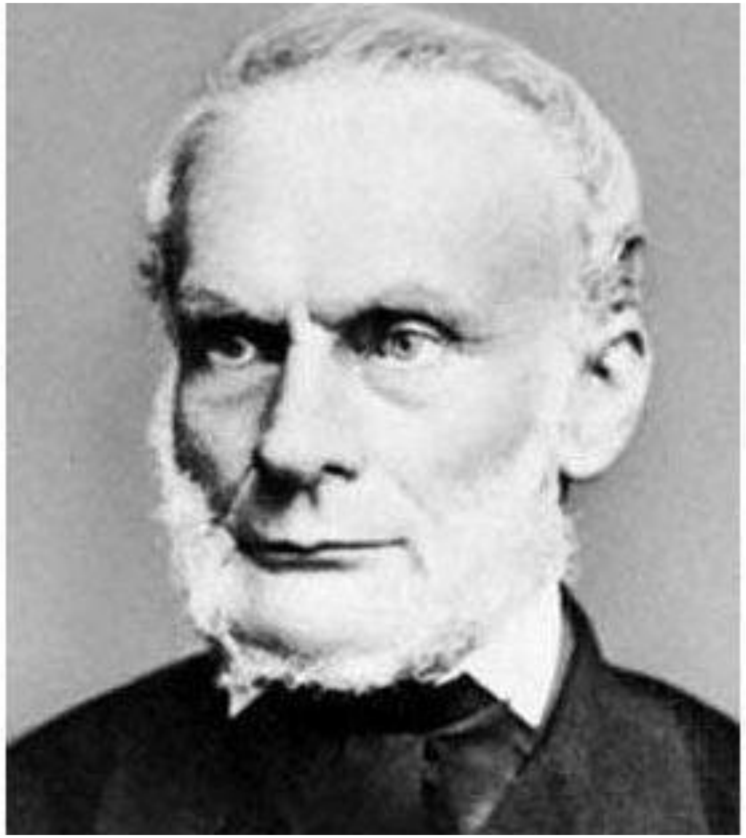
Equação de Clapeyron, Mistura de Gases e Energia Interna

Prof. Double
Física

A partir da lei geral dos gases ideais...

$$\frac{p \cdot V}{T} = k$$

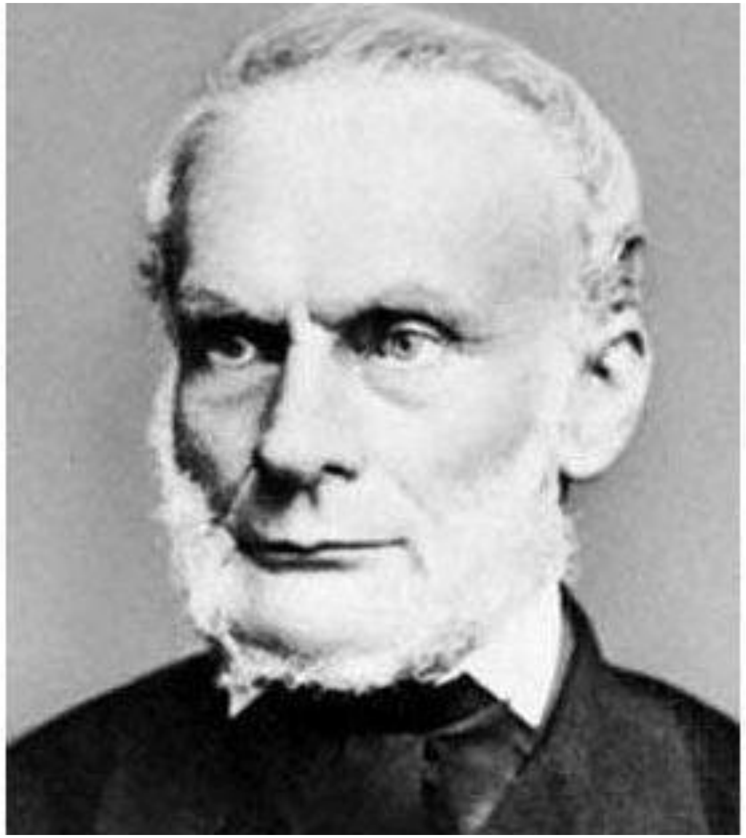
$$k = n \cdot R$$



- R: Constante Universal do Gases Ideiais!

