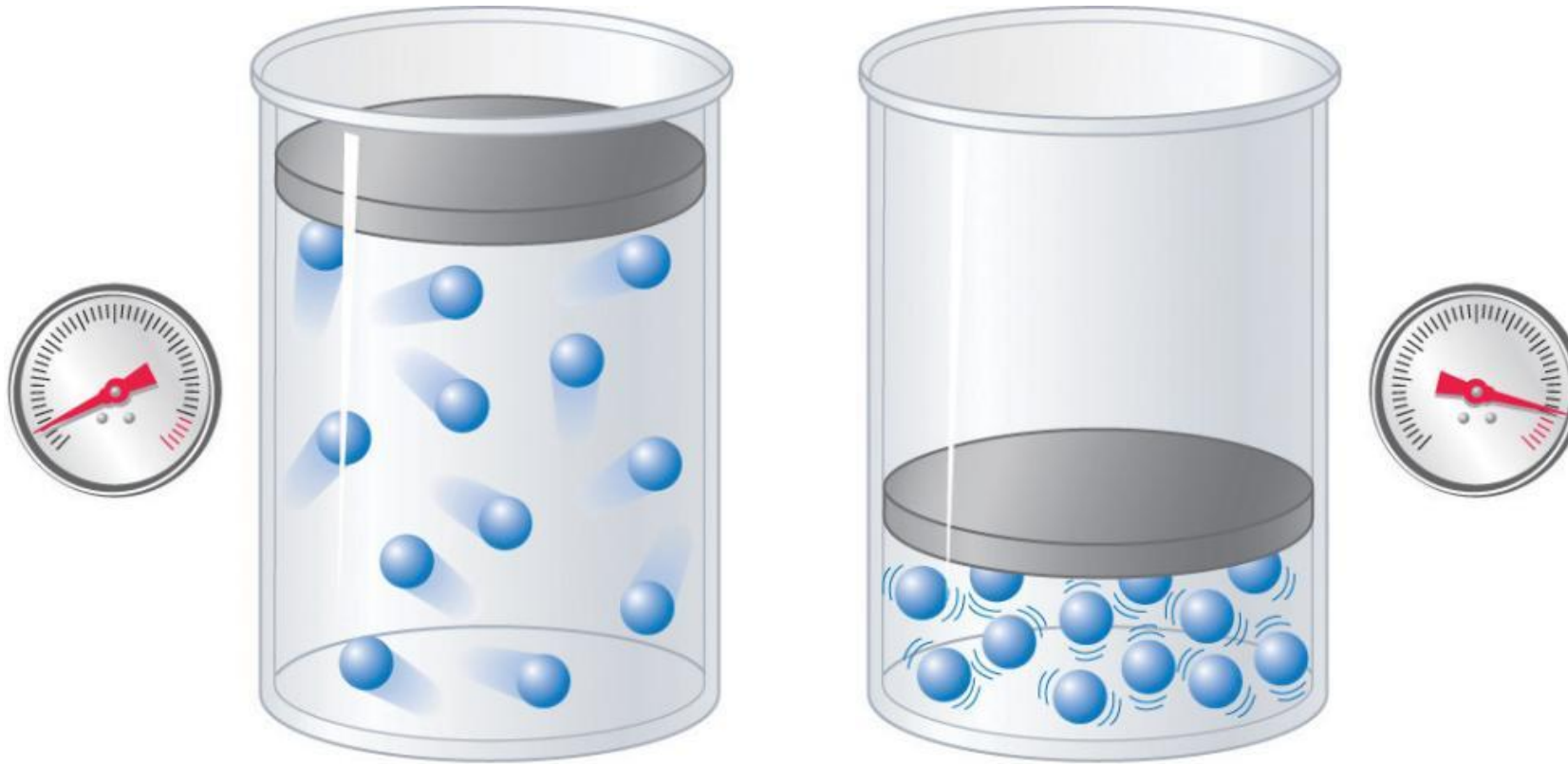
A pressão, p , é a intensidade da força, F , exercida por unidade de área de superfície, A :

$$p = \frac{F}{A}$$

A unidade SI da pressão é o **pascal** (Pa).

