

Física: Gases perfeitos

1) Gases perfeitos

1.1) Variáveis de estado de um gás

- Pressão: Choque das moléculas contra as paredes de um recipiente.
- Volume: Os gases não têm volume próprio, adquirem o volume do recipiente que os contém.
- Temperatura: Medida do estado de agitação das partículas do gás. No estudo do gás, trabalha-se com temperatura na escala Kelvin.

Condições normais de temperatura e pressão (CNTP)

$V = 22,4\text{ L}$ $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$ $p = 1\text{ atm}$
 $n = 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas (número de Avogadro)
 $1\text{ m}^3 = 1000\text{ L}$ $1\text{ atm} = 10^5\text{ Pa}$ $1\text{ atm} = 760\text{ mm Hg}$

Equação de Clapeyron

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $n = \frac{m}{M}$
 Em que:
 n = número de mols m = massa M = molécula-grama
 R = constante universal dos gases perfeitos
 $R = 0,082\text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$ $R = 8,31\text{ J/mol} \cdot \text{K}$

1.2) Características de um gás perfeito

- Suas moléculas possuem dimensões desprezíveis.
- Não mudam de estado físico.
- Os choques entre as moléculas são perfeitamente elásticos.

Lei geral dos gases perfeitos

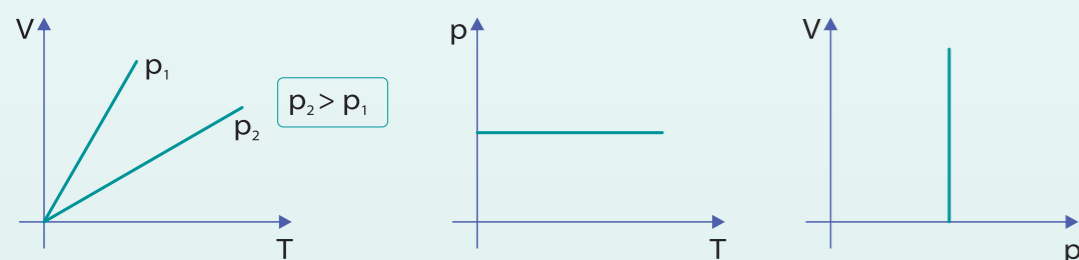
$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}$$

(para $n = \text{constante}$)

1.3) Transformações gasosas

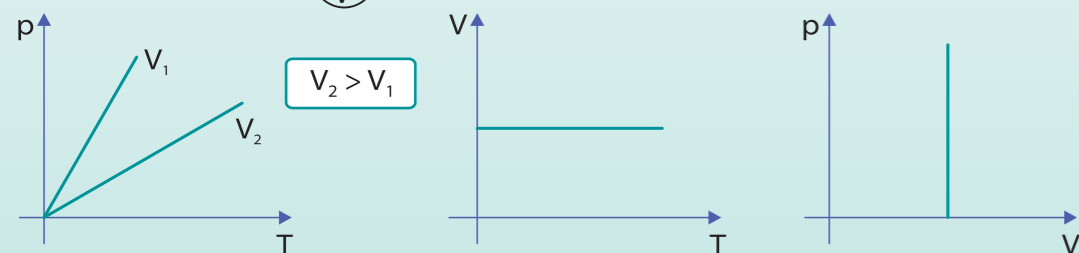
Isobárica ($p = \text{constante}$)

$$V = \left(\frac{n \cdot R}{p} \right) T \quad \begin{cases} n = \text{constante} \\ R = \text{constante} \\ p = \text{constante} \end{cases} \quad V = k \cdot T \text{ (Lei de Gay-Lussac)}$$



Isovolúmica, ou isocórica, ou isométrica ($V = \text{constante}$)

