

Propriedades de Gases I

Profa. Carolina Brito



Instituto de Física



Importante: este material tem fins didáticos.

Não é permitida sua reprodução, divulgação ou compartilhamento.

Algumas figuras desta aula foram feitas por Leonardo Beltrão Duarte e algumas foram retiradas da Wikipedia.

Área 2 - Física IIIc

1. **Propriedades de Gases I**
2. Teoria Cinética dos Gases I
3. Teoria Cinética dos Gases II
4. Propriedades de Gases II & Teoria Cinética dos Gases III
5. Segunda Lei da Termodinâmica
6. Teorema e Ciclo de Carnot
7. Entropia I
8. Entropia II

Profa. Carolina Brito



Equação de Estado

- Para um fluido homogêneo, um estado de equilíbrio é especificado *por qualquer par das variáveis* (P, V, T).
 - Ex: energia interna do sistema (área 1): $U = U(P,V)$ ou $U(P, T)$ ou $U(T,V)$

- A terceira variável é uma função das outras duas:

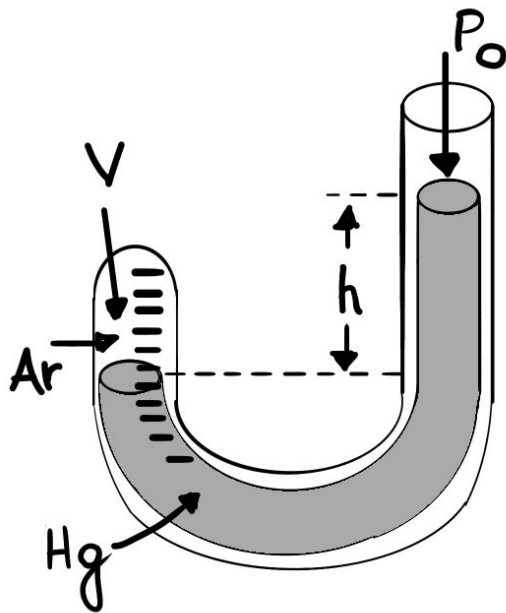
$$f(P, V, T) = 0,$$

f é chamada de **equação de estado**.

- Para gases rarefeitos e longe de uma transição de fases, veremos que a equação de estado é simples e foi derivada a partir de observações empíricas

O experimento de Boyle (1662)

Objetivo: Encontrar a relação entre a pressão P e o volume V de um gás quando a temperatura T é mantida constante



- Tubo manométrico em U aberto em uma extremidade à pressão atmosférica P_0 e fechado em outra
- A temperatura T é mantida constante (T ambiente)
- Quantidade de gás é fixa
- A pressão P no gás é variada ao colocar mais/menos mercúrio no tubo pela parte aberta e é então medida:

$$P = P_0 + \rho gh$$

Densidade do Mercúrio, Hg

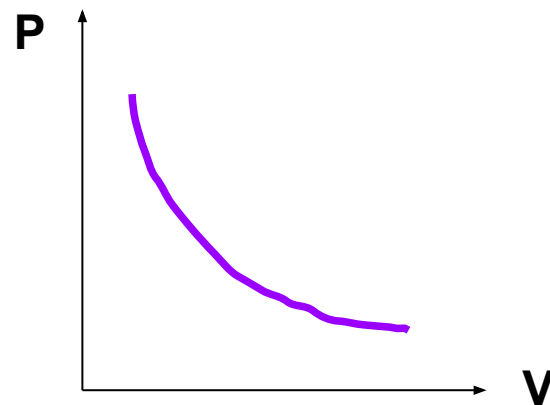
Lei de Boyle ou Lei de Boyle-Mariotte

- **Resultado:**

- *Lei de Boyle: “O volume de uma determinada quantidade de gás à temperatura constante varia inversamente com a pressão”*

- Matematicamente: $V \sim \frac{1}{P}$

- Graficamente:



- A lei foi redescoberta por Mariotte em 1676 e por isto é por vezes chamada de Lei de Boyle-Mariotte

