



Estratégia

Militares



Estratégia

Militares



Gases

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso



Postulados dos Gases Ideais

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe

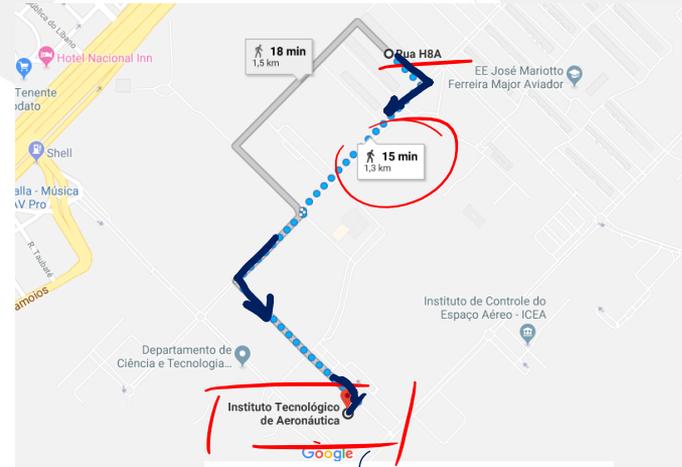


Prof. Thiago Cardoso

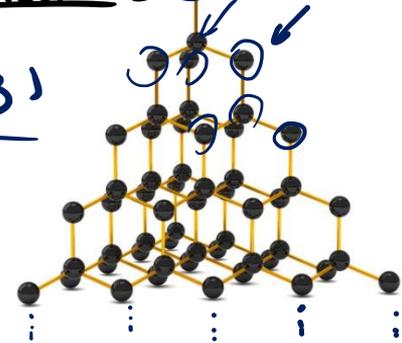
Postulados

- ❖ As moléculas devem ser puntiformes

MUITO PEQUENAS EM
RELAÇÃO À SUA TRAJETÓRIA

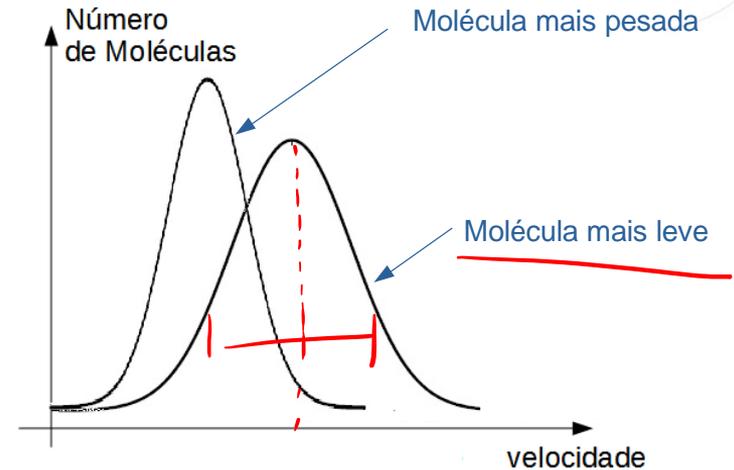
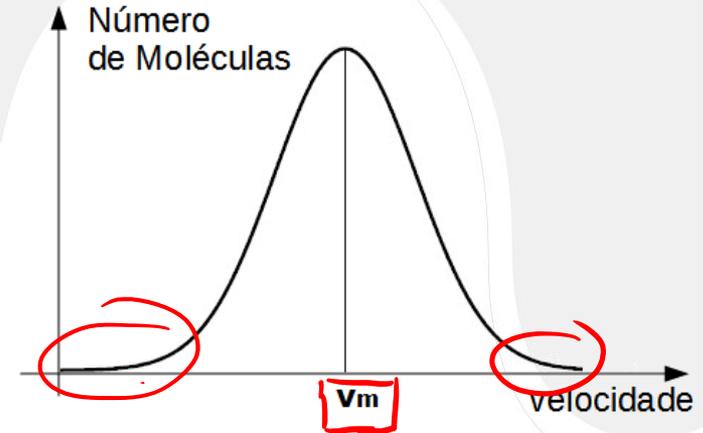
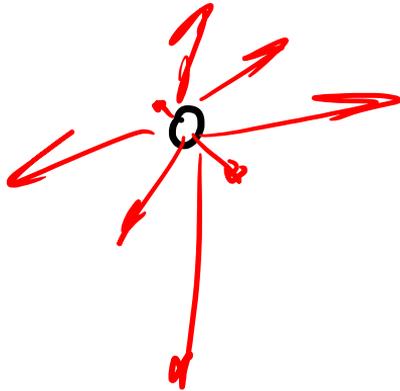


