

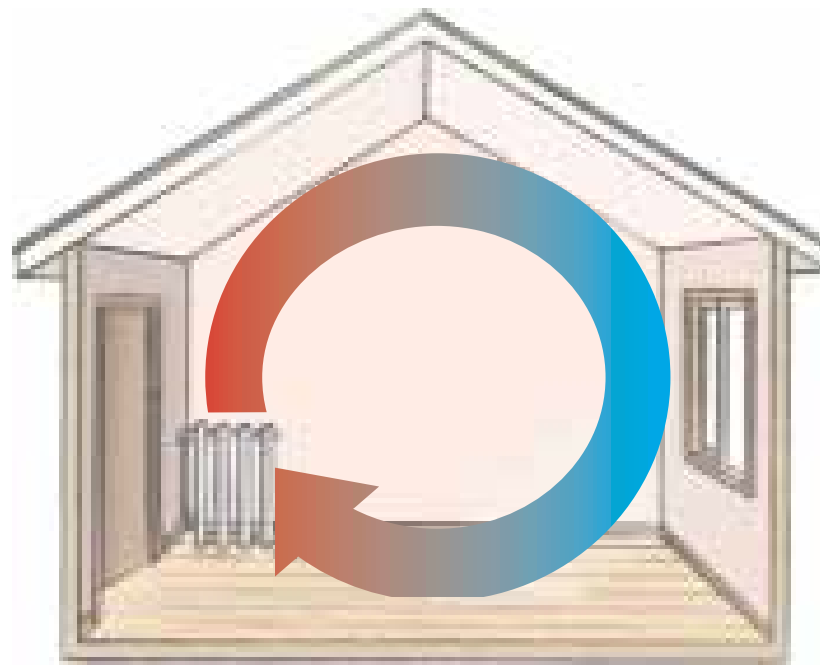
Física Geral I • FIS0703

Aula 18

10/11/2015

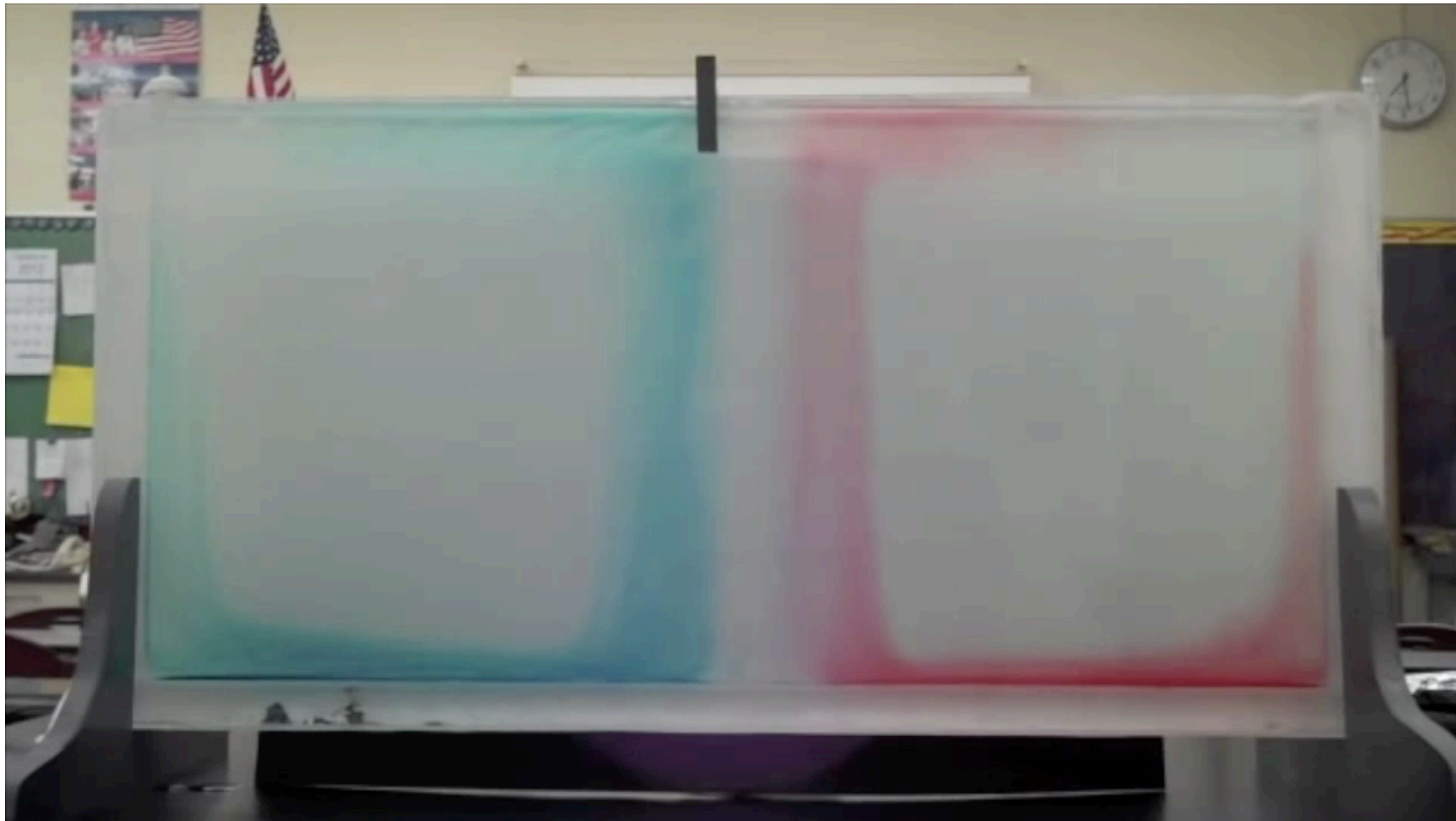
Transferência de energia: convecção

- ▶ **Convecção** é o movimento dum fluido em que partes mais quentes sobem e são substituídos por partes mais frias.
- ▶ **Convecção natural:** o movimento do fluido quente é causado pela **diferença de densidade** com fluido mais frio.
- ▶ **Convecção forçada:** o movimento do fluido quente é causado por uma bomba ou ventoinha, ou por outro mecanismo artificial.



Visualização de correntes de convecção

Água com corante e uma lâmpada como fonte de calor.



Transferência de energia: radiação

- Devido ao movimento térmico dos átomos e das moléculas, **todos os objetos emitem radiação eletromagnética**.

Energia radiada pela área A
por unidade de tempo.

$$\mathcal{P} = \sigma A e T^4$$

Lei de Stefan-Boltzmann

T

Temperatura da superfície

$$\sigma = 5.6696 \times 10^{-8} \text{ W/m}^2 \cdot \text{K}^4$$

Constante de Stefan-Boltzmann

e

emissividade (entre 0 e 1); igual à absorbância

$$e = 1 \quad \text{para um corpo negro}$$

Radiação vindo do Sol: $1370 \text{ J/m}^2 \cdot \text{s}$ (acima da atmosfera)

Um corpo não apenas radia energia mas também **absorve** radiação de outros objetos da vizinhança.

