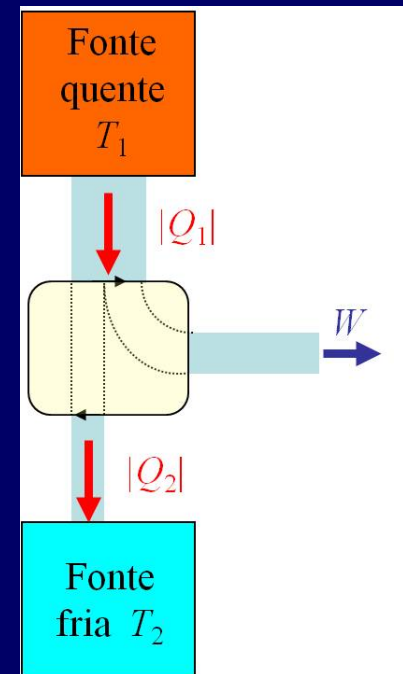
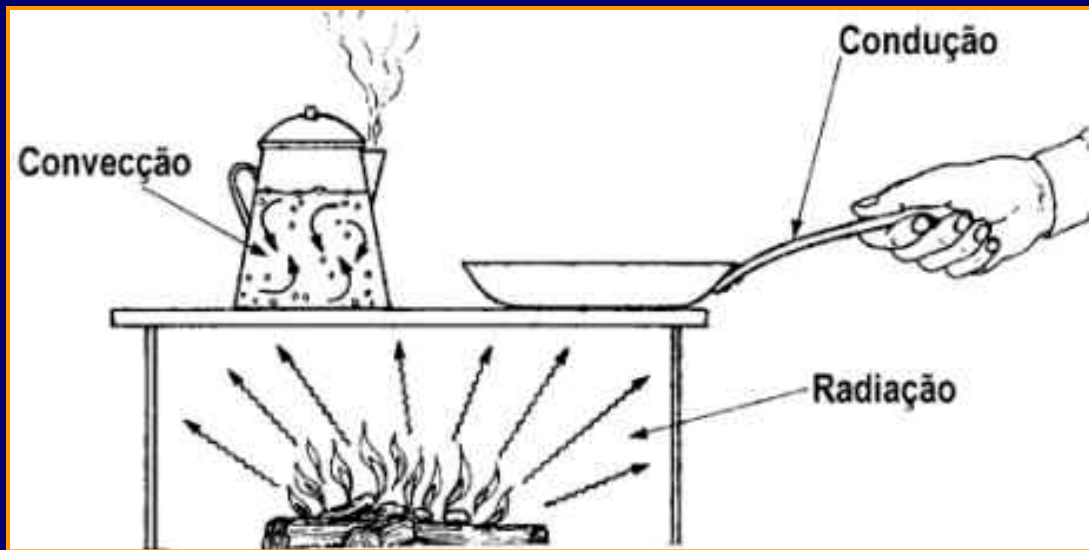


Aula de Revisão – P3

Termodinâmica



Física Geral II - F 228

1º Semestre, 2021

Dilatação (ou Expansão) Térmica

- Aumento de $T \rightarrow$ aumento da separação média entre átomos do sólido

Expansão linear: $\Delta L = L\alpha\Delta T \rightarrow \frac{\Delta L}{L} = \alpha\Delta T$

Coeficiente de expansão linear:

$$\alpha = \frac{\Delta L/L}{\Delta T} \approx CTE$$

TABLE 19-2 SOME COEFFICIENTS OF LINEAR EXPANSION

SUBSTANCE	α ($10^{-6}/^{\circ}\text{C}$)	SUBSTANCE	α ($10^{-6}/^{\circ}\text{C}$)
Ice (at 0°C)	51	Steel	11
Lead	29	Glass (ordinary)	9
Aluminum	23	Glass (Pyrex)	3.2
Brass	19	Diamond	1.2
Copper	17	Invar ^b	0.7
Concrete	12	Fused quartz	0.5

^a Room temperature values except for the listing for ice.

^b This alloy was designed to have a low coefficient of expansion. The word is a shortened form of "invariable."

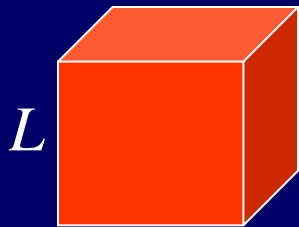
Dilatação térmica

Expansão volumétrica

Coeficiente de expansão volumétrica isotrópica :

$$\beta = \frac{\Delta V / V}{\Delta T} = 3\alpha$$

Exemplo: CUBO



$$V = L^3$$

$$\beta \Delta T = \frac{\Delta V}{V} = \frac{3L^2 \Delta L}{L^3} = 3 \frac{\Delta L}{L} = 3\alpha \Delta T$$

Absorção de Calor

- A capacidade de absorção depende do sistema;
- Em geral, resulta em aumento de T .

Capacidade
Calorífica :

$$C = \frac{Q}{\Delta T} ; \quad \Delta T = T_f - T_i$$

Calor
Específico:

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} ;$$

$$c_{mol} = \frac{Q}{mol \Delta T}$$

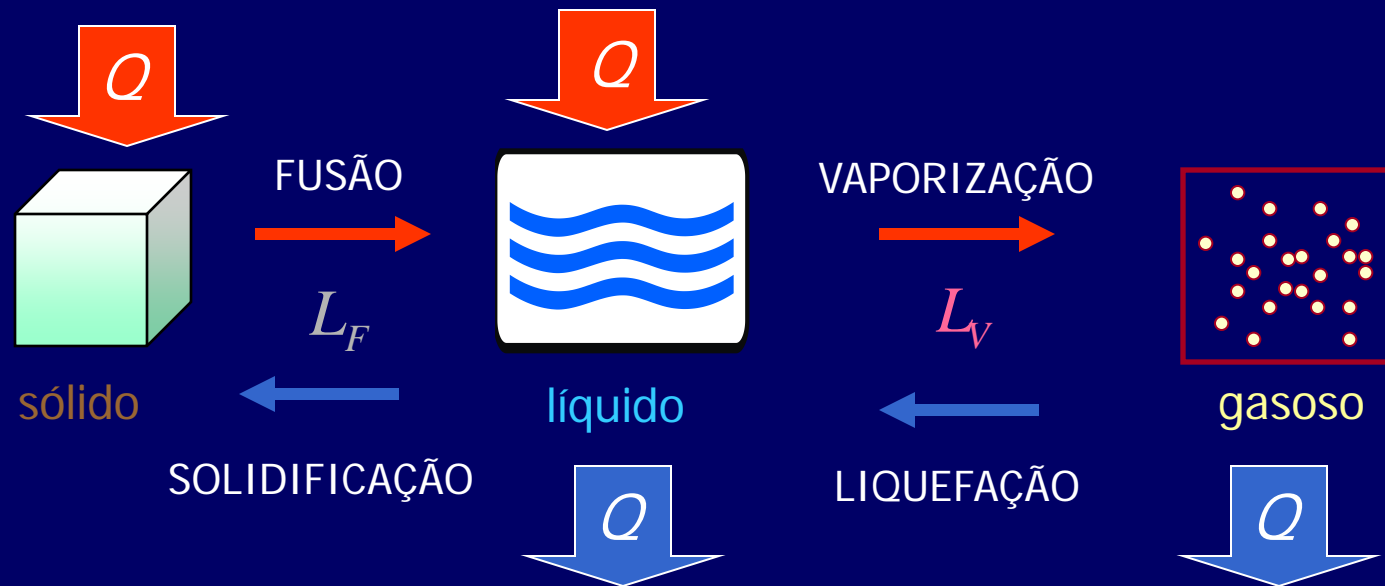
$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = n_{mol}c_{mol}\Delta T$$

- Só dependem do material e das condições
(Ex.: pressão ou volume constantes)

Transformação de FASE

Requer energia : Q (calor absorvido ou liberado)



Calor de Transformação:

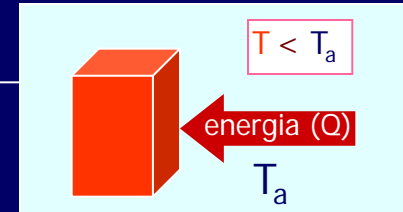
$$L_i = \frac{Q_i}{m}$$

- A temperatura não varia durante a mudança de estado

Calor e Trabalho

- **CALOR:**

- Energia transferida por contato térmico;
+ Q : Calor recebido pelo sistema



- **TRABALHO:**

- Energia transferida por variação dos parâmetros externos do sistema;
+ W : Trabalho realizado pelo sistema

- **ENERGIA INTERNA DO SISTEMA:**

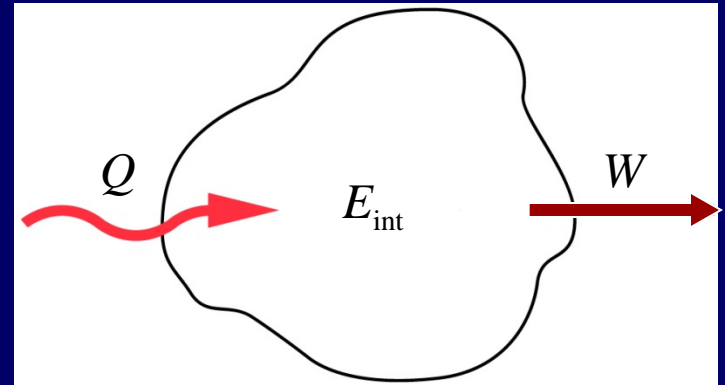
- Energia Cinética + Potencial dos graus de liberdade internos;

Gás Ideal: $E_{\text{int}} \propto T$ (Proporcional a Temperatura)

1ª Lei da Termodinâmica

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W$$

(Conservação de Energia)



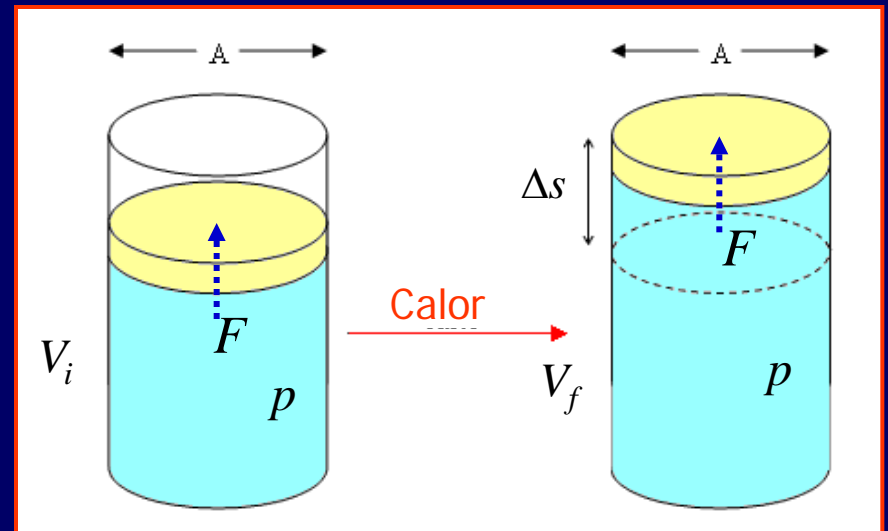
Trabalho em Fluidos:

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{s} = (pA)(ds)$$

$$dW = p(Ads)$$

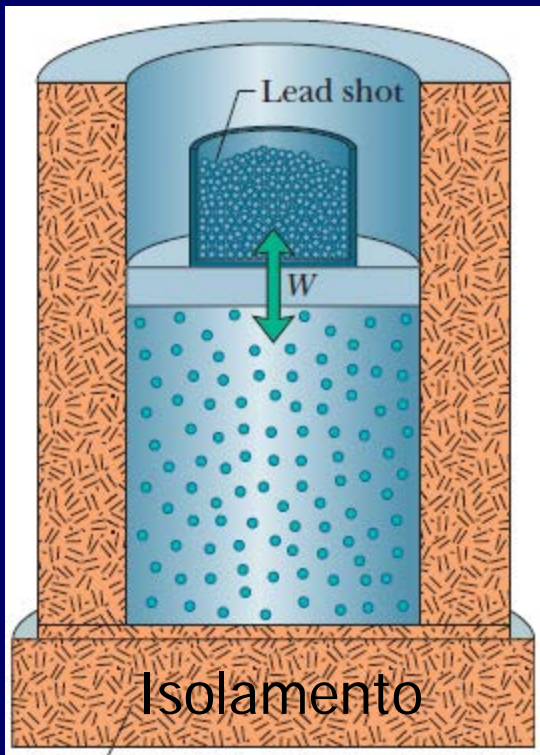
$$dW = p dV$$

$$W = \int dW = \int_{V_i}^{V_f} p dV$$



1ª Lei : Processos Adiabáticos

- Sistema isolado OU Processo muito rápido



- Não há transferência de calor

$$Q = 0$$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W \propto \Delta T \quad (\text{gas ideal})$$



$$\Delta E_{\text{int}} = -W$$

- **Expansão adiabática:** $W > 0 : \Delta E_{\text{int}} < 0$: Temperatura diminui
- **Compressão adiabática:** $W < 0 : \Delta E_{\text{int}} > 0$: Temperatura aumenta

1ª Lei : Processos Isométricos

- Volume = Constante

$$W = \int dW = \int_{V_i}^{V_f} p dV \quad \Rightarrow \quad W = 0$$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W \quad \Rightarrow \quad Q = \Delta E_{\text{int}}$$

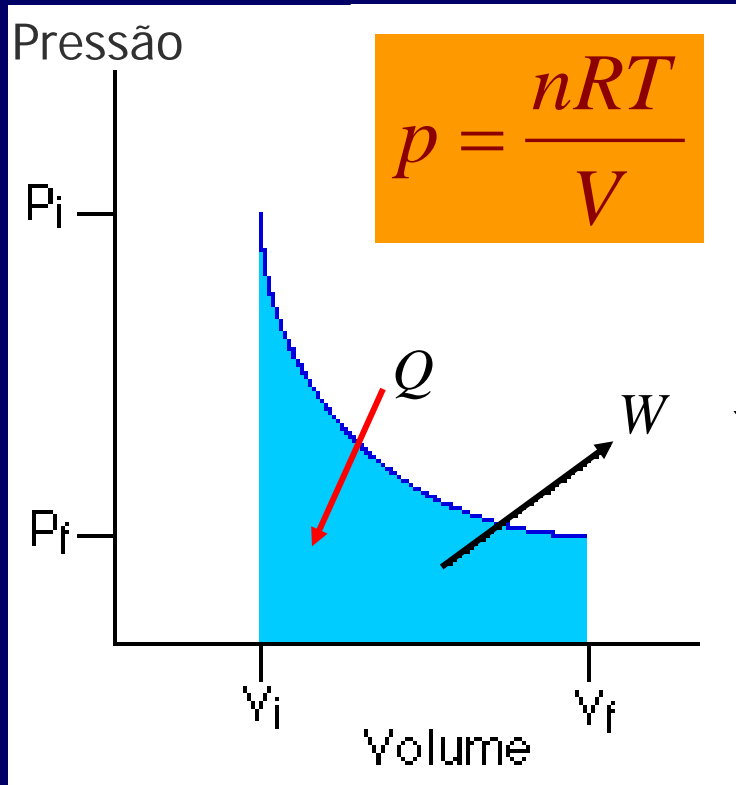
- Gás absorve calor : $Q > 0$: $\Delta E_{\text{int}} > 0$: Temperatura aumenta
- Gás libera calor : $Q < 0$: $\Delta E_{\text{int}} < 0$: Temperatura diminui

1ª Lei : Processos Isotérmicos

- Temperatura = Constante

Ex.: Gás Ideal $\rightarrow E_{\text{int}} \propto T \rightarrow \Delta E_{\text{int}} = Q - W = 0$ $Q = W$

$pV = nRT$



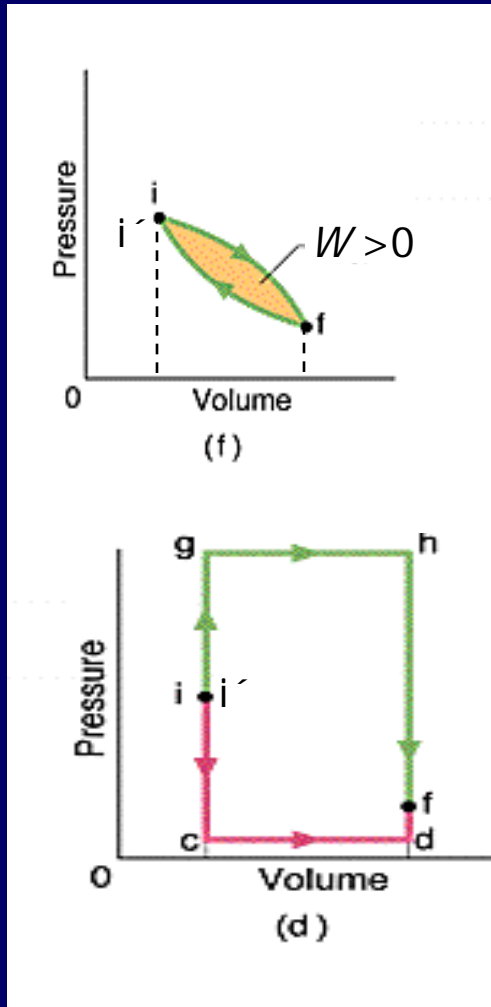
$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} p dV$$

$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV$$

$$W_{i \rightarrow f} = nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

1ª Lei : Processos Cíclicos

- Estado inicial = Estado final ($i \rightarrow f \rightarrow i'$)



Curvas fechadas

$$E_{\text{int}} \text{ inicial } (i) = E_{\text{int}} \text{ final } (i')$$



$$T_i = T_{i'}$$

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W$$



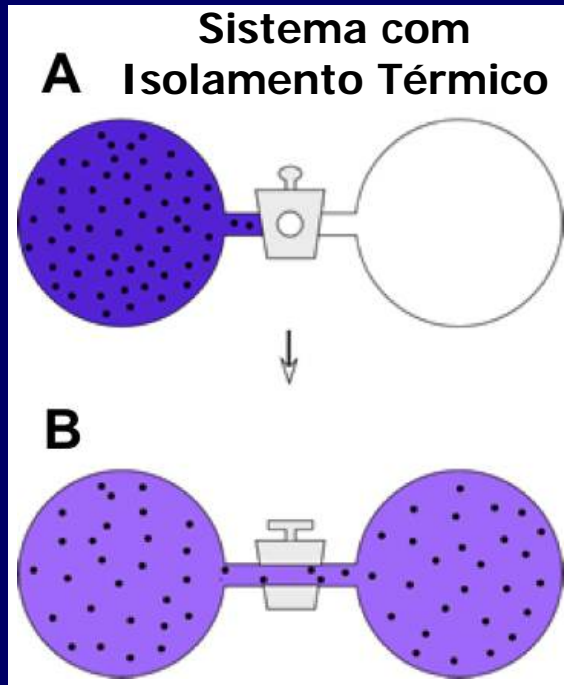
$$Q = W$$

onde:

$$W = W_{i \rightarrow f} + W_{f \rightarrow i'}$$

Primeira Lei: Expansão Livre

- Expansão adiabática sem realização de trabalho



$$Q = W = 0$$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W$$

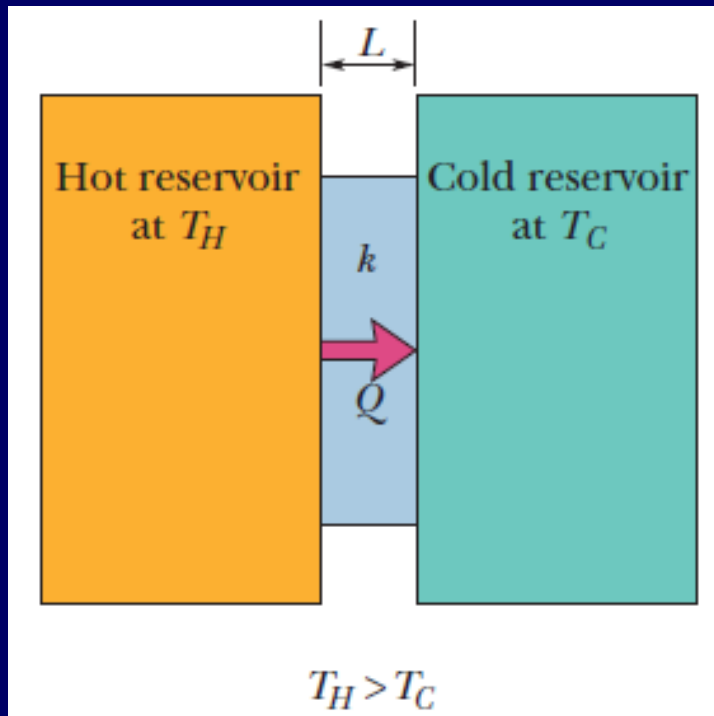


$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

- A temperatura do gás NÃO varia
- Não pode ser realizado lentamente: processo abrupto.
- Os estados intermediários não são “de equilíbrio” ;
Não se pode plotar a trajetória em um diagrama $p - V$

