

UC Modelagem de fenômenos físico-químicos

Teoria cinética dos gases

Prof. Simões

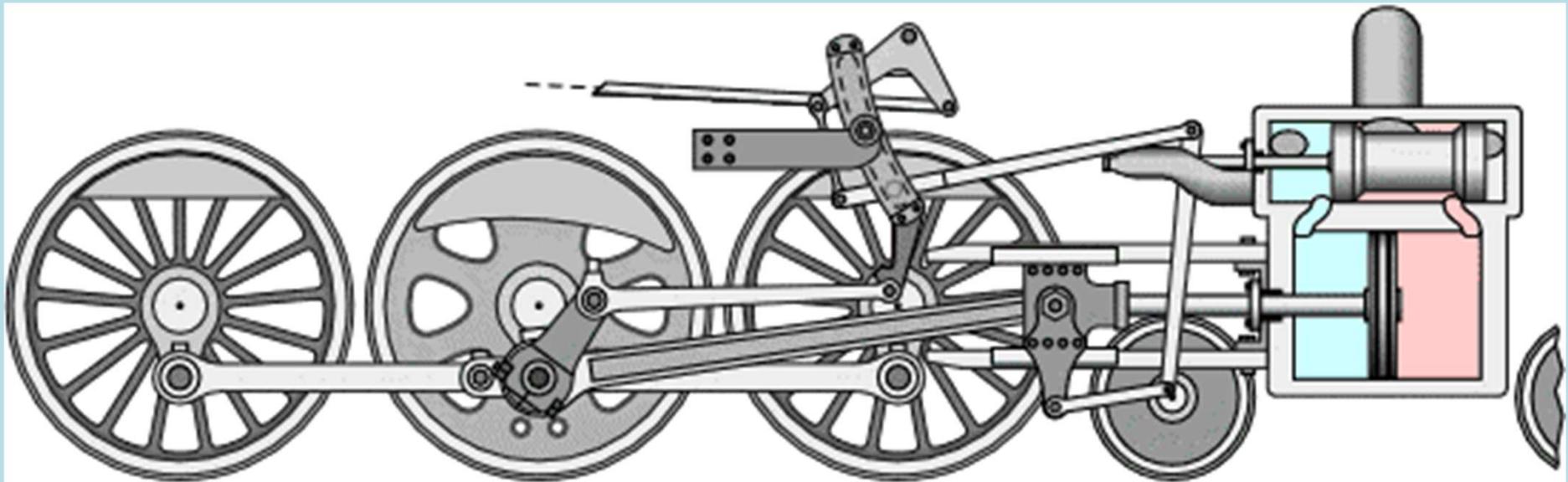


Roteiro da aula



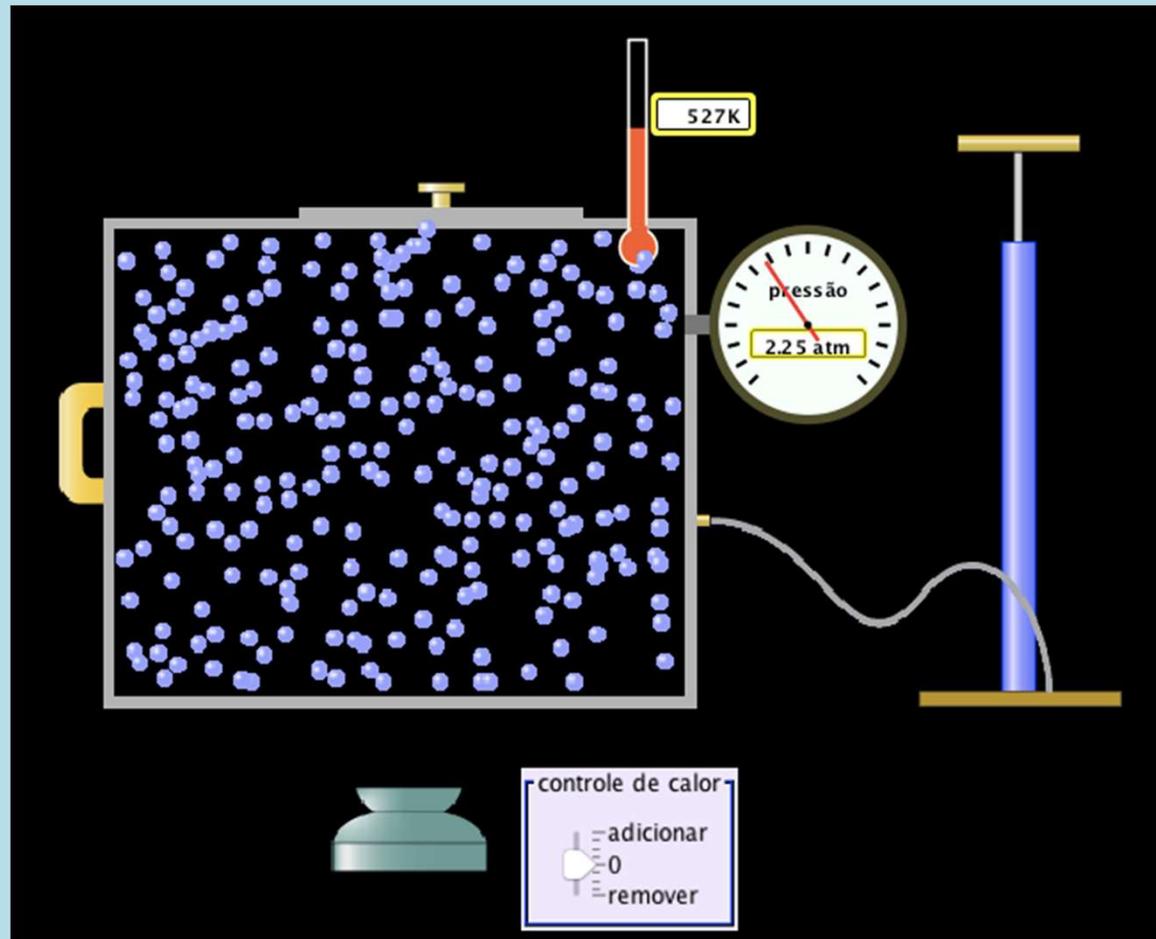
Importância

- O estudo dos gases, particularmente do vapor, foi uma das causas da revolução industrial, e continua sendo fundamental para a indústria.



Variáveis de estado

- São as variáveis que definem a condição ou o estado de uma certa massa (número de moles) de um gás;
- São 3:
 - Pressão
 - Volume
 - Temperatura