Obs.: SÓLIDOS COVALENTES



Movimento das Moléculas

- ❖ O movimento das moléculas é aleatório;



Forças Intermoleculares Desprezíveis

=> GÁS RAREFEITO:





Lei de Boyle

Prof. Thiago Cardoso



[@thiagofernando.pe](https://www.instagram.com/thiagofernando.pe)



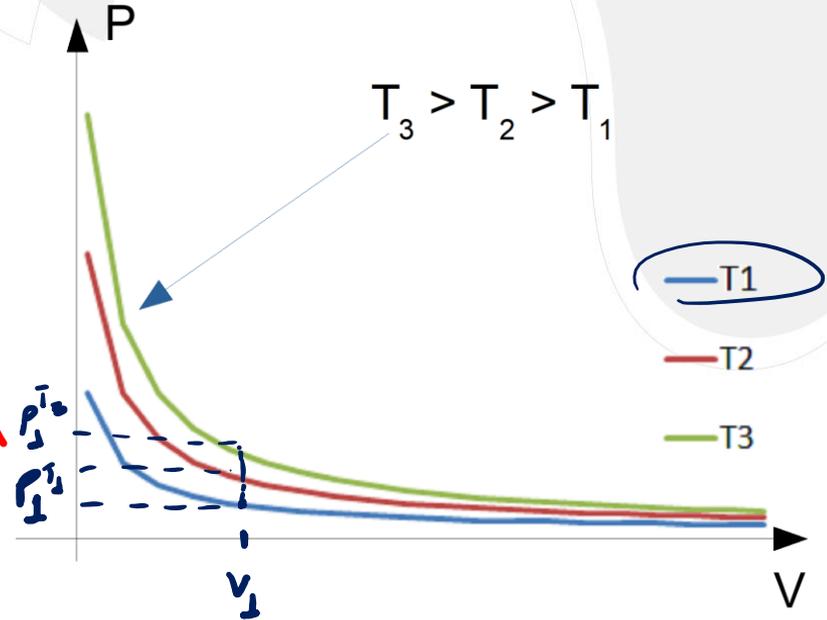
Prof. Thiago Cardoso

Lei de Boyle

NUMA TRANSFORMAÇÃO ISOTÉRMICA,
A PRESSÃO DO GÁS É INVERSAMENTE
PROPORCIONAL AO VOLUME DO RECIPIENTE.

$$P_2 V_2 = P_1 V_1 \quad \text{ou} \quad P \cdot V = \underline{K}$$

É CRESCENTE
COM A TEMPERATURA



Lei de Boyle

$$\text{Ex.: } P_1 = 1 \text{ atm}$$
$$V_1 = 4 \text{ L}$$

$$P_2 = 8 \text{ atm}$$
$$V_2 = ?$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$1 \cdot 4 = 8 \cdot V_2$$

$$\therefore V_2 = \frac{1 \cdot 4}{8} = 0,5 \text{ L}$$



Lei de Charles e Charles-Gay-Lussac

* CHARLES: PRESSÃO CONSTANTE
(ISOBÁRICAS)

* GAY-LUSSAC: VOLUME CONSTANTE
(ISOVOLÚMICAS)

