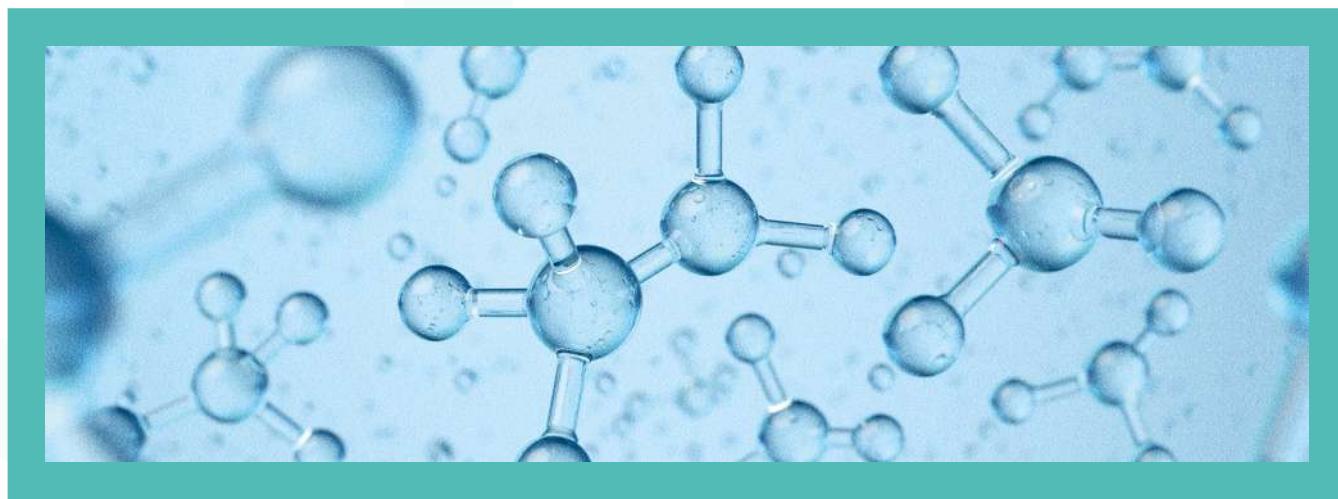


FÍSICA

com Rogério Andrade

Estudo dos Gases





ESTUDO DOS GASES

◆ O QUE É UM GÁS?

Os gases são fluidos que se destacam por sua **compressibilidade** e **expansibilidade**. Isso significa que eles sofrem grandes variações de volume mesmo sob pequenas alterações de pressão. Além disso, têm a tendência natural de **ocupar todo o espaço disponível** ao seu redor.

◆ GÁS PERFEITO (OU IDEAL)

Na Física, usamos o modelo de **gás ideal** para simplificar o estudo do comportamento dos gases. Esse modelo considera as seguintes características:

- * As moléculas estão em **movimento contínuo e desordenado**.
- * Os **choques entre as moléculas** (e com as paredes do recipiente) são **perfeitamente elásticos**, ou seja, não há perda de energia.
- * **Não existem forças de atração ou repulsão** (coesão) entre as moléculas.
- * O **volume das moléculas é desprezível** quando comparado ao volume total ocupado pelo gás.

VARIÁVEIS DE ESTADO DE UM GÁS

Para estudar o comportamento dos gases, analisamos três variáveis principais:

A) Volume (V)

- * **Unidade no SI:** m^3
- * **Outras unidades comuns:** Litro (L), centímetro cúbico (cm^3), decímetro cúbico (dm^3)
- * **Relações úteis:**

- ▶ $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$
- ▶ $1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$
- ▶ $1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3$

B) Pressão (p)

- * **Unidade no SI:** Pascal (Pa) = N/m^2
- * **Outras unidades utilizadas:** atmosfera (atm), milímetro de mercúrio (mmHg)
- * **Equivalências importantes:**

- ▶ $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$


CÁLCULOS E NOTAS

C) Temperatura (T)