Equação de Clapeyron:

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R \rightarrow p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$



* $$n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molecular}} = \frac{m}{M}$$

Constante Universal dos Gases:

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

$$1 \cdot 22{,}4 = 1 \cdot R \cdot 273$$

$$R \approx 0{,}082 \frac{atm \cdot L}{mol \cdot K}$$

Em outras unidades:

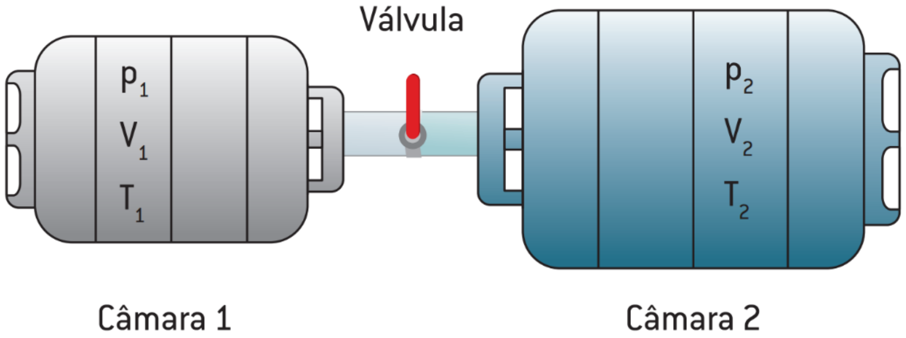
$R \approx 8{,}31\ J/(mol \cdot K)$

$R \approx 2{,}0\ cal/(mol \cdot K)$

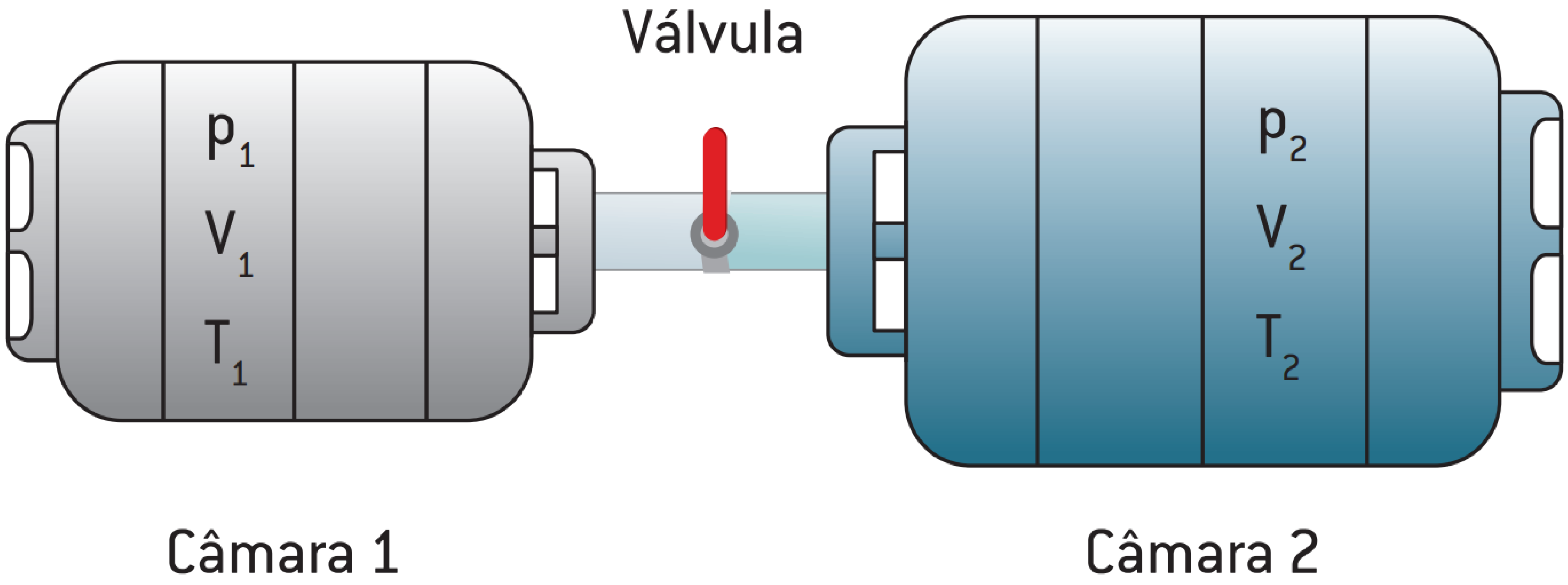
$R \approx 62{,}3\ mmHg/(mol \cdot K)$

Essa equação é tão útil assim?