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

Lei de Charles

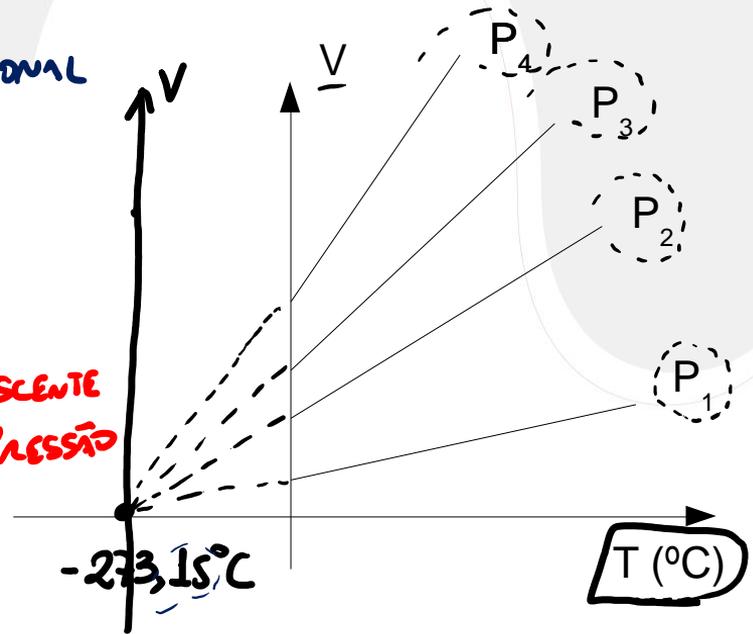
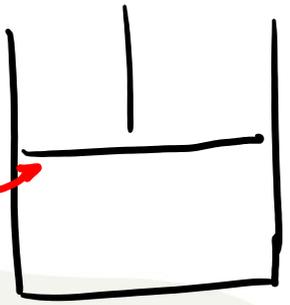
⇒ NAS TRANSFORMAÇÕES ISOBÁRICAS EM RECIPIENTE FECHADO, O VOLUME É PROPORCIONAL À TEMPERATURA ABSOLUTA.
(EM KELVIN)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

É DECRESCENTE COM A PRESSÃO

ESCALA ABSOLUTA

ÊMBOLO MÓVEL



$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

Exemplos

$$\text{Ex.: } V_1 = 1 \text{ L} \quad V_2 = ?$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C} \quad T_2 = -23^\circ\text{C}$$

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = -23 + 273 = 250 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \frac{1}{300} = \frac{V_2}{250} \quad \therefore V_2 = \frac{250}{300} \cdot 1 = 0,833... \text{ L} //$$

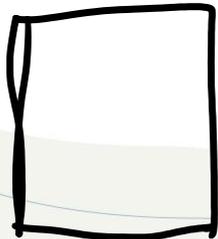
Lei de Charles e Gay-Lussac

=> NAS TRANSFORMAÇÕES ISOVOLUMÉTRICAS, A PRESSÃO EXERCIDA PELO GÁS É DIRETAMENTE PROPORCIONAL À TEMPERATURA ABSOLUTA.

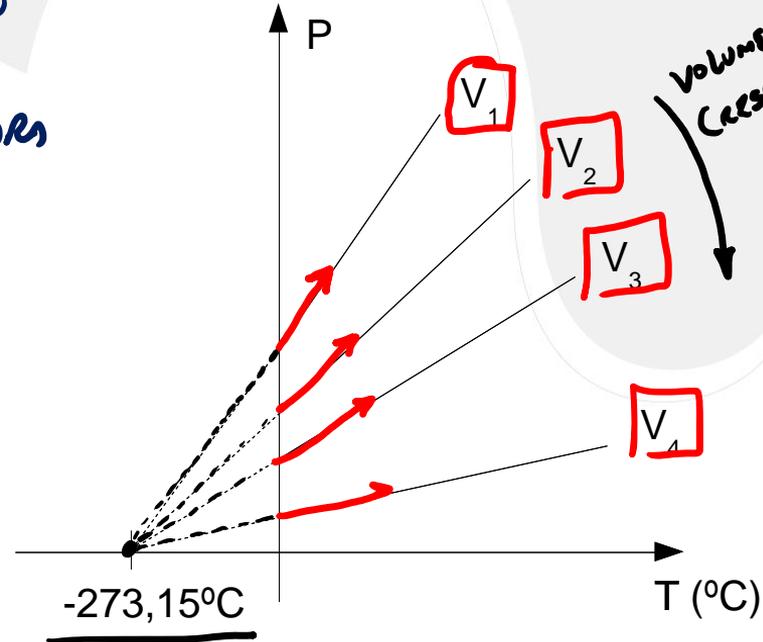
(EM KELVIN)