Condução

- Placa com faces de área A e espessura L , mantidas em T_H e T_C



- Taxa de condução = Calor transferido por unidade de tempo:

$$H = \frac{Q}{t} = kA \frac{T_H - T_C}{L},$$

k : condutividade térmica do material

Resistência térmica à condução de calor :

$$R_k = \frac{L}{k}$$



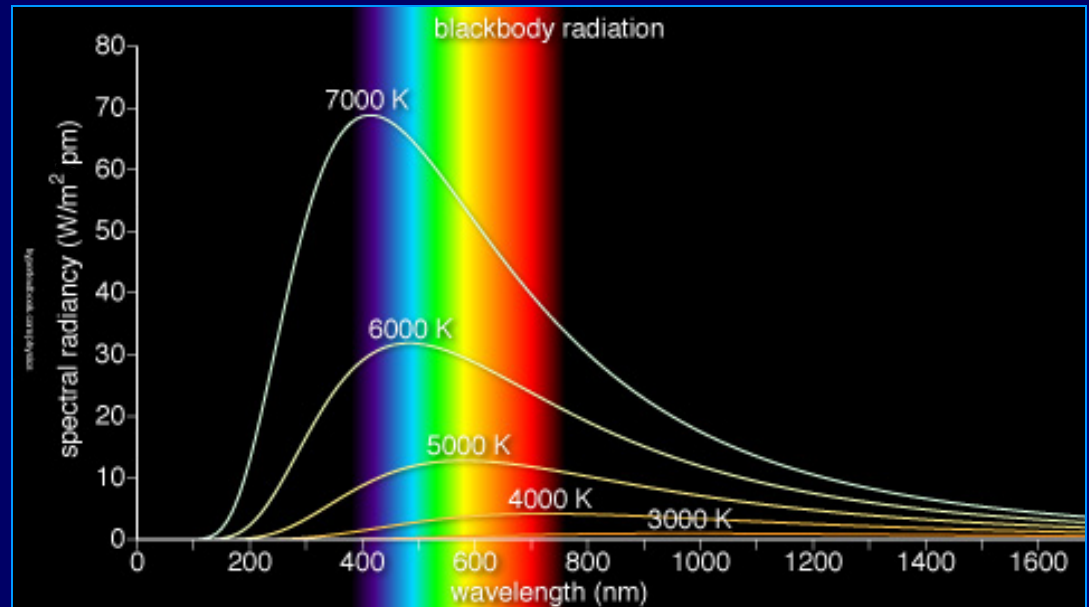
$$H = A \frac{T_H - T_C}{R_k}$$

Radiação

Taxa de radiação térmica = Potência térmica

- Lei de Stefan-Boltzmann:

$$P = \sigma \varepsilon A T^4$$



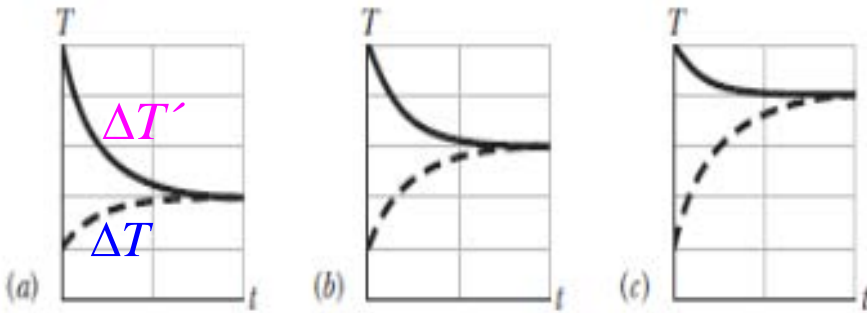
$\sigma = 5,6703 \times 10^{-8} \text{ W/m}^2 \text{ K}^{-4}$: Cte. de Stefan-Boltzmann

ε : emissividade : $0 \rightarrow 1$ ($1 \rightarrow$ corpo negro)

T : **PRECISA** estar em K

Um objeto quente é jogado em um recipiente termicamente isolado cheio de água, e se espera até que o objeto e a água entrem em equilíbrio térmico. O experimento é repetido com dois outros objetos quentes. Os três objetos têm a mesma massa e a mesma

temperatura inicial. A massa e a temperatura inicial da água são iguais nos três experimentos. A figura mostra os gráficos da temperatura T do objeto e da água em função do tempo t para os três experimentos. Ordene os gráficos de acordo com o calor específico do objeto, do maior para a menor.



A) b, c, a ;

➔ B) c, b, a ;

C) a, b, c ;

D) c, a, b ;

E) a, c, b .

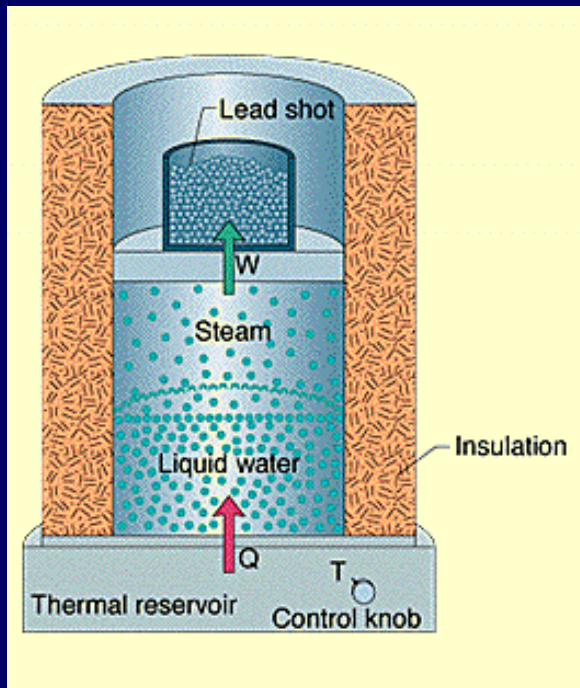
$$c = \frac{Q}{m \Delta T}$$

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

$$C_{H_2O} = \frac{Q_a}{\Delta T_a} = \frac{Q_b}{\Delta T_b} = \frac{Q_c}{\Delta T_c} \longrightarrow \left\{ \begin{array}{l} Q_c > Q_b > Q_a \\ \frac{Q_c}{\Delta T_c'} > \frac{Q_b}{\Delta T_b'} > \frac{Q_a}{\Delta T_a'} \end{array} \right.$$

Exemplo

Deve-se converter 1 kg de água, a 100 °C, em vapor d'água na mesma temperatura, numa pressão $p = 1,01 \times 10^5 \text{ N/m}^2$. O volume da água varia de $1,0 \times 10^{-3} \text{ m}^3$, quando líquida, para $1,671 \text{ m}^3$ em gás. Calcule: **a)** O trabalho realizado pelo sistema; **b)** A variação da energia interna do sistema.



$$\begin{aligned} W &= \int_{V_i}^{V_f} p \, dV = p \int_{V_i}^{V_f} dV = p(V_f - V_i) \\ &= (1.01 \times 10^5 \text{ Pa})(1.671 \text{ m}^3 - 1.00 \times 10^{-3} \text{ m}^3) \\ &= 1.69 \times 10^5 \text{ J} = 169 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q &= L_v m = (2260 \text{ kJ/kg})(1.00 \text{ kg}) \\ &= 2260 \text{ kJ}. \end{aligned}$$

$$\Delta E_i = Q - W$$

$$\begin{aligned} \Delta E_{\text{int}} &= Q - W = 2260 \text{ kJ} - 169 \text{ kJ} \\ &\approx 2090 \text{ kJ} = 2.09 \text{ MJ}. \end{aligned}$$

Gases Ideais

- Interação entre as partículas é desprezível \leftrightarrow Gases reais no limite de baixas densidade.

Lei dos gases ideais:

$$pV = N kT = (nN_A)kT = nRT$$

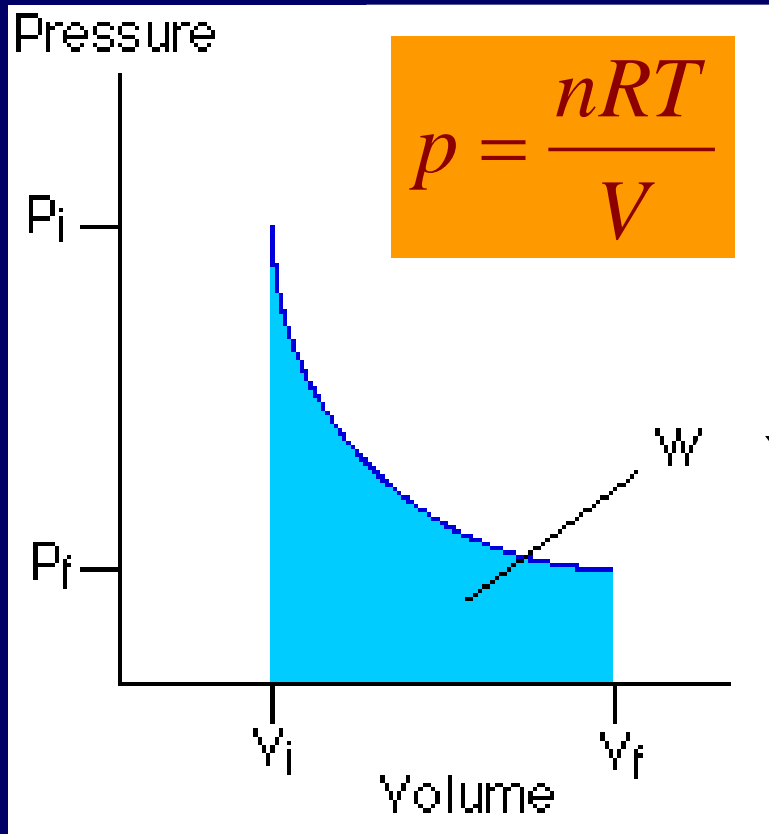
k (ou k_B) = $1,38 \times 10^{-23}$ J/K \rightarrow Constante de Boltzmann

n \rightarrow Número de mols

$N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol $^{-1}$ \rightarrow Número de Avogrado

$R = N_A k = 8,31$ J mol $^{-1}$ K $^{-1}$ \rightarrow Constante dos Gases Ideais

Processos Isotérmicos



$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} p dV$$

$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV$$

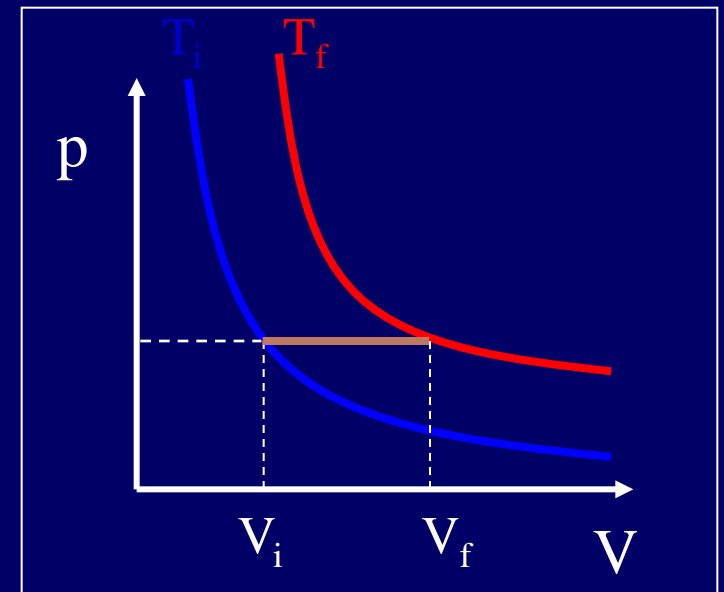
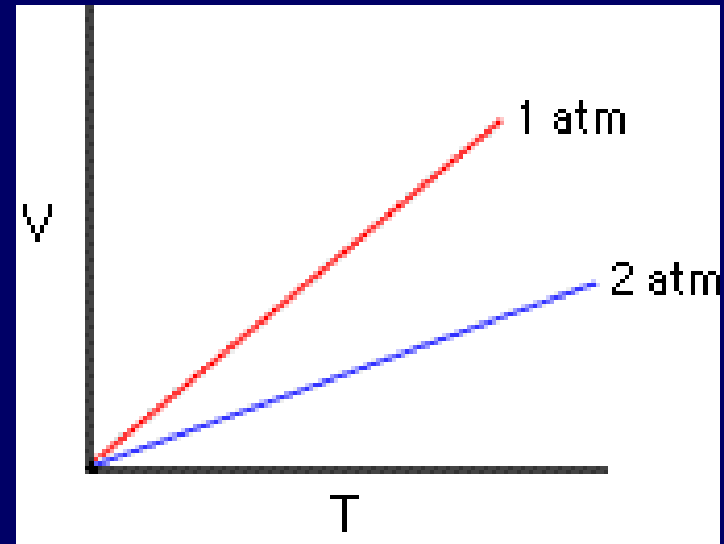
$$W_{i \rightarrow f} = nRT \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

Processos Isobáricos

- p constante

$$V = \frac{nRT}{p} = cte \times T$$

$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} p dV = p \Delta V$$



Teoria cinética

Energia cinética de translação média $\Rightarrow \langle K \rangle = \frac{1}{2} Nm \langle v^2 \rangle \Rightarrow 2\langle K \rangle = Nm \langle v^2 \rangle$

Para 1 partícula ($N = 1$): $\langle K \rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} kT$

Para 1 mol ($n = 1$): $\langle K \rangle = \frac{3}{2} RT = \frac{3}{2} N_A kT$

$$k = \frac{R}{N_A}$$

Independem
da massa !