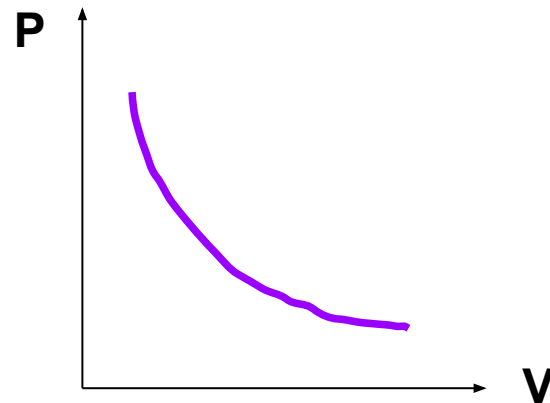
Lei de Boyle ou Lei de Boyle-Mariotte

- **Resultado:**

- *Lei de Boyle: “O volume de uma determinada quantidade de gás à temperatura constante varia inversamente com a pressão”*

- Matematicamente: $V \sim \frac{1}{P}$

- Graficamente:

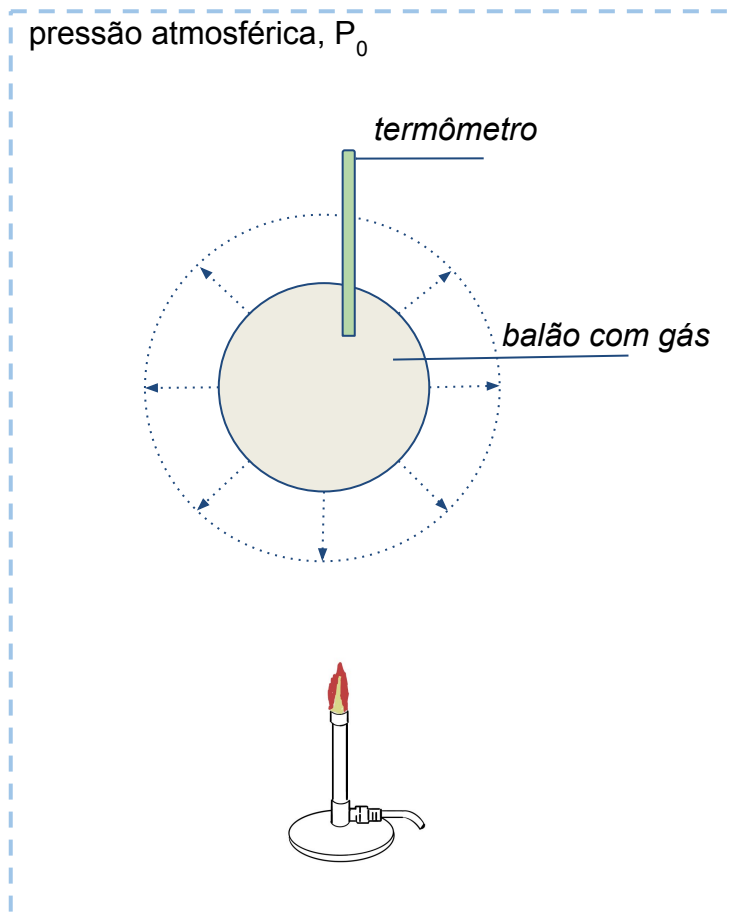


$$V = \frac{k}{P} \rightarrow PV = k$$

k depende da temperatura e da quantidade de gás

Lei de Charles-Gay-Lussac (1787)

Objetivo: Encontrar a relação entre o volume V e a temperatura T de um gás quando a pressão P é mantida constante