$$\mathcal{P}_{\text{total}} = \sigma A e (T^4 - T_0^4)$$

↑
Temperatura média do ambiente

Teoria cinética dos gases

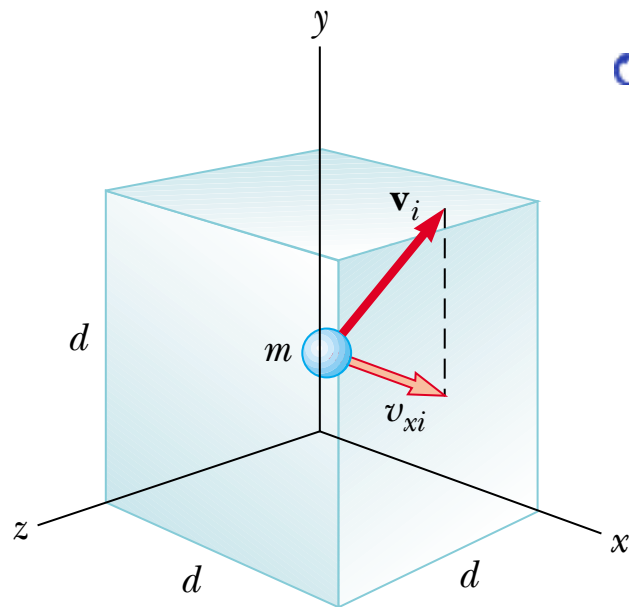
Um modelo molecular do gás ideal

Objetivo: desenvolver um **modelo microscópico** para explicar o comportamento do gás ideal.

Pressupostos desta **teoria cinética**:

- ▶ Um **grande número** de moléculas com **distâncias grandes** entre si (em média).
- ▶ As partículas movimentam-se de acordo com as **leis de Newton**. A distribuição das posições e velocidades em qualquer instante é **aleatória**.
- ▶ Interação entre as moléculas apenas durante colisões (forças de **alcance curto**). Estas colisões são **elásticas** (energia cinética não é convertida em energia de rotação ou vibração, ou outras formas de energia)
- ▶ As partículas sofrem **colisões elásticas** com as **paredes**.
- ▶ As moléculas são **idênticas**.

A pressão dum gás ideal



- Consideremos N moléculas dum gás ideal num contentor de volume V . O contentor é cúbico com arestas de comprimento d . A molécula i (massa m) tem a velocidade \mathbf{v}_i , com componente x v_{xi} .

Colisão elástica com a parede \perp eixo- x : $v_{xi} \rightarrow -v_{xi}$

Alteração do momento linear (componente x):

$$\Delta p_{xi} = -mv_{xi} - (mv_{xi}) = -2mv_{xi}$$

Da 2ª lei de Newton:

$$\bar{F}_{i,\text{mol}} \Delta t_{\text{col}} = \Delta p_{xi} = -2mv_{xi}$$

Força sobre a molécula i

Tempo da colisão

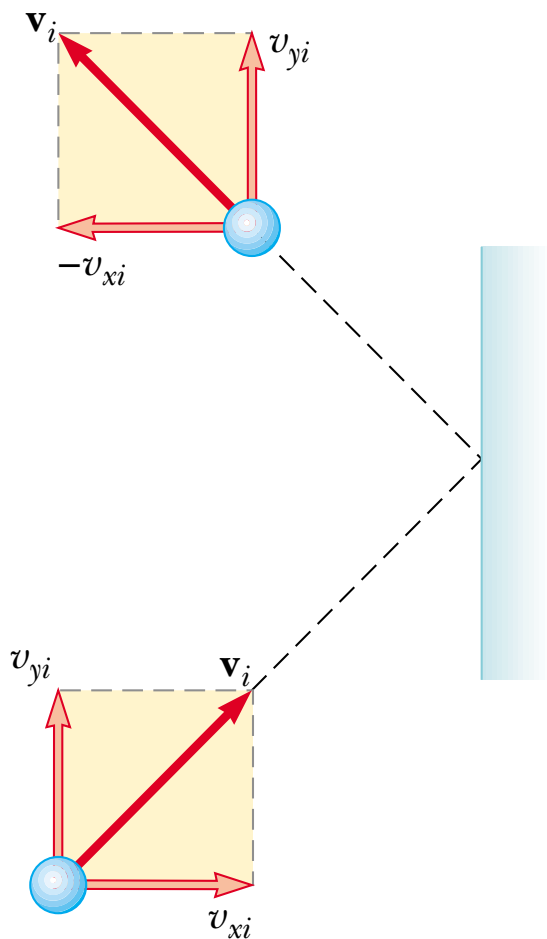
Intervalo de **tempo entre duas colisões** com a mesma parede:

$$\Delta t = \frac{2d}{v_{xi}}$$

A alteração do momento linear durante Δt é igual à durante Δt_{col} , porque ocorre exatamente **uma** colisão.