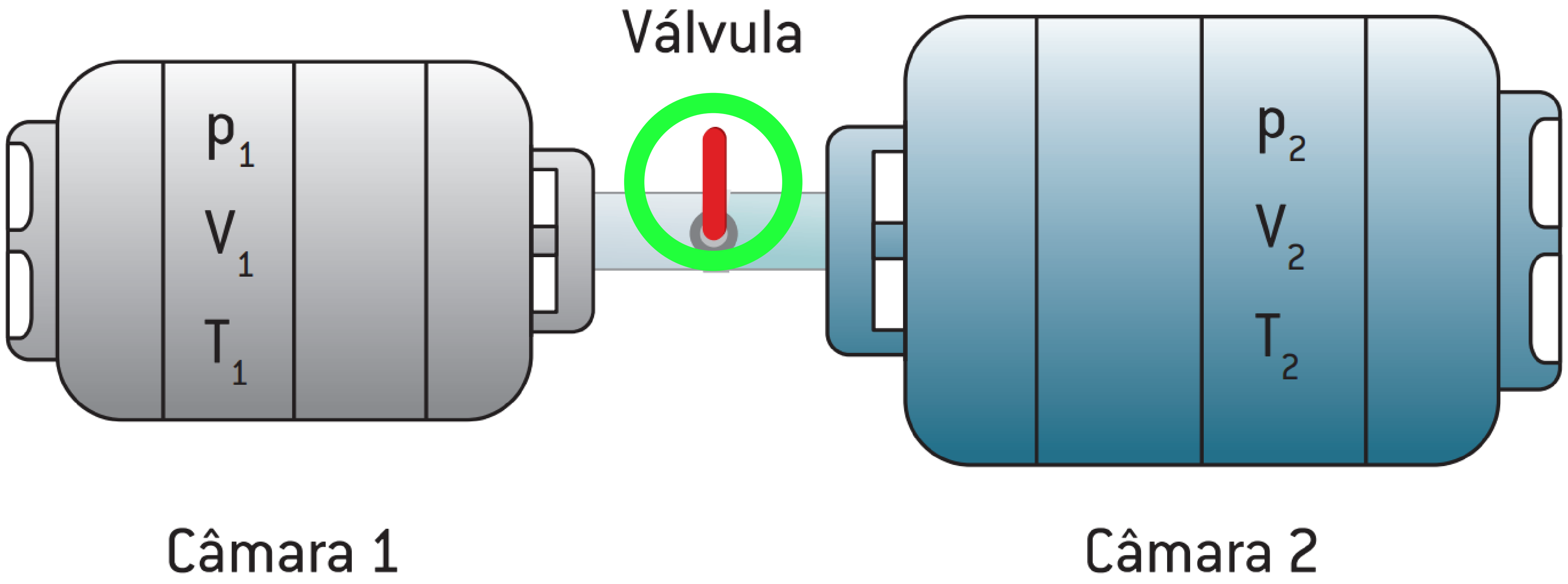
Mistura de Gases



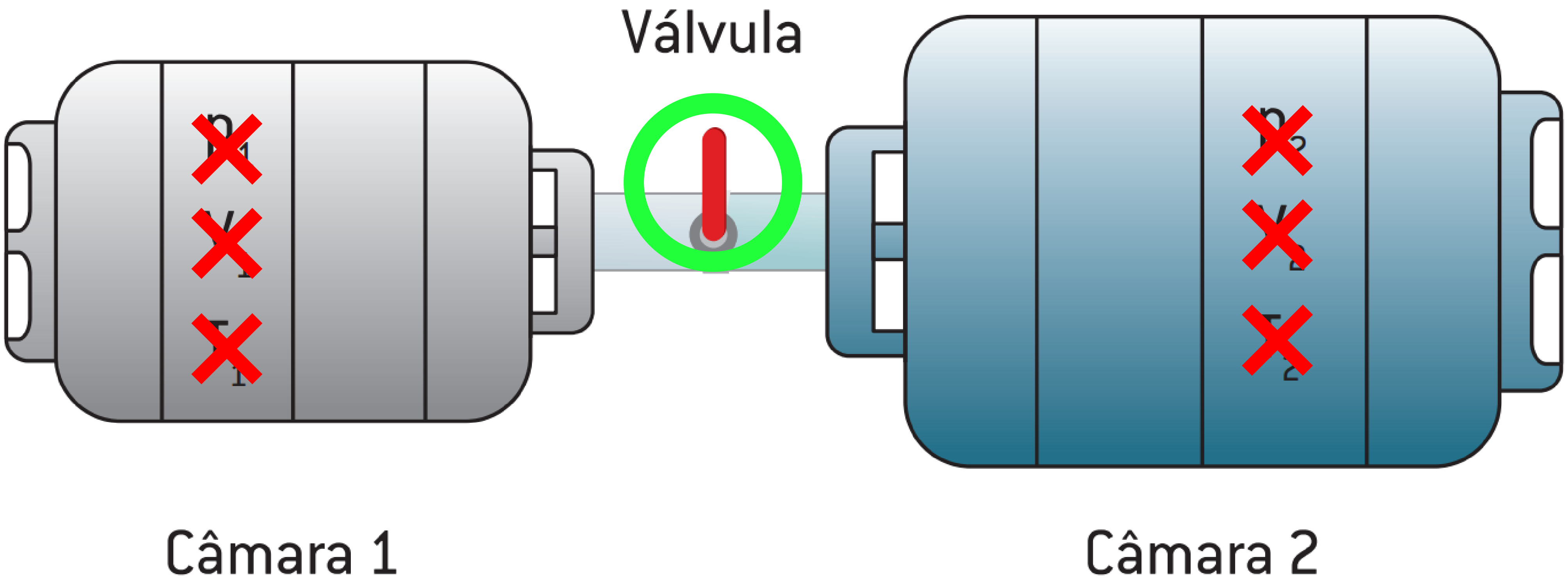
Uma situação ideal!