$$1 \text{ Pa} = \frac{1\text{N}}{1\text{m}^2}$$

Pressão



Mais volume disponível



Menos choques nas paredes



Menor pressão

Menos volume disponível

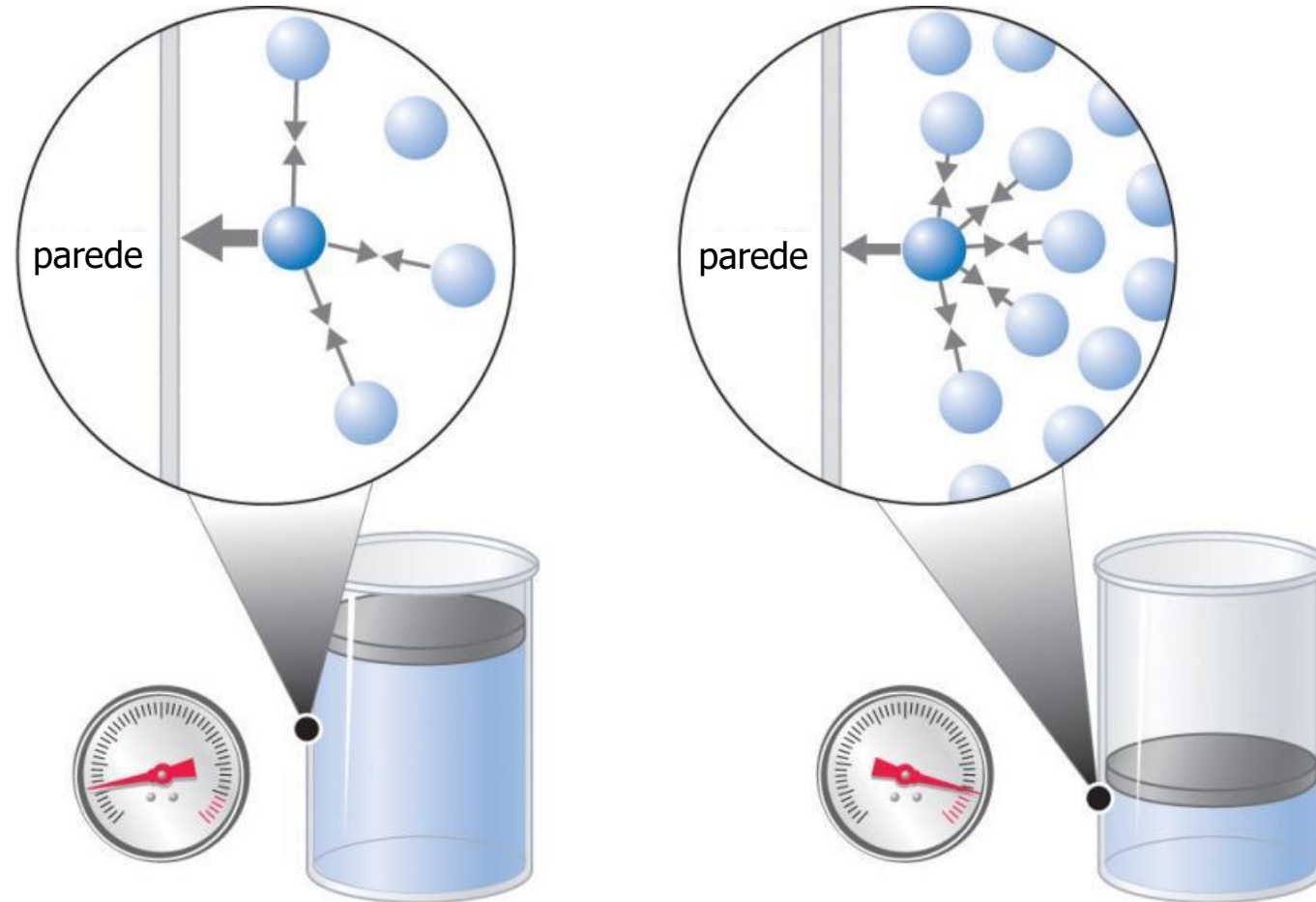


Mais choques nas paredes



Maior pressão

Pressão



Mais volume disponível



Menos choques nas paredes



Menor pressão

Menos volume disponível



Mais choques nas paredes



Maior pressão

Pressão atmosférica

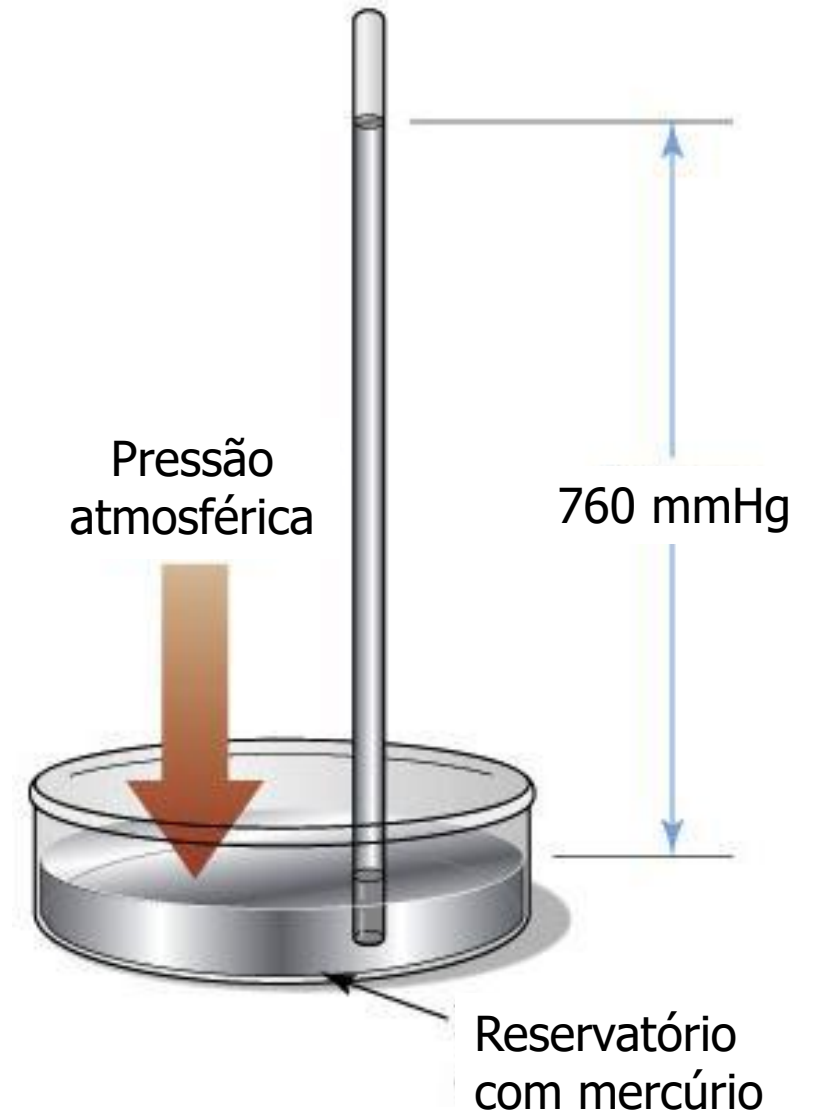
Medição da pressão atmosférica:

atmosfera (atm):