* **Unidade no SI:** Kelvin (K)

* **Outras unidades:** grau Celsius (°C), grau Fahrenheit (°F)

* **Conversão útil:**

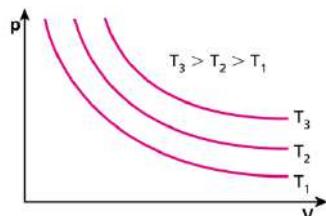
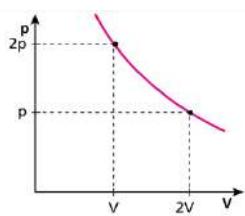
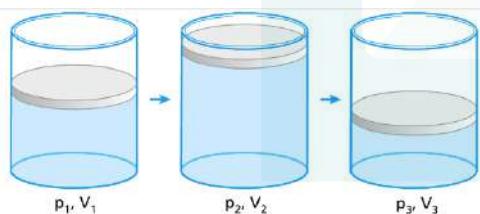
$$\triangleright K = ^\circ C + 273$$

TRANSFORMAÇÕES GASOSAS PARTICULARES

1) Transformação Isotérmica (Lei de Boyle):

Uma transformação isotérmica ocorre quando um gás sofre variação de volume e pressão, mas mantém sua **temperatura constante** durante todo o processo. Nesse tipo de transformação, a energia interna do gás não se altera, pois a temperatura — que depende da energia cinética média das moléculas — permanece constante.

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = p_3 \cdot V_3$$



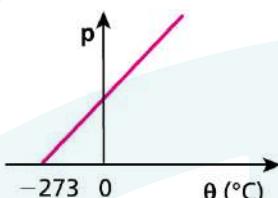
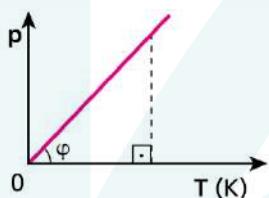
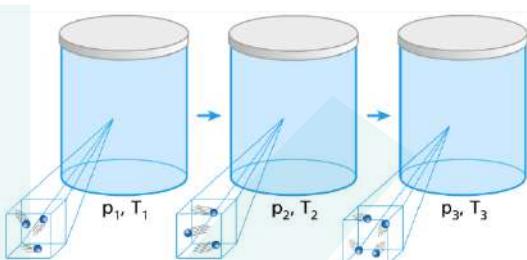
Aplicações e Exemplos

Seringas, bombas de bicicleta e êmbolos são exemplos práticos que podem aproximar esse tipo de transformação, especialmente quando os movimentos são lentos o suficiente para permitir a troca de calor com o ambiente (mantendo a temperatura constante).

2) Transformação Isocórica (Lei de Charles)

A transformação **isocórica** (ou **isovolumétrica**) é aquela em que o **volume do gás permanece constante**, enquanto a **pressão e a temperatura** podem variar.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \frac{p_3}{T_3}$$



CÁLCULOS E NOTAS

⚙️ Aplicações e Exemplos

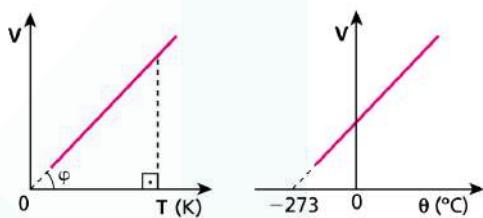
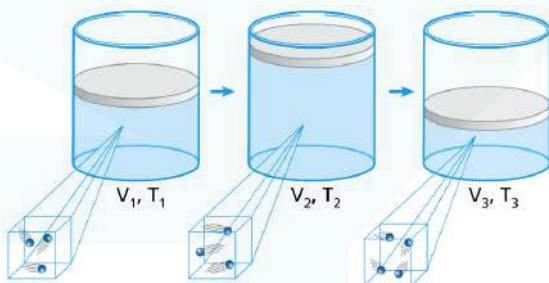
Uma panela de pressão fechada, aquecida sobre o fogão, é um bom exemplo: o volume interno não muda, mas a pressão aumenta com o aquecimento.