Número de moles

- Para especificar a quantidade do gás, é comum usar o número de moles.
- Um mol de um gás contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas desse gás.
- Essa número é o Número de Avogadro.
- A massa de 1 mol de um gás é chamada de **massa molar M**

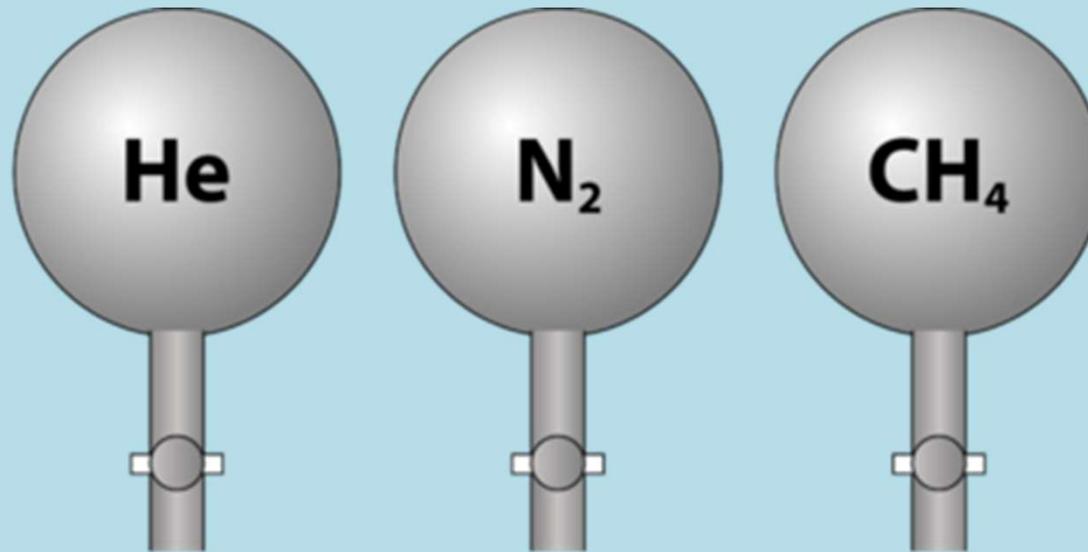
$$M = \frac{m}{n}$$

m-> massa da amostra

n-> número de moles da amostra

Lei de Avogadro

- O volume de um gás é proporcional ao número de moléculas desse gás, independente de sua natureza.