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = K$$

↳ É DECRESCENTE COM O VOLUME



RECIPIENTES DE PAREDES RÍGIDAS



$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

Exemplos

$$\text{Ex.: } P_1 = 2 \text{ atm}$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 127^\circ\text{C}$$

RECIPIENTE DE PAREDES

INDEFORMÁVEIS

VOLUME CONSTANTE/

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$T_1 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 127 + 273 = 400 \text{ K}$$

$$\frac{2}{300} = \frac{P_2}{400} \therefore P_2 = \frac{400}{300} \cdot 2 = 2,66 \text{ atm}$$

Equação Geral dos Gases

- Em uma transformação física qualquer (ou seja, que mantem inalterado o número de mols)

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$



Equação de Clapeyron

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

Equação de Clapeyron

$$PV = nRT$$

\Rightarrow 1 mol de qualquer gás ocupa o mesmo volume, quando submetido à mesma pressão e à mesma temperatura.

\Rightarrow Se duas amostras de gás estão submetidas ao mesmo P, V e T , elas têm o mesmo número de mols.

$$\frac{PV}{T} = n \cdot R$$

NÚMERO DE MOLS \downarrow
 ÚNICA PARA TODOS OS GASES \uparrow

$n = 1$ $P = 1 \text{ atm}$ $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$
 CNTP

$$1 \cdot V_m = 1 \cdot 0,082 \cdot 273$$

$$\therefore V_m = 22,4 \text{ L}$$

Constante Universal dos Gases (R)

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

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

$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} \approx 10^5 \text{ Pa}$
 $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$

SI
 V em m^3
 P em N/m^2 (Pa) } $R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

ENERGIA

Obs.:

CNTP: 0°C e 1 atm
 NORMALIS

CATP: 25°C e 1 atm
 AMBIENTES

CPTP: 0°C e 1 bar
 PADRÃO
 $= 10^5 \text{ Pa}$

Exemplos

$$Ex.: n = ?$$

$$V = 0,41 \text{ L}$$

$$P = 1,5 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ \text{C} = 27 + 273 = 300 \text{ K} //$$

$$PV = nRT$$

$$1,5 \cdot 0,41 = n \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$\therefore n = \frac{1,5 \cdot 0,41}{0,082 \cdot 300} = \frac{\cancel{15} \cdot \cancel{41}}{\cancel{82} \cdot \cancel{300}} = \frac{1}{40} = 0,025 \text{ mol} //$$

$$\frac{82}{41} = 2$$



Misturas de Gases

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

Fração Molar

$$x_1 = \frac{n_1}{n_{\text{TOTAL}}}$$

Ex.: ATMOSFERA { 78% N₂
21% O₂

Pressão Parcial

$$P_j = x_j \cdot P_{TOTAL}$$

ATMOSFERA <u>1 atm</u>	}	78% N ₂	0,78 atm N ₂
		21% O ₂	0,21 atm O ₂
		FRAÇÃO MOLAR	PRESSÃO PARCIAL

Volume Parcial

$$V_j = x_j \cdot V$$

Ex.: ATMOSFERA <u>1 atm</u>	}	78% N ₂	0,78 atm N ₂	78% em volume N ₂
		21% N ₂	0,21 atm O ₂	21% em volume O ₂
		FRAÇÃO MOLAR	PRESSÃO PARCIAL	VOLUME PARCIAL

