

Física do calor

F.S. Navarra

navarra@if.usp.br

edisiplinas.if.usp.br

1ª Lei da Termodinâmica:

$$Q = \Delta U + W_{i \rightarrow f}$$

Conservação da energia !!!

Capítulo 9

Propriedades dos gases

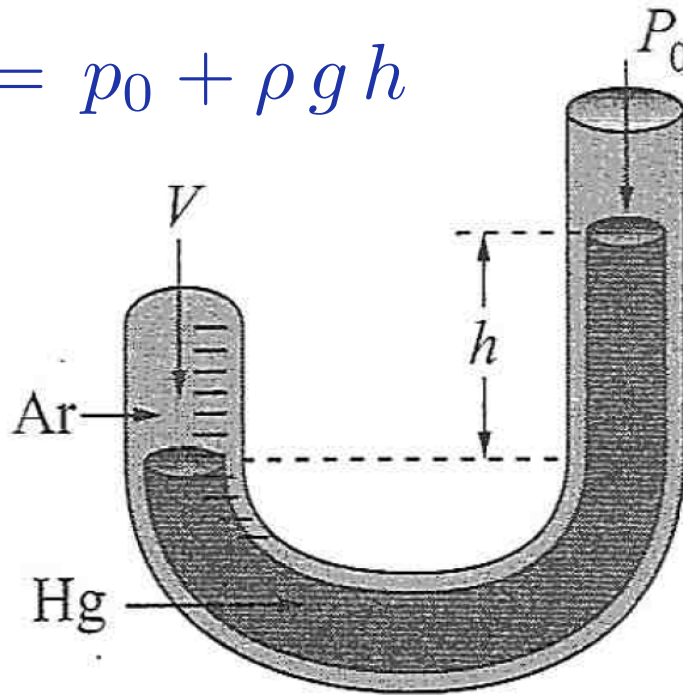


Experiência de Boyle:



Robert Boyle

$$p = p_0 + \rho g h$$



$$p V = k$$

$k = \text{constante}$

Temperatura constante

Lei de Boyle

Figura 9.1 — Experimento de Boyle

Lei de Charles:

Pressão constante



Jacques Charles

$$\frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0}$$

Nesta fórmula: usar temperatura absoluta (K)
= T (Celsius) + 273

Equação de estado do gás ideal

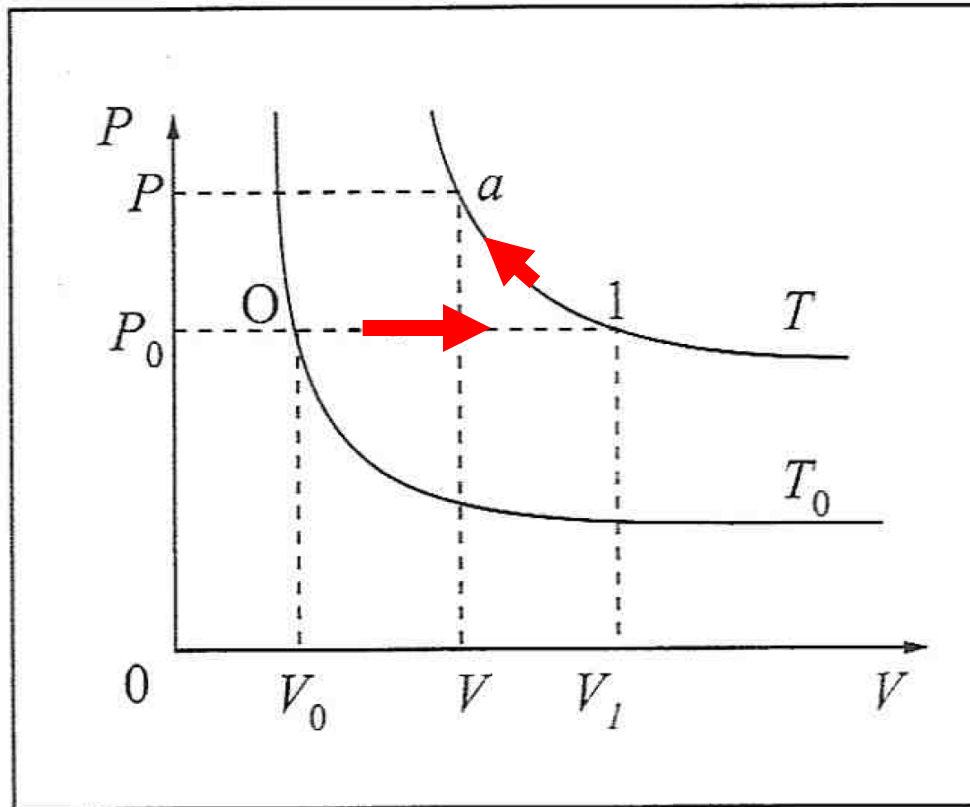


Figura 9.2

$$0 \rightarrow 1 \quad p_1 = p_0$$

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0} \quad (\text{Charles})$$

Equação de estado do gás ideal

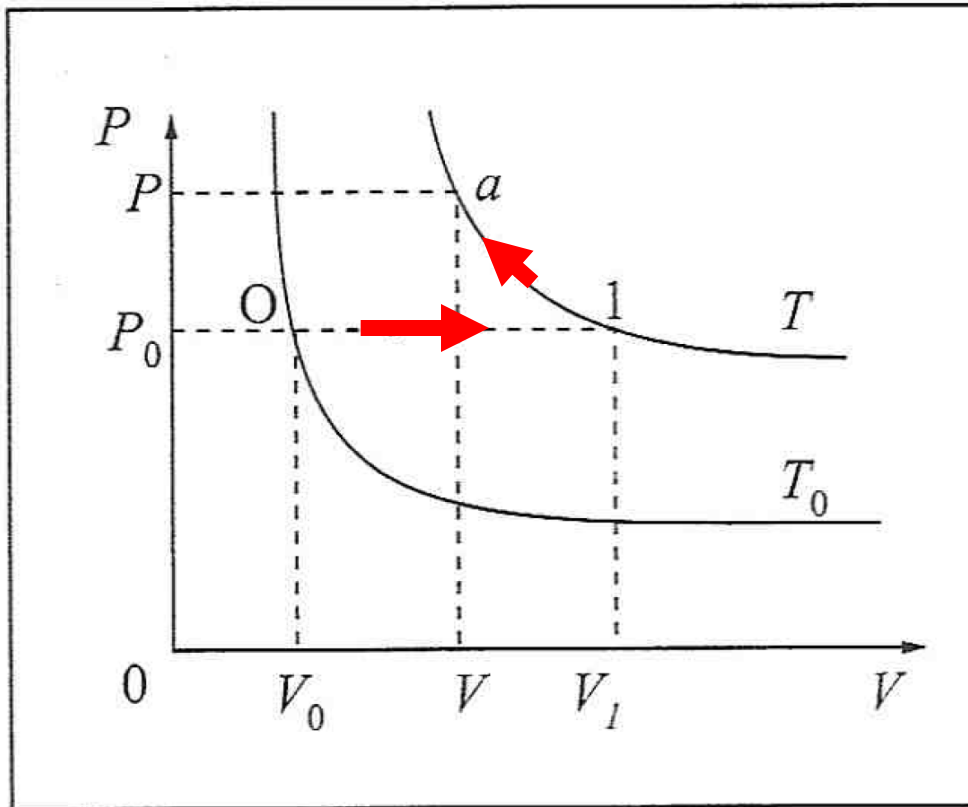


Figura 9.2

$$O \rightarrow 1 \quad p_1 = p_0$$

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0} \quad (\text{Charles})$$

$$1 \rightarrow a \quad T_1 = T$$

$$p_1 V_1 = p V \quad (\text{Boyle})$$

Equação de estado do gás ideal