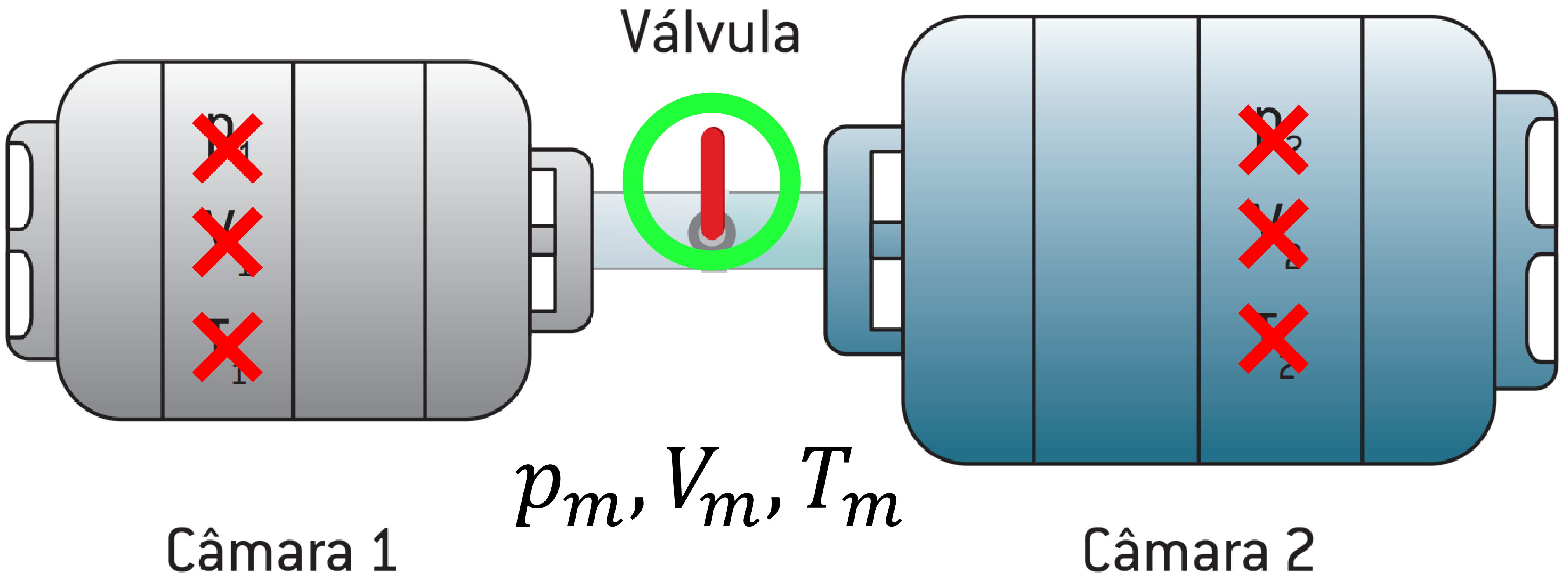
Uma situação ideal!



Uma situação ideal!



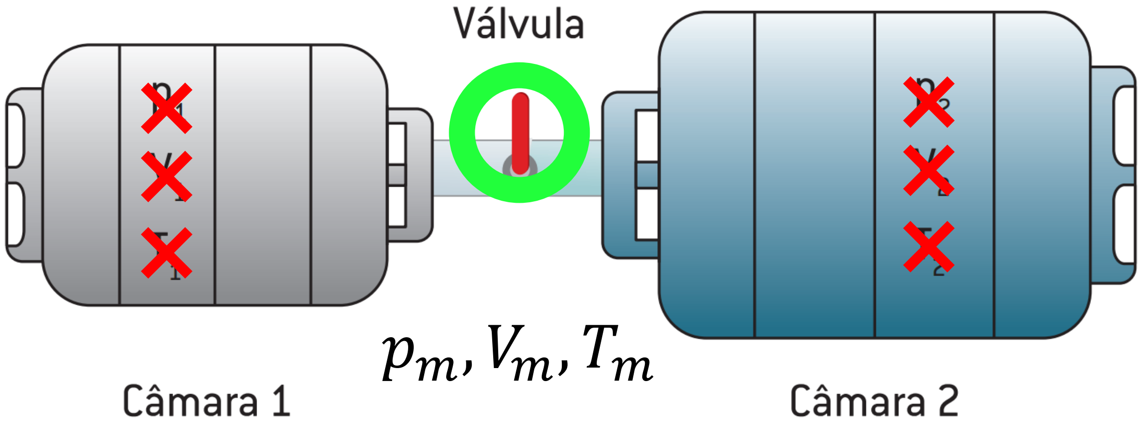
Uma situação ideal!