Velocidade média quadrática

$$\langle v^2 \rangle = \frac{3RT}{mN_A} = \frac{3RT}{M_{mol}}$$



$$v_{rms} \equiv \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3RT}{M_{mol}}} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

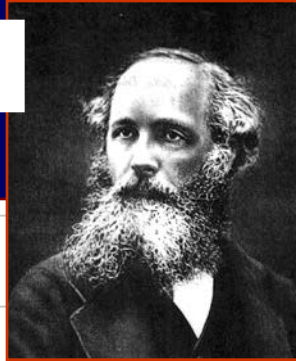
GÁS ($T = 300 \text{ K}$)	Massa Molar (10^{-3} kg/mol)	v_{rms} (m/s)
H ₂	2.02	1920
He	4.0	1370
H ₂ O (vapor)	18.0	645
N ₂	28.0	517
O ₂	32.0	438
CO ₂	44.0	412
SO ₂	64.1	342

$$k = \frac{R}{N_A}$$

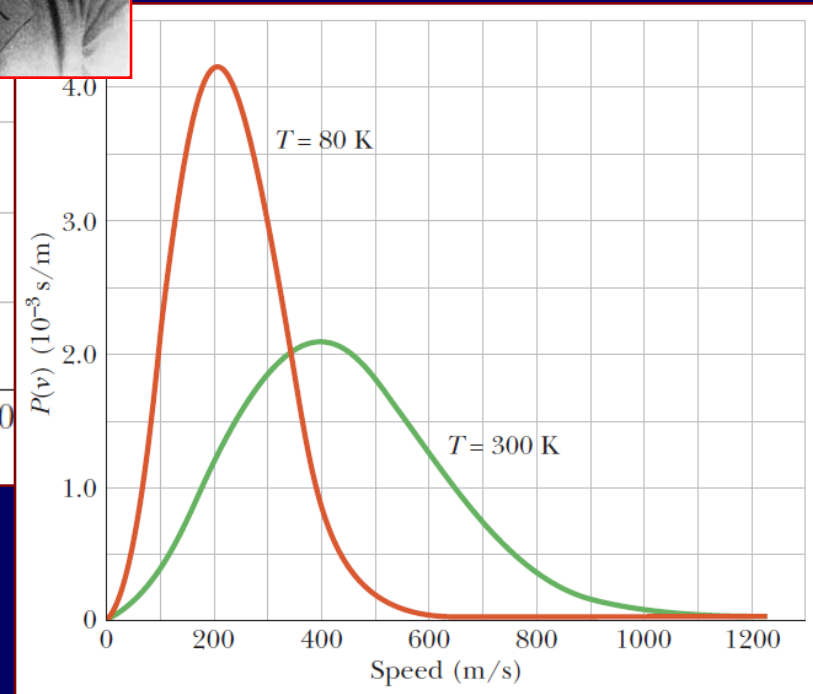
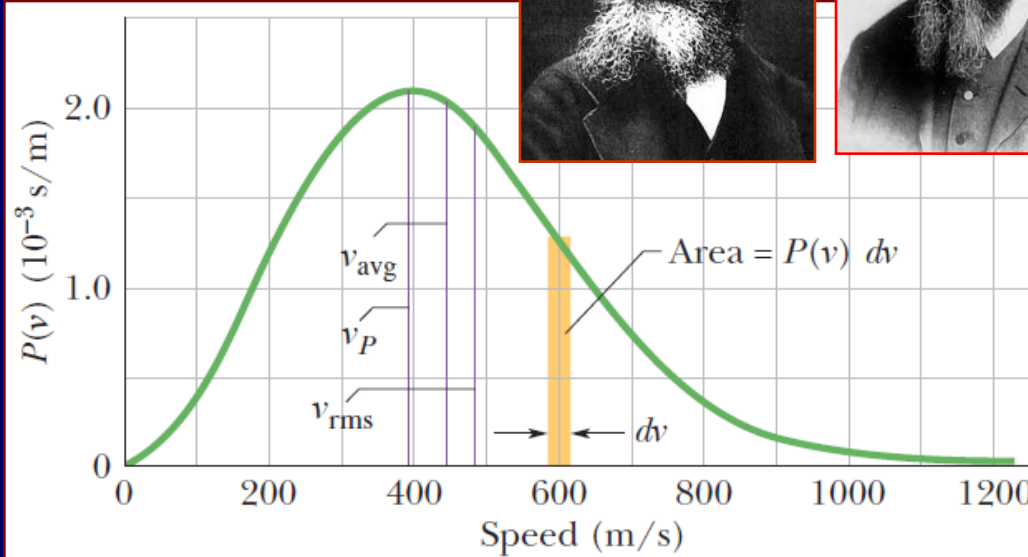
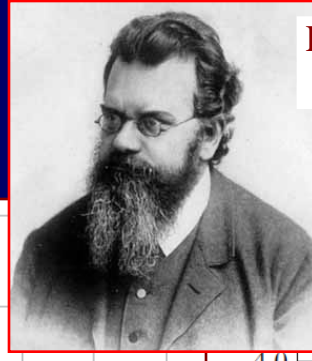
$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}$$

Distribuição de velocidades de Maxwell-Boltzmann

James C. Maxwell
1831 - 1879



Ludwig E. Boltzmann
1844 - 1906



$P_r(v) dv$: Probabilidade de que uma partícula do gás tenha o módulo da sua velocidade (speed) entre v e $v+dv$

$$P_r(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}} v^2 \exp\left(-\frac{mv^2}{2kT}\right)$$

$$F(v_1, v_2) = \int_{v_1}^{v_2} P_r(v) dv$$

$$\int_0^{\infty} P_r(v) dv = 1$$

Energia interna

(Gás Ideal)

Energia interna (E_{int}) = Energia cinética total média $\langle K \rangle$

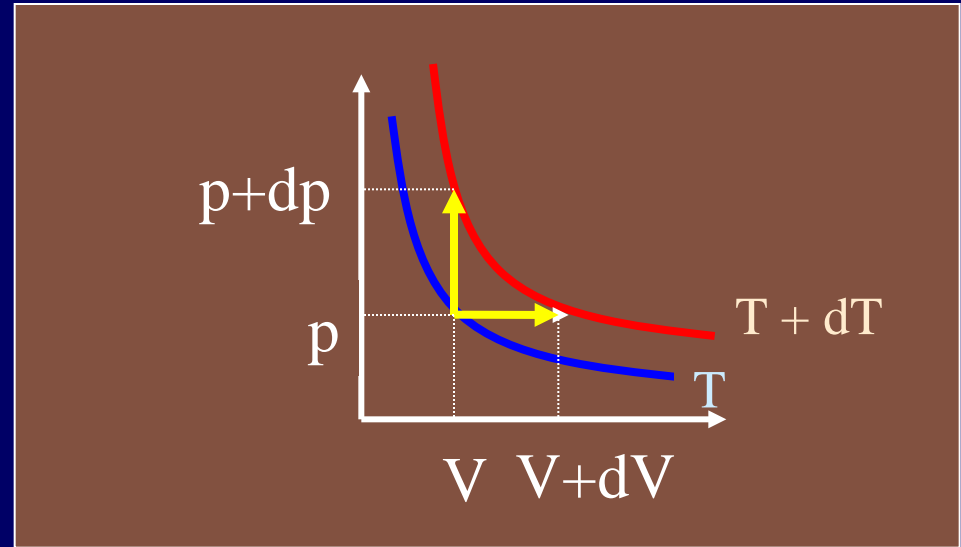
$$E_{\text{int}} = \langle K \rangle = \frac{3}{2} NkT = \frac{3}{2} nRT$$

$$R = N_A k$$

Calor Específico Molar

Para 1 mol:

$$dQ = C dT$$



SE for a pressão constante:

$$dQ_P = C_P dT$$

Calor específico molar a pressão constante

SE for a volume constante:

$$C_V = \left(\frac{\partial E_{\text{int}}}{\partial T} \right)_V$$

$$dQ_V = C_V dT$$

Calor específico molar a volume constante

Calor Específico Molar

$$C_P = C_V + R$$

- Para 1 mol de um gás ideal MONOATÔMICO:

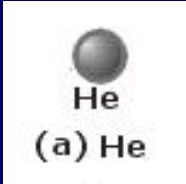
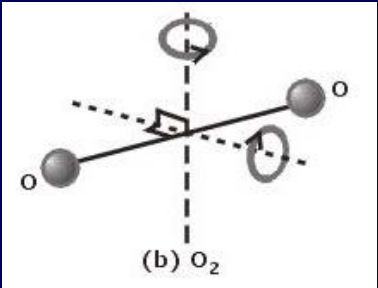
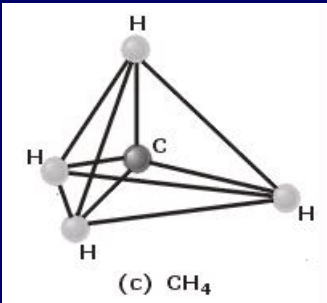
$$C_V = \frac{3}{2} R$$

$$C_P = \frac{5}{2} R$$

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

- Onde γ é a razão entre os calores específicos molares do gás.