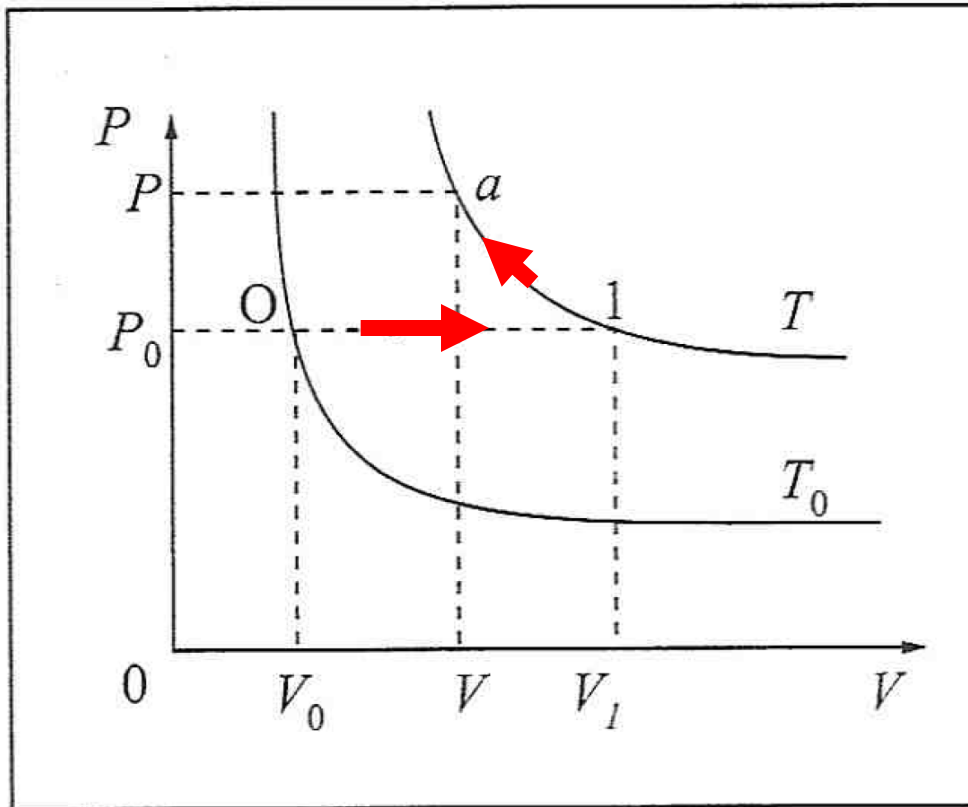


Figura 9.2

$O \rightarrow 1$ $p_1 = p_0$

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0} \quad (\text{Charles})$$

$1 \rightarrow a$ $T_1 = T$

$$p_1 V_1 = p V \quad (\text{Boyle})$$

Equação de estado do gás ideal

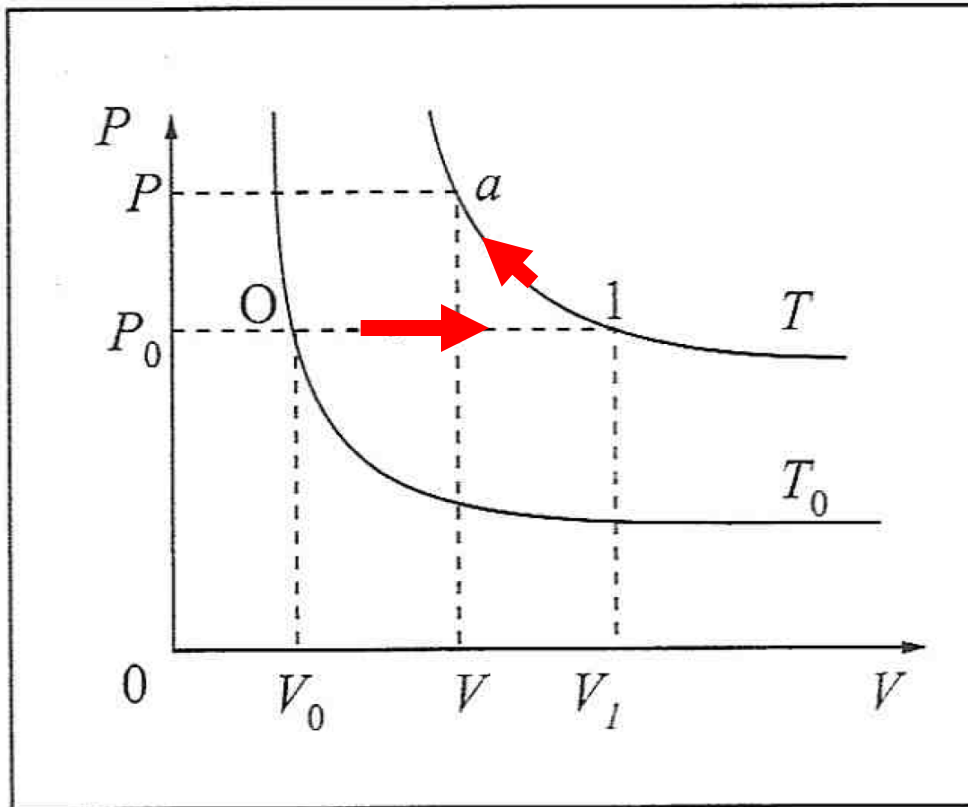


Figura 9.2

$O \rightarrow 1$ $p_1 = p_0$
 $\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0}$ (Charles)
 $1 \rightarrow a$ $T_1 = T$
 $p_1 V_1 = p V$ (Boyle)

Equação de estado do gás ideal

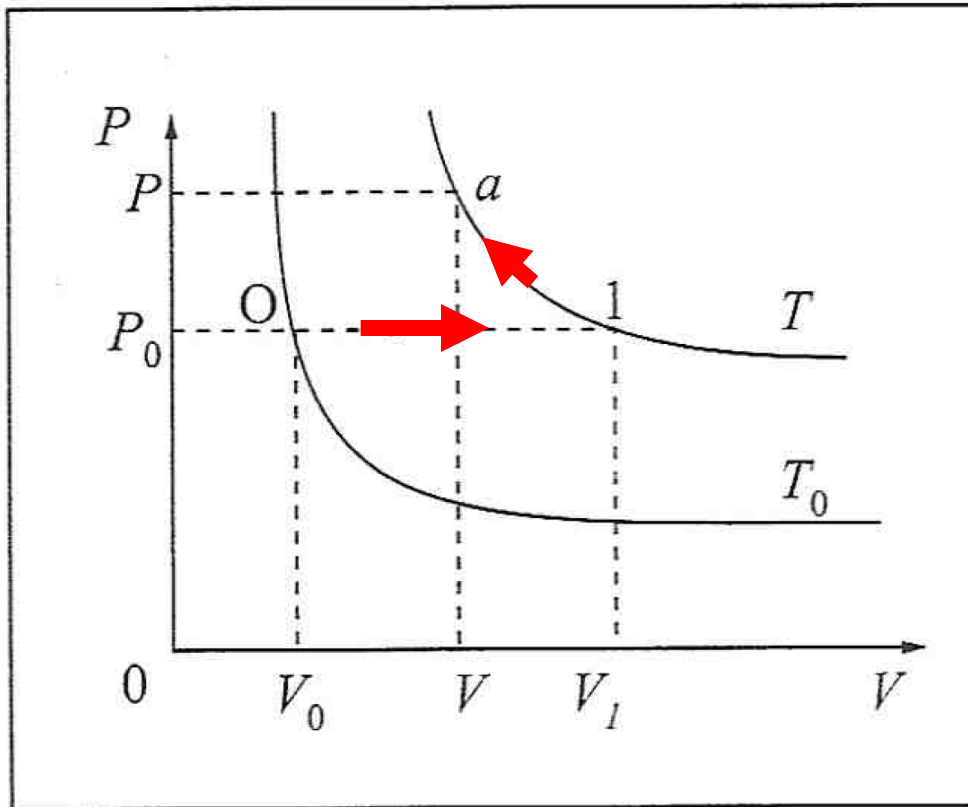


Figura 9.2

$O \rightarrow 1$
 $p_1 = p_0$
 $\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0}$ (Charles)
 $T_1 = T$
 $1 \rightarrow a$
 $p_1 V_1 = p V$ (Boyle)