Mistura de Gases

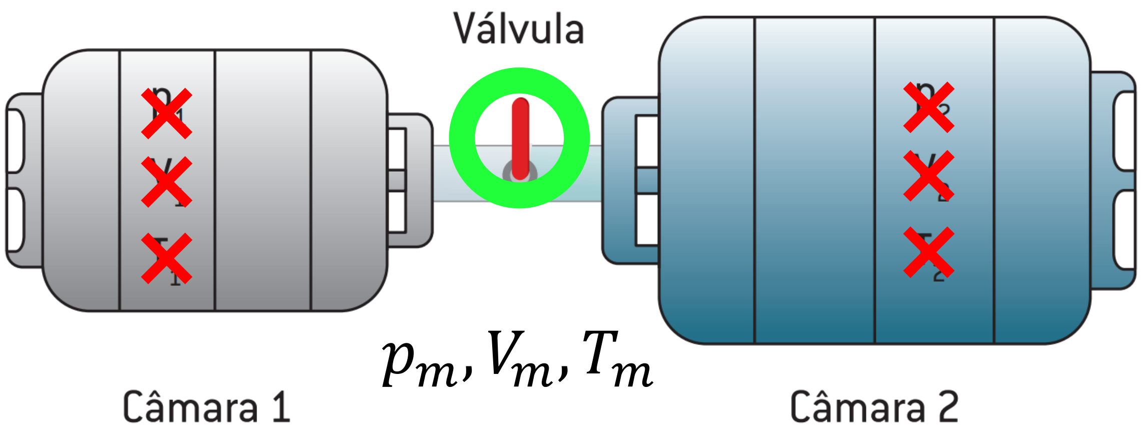
Pensemos fisicamente...

$$n_m = ???$$



Mistura de Gases

Pensemos fisicamente...



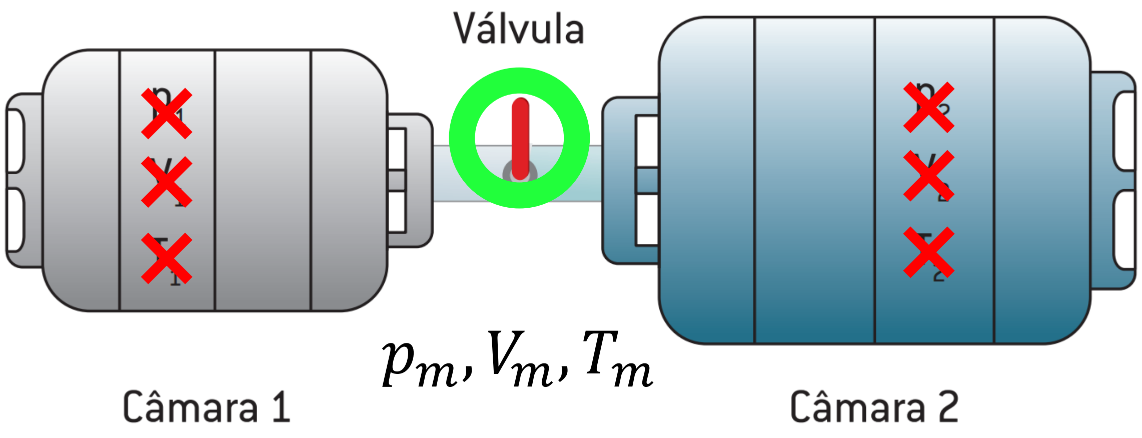
$$n_m = ???$$

$$n_m = n_1 + n_2$$

Mistura de Gases

Pensemos fisicamente...

$$n_m = ???$$

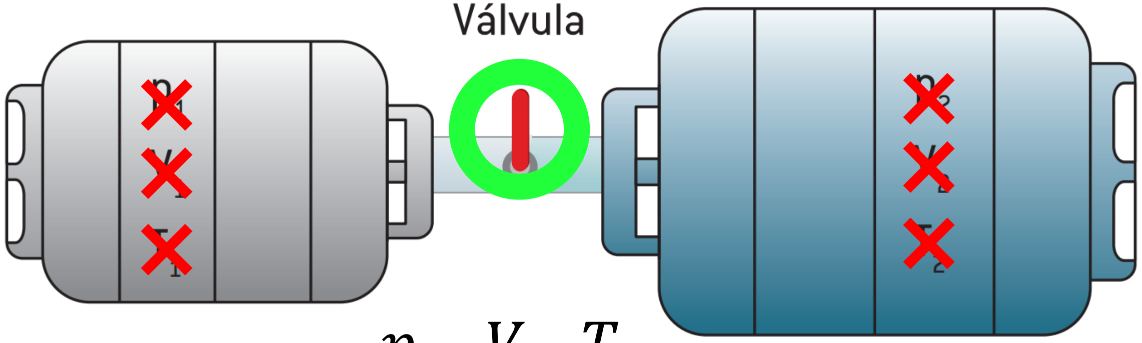


$$n_m = n_1 + n_2$$

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Mistura de Gases

Pensemos fisicamente...