Teorema da equipartição de energia (J. C. Maxwell)

Gás ideal	Graus de liberdade	Energia Interna (por molécula)
<p>MONOATÔMICO</p> 	Translação 3D : 3	$E_{\text{int}} = 3 \frac{1}{2} kT$
<p>DIATÔMICO</p> 	Translação 3D : 3 Rotação 2 eixos : 2 Vibração 2 modos : 2 (em altas temperaturas!) → 5 ou 7 (T alta)	$E_{\text{int}} = 5 \frac{1}{2} kT$ ou: $E_{\text{int}} = 7 \frac{1}{2} kT$
<p>POLIATÔMICO</p> 	q	$E_{\text{int}} = q \frac{1}{2} kT$

Calor Específico Molar

- Generalizando para 1 mol de gás ideal, com q graus de liberdade:

$$E_{\text{int}}(T) = \frac{1}{2} qRT$$

$$R = N_A k$$

$$C_V = \left(\frac{\partial E_{\text{int}}}{\partial T} \right)_V$$

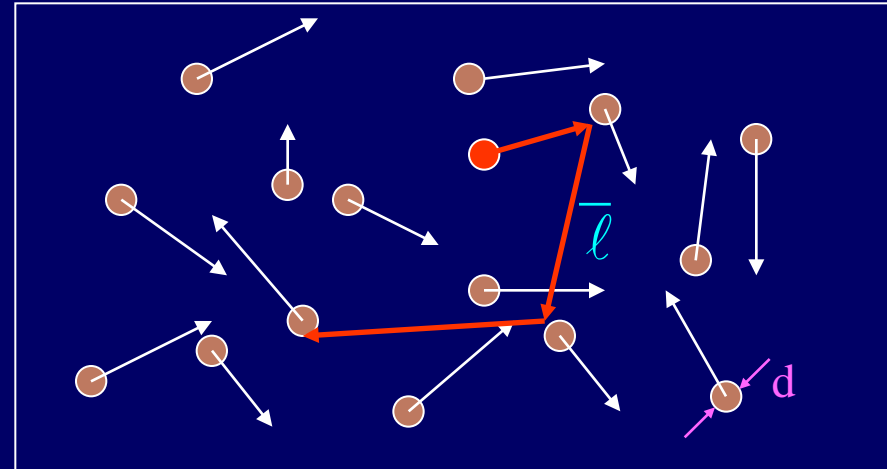
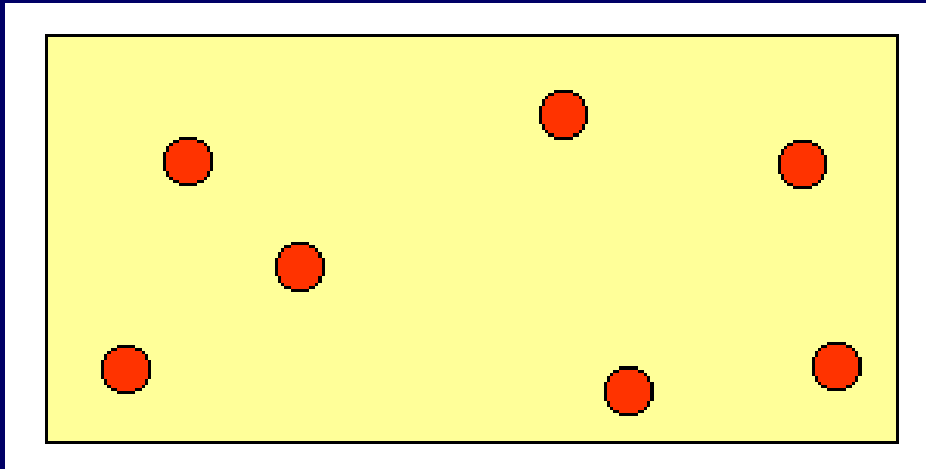
$$C_P = C_V + R$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

$$C_V = \frac{q}{2} R, \quad C_P = \left[\frac{q}{2} + 1 \right] R, \quad \gamma = \frac{q+2}{q}$$

Livre caminho médio

Movimento aleatório das moléculas de um gás:
há colisões entre as moléculas



Distância média entre colisões:
Livre Caminho Médio

$$\bar{\ell} = \frac{1}{\sqrt{2}\pi d^2 (N/V)}$$



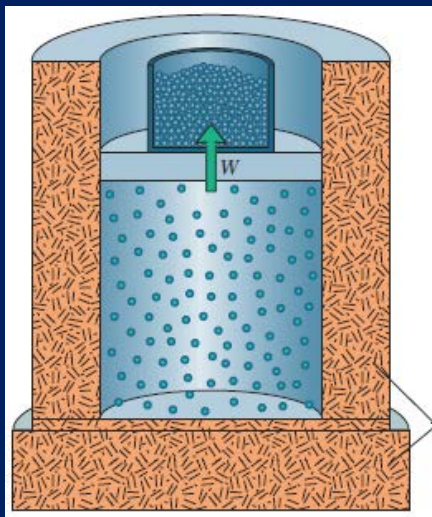
Processos adiabáticos

(Quase equilíbrio !)

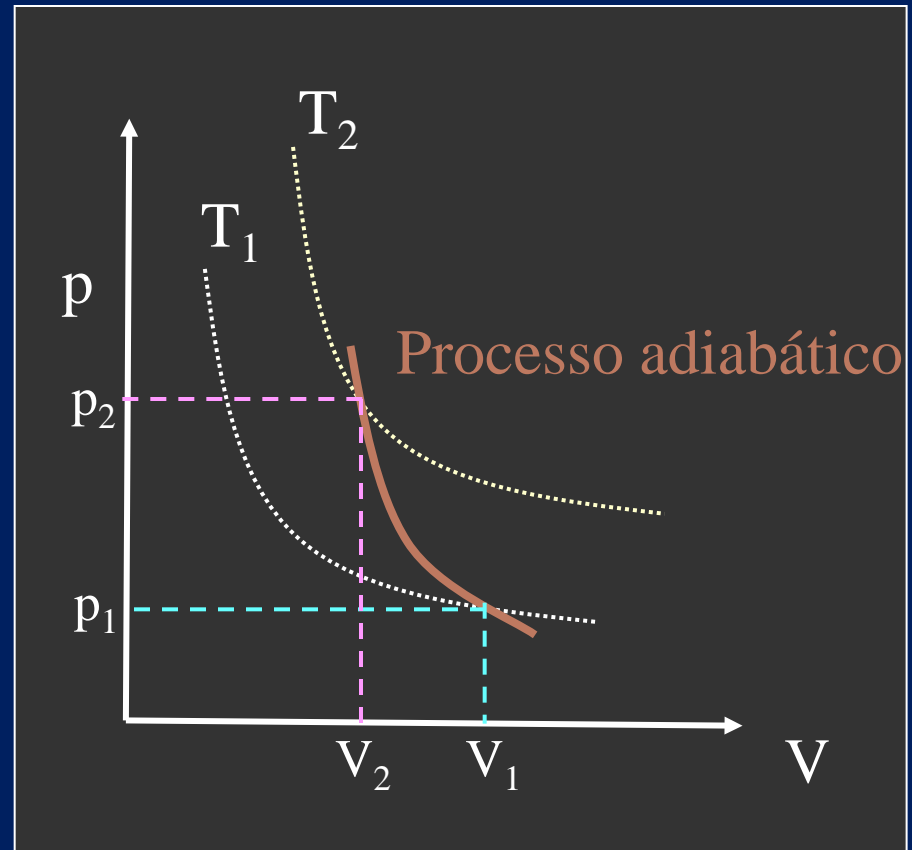
$$\frac{dp}{p} = -\gamma \frac{dV}{V}$$

$$\Rightarrow \ln p + \gamma \ln V = cte$$

$$pV^\gamma = p_0V_0^\gamma = cte$$



Isolamento



$$p_1V_1^\gamma = p_2V_2^\gamma = Cte$$

Processos adiabáticos

(Quase equilíbrio !)

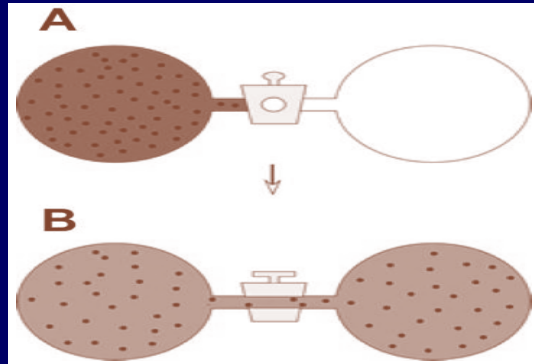
$$pV^\gamma = p_0V_0^\gamma = cte$$

$$pV = nRT$$

$$TV^{\gamma-1} = cte^*$$

Expansão Adiabática de um Gás Ideal

Expansão Adiabática Livre:



$$p_i V_i = nRT_i \quad ; \quad p_f V_f = nRT_f$$

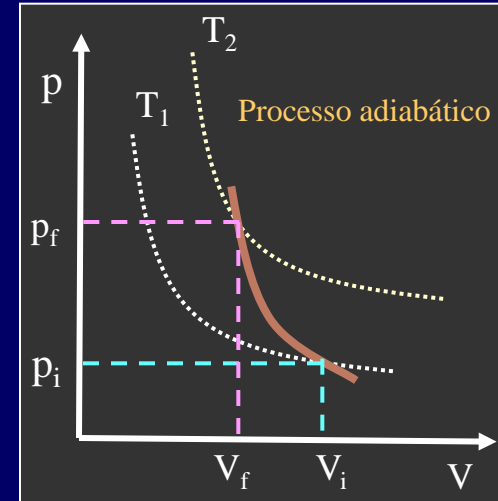
$$\Delta T = T_f - T_i = 0$$



$$p_i V_i = p_f V_f$$

- Processo envolve situações fora de equilíbrio
- Não é descrito pela termodinâmica

Expansão Adiabática Lenta:



$$p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma$$

$$T_i V_i^{\gamma-1} = T_f V_f^{\gamma-1}$$

- Processo de quase equilíbrio
- É descrito pela termodinâmica

No diagrama $p - V$ da figura, um gás ideal realiza 5 J de trabalho quando percorre a isoterma ab e 4 J de trabalho quando percorre a adiabática bc . Qual é a variação da energia interna do gás quando percorre a trajetória retilínea ac ?

a) 5 J;

➔ b) - 4 J;

c) - 3 J;

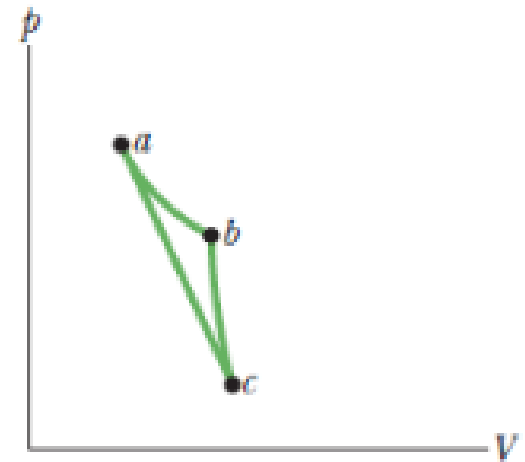
d) 2 J;

e) 1 J;

$$\Delta E_{ab} = 0$$

$$\Delta E_{bc} = -W_{bc} = -4 J$$

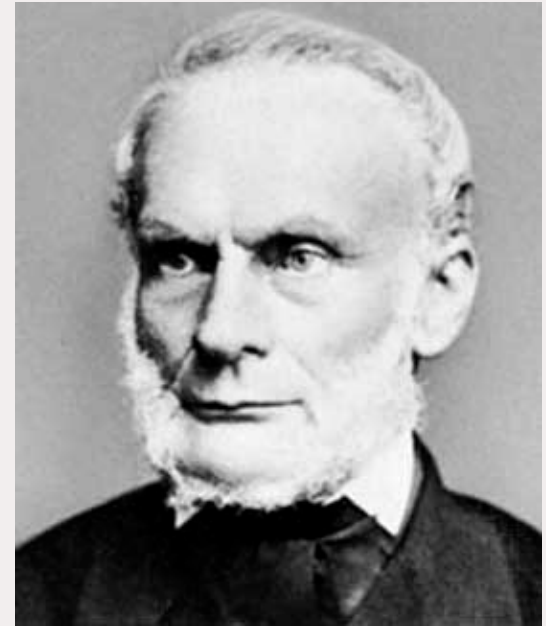
$$\Delta E_{ac} = \Delta E_{ab} + \Delta E_{bc} = -4 J$$



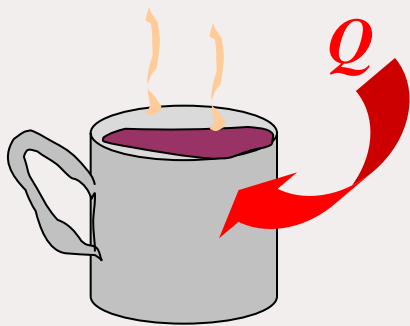
A segunda lei da Termodinâmica

O enunciado de Clausius:

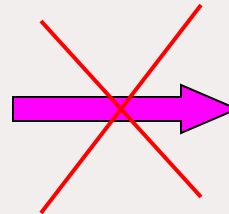
É impossível realizar um processo cujo único efeito seja transferir calor de um corpo mais frio para um corpo mais quente.