Equação de estado do gás ideal

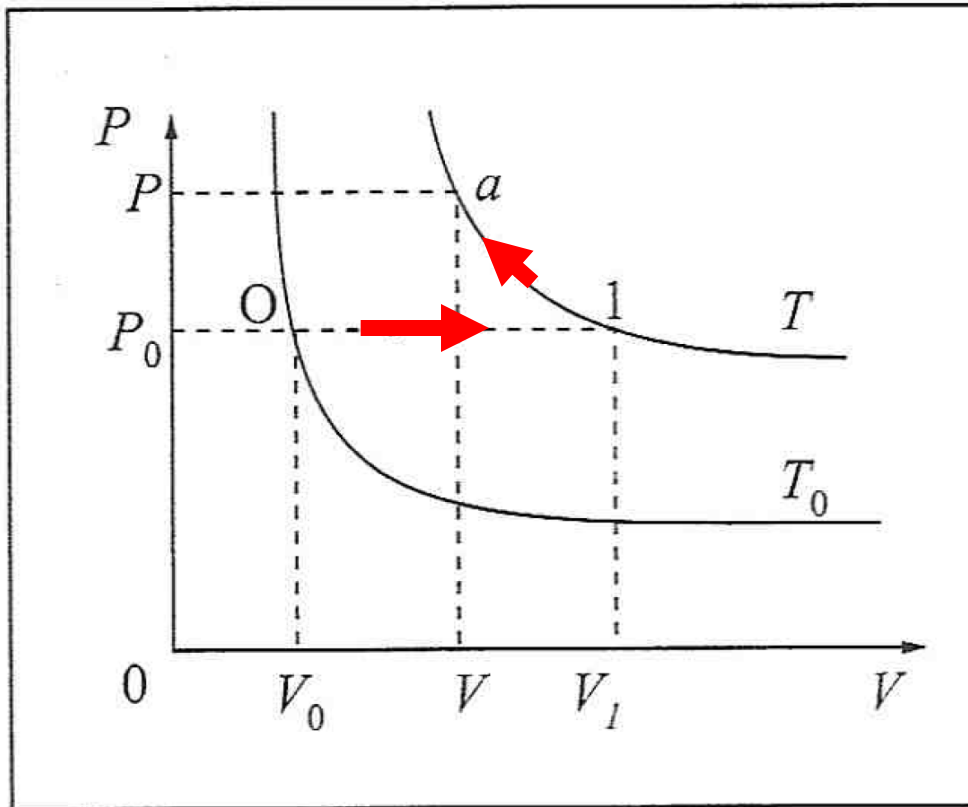


Figura 9.2

$$O \rightarrow 1 \quad p_1 = p_0$$

$$\frac{V_1}{V_0} = \frac{T_1}{T_0} \quad (\text{Charles})$$

$$T_1 = T$$

$$p_1 V_1 = p V \quad (\text{Boyle})$$

$$p_0 \frac{V_0}{T_0} T = p V$$

$$\boxed{\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p V}{T}}$$

Equação de estado do gás ideal

$$\frac{pV}{T} = \textit{constante} = nR$$

$$pV = nRT$$

Equação de estado dos gases ideais

{
n = número de moles do gás
R = constante universal dos gases

$$R = 8,314 \frac{J}{mol\ K} = 1,98 \frac{cal}{mol\ K}$$

Gas Ideal: Exercício

Trabalho na expansão isotérmica do gás ideal

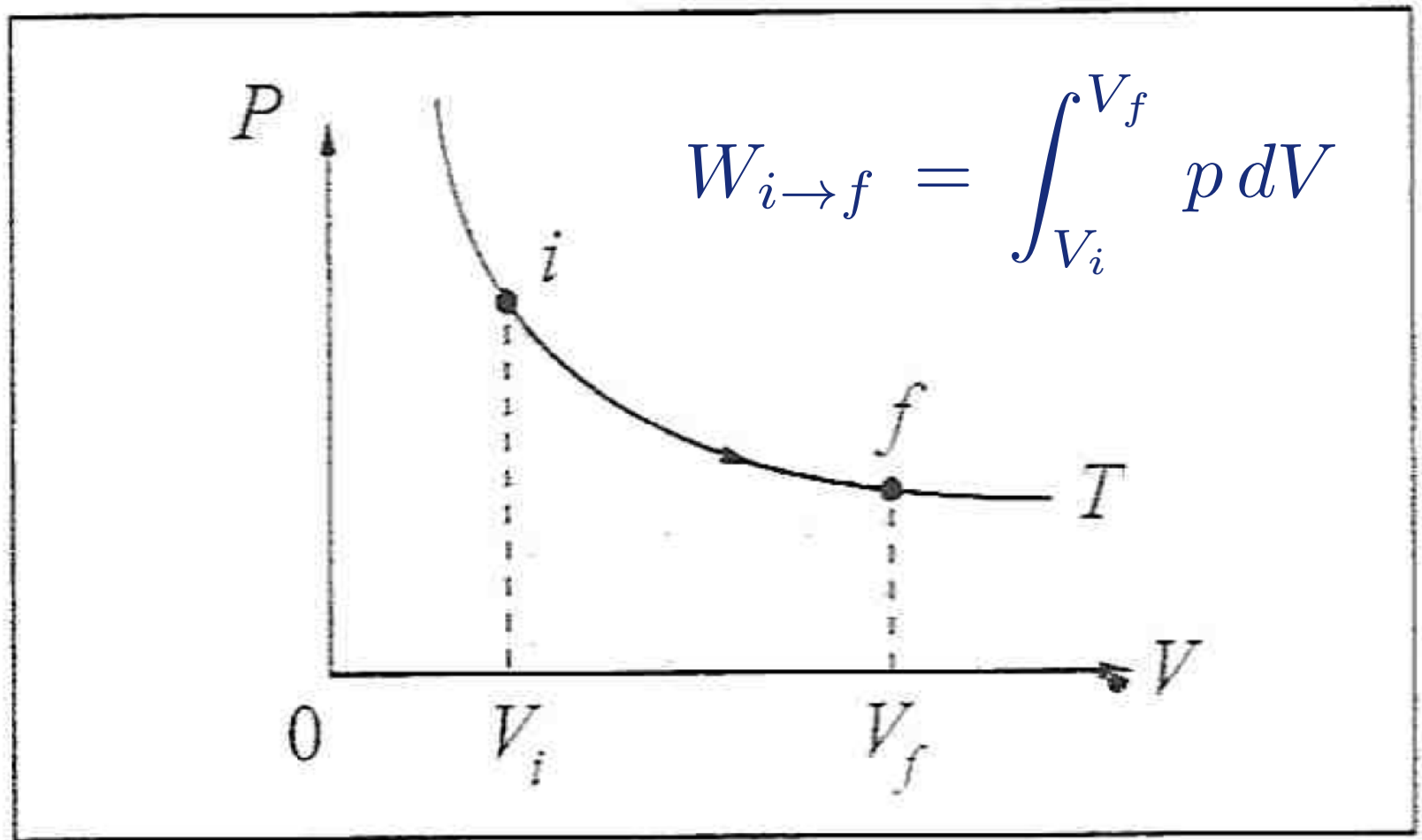


Figura 9.3 — Expansão isotérmica