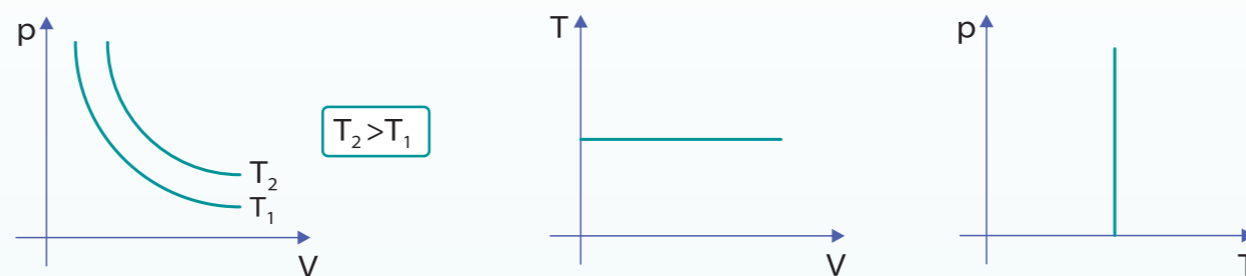
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad p = \left(\frac{n \cdot R}{V} \right) T \quad p = K \cdot T \text{ (Lei de Charles)}$$



Isotérmica ($T = \text{constante}$)

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \begin{cases} n = \text{constante} \\ R = \text{constante} \\ T = \text{constante} \end{cases} \quad p \cdot V = k \quad p = \frac{k}{V} \text{ (Lei de Boyle e Mariotte)}$$

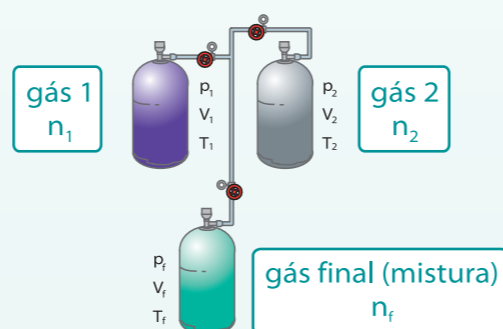
O produto $p \cdot V$ é constante



Lembre-se: Quanto maior o produto $p \cdot V$, maior a temperatura

$$\begin{matrix} p \cdot V \uparrow & T \uparrow \\ p \cdot V \downarrow & T \downarrow \\ p \cdot V = \text{constante} & T = \text{constante} \end{matrix}$$

1.4) Mistura de gases



$$n_f = n_1 + n_2 + \dots$$

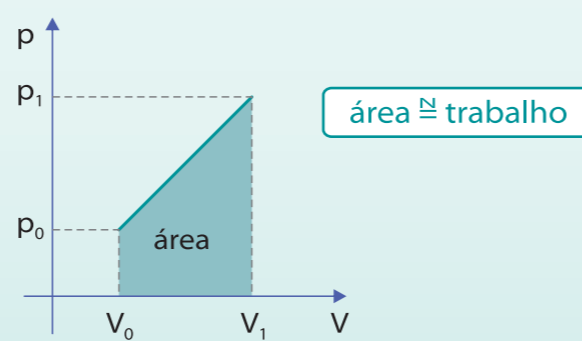
$$\frac{p_f \cdot V_f}{T_f} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} + \dots$$

2) Termodinâmica

2.1) Trabalho numa transformação gasosa

$W = p \cdot \Delta V$ Em que: W = trabalho, p = pressão, ΔV = variação de volume

Volume constante. $\Rightarrow W = 0$ (transformação isométrica).
 Volume aumenta. \Rightarrow expansão ($W+$) \Rightarrow gás realiza W .
 Volume diminui. \Rightarrow compressão ($W-$) \Rightarrow gás recebe W .



2.2) Energia interna de um gás (U)

Temperatura aumenta. \Rightarrow Energia interna aumenta. \Rightarrow maior produto $p \cdot V$
 Temperatura diminui. \Rightarrow Energia interna diminui. \Rightarrow menor produto $p \cdot V$
 Temperatura constante. \Rightarrow Energia interna constante. \Rightarrow produto $p \cdot V = \text{constante}$

2.3) Lei de Joule

A energia interna de um gás depende exclusivamente da temperatura absoluta do gás.
 A energia cinética média de um gás depende exclusivamente da temperatura absoluta.