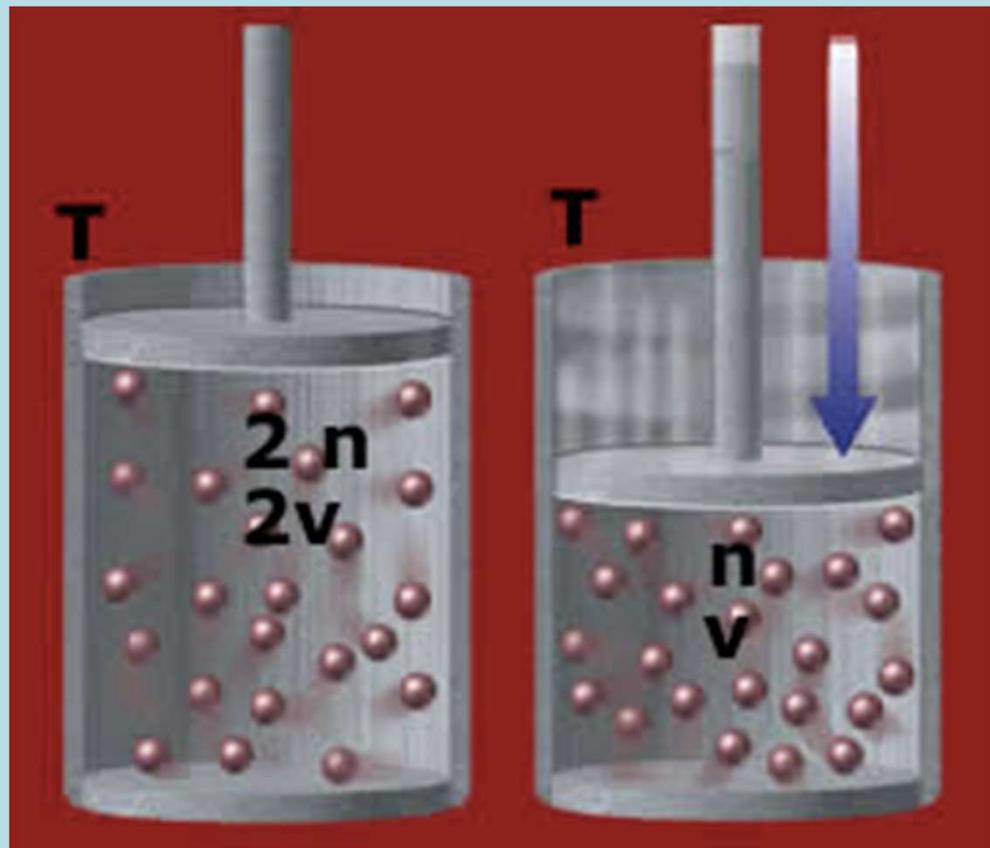


Volume	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Pressure	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature	0°C	0°C	0°C
Mass of gas	4.00 g	28.0 g	16.0 g
Number of gas molecules	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}

Relação entre as variáveis

- Quando dobramos o número de mols, dobramos o volume, mantendo a pressão e a temperatura:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