$$n_m = ???$$

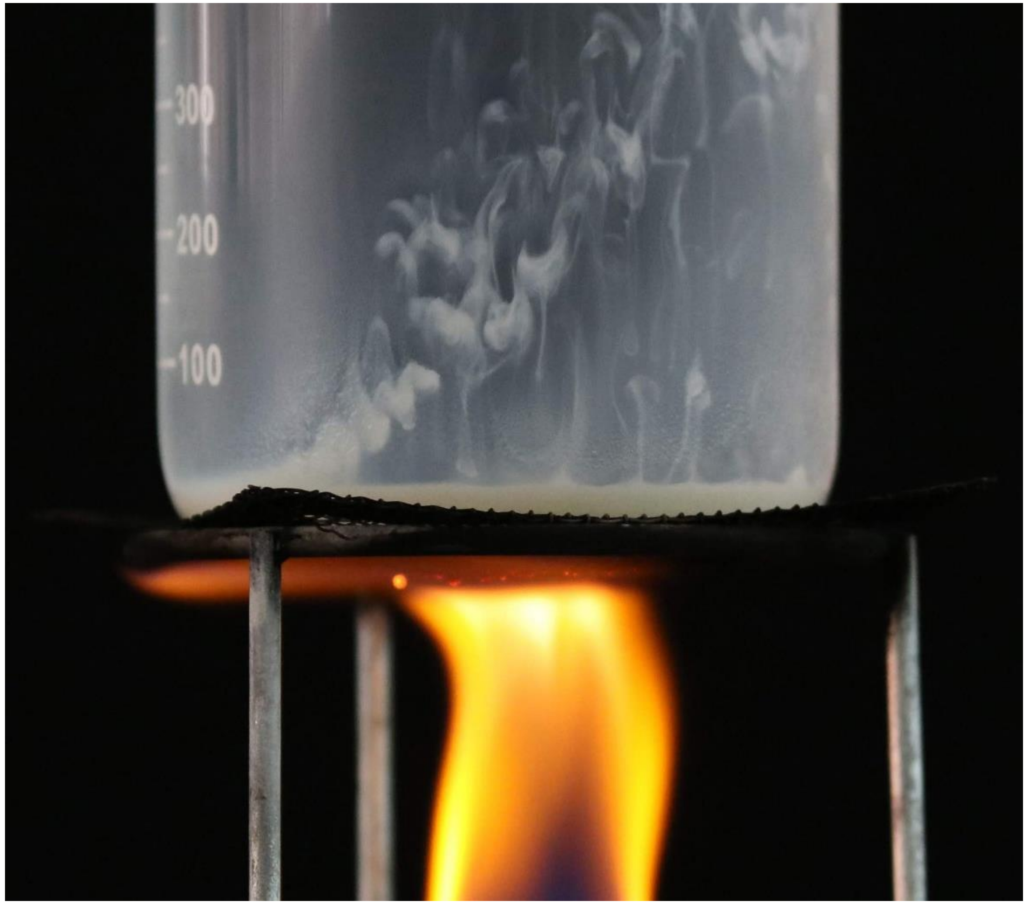
$$n_m = n_1 + n_2 \longrightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$\frac{p_m \cdot V_m}{R \cdot T_m} = \frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{R \cdot T_2} \Rightarrow \boxed{\frac{p_m \cdot V_m}{T_m} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}}$$

Para uma mistura de muitos gases:

$$\frac{p_m \cdot V_m}{T_m} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} + \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} + \frac{p_3 \cdot V_3}{T_3} + \ldots$$