Rudolf Clausius – Físico Alemão
1822 - 1888



É impossível transferir Q de volta, do ar para o café.



Máquina térmica

O diagrama (simplificado) ao lado representa o **processo cíclico** de uma máquina térmica, com $T_1 > T_2$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W$$

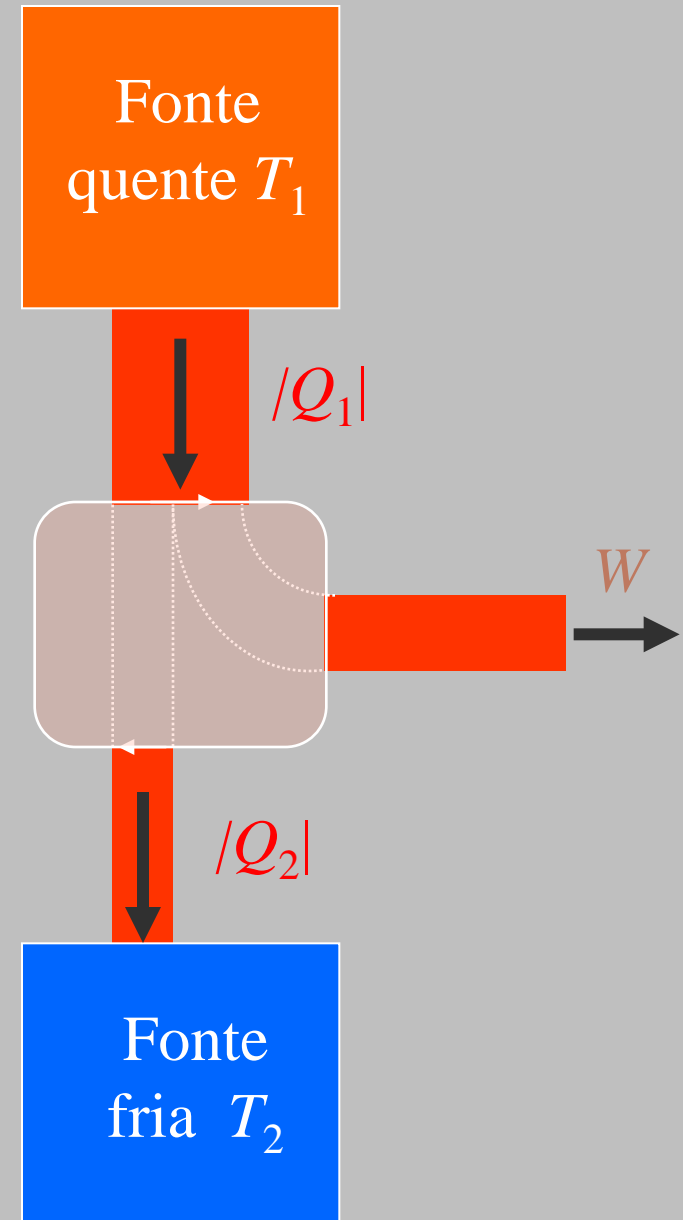


$$\Delta E_{\text{int}} = 0 \rightarrow W = Q_1 + Q_2$$

Como: $Q_1 > 0$, $Q_2 < 0$ e $W > 0$



$$W = |Q_1| - |Q_2|$$



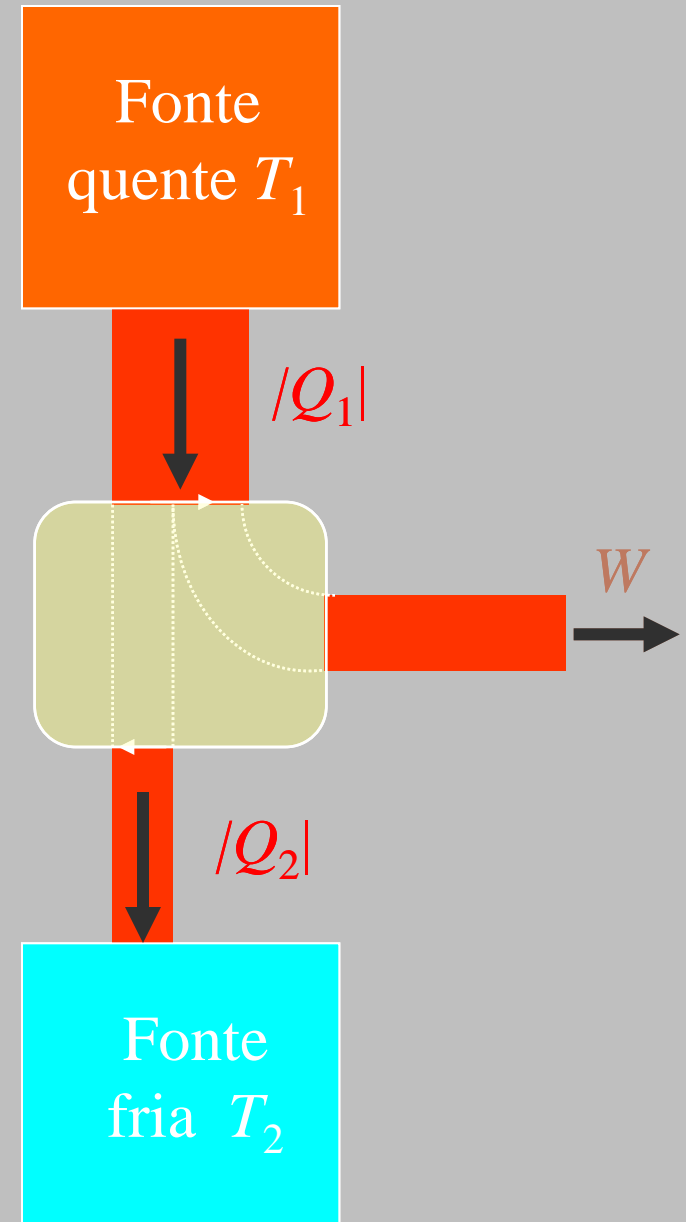
Máquina térmica

O rendimento (ou eficiência) de uma máquina térmica:

$$\eta = \frac{|W|}{|Q_1|} = \frac{\text{trabalho executado}}{\text{calor absorvido}}$$

$$\downarrow W = |Q_1| - |Q_2|$$

$$\boxed{\eta = 1 - \frac{|Q_2|}{|Q_1|}} \quad (\eta < 1)$$



Refrigerador

O diagrama ao lado representa o processo cíclico de um refrigerador e $T_1 > T_2$