$$1 \text{ atm} = 1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$$

ou **torricelli** (torr) (equivale a mmHg):

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg}$$



Lei de Avogadro

Em 1811, Avogadro propôs:

Volumes iguais de gases diferentes contêm o mesmo número de moléculas, nas mesmas condições de pressão e temperatura.

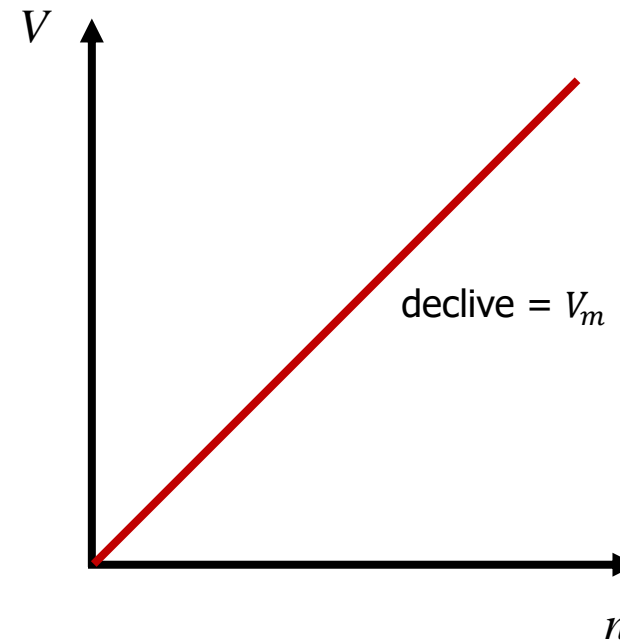
Lei de Avogadro

O volume de uma amostra de gás é diretamente proporcional à quantidade química (P e T constantes).