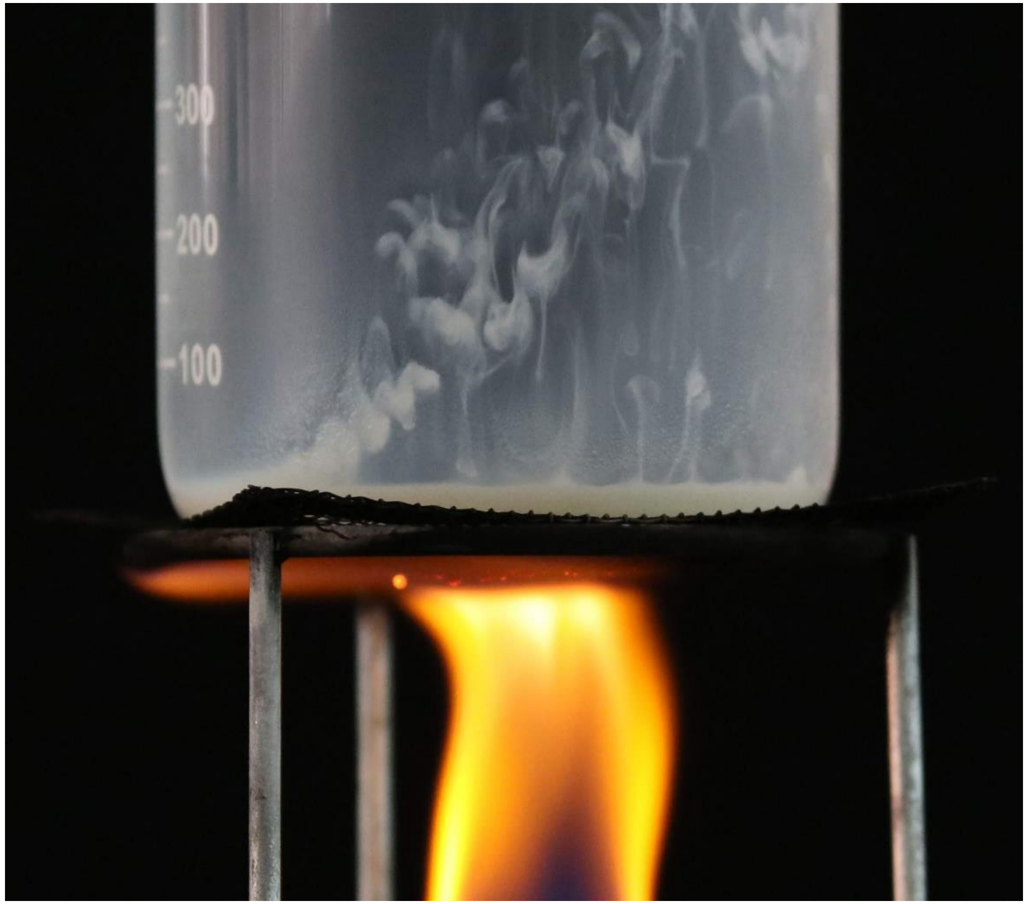
Vamos melhor entender o COMPORTAMENTO dos gases!



$\longrightarrow T \uparrow$

Energia Interna

Vamos melhor entender o COMPORTAMENTO dos gases!

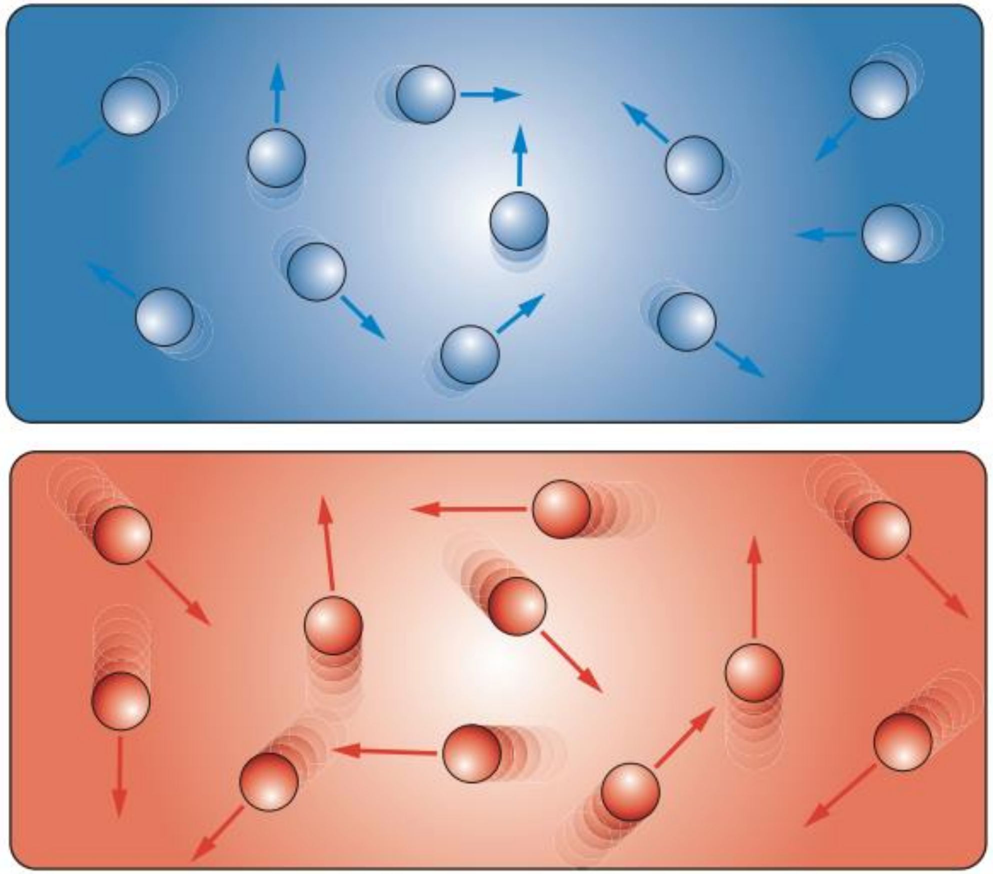


$$T \uparrow \quad U \uparrow$$

- Energia Interna!