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

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

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

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

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

$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} \frac{n R T}{V} \, dV = n R T \int_{V_i}^{V_f} \frac{1}{V} \, dV$$

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

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

$$W_{i \rightarrow f} = \int_{V_i}^{V_f} \frac{n R T}{V} \, dV = n R T \int_{V_i}^{V_f} \frac{1}{V} \, dV$$

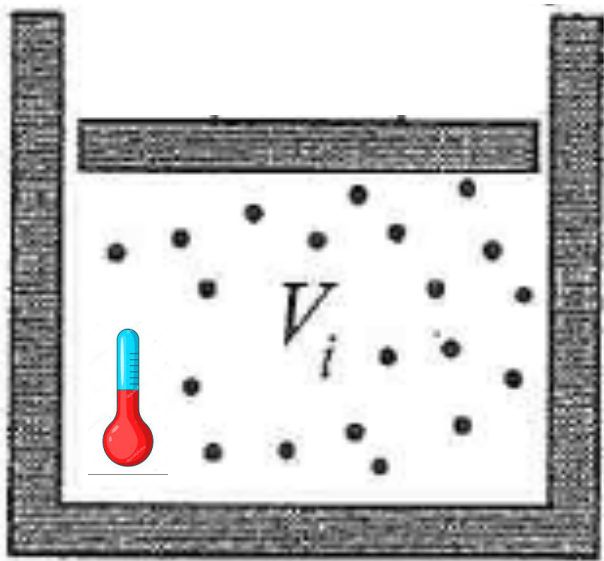
$$= n R T \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Duas ou três coisas
que eu sei dela:
a energia interna !