$$\bar{F}_i \Delta t = -2mv_{xi}$$

Força média durante Δt (ou múltiplos de Δt)



A pressão dum gás ideal

$$\Delta t = \frac{2d}{v_{xi}} \quad \bar{F}_i \Delta t = -2mv_{xi}$$

Força média durante um intervalo longo: $\bar{F}_i = \frac{-2mv_{xi}}{\Delta t} = \frac{-2mv_{xi}^2}{2d} = -\frac{mv_{xi}^2}{d}$

Força sobre a parede = — Força sobre a molécula : $\bar{F}_{i,\text{parede}} = -\bar{F}_i = \frac{mv_{xi}^2}{d}$

Média da força total do gás sobre a parede: $\bar{F} = \sum_{i=1}^N \frac{mv_{xi}^2}{d} = \frac{m}{d} \sum_{i=1}^N v_{xi}^2 = F$

A força é praticamente constante (porque $N \sim N_A$)

$$\overline{v_x^2} = \frac{\sum_{i=1}^N v_{xi}^2}{N} \longrightarrow F = \frac{m}{d} N \overline{v_x^2}$$

Para a velocidade da molécula i : $v_i^2 = v_{xi}^2 + v_{yi}^2 + v_{zi}^2$

Média sobre todas as moléculas: $\overline{v^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2}$

O movimento é aleatório: $\overline{v_x^2} = \overline{v_y^2} = \overline{v_z^2} \longrightarrow \overline{v^2} = 3\overline{v_x^2}$

$$F = \frac{N}{3} \left(\frac{m\overline{v^2}}{d} \right)$$

A pressão dum gás ideal

$$F = \frac{N}{3} \left(\frac{m\overline{v^2}}{d} \right)$$

Com isso podemos escrever a pressão do gás sobre a parede:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{F}{d^2} = \frac{1}{3} \left(\frac{N}{d^3} m\overline{v^2} \right) = \frac{1}{3} \left(\frac{N}{V} \right) m\overline{v^2}$$

$$P = \frac{2}{3} \left(\frac{N}{V} \right) \left(\frac{1}{2} m\overline{v^2} \right)$$

Número de moléculas por volume \uparrow \uparrow Energia cinética média duma molécula do gás

Esta expressão da pressão do gás ideal estabelece uma relação entre grandezas macroscópicas (que podem ser medidas diretamente) e uma grandeza microscópica!

Também implica correctamente:

- ▶ Quando o volume aumenta, a pressão diminui.
- ▶ Quando o número de moléculas no contentor aumenta, a pressão aumenta.

Interpretação microscópica da temperatura

$$P = \frac{2}{3} \left(\frac{N}{V} \right) \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right) \longrightarrow PV = \frac{2}{3} N \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right)$$

Compare com a equação de estado do gás ideal $PV = Nk_B T$

$$\longrightarrow T = \frac{2}{3k_B} \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right)$$

A **temperatura** é uma medida da **energia cinética média** das moléculas

$$\frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} k_B T$$

A energia cinética média por molécula

$$\overline{v_x^2} = \frac{1}{3} \overline{v^2} \longrightarrow \frac{1}{2} m \overline{v_x^2} = \frac{1}{2} k_B T$$

Da mesma forma: $\frac{1}{2} m \overline{v_y^2} = \frac{1}{2} m \overline{v_z^2} = \frac{1}{2} k_B T$

Isto é um caso particular dum teorema mais geral: **O teorema de equipartição**

Num sistema em equilíbrio, cada grau de liberdade tem em média a energia $\frac{1}{2} k_B T$.

Grau de liberdade: cada modo **independente** em que uma partícula pode possuir energia.