$$\Delta E_{\text{int}} = Q - W$$

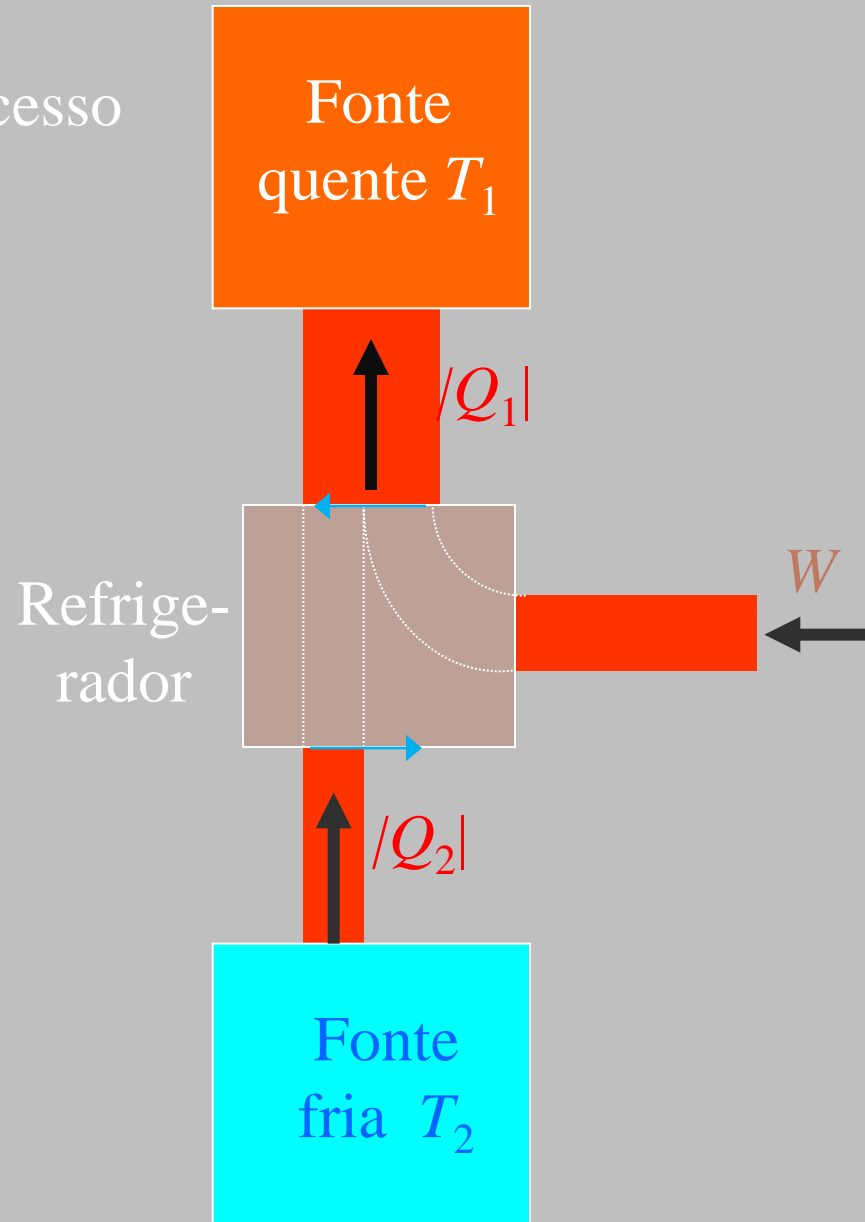


$$\Delta E_{\text{int}} = 0 \rightarrow W = Q_1 + Q_2$$

Como $Q_1 < 0$, $Q_2 > 0$, $W < 0$
e $|Q_1| > |Q_2|$



$$|W| = |Q_1| - |Q_2|$$



Refrigerador

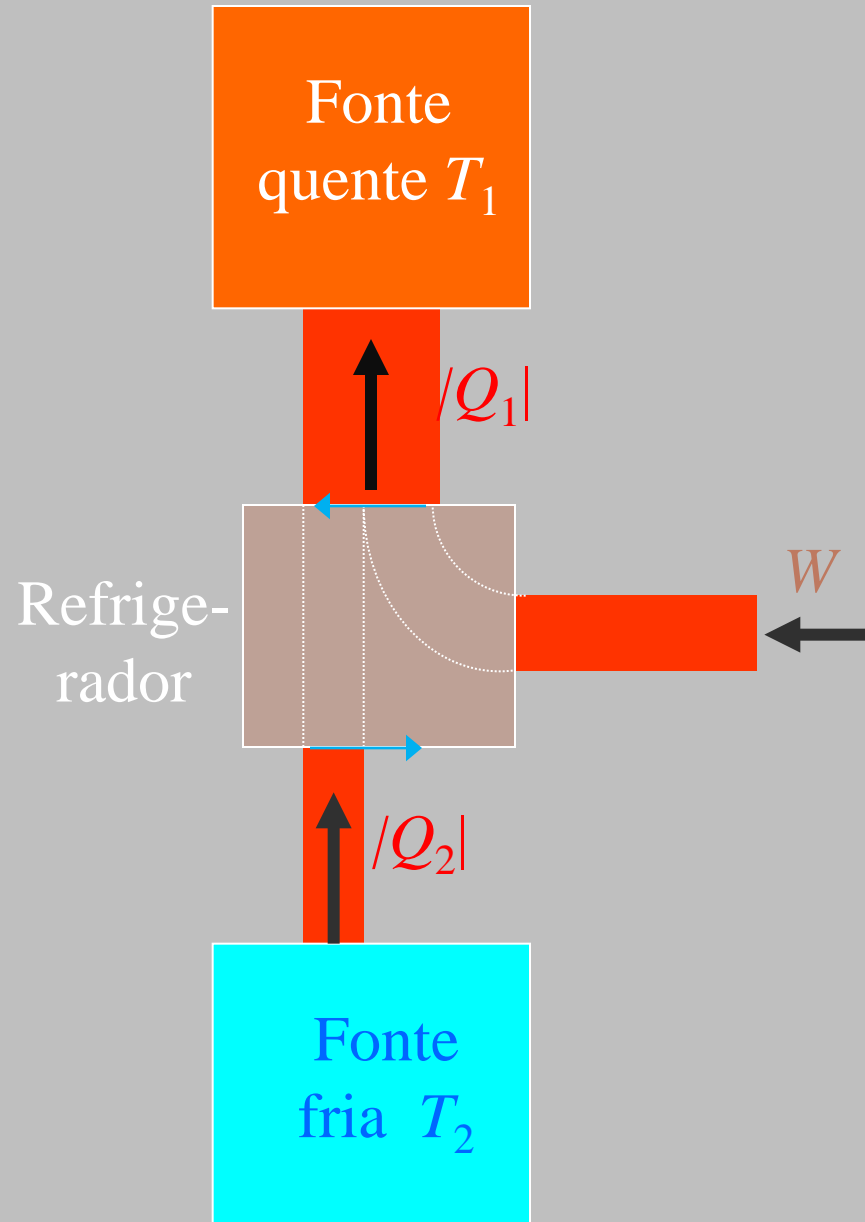
O coeficiente de desempenho de um refrigerador

$$\kappa = \frac{|Q_2|}{|W|} = \frac{\text{calor absorvido}}{\text{trabalho fornecido}}$$

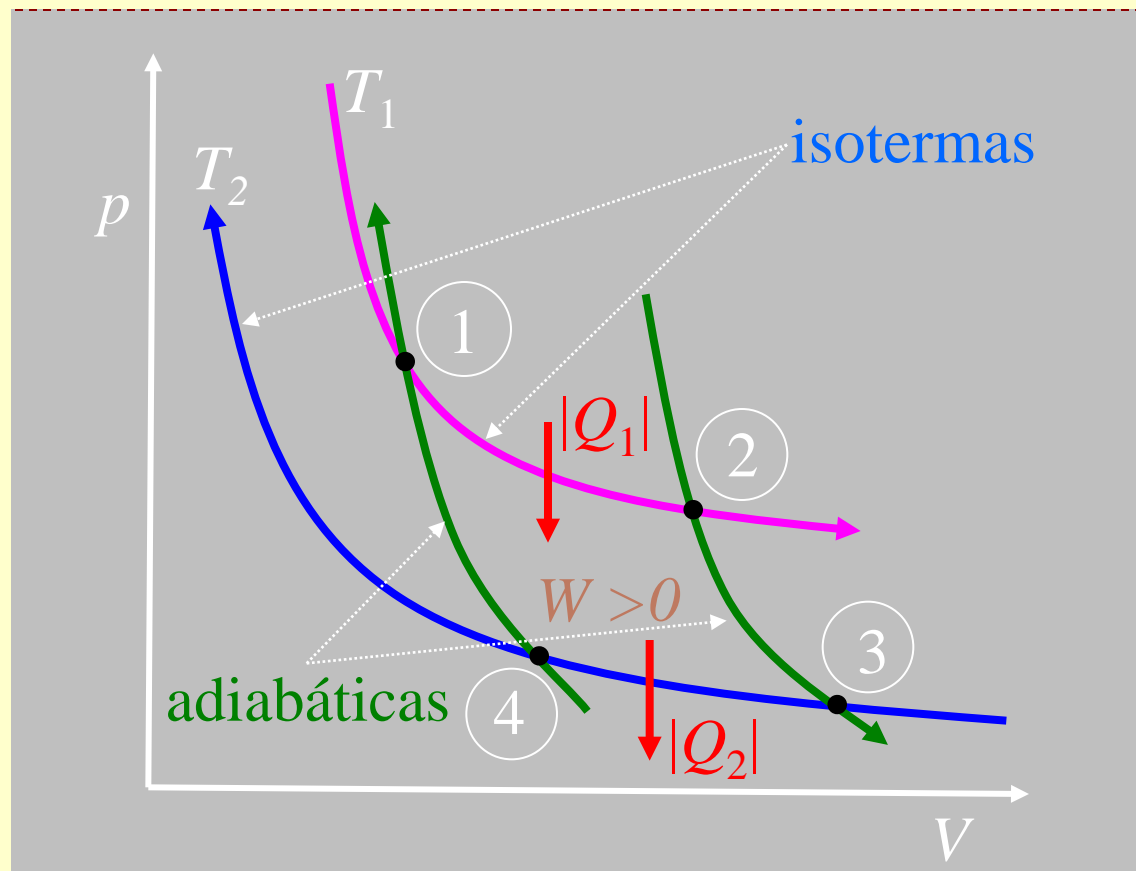


$$\kappa = \frac{|Q_2|}{|Q_1| - |Q_2|}$$

$$(0 < \kappa < \infty)$$



Máquina de Carnot



A escala termodinâmica de temperatura

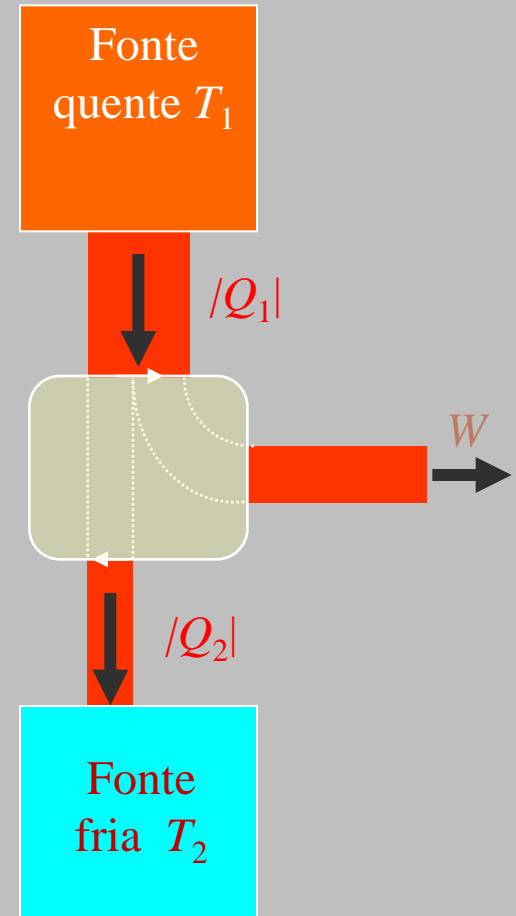
- Em sua máquina ideal Carnot demonstrou que a quantidade de calor fornecida pela fonte de aquecimento e a quantidade cedida à fonte de resfriamento são proporcionais às suas temperaturas absolutas:

*(Forma final dada por
Kelvin ~ 1848)*

$$\frac{|Q_1|}{|Q_2|} = \frac{T_1}{T_2}$$

O rendimento será:

$$\eta = 1 - \frac{|Q_2|}{|Q_1|} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$



A escala termodinâmica de temperatura

Em processos reversíveis (fluido ideal):

$$\frac{|Q_1|}{|Q_2|} = \frac{T_1}{T_2}$$



Máquina de Carnot

$$\eta = 1 - \frac{|Q_2|}{|Q_1|} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$



Refrigerador de Carnot

$$\kappa = \frac{|Q_2|}{|Q_1| - |Q_2|} = \frac{T_2}{T_1 - T_2}$$

Entropia (S)

$$dS \equiv \frac{dQ}{T}$$

$$\Delta S = S_f - S_i \geq \int_{i(I)}^f \frac{dQ}{T}$$

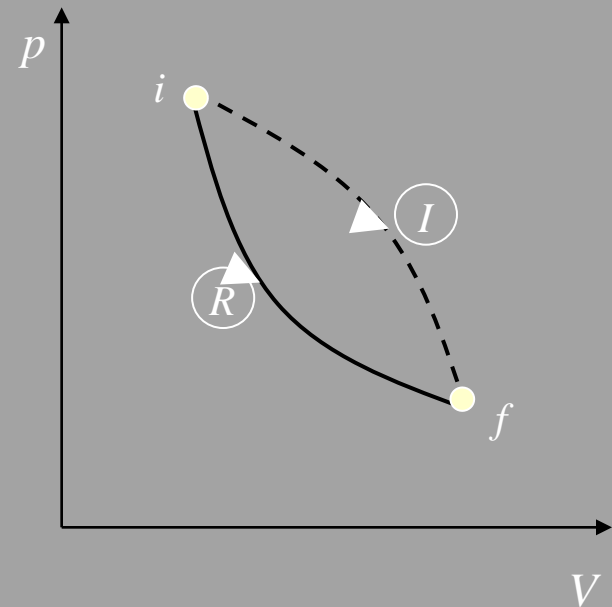


(Sistema isolado: $dQ = 0$)

$$\Delta S \geq 0$$

2ª Lei :

A entropia de um sistema termicamente isolado nunca pode decrescer: não se altera quando o processo é reversível mas aumenta quando o processo é irreversível!