↓ L ATMOSFERA

}	780 mL N ₂
	210 mL O ₂

Cuidado: Fração em Massa

DEVE-SE LEVAR EM CONTA A MASSA MOLAR

Ex.: $\text{SO\% CH}_4 = 36,4\% \text{ em massa}$
 $\text{SO\% N}_2 = 63,6\% \text{ em massa}$

Obs.: MASSA MOLAR MÉDIA

$$M = \sum x_i M_i =$$

$$0,50 \cdot 16 + 0,50 \cdot 28 = 22 \text{ g/mol}$$

VOLUME
 = PRESSÃO
 = FUNÇÃO MOLAR

$$\begin{array}{l} \underline{1 \text{ mol}} \left\{ \begin{array}{l} 0,5 \text{ mol CH}_4 \\ 0,5 \text{ mol N}_2 \end{array} \right. \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} m_{\text{CH}_4} = 0,5 \cdot 16 = 8 \text{ g} \\ m_{\text{N}_2} = 0,5 \cdot 28 = 14 \text{ g} \end{array} \right\} m_{\text{TOTAL}} = \underline{22 \text{ g}}$$

$$M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = \underline{16 \text{ g/mol}}$$

$$M_{\text{N}_2} = 2 \cdot 14 = \underline{28 \text{ g/mol}}$$

$$C_{\text{CH}_4} = \frac{8}{22} \approx 0,364 = 36,4\% \text{ EM MASSA}$$



Solubilidade dos Gases

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe

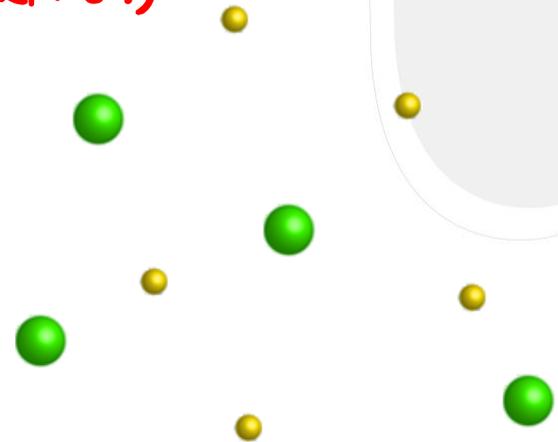
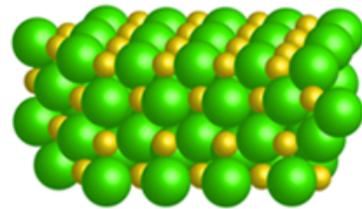


Prof. Thiago Cardoso

Etapas da Dissolução

↓) QUEBRA DAS INTERAÇÕES DO
CRISTAL => ENERGIA RETICULAR

(É SEMPRE
ENDOTÉRMICA)