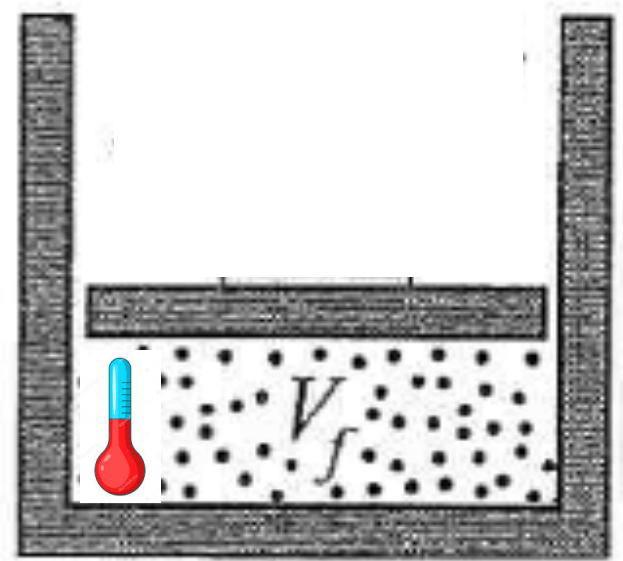




Compressão adiabática do gás ideal



$$\Delta T \neq 0$$



$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = 0$$

$$\Delta U = -W$$

U depende da temperatura



Experiência de Joule-Thomson

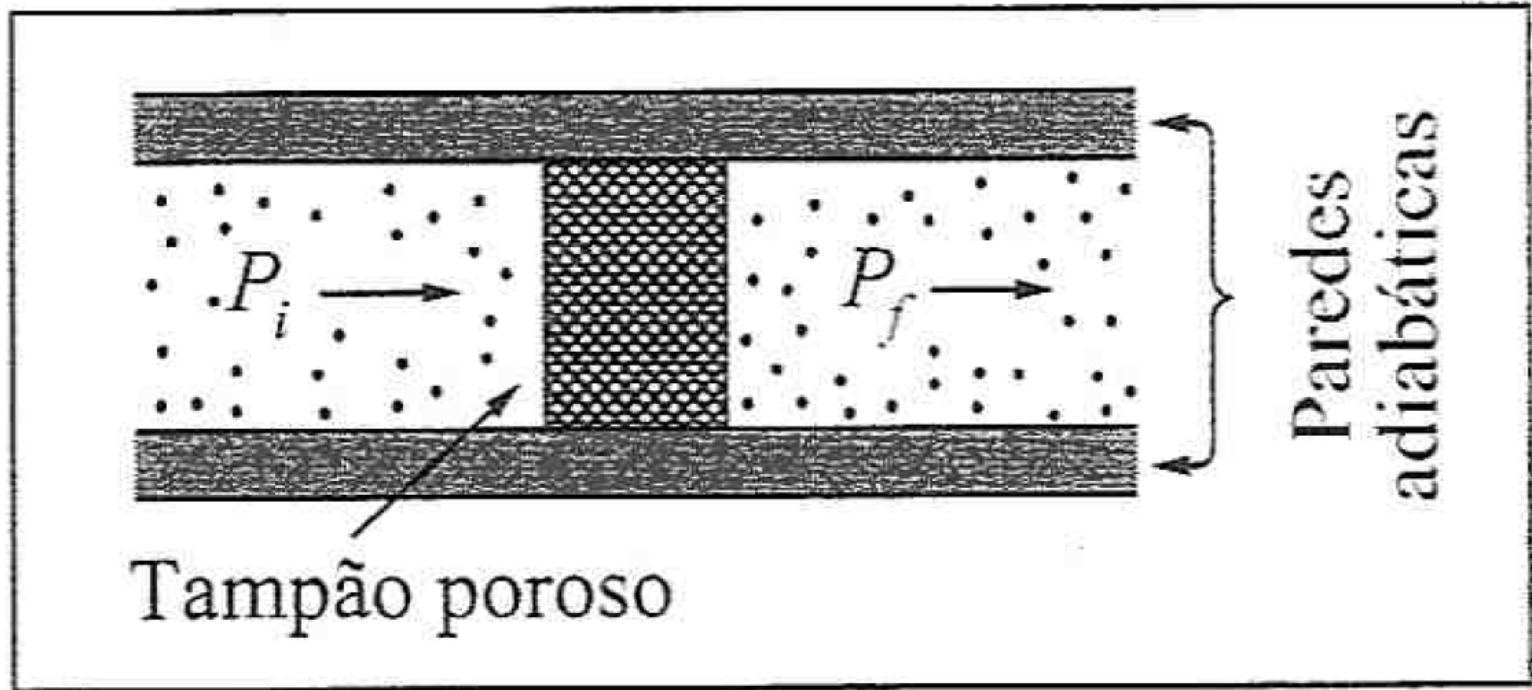


Figura 9.4 — Tampão poroso (= "filtro")