Entropia

Numa transição de fase

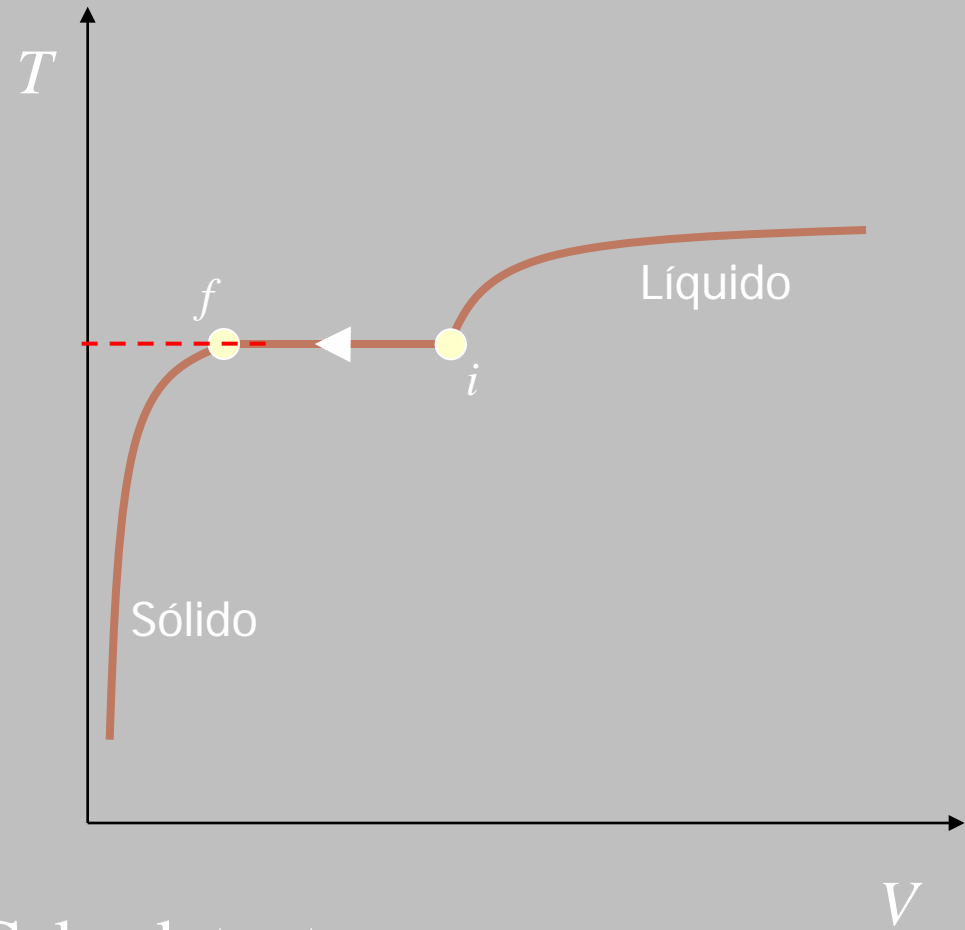
$$\Delta S = S_f - S_i =$$

$$\frac{1}{T} \int_i^f dQ = \frac{\Delta Q}{T}$$

como: $\Delta Q = mL$

$$S_f - S_i = \frac{mL}{T}$$

L : Calor latente



Entropia De um Gás Ideal

1ª lei: $dE_{\text{int}} = TdS - pdV \rightarrow dS = \frac{dE_{\text{int}}}{T} + \frac{pdV}{T}$

mas: $dE_{\text{int}} = nC_V dT$ e $pV = nRT \rightarrow \frac{p}{T} = \frac{nR}{V}$

$$dS = \frac{nC_V dT}{T} + \frac{nR dV}{V}$$

$$S_f - S_i = \int_{S_i}^{S_f} dS = \int_{T_i}^{T_f} \frac{nC_V(T) dT}{T} + nR \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V}$$


Entropia Em processos irreversíveis

Exemplo: Expansão livre (I)


Como: $\Delta E_{\text{int}} = \Delta Q_I = \Delta W_I = 0$

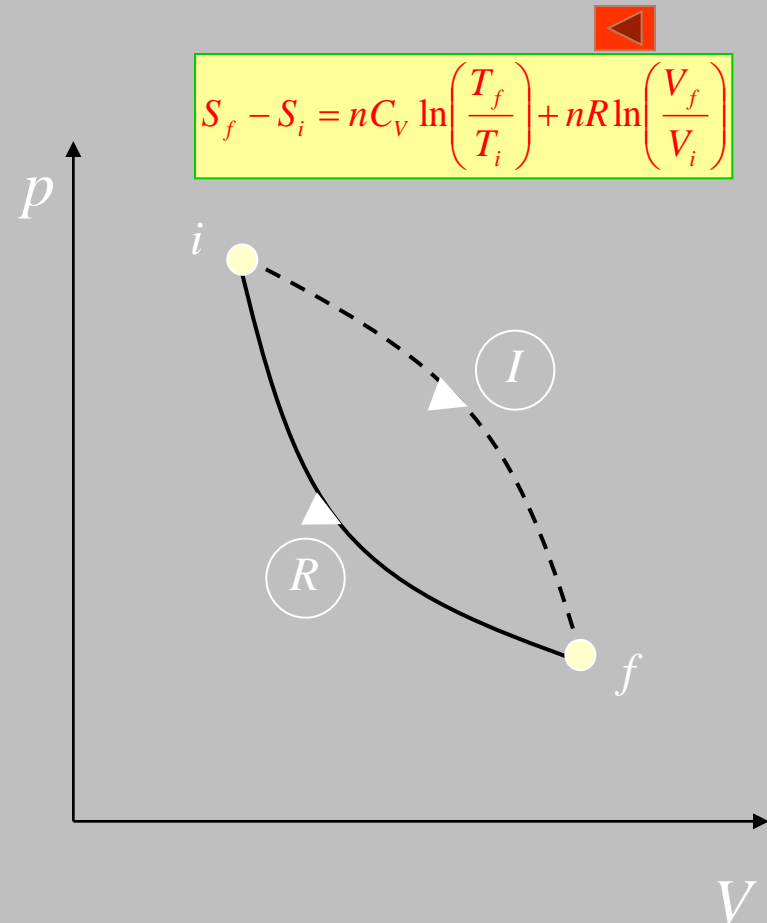
Podemos escolher uma **expansão isotérmica reversível (R)**

(Note que: $dW_I \neq dW_R = pdV = TdS$)


$$S_f - S_i = nC_V \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) + nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

A purple arrow points from the T_f/T_i term in the equation above to a purple '0'.


$$S_f - S_i = nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) > 0$$



Entropia de Boltzmann

Peso estatístico de um macroestado

- Seja Ω o número de microestados (peso estatístico ou multiplicidade), compatíveis com um dado macroestado.
- Em 1877 Boltzmann propôs a seguinte relação entre a entropia, S , de uma configuração de um gás e Ω :

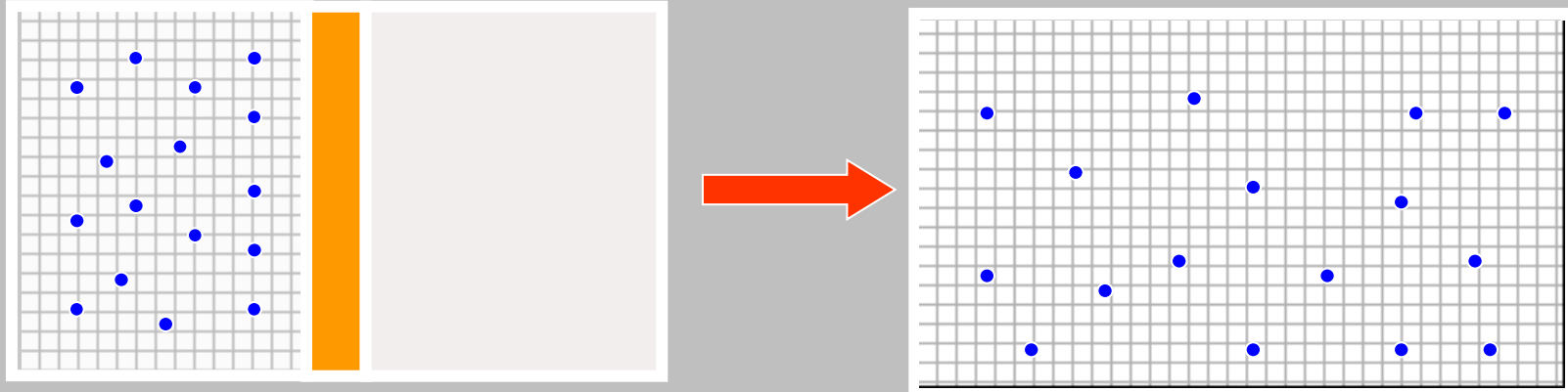
$$S = k \ln \Omega$$

$k \rightarrow$ Constante de Boltzmann

- Entre os estados *inicial* e *final* de um processo termodinâmico:

$$\Delta S = S_f - S_i = k \ln \frac{\Omega_f}{\Omega_i}$$

Entropia na Expansão Livre



- Consideremos que um gás passa de V_i para V_f (expansão livre);
- Podemos subdividir os volumes em células com o volume V_m de cada molécula;
- Para N moléculas o número de microestados possíveis será, em cada caso:

$$\Omega_i = \left(\frac{V_i}{V_m} \right)^N \quad e \quad \Omega_f = \left(\frac{V_f}{V_m} \right)^N$$

Entropia na Expansão Livre

$$S = k \ln \Omega$$

$$\text{Então: } \left(\frac{\Omega_f}{\Omega_i} \right) = \left(\frac{V_f}{V_i} \right)^N$$

$$R = k N_A \quad \text{e} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

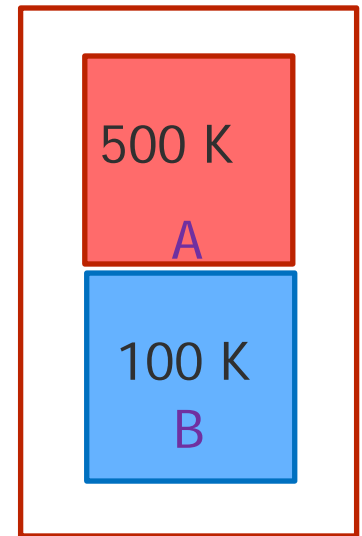
$$\text{Daí: } S_f - S_i = k \ln \left(\frac{\Omega_f}{\Omega_i} \right) = kN \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right) = nR \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

Que é o mesmo resultado obtido pela termodinâmica para um processo de expansão isotérmica, onde $\Delta E_{\text{int}} = 0$:

$$dQ = dW \rightarrow TdS = pdV \rightarrow dS = nR \frac{dV}{V}$$

$$\longrightarrow S_f - S_i = nR \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} = nR \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$

Ex.: Um corpo de massa m com calor específico C à temperatura de 500 K é posto em contato com um corpo idêntico à temperatura de 100 K, formando um sistema isolado. Qual é a variação da entropia do sistema?



Ex.: Um corpo de massa m com calor específico C à temperatura de 500 K é posto em contato com um corpo idêntico à temperatura de 100 K, formando um sistema isolado. Qual é a variação da entropia do sistema?

1) Cálculo de T_f

$$Q_{Af} + Q_{Bf} = 0; \quad mC(T_f - 500) + mC(T_f - 100) = 0$$
$$2T_f = 600 \rightarrow T_f = 300K$$

2) Cálculo de ΔS_T

$$\Delta S_T = \Delta S_A + \Delta S_B = mC \int_{500}^{300} \frac{dT}{T} + mC \int_{100}^{300} \frac{dT}{T}$$

$$\Delta S_T = mC \left[\ln \left(\frac{300}{500} \right) + \ln \left(\frac{300}{100} \right) \right] = mC \ln \left(\frac{9}{5} \right)$$