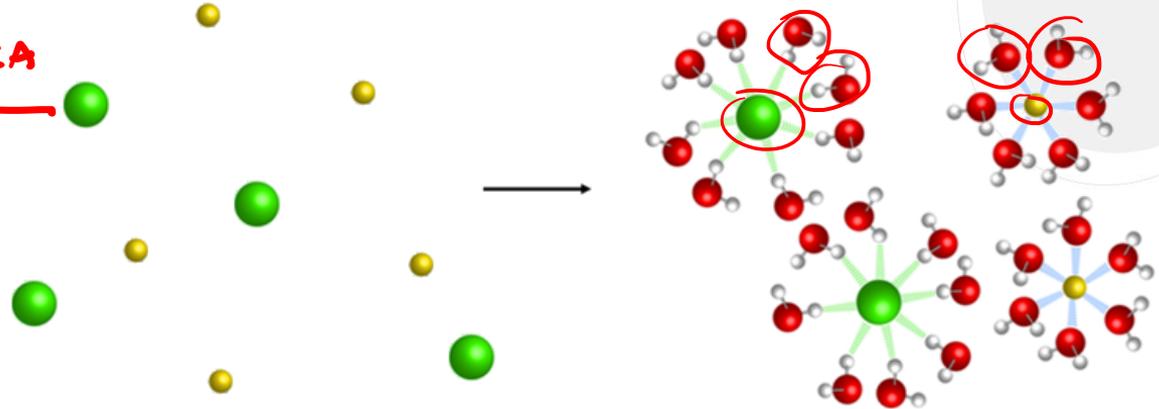


Etapas da Dissolução

2) FORMAÇÃO DE NOVAS INTERAÇÕES
DOS SOLUTOS COM OS SOLVENTES

=> ENERGIA DE HIDRATAÇÃO =>

É SEMPRE EXOTÉRMICA



Toda Dissolução de Gases é Exotérmica

- => na dissolução de gases, só ocorre a etapa de hidratação; porque os gases ideais não formam forças intermoleculares.
- => a solubilidade dos gases diminui com a temperatura

Lei de Henry

=> a solubilidade de um gás depende da sua pressão parcial

$$S = k_H \cdot P$$

$$[\text{CO}_2(\text{aq})] = k_H \cdot P_{\text{CO}_2}$$

$$C = k_H \cdot P_{\text{CO}_2}$$



Densidade dos Gases

Prof. Thiago Cardoso



@thiagofernando.pe



Prof. Thiago Cardoso

Densidade

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

\Rightarrow A DENSIDADE É PROPORCIONAL À MASSA MOLAR
 É INV. PROPORCIONAL À TEMPERATURA

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{mRT}{M}$$

$$M_{ar} = 29 \text{ g/mol}$$

$$\therefore \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

$$\therefore \boxed{d = \frac{PM}{RT}}$$



Energia Interna dos Gases Ideais: Gases Monoatômicos

Prof. Thiago Cardoso

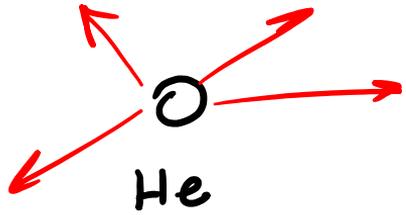


[@thiagofernando.pe](https://www.instagram.com/thiagofernando.pe)



[Prof. Thiago Cardoso](https://www.youtube.com/Prof.ThiagoCardoso)

Exclusivamente Cinética



$$E = \frac{3}{2} nRT = \frac{3}{2} PV$$

8,31 J/mol.K

$$\frac{3}{2} nRT = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$$

↑
VELOCIDADE
MÉDIA DAS
MOLÉCULAS

$$\frac{3}{2} nRT = \frac{1}{2} \cdot n \cdot M \bar{v}^2$$

$$\therefore \bar{v}^2 = \frac{3RT}{M}$$

$$\therefore \bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$$\Rightarrow \text{He} : M \downarrow \bar{v} \uparrow$$

Lei da Efusão e Difusão

⇒ LEI DA EFUSÃO E DIFUSÃO DE GRAHAM:

ESCAPA DO
RECIPIENTE

DISPERSA NO
RECIPIENTE

$$v_e \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$
$$v_d \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$



Transformações Físicas dos Gases Ideais

Prof. Thiago Cardoso



[@thiagofernando.pe](https://www.instagram.com/thiagofernando.pe)



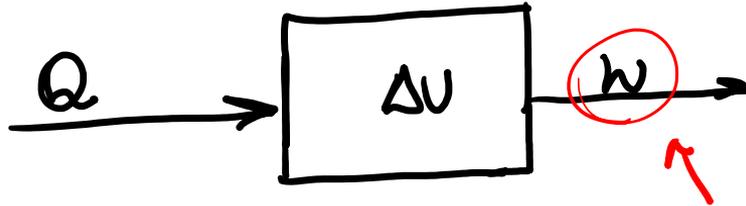
[Prof. Thiago Cardoso](https://www.youtube.com/Prof.ThiagoCardoso)