Por exemplo: três graus de liberdade de translação (v_x , v_y , v_z), rotação em torno de eixos diferentes, modos diferentes de vibração.

Velocidade rms

Agora é fácil escrever a **energia cinética total** dum gás ideal com N moléculas:

$$K_{\text{total}} = N \left(\frac{1}{2} m \overline{v^2} \right) = \frac{3}{2} N k_B T = \frac{3}{2} n R T$$

Num gás ideal, a energia cinética total depende **apenas da temperatura**.

* A **velocidade rms** (root-mean-square) — a raiz da velocidade quadrática média

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \text{com a massa molar } M = mN_A$$

Moléculas mais leves são mais rápidas à mesma temperatura.

Atenção: v_{rms} **não** é igual à velocidade média!

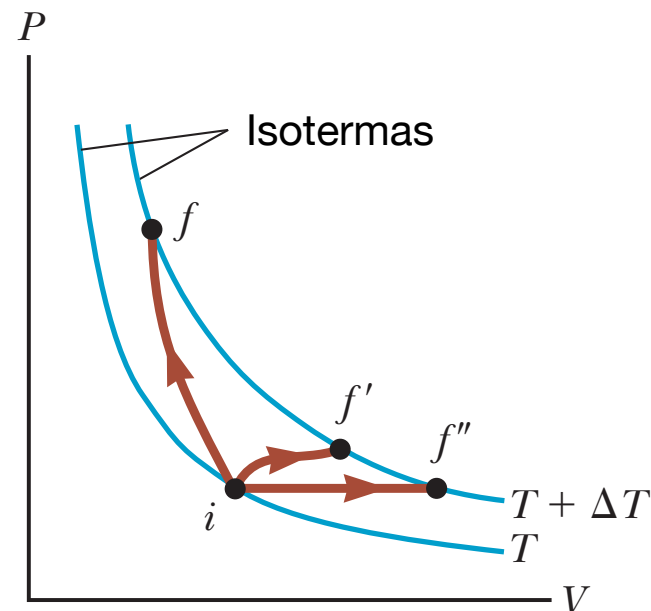
Exemplos:

Some Root-Mean-Square (rms) Speeds

Gas	Molar Mass (g/mol)	v_{rms} at 20°C (m/s)	Gas	Molar Mass (g/mol)	v_{rms} at 20°C (m/s)
H ₂	2.02	1902	NO	30.0	494
He	4.00	1352	O ₂	32.0	478
H ₂ O	18.0	637	CO ₂	44.0	408
Ne	20.2	602	SO ₂	64.1	338
N ₂ or CO	28.0	511			

Calor específico molar dum gás ideal

Consideremos um gás ideal sujeito a vários processos em que $T_i \rightarrow T_f$.



$\Delta T = T_f - T_i$ é igual para todos estes processos

→ eles acabam todos na mesma isoterma.

$\Delta E_{\text{int}} = W + Q$ também é igual para todos estes processos

Por outro lado, W varia (área abaixo da curva) → Q também varia

Isso implica que não existe um único valor Q associado com ΔT

Em particular:

► Processos isocóricos:

$$Q = nC_V\Delta T$$

► Processos isobáricos:

$$Q = nC_P\Delta T$$

Calor específico molar

a volume constante

a pressão constante

$Q(\text{isobárico}) > Q(\text{isocórico})$

$$\longrightarrow C_P > C_V$$

↑
 E_{int} aumenta e trabalho (negativo) é realizado

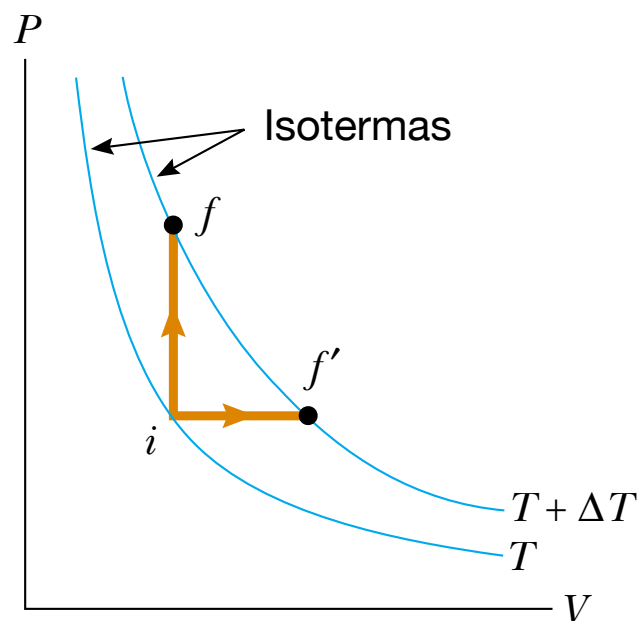
O calor específico molar dum gás ideal

Caso mais simples:

gases mono-atômicos (e.g., He, Ne, Ar), têm apenas graus de liberdade de translação

$$E_{\text{int}} = K_{\text{total}} = \frac{3}{2}Nk_B T = \frac{3}{2}nRT$$

* Transferência de energia a **volume constante** ($i \rightarrow f$): $W = 0$ $Q = \Delta E_{\text{int}} = nC_V \Delta T$



$$\Delta E_{\text{int}} = nC_V \Delta T$$

Para diferenças infinitesimais podemos escrever $C_V = \frac{1}{n} \frac{dE_{\text{int}}}{dT}$

$$\frac{dE_{\text{int}}}{dT} = \frac{d}{dT} \left(\frac{3}{2}nRT \right) = \frac{3}{2}nR \quad \rightarrow \quad C_V = \frac{3}{2}R$$

Calor específico molar a volume constante previsto para todos os gases ideais mono-atômicos.

* Transferência de energia a **pressão constante** ($i \rightarrow f'$): $W = -P\Delta V$ $Q = nC_P \Delta T$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q + W = nC_P \Delta T - P\Delta V$$

$$PV = nRT \xrightarrow{\text{pressão constante}} P\Delta V = nR\Delta T$$

$$\Delta E_{\text{int}} = nC_P \Delta T - nR\Delta T = n(C_P - R)\Delta T$$

$$\text{mas também } \Delta E_{\text{int}} = nC_V \Delta T$$

(porque ΔT é igual para $i \rightarrow f$ e $i \rightarrow f'$)

$$C_P - C_V = R$$

Esta expressão é válida para **todos** os gases ideais

Calor específico molar dum gás ideal

$$C_V = \frac{3}{2}R \quad C_P = \frac{5}{2}R$$

$$C_V = 12.5 \text{ J/mol}\cdot\text{K} \quad C_P = 20.8 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{5}{3} = 1.67$$

A razão dos calores específicos molares

Molar Specific Heats of Various Gases

Gas	Molar Specific Heat (J/mol · K) ^a			$\gamma = C_P/C_V$
	C_P	C_V	$C_P - C_V$	
<i>Monatomic gases</i>				
He	20.8	12.5	8.33	1.67
Ar	20.8	12.5	8.33	1.67
Ne	20.8	12.7	8.12	1.64
Kr	20.8	12.3	8.49	1.69
<i>Diatomic gases</i>				
H ₂	28.8	20.4	8.33	1.41
N ₂	29.1	20.8	8.33	1.40
O ₂	29.4	21.1	8.33	1.40
CO	29.3	21.0	8.33	1.40
Cl ₂	34.7	25.7	8.96	1.35
<i>Polyatomic gases</i>				
CO ₂	37.0	28.5	8.50	1.30
SO ₂	40.4	31.4	9.00	1.29
H ₂ O	35.4	27.0	8.37	1.30
CH ₄	35.5	27.1	8.41	1.31

^a All values except that for water were obtained at 300 K.

C_V, C_P, γ concordam muito bem com os valores medidos para gases mono-atômicos.