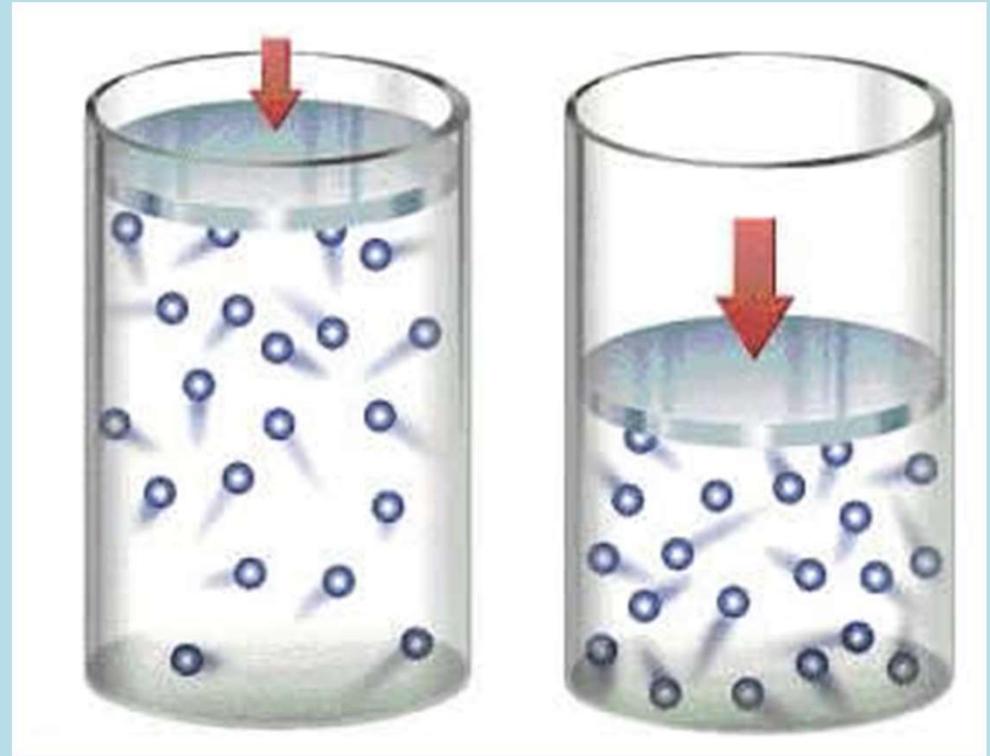
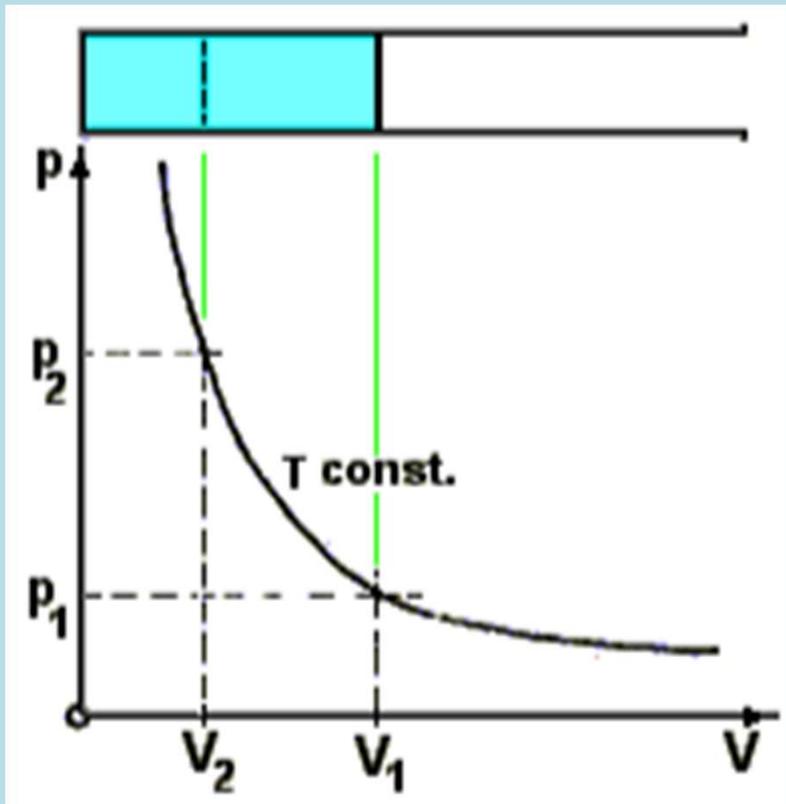


Lei de Avogadro

Mudança isotérmica

- Mantendo a temperatura constante, a pressão é inversamente proporcional ao volume.