A relação V/n é constante e chama-se **Volume Molar**:

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

Todos os gases têm o mesmo volume molar, nas mesmas condições de pressão e temperatura.



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

$$y = m x + b$$



[Romano Amadeo Carlo Avogadro](#)
(1776-1856).

Volume Molar (V_m)

O **Volume Molar**, V_m , de uma substância gasosa corresponde ao **volume ocupado por 1 mol de substância**:

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

em que:

V – volume da substância (dm^3)

n – quantidade química da substância (mol)

A unidade SI do volume molar é $\text{dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

O Volume Molar de **qualquer substância gasosa**, nas condições **PTN** (1 atm e 273,15 K) é **$22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$** :

1 mol de H_2	(2,02 g de H_2)	ocupa $22,4 \text{ dm}^3$
1 mol de O_2	(32,00 g de O_2)	ocupa $22,4 \text{ dm}^3$
1 mol de NH_3	(17,04 g de NH_3)	ocupa $22,4 \text{ dm}^3$
1 mol de CH_4	(16,05 g de CH_4)	ocupa $22,4 \text{ dm}^3$

$$n = \frac{m}{M}$$

Volume Molar (V_m)

Como

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

Então

$$V = n V_m$$

Logo

$$V = \frac{m}{M} V_m$$

Ou seja:

Em duas amostras da mesma massa de dois gases diferentes (M diferente), a que tiver maior massa molar ocupa menor volume.

Em duas amostras de massa diferente mas da mesma substância (igual M), a que tiver maior massa ocupa maior volume.

Densidade (ou massa volúmica)

A densidade de uma substância, ρ , é o quociente entre a massa dessa substância e o volume ocupado por essa substância:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

em que:

m – massa da substância (kg)

V – volume ocupado pela substância (m^3)

A unidade SI da densidade é kg m^{-3} ,
mas pode ser expressa em g dm^{-3} ou g cm^{-3} .

Densidade (ou massa volúmica) de um gás

A densidade de uma substância, ρ , é o quociente entre a massa dessa substância e o volume ocupado por essa substância:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Substituindo as expressões

$m = n M$ e $V = n V_m$ na equação anterior, fica:

$$\rho = \frac{n M}{n V_m}$$

pelo que a expressão pode ser escrita da forma:

$$\rho = \frac{M}{V_m}$$

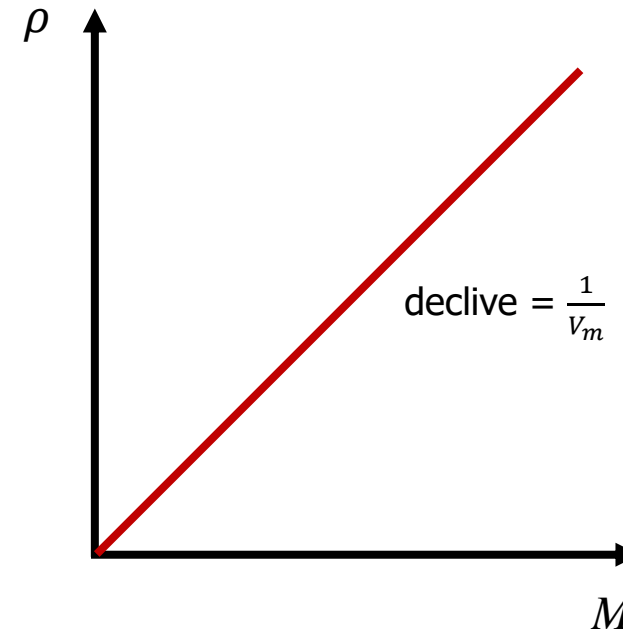
ou

$$\rho = \frac{1}{V_m} M$$

$$y = m x + b$$

$$n = \frac{m}{M}$$

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



Formulário

$$V_m = \frac{V}{n} \quad M = \frac{m}{n} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

Bibliografia

- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, "Química: Princípios e Aplicações", Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.
- J. Paiva, A. J. Ferreira, C. Fiolhais, "Novo 10Q", Texto Editores, Lisboa, 2015.
- C. Rodrigues, C. Santos, L. Miguelote, P. Santos, "Rumo à Física 10 – 10º Ano", Areal Editores, 2021.