Latas de aerosol expostas ao calor também sofrem aumento de pressão com o aumento da temperatura — o que pode ser perigoso.

3) Transformação Isobárica (Lei de Gay-Lussac)

A **Lei de Gay-Lussac** estabelece que, a **pressão constante**, o **volume de um gás é diretamente proporcional à sua temperatura absoluta** (em kelvin)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3}$$



⚙️ Aplicações e Exemplos

Um aquecedor de ar que aumenta a temperatura de um gás em um recipiente com pistão móvel: o volume aumenta e a pressão se mantém constante.

MOL E NÚMERO DE AVOGADRO

O **mol** é uma unidade fundamental na Química que representa uma **quantidade de matéria**. Mais precisamente, **1 mol** corresponde a uma quantidade que contém sempre o mesmo número de partículas microscópicas — que podem ser **átomos, moléculas, íons** ou até **elétrons**, dependendo do contexto.

Esse número fixo e gigantesco é conhecido como **Número de Avogadro**, representado por:

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ OBJETOS}$$

Portanto, quando dizemos que temos **1 mol de átomos de oxigênio**, por exemplo, estamos nos referindo a um total de $6,023 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio.

💡 POR QUE USAR O MOL?

Em experimentos químicos, é impraticável contar átomos ou moléculas um a um. O mol funciona como uma “**balança universal**” que relaciona a massa de uma substância com a quantidade de partículas que ela contém.

💡 MASSA MOLAR (M)

A **massa molar (M)** de uma substância é a massa correspondente a **1 mol** de suas partículas (átomos, moléculas, íons ou outras unidades fundamentais). Ela é expressa

CÁLCULOS E NOTAS

em **gramas por mol (g/mol)**. Para elementos químicos, a massa molar é numericamente igual à **massa atômica** do elemento expressa em unidade grama por mol.

Por exemplo:

O hidrogênio possui massa atômica ≈ 1 u \rightarrow **massa molar = 1 g/mol**

O oxigênio possui massa atômica ≈ 16 u \rightarrow **massa molar = 16 g/mol**

CÁLCULO DO NÚMERO DE MOLS

A quantidade de matéria (n , em mol) presente em uma determinada massa (m , em gramas) de uma substância é calculada por:

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

Onde:

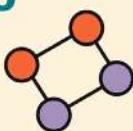
n = número de mols (mol)

m = massa da amostra (g)

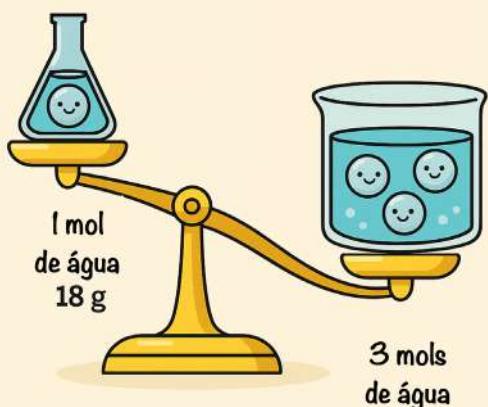
M = massa molar da substância (g/mol)

Mol e Número de Avogadro

O mol é uma unidade fundamental na Química que representa uma quantidade de matéria. 1 mol corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ partículas.



$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas/mol}$$



EQUAÇÃO DE CLAPEYRON

A **Equação de Clapeyron** estabelece uma relação matemática entre as três variáveis de estado de um gás: **pressão (p)**, **volume (V)** e **temperatura absoluta (T)**. Ela é válida para gases ideais e pode ser escrita da seguinte forma:

$$p.V = n.R.T$$

Onde:

p = pressão do gás (em pascal, Pa)

V = volume ocupado pelo gás (em metros cúbicos, m³)

n = número de mols de gás (mol)

R = constante universal dos gases = $8,31 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

T = temperatura absoluta (em kelvin, K)



CÁLCULOS E NOTAS

APLICAÇÕES

Essa equação permite resolver problemas envolvendo transformações gasosas nas quais **todas as três variáveis de estado** estão envolvidas simultaneamente.