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



Lei de Boyle-Mariotte

Unidades de pressão

	PSI	BAR	Kgf/cm²	KPA	ATM	mmHG	inHG
PSI	1	0,06894	0,0703	6,894	0,06804	51,714	2,03
BAR	14,5	1	1,019	100	0,9869	750,10	29,52
Kgf/cm²	14,223	0,9806	1	98,0665	0,9678	735,55	28,95
KPA	0,1450	0,01	0,0101	1	0,00986	7,5006	0,2952
ATM	14,69	1,01325	1,033	101,325	1	760,00	29,92
mmHG	0,0193	0,001333	0,00135	0,1333	0,00131	1	0,03937

PSI = Libras por polegada quadrada.

Kgf/cm² = Quilograma força por centímetro quadrado.

KPA = Quilo Pascal.

mmHG = Milímetro de mercúrio

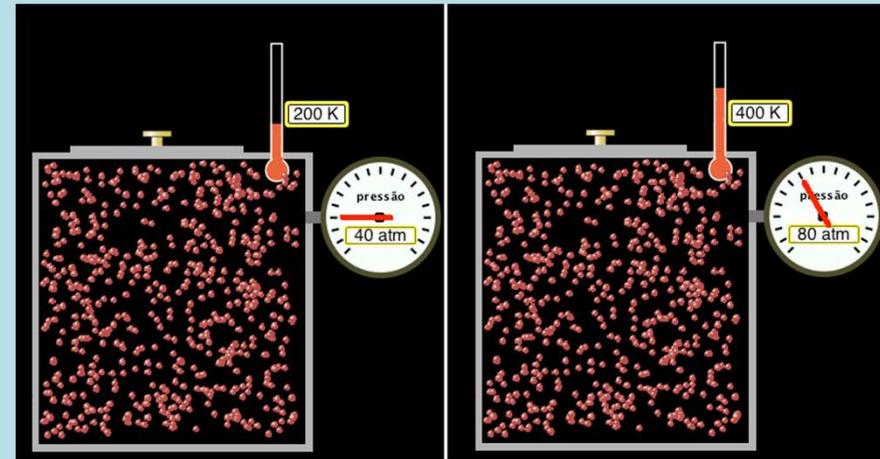
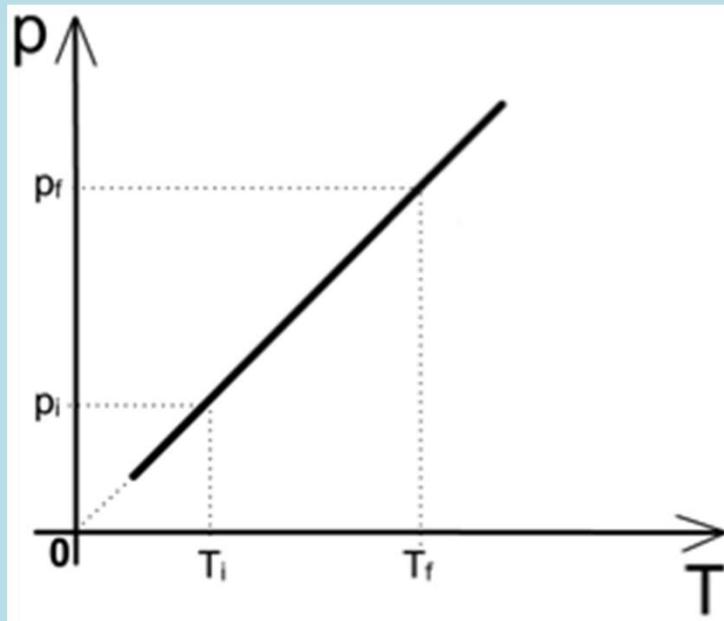
inHG = Polegada de mercúrio.

ATM = Pressão atmosférica.

Mudança isocórica

- Mantendo o volume constante, a pressão é diretamente proporcional à temperatura.