Primeira Lei da Termodinâmica

=> É UM ENUNCIADO GERAL DO PRINCÍPIO DA CONSERVAÇÃO DE ENERGIA

=> CONVENÇÃO DE SINAIS:

$$Q = \Delta U + W$$



Q > 0: ABSORVIDO PELO CORPO

W > 0: REALIZADO PELO CORPO

AQUECER: $Q > 0$ (CEDER CALOR AO CORPO)

$W > 0$: REALIZADO PELO CORPO

Primeira Lei da Termodinâmica

$$Q = \Delta U + w$$

* ADIABÁTICA:
(NÃO ENVOLVE TROCAS
DE CALOR COM MEIO)

~~$$Q = \Delta U + w$$~~

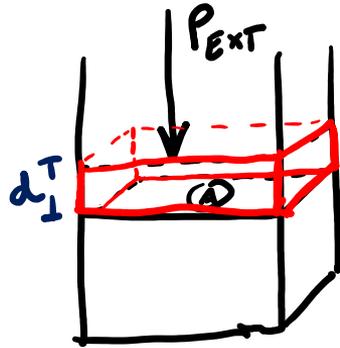
$$\boxed{0 = \Delta U + w}$$

* ISOTÉRMICA: $Q = \cancel{\Delta U} + w \therefore \boxed{Q = w}$

* ISOVOLUMÉTRICAS: $Q = \Delta U + \cancel{w}$
 $\therefore \boxed{Q = \Delta U}$

Trabalho em uma Transformação Isobárica

\Rightarrow O TRABALHO É SEMPRE CALCULADO PELA PRESSÃO EXTERNA



$$W = F \cdot d \quad P_{EXT} = \frac{F}{A} \quad \therefore F = P_{EXT} \cdot A$$

$$W = P_{EXT} \cdot \underbrace{A \cdot d}_{\Delta V} \Rightarrow$$

$$W = P_{EXT} \cdot \Delta V$$

Calor Específico a Volume Constante

$$Q_v = n \cdot \underline{C_v} \cdot \Delta T$$

CAOR ESPECÍFICO
MOLAR

$$\therefore * \boxed{C_v = \frac{Q_v}{n \Delta T}}$$

=> NUM PROCESSO A VOLUME CONSTANTE

$$Q_v = \Delta U + \cancel{w} \circ$$

$$Q_v = \Delta U = \frac{3}{2} nRT_f - \frac{3}{2} nRT_0$$

$$Q_v = \frac{3}{2} nR \cdot (T_f - T_0) = \frac{3}{2} nR \Delta T$$

$$\therefore \boxed{\frac{Q_v}{n \Delta T} = C_v = \frac{3}{2} R}$$

Calor Específico a Pressão Constante

⇒ NUMA TRANSFORMAÇÃO A PRESSÃO CONSTANTE

$$Q_p = \Delta U + W$$

$$Q_p = \frac{3}{2} nR\Delta T + P\Delta V =$$

$$\frac{3}{2} nR\Delta T + nR\Delta T = \frac{5}{2} nR\Delta T$$

$$P\Delta V = P_{EXT} \cdot (V_2 - V_1) = PV_2 - PV_1$$

$$= nRT_2 - nRT_1 = nR\Delta T$$

$$C_p = \frac{Q_p}{n\Delta T} = \frac{\frac{5}{2} nR\Delta T}{n\Delta T}$$

$$\therefore \boxed{C_p = \frac{5}{2} R}$$

⇒ COEFICIENTE DE POISSON:

$$\gamma_{\text{mundo}} = \frac{C_p}{C_v} = \frac{\frac{5}{2} R}{\frac{3}{2} R} = \frac{5}{3}$$



Noções de Gases Reais

Prof. Thiago Cardoso



[@thiagofernando.pe](https://www.instagram.com/thiagofernando.pe)



[Prof. Thiago Cardoso](https://www.youtube.com/Prof.ThiagoCardoso)