Gás atravessa o tampão,
que reduz a pressão de P_i para P_f

Gás passa do lado esquerdo para o direito

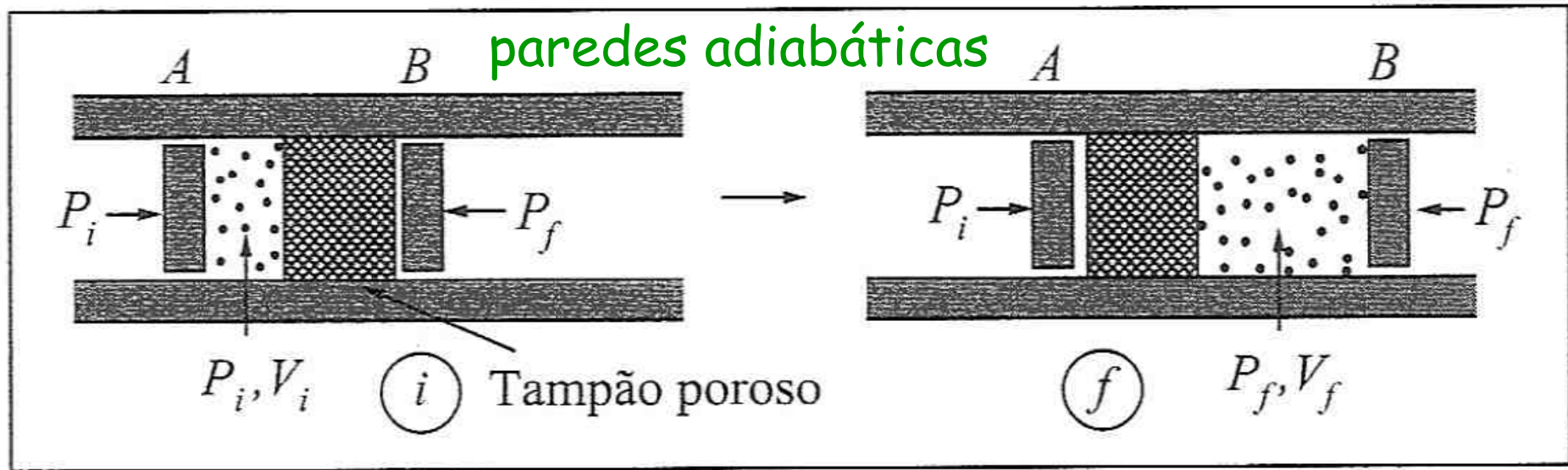
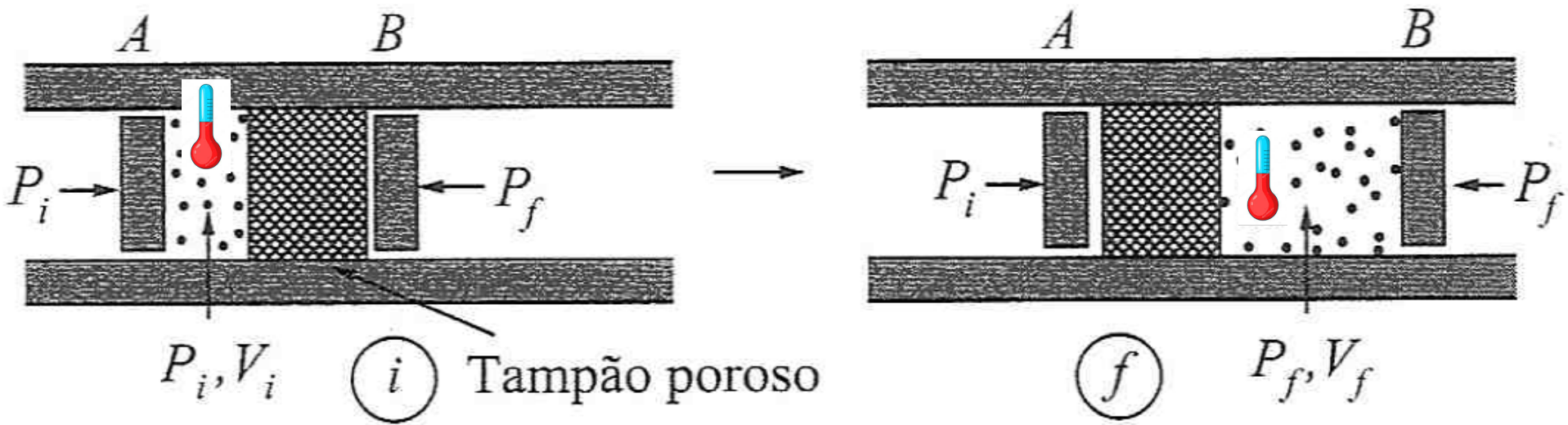


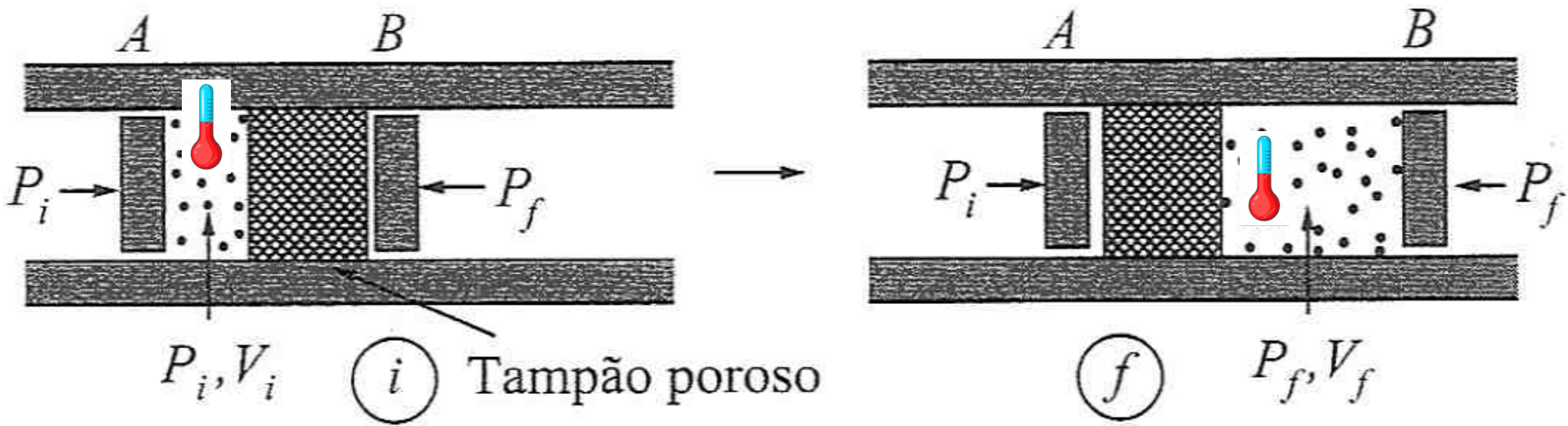
Figura 9.5 — Experiência de Joule-Thomson (= "cafeteira")

Nos dois lados a pressão permanece constante !