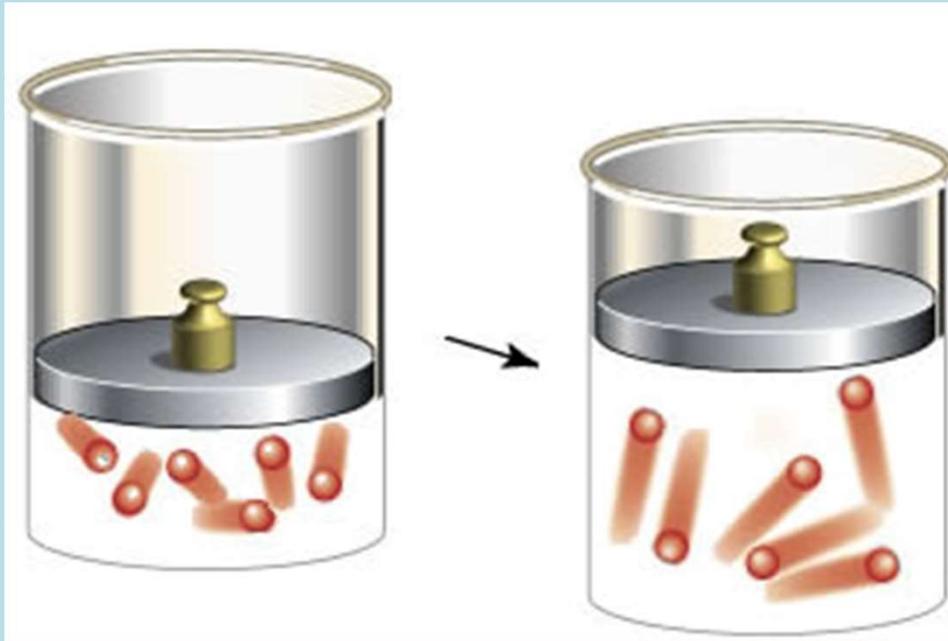
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



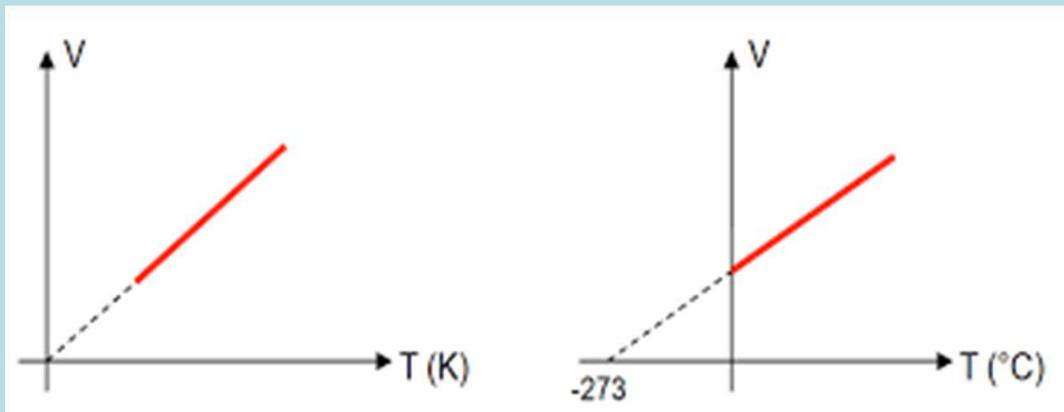
Lei de Gay-Lussac

Mudança isobárica

- Mantendo a pressão constante, o volume é diretamente proporcional à temperatura