Postulados da Teoria Cinética do Gás Ideal

- ❖ As moléculas devem ser puntiformes

VOLUME DESPREZÍVEL

x

GÁS REAL

AS MOLÉCULAS POSSUEM ALGUM
VOLUME

$$V_{\text{IDEAL}} = V_{\text{REAL}} - nb$$

VOLUME DO
RECIPIENTE
= V

VOLUME MOLAR
DAS PARTÍCULAS
DO GÁS
NÚMERO DE
MOLS

Postulados da Teoria Cinética do Gás Ideal

❖ Forças Intermoleculares Desprezíveis

$$PV = nRT \therefore P = \frac{n}{V}RT$$



OCUPA VOLUME GRANDE
 $[GÁS] = \frac{n}{V}$ MUITO BAIXA

MUITO ACIMA DA
 TEMPERATURA DE CONDENSÃO

Ex.: He, H₂, N₂, CO, O₂

$$P_{IDEAL} = P_{REAL} + \frac{a n^2}{V^2}$$

FORÇAS INTERMOLECULARES

Equação de van der Waals

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) \cdot (V - nb) = nRT$$

Handwritten annotations in purple and red:

- PRESSÃO AJUSTADA** (above the first term in purple)
- VOLUME AJUSTADO** (above the second term in purple)
- FORÇAS INTERMOLECULARES** (under $\frac{an^2}{V^2}$ in red)
- VOLUME REAL DAS PARTÍCULAS** (under nb in red)

Equação de van der Waals

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = nRT$$

Obs.: Quanto menores "a" e "b",
melhor o modelo de gás ideal se
aplica ao gás real.

FORÇAS
INTERMOLECULARES



VOLUME DAS
PARTÍCULAS



Gás	a (L ² .atm.mol ⁻²)	b (L.mol ⁻¹)
→ He	0,0341	0,0237
H ₂	0,244	0,0266
N ₂	1,390	0,0391
O ₂	1,360	0,0318
CO	1,485	0,0318
CO ₂	3,592	0,0427
* H ₂ O	5,464	0,0305

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

(TFC - Inédita) Calcule a pressão exercida por 0,3 mol de hélio em um recipiente de 200 mL a 25 °C supondo:

a) O hélio como um gás ideal.

$$PV = nRT \quad \therefore P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,3 \cdot 0,082 \cdot 298}{0,2} = 36,654 \text{ atm}$$

$$P_{\text{IDEAL}} = P + \frac{an^2}{V^2}$$

$$\frac{(0,3)^2}{(0,2)^2} = \frac{0,09}{0,04} = \frac{9}{4} = 2,25$$

(TFC - Inédita) Calcule a pressão exercida por 0,3 mol de hélio em um recipiente de 200 mL a 25 °C supondo:

b) O hélio como um gás real, cujas constantes do modelo de van der Waals sejam $a = 0,034 \text{ atm.L}^2.\text{mol}^{-2}$ e que $b = 0,024 \text{ L.mol}$

$$V_{\text{IDEAL}} = V - nb = 0,2 - 0,3 \cdot 0,024$$

$$V_{\text{IDEAL}} = 0,2 - 0,0072 = 0,1928 \text{ L}$$

$$P_{\text{IDEAL}} \cdot V_{\text{IDEAL}} = nRT$$

$$P_{\text{IDEAL}} \cdot 0,1928 = 0,3 \cdot 0,082 \cdot 298$$

$$\therefore P_{\text{IDEAL}} = \frac{7,3308}{0,1928} = 38,0228 \text{ atm}$$

$$P + \frac{an^2}{V^2} = 38,0228$$

$$P + \frac{0,034 \cdot (0,3)^2}{(0,2)^2} = 38,0228$$

$$P + 0,0765 = 38,0228$$

$$\therefore P = 38,0228 - 0,0765 =$$

$$\boxed{P = 37,946 \text{ atm}}$$



Estratégia

Militares