A Mecânica Estatística nos diz que:

- Para um gás monoatômico, podemos relacionar a temperatura à Velocidade Média ou à Energia Cinética média das partículas!



A Mecânica Estatística nos diz que:

- Para um gás monoatômico, podemos relacionar a temperatura à Velocidade Média ou à Energia Cinética média das partículas!

$$E_c = \frac{3}{2} n \cdot R \cdot T$$

A Mecânica Estatística nos diz que:

- E como essa energia é a única presente no gás, ele também é a sua Energia Interna!

$$E_c = \frac{3}{2} n \cdot R \cdot T$$

$$U = \frac{3}{2} n \cdot R \cdot T$$

Energia Interna

Monoatômico

$$U = \frac{3}{2} n \cdot R \cdot T$$

Diatômico

$$U = \frac{5}{2} n \cdot R \cdot T$$

Para átomos com mais de 2 átomos:
MUITO COMPLEXO!

Energia Interna

Três quantidades importantes:

- Velocidade Quadrática Média:

- Energia Cinética Média por molécula:

- Variação da Energia Interna:

Velocidade Quadrática Média

$$E_c = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T \longrightarrow E_c = \frac{m \cdot v^2}{2} \Longrightarrow \frac{m \cdot v^2}{2} = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

$$\frac{m \cdot v^2}{2} = \frac{3}{2} \cdot \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

$$\boxed{v^2 = \frac{3 \cdot R \cdot T}{M}} \quad \text{ou} \quad \boxed{v = \sqrt{\frac{3 \cdot R \cdot T}{M}}}$$

Velocidade Quadrática Média

No Sistema Internacional, temos:

$[v] = m/s$

$[R] = J/(mol \cdot K)$

$[T] = K$

$[M] = kg/mol$

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

Três quantidades importantes:

- Velocidade Quadrática Média: $v = \sqrt{\dfrac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$

- Energia Cinética Média por molécula:

- Variação da Energia Interna:

Energia Cinética Média por molécula

$$e_c = \frac{E_c}{\text{número de moléculas}}$$

$$\boxed{e_c = \frac{E_c}{N}}$$

$$e_c = \frac{\frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T}{N_A \cdot n}$$

$$e_c = \frac{3}{2} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T$$

Energia Cinética Média por molécula

$$e_c = \frac{E_c}{\text{número de moléculas}}$$

$$\boxed{e_c = \frac{E_c}{N}}$$

$$\boxed{n = \frac{N}{N_A}}$$

$$(N_A = 6 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1})$$

$$e_c = \frac{\frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T}{N_A \cdot n}$$

$$e_c = \frac{3}{2} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T$$

Energia Cinética Média por molécula

$$e_c = \frac{E_c}{\text{número de moléculas}}$$

$$e_c = \frac{\frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T}{N_A \cdot n}$$

$$\boxed{e_c = \frac{E_c}{N}}$$

$$e_c = \frac{3}{2} \cdot \frac{R}{N_A} \cdot T$$

$$\boxed{n = \frac{N}{N_A}}$$

$$(N_A = 6 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1})$$

Constante de Boltzmann!

$$\boxed{k_B = \frac{R}{N_A} = \frac{8{,}3}{6 \cdot 10^{23}} \approx 1{,}38 \cdot 10^{-23}\ \text{J/K}}$$

Energia Cinética Média por molécula

$$e_c = \frac{3}{2} \cdot k_B \cdot T$$

A energia cinética média por molécula de um gás depende, exclusivamente, da temperatura.

Três quantidades importantes:

- Velocidade Quadrática Média: $v = \sqrt{\dfrac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$
- Energia Cinética Média por molécula: $e_c = \dfrac{3}{2} \cdot k_B \cdot T$
- Variação da Energia Interna:

Variação da Energia Interna

$$\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot (T_{final} - T_{inicial})$$

ou

$$\boxed{\Delta U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T}$$

Três quantidades importantes:

- Velocidade Quadrática Média: $v = \sqrt{\dfrac{3 \cdot R \cdot T}{M}}$
- Energia Cinética Média por molécula: $e_c = \dfrac{3}{2} \cdot k_B \cdot T$
- Variação da Energia Interna: $\Delta U = \dfrac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T$