Ela também serve de base para derivar **transformações específicas** (isotérmica, isocórica, isobárica), quando uma das variáveis permanece constante.

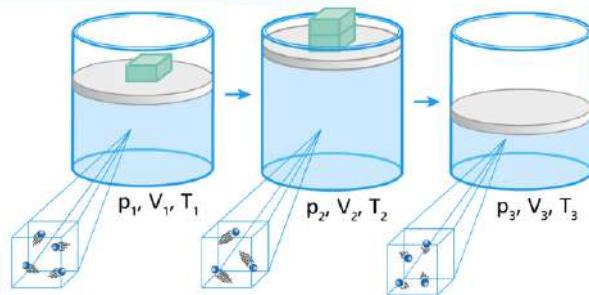
OBS.: Valores usuais de R

$$R = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} = 8,31 \frac{\text{joules}}{\text{mol K}} \cong 2 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

LEI GERAL DOS GASES PERFEITOS

A **Lei Geral dos Gases Perfeitos** reúne, em uma única expressão matemática, as três leis fundamentais das transformações gasosas (Boyle, Charles e Gay-Lussac), permitindo estudar o comportamento dos gases ideais em qualquer situação em que pressão, volume e temperatura variem.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = \frac{p_3 \cdot V_3}{T_3}$$



Observações importantes:

- * Essa fórmula só é válida quando a **massa do gás permanece constante** (ou seja, o número de mols n não muda).
- * A temperatura deve obrigatoriamente ser convertida para a escala Kelvin: $T(K)=T(^{\circ}\text{C}) + 273$

Dica prática:

Use a **Lei Geral** sempre que não houver uma variável constante claramente indicada no enunciado (como pressão constante ou temperatura constante). Ela é especialmente útil para comparar dois estados distintos do mesmo gás.

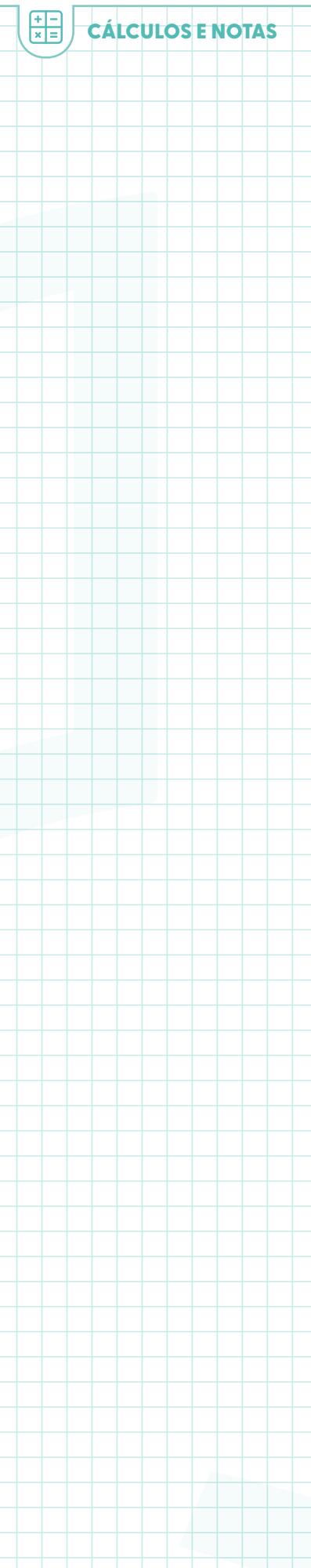


REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Escaneie o QRcode ao lado para ter acesso as referências bibliográficas



ANOTAÇÕES





Estamos juntos nessa!



CURSO
FERNANDA PESSOA
ONLINE

TODOS OS DIREITOS RESERVADOS.