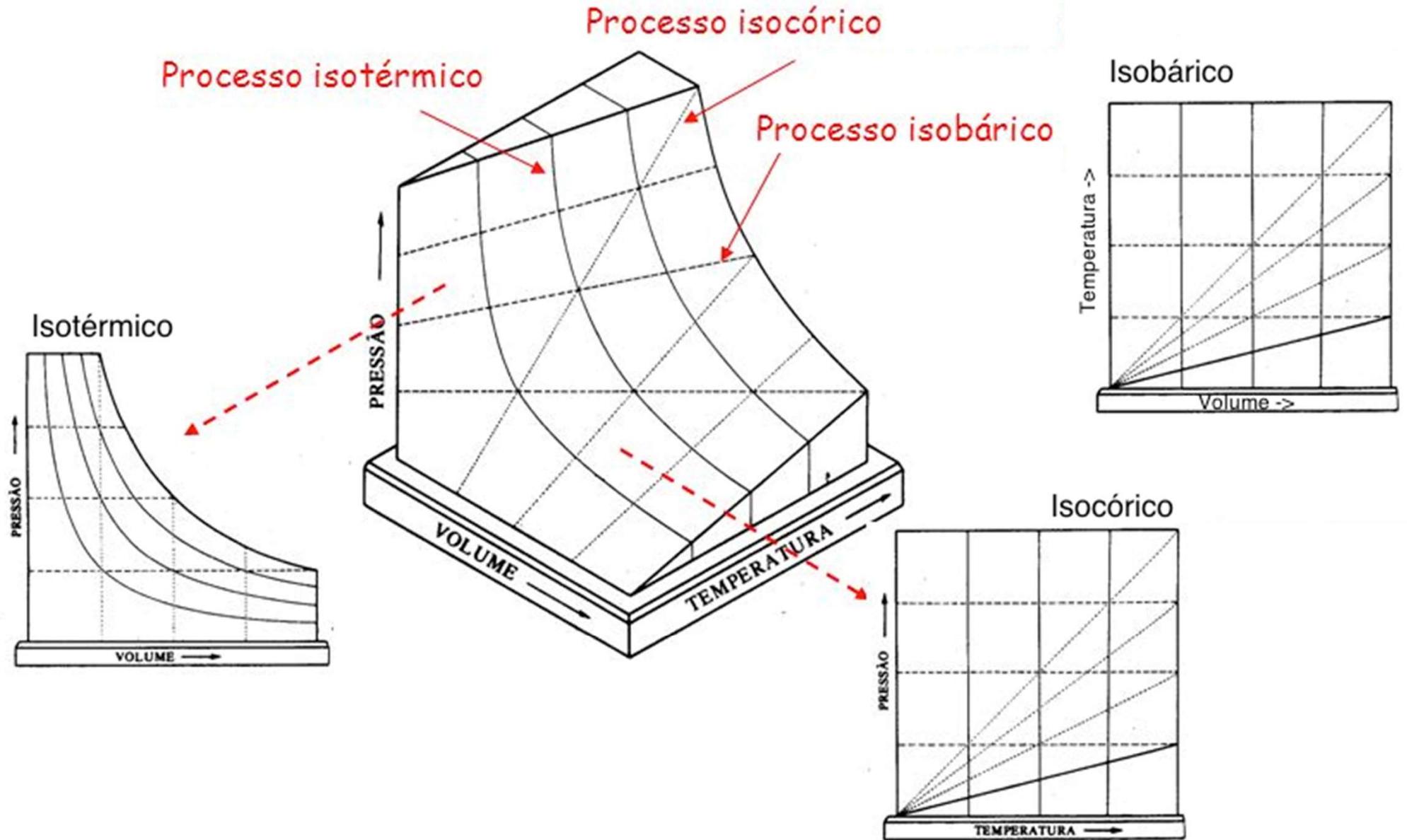


$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Lei de Charles

Curvas dos processos



Equação de Clapeyron

- Todas as variáveis podem ser combinadas na seguinte relação:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Onde:

$P \Rightarrow$ pressão, Pa (N/m^2)

$V \Rightarrow$ volume, m^3

$n \Rightarrow$ número de moles

$R \Rightarrow$ constante dos gases ideais = $8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 0,08306 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

$T \Rightarrow$ temperatura, K

Lei dos gases perfeitos

Se tivermos um gás numa condição 1, teremos

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = nR$$

Supondo que o mesmo gás vá para uma condição 2:

$$\frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = nR \Rightarrow \text{isto é, o produto } n \cdot R \text{ permanece constante}$$

Assim, é possível afirmar que:

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

Densidade de um gás

Como $PV = nRT$, $n = \frac{m}{M}$ e $\rho = \frac{m}{V}$

Podemos fazer:

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow \frac{PM}{RT} = \frac{m}{V}$$

Portanto:

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

Resumo das fórmulas

- Comparação de dois estados de um gás

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

- Descrição de um gás em certo estado

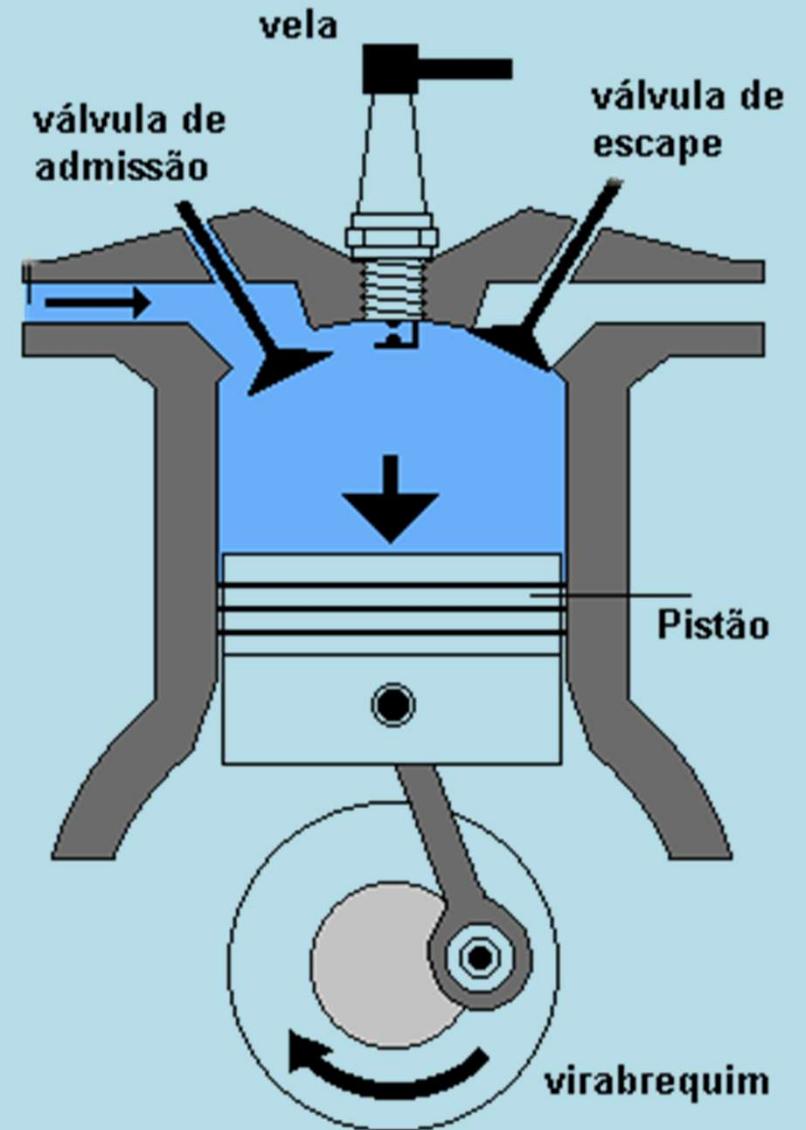
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- Densidade de um gás

$$\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Exemplo

No motor de um automóvel, uma mistura de ar e gasolina é comprimida no interior do cilindro antes da ignição. Um motor típico possui uma razão de compressão de 9 para 1; isso significa que o gás no cilindro é comprimido até um volume igual a $1/9$ do seu volume original. A pressão inicial é $1,0 \text{ atm}$ e a temperatura inicial é $27 \text{ }^\circ\text{C}$. Se a pressão depois da compressão for $21,7 \text{ atm}$, calcule a temperatura do gás comprimido.



Exemplo

- As chamadas CNPT – condições normais de temperatura e pressão de um gás, correspondem a um estado com uma temperatura de 0°C ($=273,15\text{ K}$) e uma pressão de 1 atm ($=1,013 \times 10^5\text{ Pa}$ (N/m^2)).
Nessas condições, que volume será ocupado por 1 mol de gás?

Exemplo

Suponha que um cilindro de mergulho, na condição inicial, contenha 11,0 L de ar a 21 °C e 1,0 atm ($1,013 \times 10^5$ Pa), e sua massa inicial nessas condições seja de 16,0 kg. Quando o tanque é cheio com ar por meio de um compressor, sua temperatura passa a ser de 30 °C e a pressão manométrica igual a $2,11 \times 10^7$ Pa. Qual a massa final do cilindro em kg? (O ar é uma mistura de gases com cerca de 78% de nitrogênio, 21% de oxigênio e 1% de outros gases; considere sua massa molar aproximadamente $28,8 \times 10^{-3}$ kg/mol; considere $R=8,314$ J/mol·K)