- Ele estudou a dilatação volumétrica de um gás. Vimos:

$$\Delta V = V - V_0 = V_0 \beta \Delta T$$

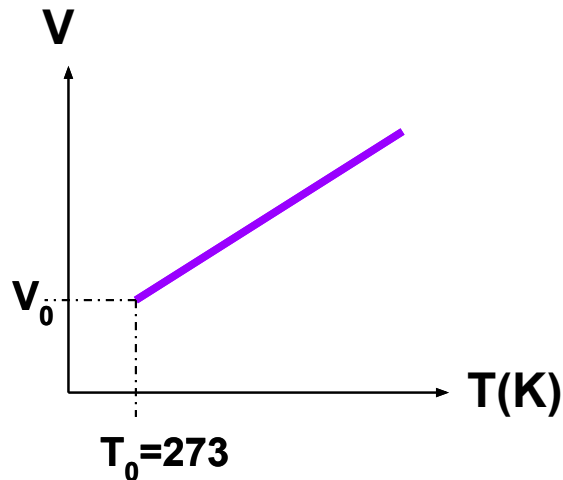
- Iniciou as medidas à temperatura

$$T_0 = 237,15K \text{ à } V = V_0$$

Lei de Charles-Gay-Lussac (1787)

- **Resultado:**

- Ao alterar a temperatura T , mediu a variação de volume, ΔV



$$\Delta V = V - V_0 = V_0 \beta \Delta T$$

- Charles mediu que *todos os gases têm aproximadamente o mesmo* β :

$$\beta \approx \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

Lei de Charles-Gay-Lussac (1787)

$$\Delta V = V - V_0 = V_0 \beta \Delta T$$

+

$$T_0 = 273,15 K \text{ à } V = V_0$$

$$\beta \approx \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ C^{-1}$$

$$V = V_0 (1 + \beta (T - T_0))$$

→

$$V = V_0 \left(1 + \frac{1}{273,15} (T - 273,15)\right)$$

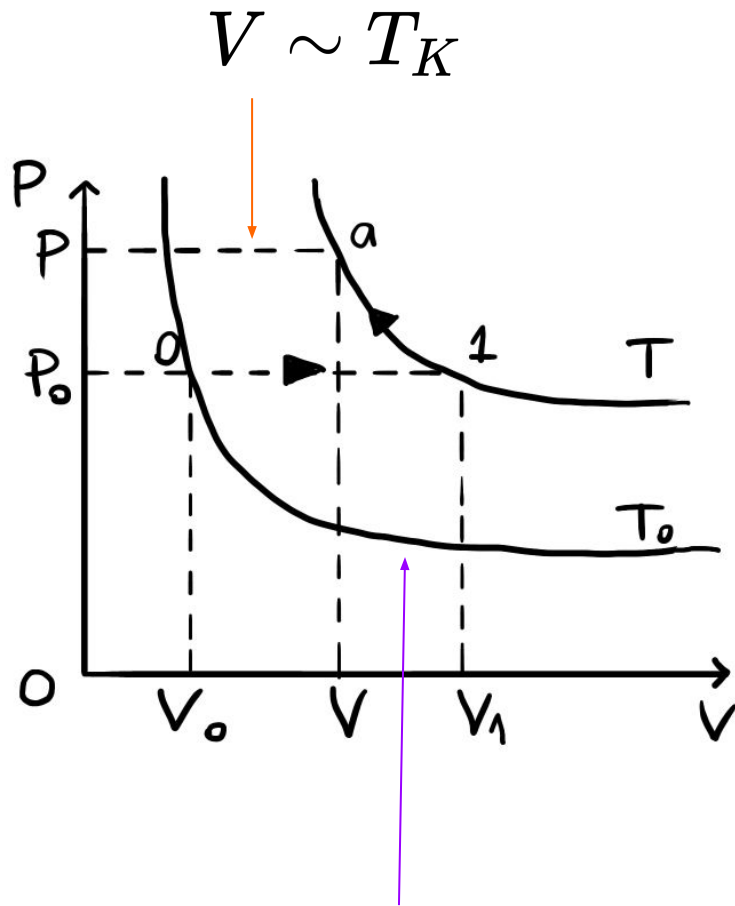
$$V = \frac{V_0}{273,15} \underbrace{(T - 273,15)}_{T_K}$$

$$V \sim T_K$$

- Lei de Charles: “À *pressão constante, o volume de um gás é diretamente proporcional à temperatura absoluta*”
- Joseph Louis Gay-Lussac melhorou a precisão do experimento, em 1802