$$E_c = \frac{3}{2} \cdot k \cdot T$$

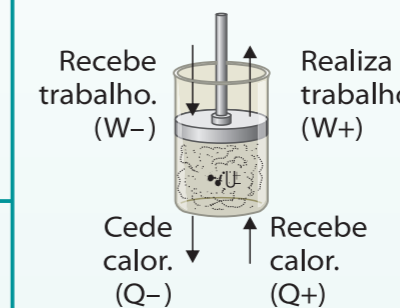
A velocidade média das moléculas de um gás depende da temperatura absoluta e da natureza do gás.

$$v = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$$

2.4) Primeira lei da termodinâmica

$$\Delta U = Q - W$$

Em que: Q = quantidade de calor, W = trabalho termodinâmico, ΔU = variação de energia interna



$$Q = \Delta U + W$$

Atenção: Observar os sinais de Q e W para saber se ΔU é positivo ou negativo.

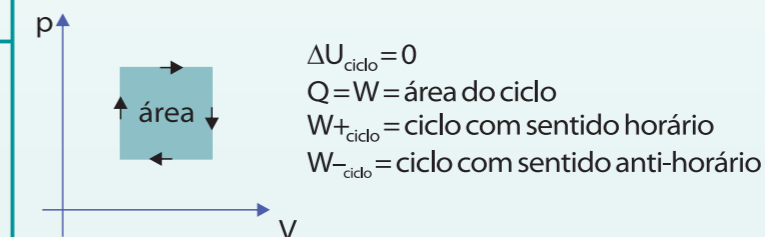
2.5) Aplicações

Transformação isométrica: $V = \text{constante} \Rightarrow W = 0$ e $Q = \Delta U$.

Transformação isotérmica: $T = \text{constante} \Rightarrow \Delta U = 0$ e $Q = W$.

Transformação isobárica: $p = \text{constante} \Rightarrow Q = \Delta U + W$.

Transformação cíclica ou fechada:



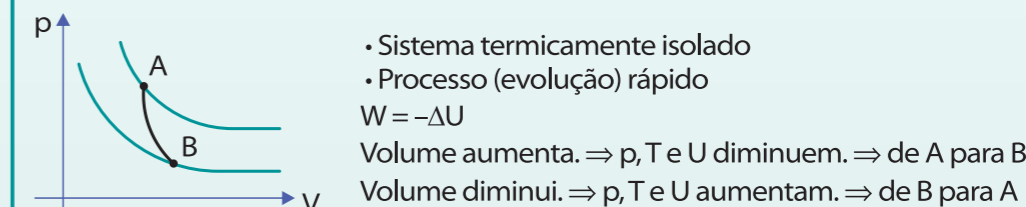
$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$$

$$Q = W = \text{área do ciclo}$$

$$W_{\text{ciclo}} = \text{ciclo com sentido horário}$$

$$W_{\text{ciclo}} = \text{ciclo com sentido anti-horário}$$

Transformação adiabática: Não troca calor com o meio externo $\Rightarrow Q = 0$.



• Sistema termicamente isolado

• Processo (evolução) rápido

$$W = -\Delta U$$

Volume aumenta. $\Rightarrow p, T$ e U diminuem. \Rightarrow de A para B

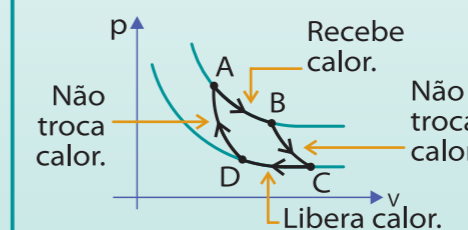
Volume diminui. $\Rightarrow p, T$ e U aumentam. \Rightarrow de B para A

2.6) Ciclo de Carnot

• Representa o máximo rendimento teórico que uma máquina térmica pode ter, mas nunca 100%.

• Composto de duas transformações isotérmicas e duas adiabáticas.

• Representa o funcionamento de uma máquina térmica ideal.



$$AB \Rightarrow \text{expansão isotérmica} \Rightarrow \Delta U = 0$$

$$BC \Rightarrow \text{expansão adiabática} \Rightarrow Q = 0$$

$$CD \Rightarrow \text{compressão isotérmica} \Rightarrow \Delta U = 0$$

$$DA \Rightarrow \text{compressão adiabática} \Rightarrow Q = 0$$