A lei dos Gases Ideais (GI)

Isobáricas ($P=\text{constante}$): *lei de Charles*



Isotermas ($T=\text{constante}$): *Lei de Boyle*

$$PV = k$$

- $0 \rightarrow 1$ $P=\text{constante}$
 $[(P_0, V_0, T_0) \rightarrow (P_0, V_1, T)]$

$$(i) \quad \frac{V_1}{V_0} = \frac{T}{T_0}$$

- $1 \rightarrow a$ $T=\text{constante}$
 $[(P_0, V_1, T) \rightarrow (P, V, T)]$

$$(ii) \quad P_0 V_1 = PV$$

- (i) + (ii):

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \textit{constante}$$

R=?

Lei de Avogadro (1811)

- Um *mol* é a massa em g de uma substância pura igual à sua massa molecular. Por exemplo, um mol de H_2 corresponde a 2g, 1 mol de O_2 corresponde a 32 g.
- *A lei de Avogadro*: Um mol de qualquer gás, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), ocupa sempre o mesmo volume $V_0 = 22,4$ litros
- Então, para um mol de gás ($n=1$)

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ l}}{273 \text{ K}} = \frac{1,01 \times 10^5 \text{ N/m}^2 \times 0,0224 \text{ m}^3}{273 \text{ K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}$$

- Retomando:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} = R \quad \longrightarrow \quad PV = RT$$

A lei dos Gases Ideais (GI)

- Então, para n mols de gás, tem-se a *equação de estado de gases ideais*

$$PV = nRT$$

- Foi derivada a partir de observações empíricas → descreve bem gases reais
- Retorna resultados melhores quando o gás é rarefeito e está longe de uma transição de fases.

Exemplo 1

Um balão cheio de hidrogênio tem um volume de 10^4m^3 a uma temperatura de 27°C e à pressão de 1 atm. Qual era o volume do gás quando estava confinado em um cilindro de aço à temperatura de 17°C e pressão de $1,5 \times 10^2$ atm ?

Exemplo 1

Um balão cheio de hidrogênio tem um volume de 10^4m^3 a uma temperatura de 27°C e à pressão de 1 atm. Qual era o volume do gás quando estava confinado em um cilindro de aço à temperatura de 17°C e pressão de $1,5 \times 10^2$ atm ?

Dados:

Gás no balão

$$P_0 = 1,0 \text{ atm} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa},$$

$$T_0 = 273 + 27 = 300\text{K}, \quad V_0 = 10^4 \text{ m}^3$$

Gás confinado

$$P_1 = 1,5 \times 10^2 \text{ atm} = 1,515 \times 10^7 \text{ Pa}, \quad T_1 = 273 + 17 = 290\text{K}, \quad V_1 = ?$$

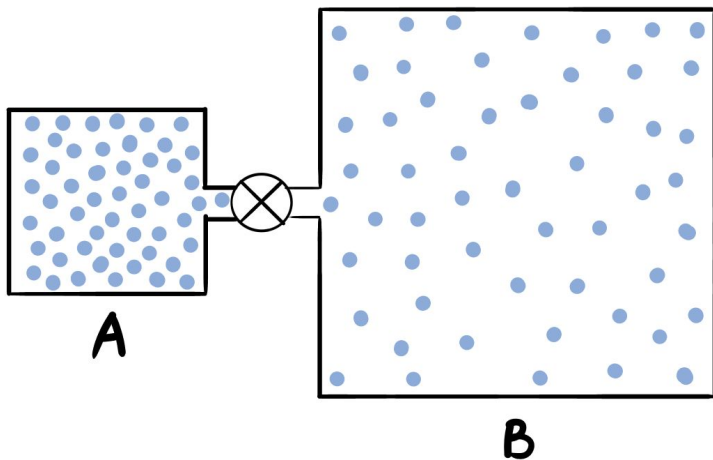
$$PV = nRT$$

$$V_1 = \frac{nRT_1}{P_1} \approx \boxed{64,4 \text{ m}^3}$$

$$n = \frac{P_0 V_0}{RT_0} \approx 4,05 \times 10^5 \text{ mols}$$

Exemplo 2

O recipiente A da figura contém um gás ideal à pressão de 10^6 Pa e a temperatura de 350K. Ele está ligado por um tubo (e uma válvula fechada) a um recipiente B, cujo volume é seis vezes maior do que o de A. O recipiente B tem o mesmo gás ideal à pressão de 2×10^5 Pa e a temperatura de 450K. A válvula é aberta e a temperatura de cada recipiente é mantida. Qual a nova pressão nos dois recipientes?



Dados:

Antes da válvula abrir

$$\begin{array}{lll} P_A = 10^6 \text{ Pa}, & T_A = 350\text{K}, & V_A \\ P_B = 2 \times 10^5 \text{ Pa}, & T_B = 450\text{K}, & V_B = 6V_A \end{array}$$

Depois da válvula abrir

$$\begin{array}{lll} P_A = ? & T_A = 350\text{K}, & V_A \\ P_B = ? & T_B = 450\text{K}, & V_B = 6V_A \end{array}$$

- Condição de equilíbrio: As moléculas fluirão até que a pressão seja igual nos dois recipientes $\rightarrow P_A = P_B = P_{eq}$
- O número de moléculas total é constante ao longo do processo: $n_{Antes} = n_{Depois}$

Exemplo 2

O recipiente A da figura contém um gás ideal à pressão de 10^6 Pa e a temperatura de 350K. Ele está ligado por um tubo (e uma válvula fechada) a um recipiente B, cujo volume é seis vezes maior do que o de A. O recipiente B tem o mesmo gás ideal à pressão de 2×10^5 Pa e a temperatura de 450K. A válvula é aberta e a temperatura de cada recipiente é mantida. Qual a nova pressão nos dois recipientes?

Antes da válvula abrir:

$$n = n_A + n_B$$

$$n_A = \frac{P_A V_A}{RT_A} \text{ e } n_B = \frac{P_B V_B}{RT_B}$$

Depois da válvula abrir:

$$n = n'_A + n'_B$$

$$n'_A = \frac{P_{eq} V_A}{RT_A} \text{ e } n'_B = \frac{P_{eq} V_B}{RT_B}$$

Dados:

Antes da válvula abrir:

$$P_A = 10^6 \text{ Pa}, \quad T_A = 350\text{K}, \quad V_A \\ P_B = 2 \times 10^5 \text{ Pa}, \quad T_B = 450\text{K}, \quad V_B = 6V_A$$

Depois da válvula abrir:

$$P_A = P_{eq}, \quad T_A = 350\text{K}, \quad V_A \\ P_B = P_{eq}, \quad T_B = 450\text{K}, \quad V_B = 6V_A$$

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

Exemplo 2

O recipiente A da figura contém um gás ideal à pressão de 10^6 Pa e a temperatura de 350 K. Ele está ligado por um tubo (e uma válvula fechada) a um recipiente B, cujo volume é seis vezes maior do que o de A. O recipiente B tem o mesmo gás ideal à pressão de 2×10^5 Pa e a temperatura de 450 K. A válvula é aberta e a temperatura de cada recipiente é mantida. Qual a nova pressão nos dois recipientes?

$$n = n_A + n_B = n'_A + n'_B$$

$$\frac{P_A V_A}{RT_A} + \frac{P_B V_B}{RT_B} = \frac{P_{eq} V_A}{RT_A} + \frac{P_{eq} V_B}{RT_B} = \frac{P_{eq}}{R} \left(\frac{V_A}{T_A} + \frac{V_B}{T_B} \right)$$

Sabendo que $V_B = 6 V_A$:

$$\frac{P_A V_A}{T_A} + \frac{P_B 6V_A}{T_B} = P_{eq} V_A \left(\frac{1}{T_A} + \frac{6}{T_B} \right)$$

$$P_{eq} = 3,41 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$