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

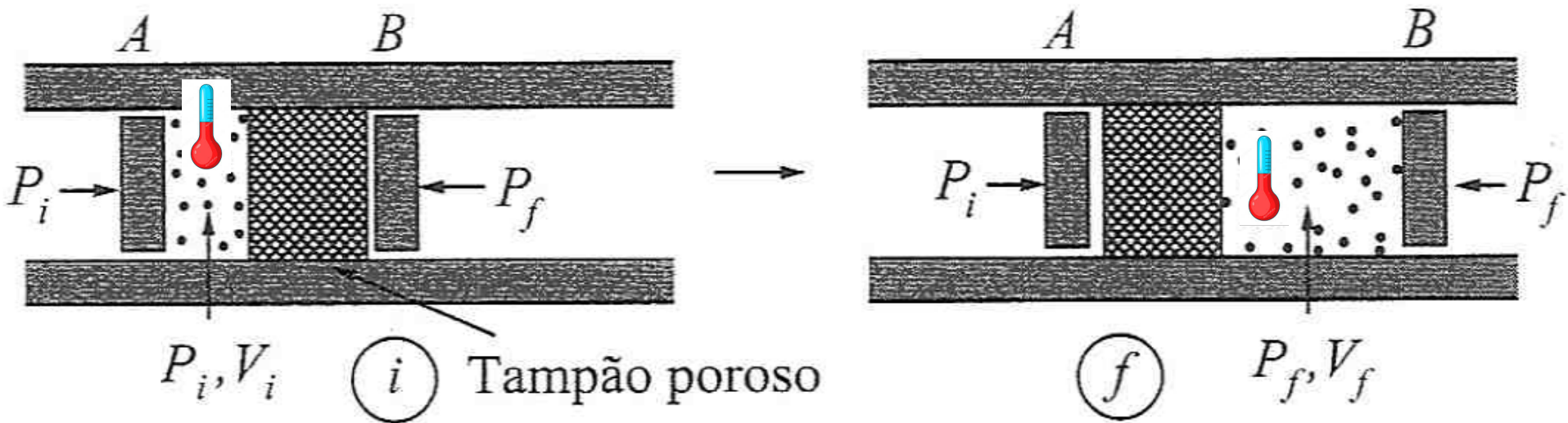


Lado esquerdo: $W_e = p_i (0 - V_i) = -p_i V_i$



Lado esquerdo: $W_e = p_i (0 - V_i) = -p_i V_i$

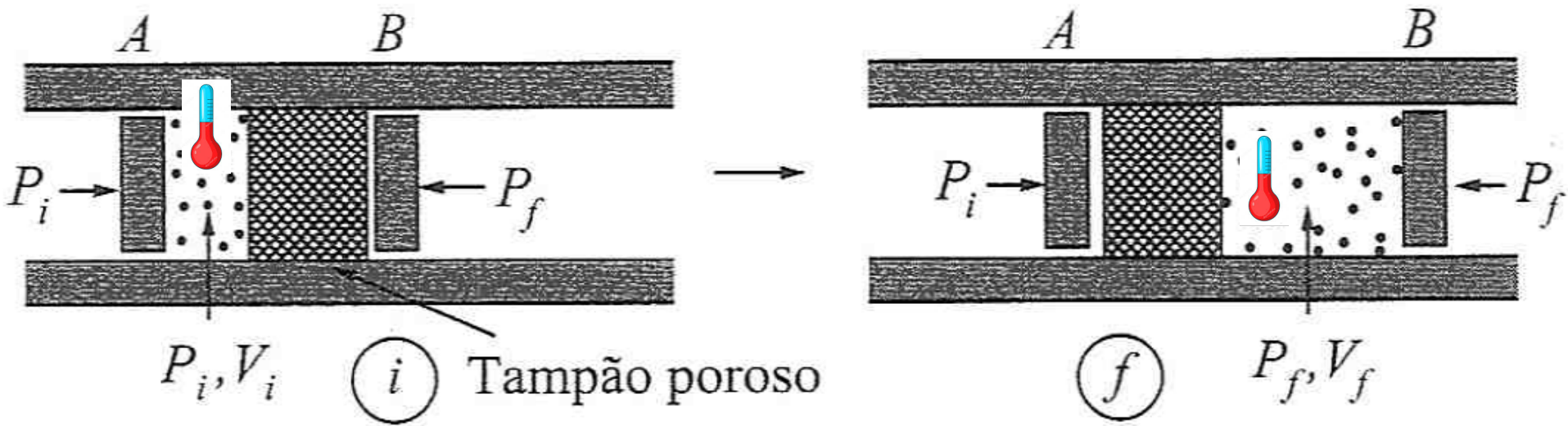
Lado direito: $W_d = p_f (V_f - 0) = p_f V_f$



Lado esquerdo: $W_e = p_i (0 - V_i) = -p_i V_i$

Lado direito: $W_d = p_f (V_f - 0) = p_f V_f$

$$W = W_e + W_d = p_f V_f - p_i V_i \quad T \simeq \text{constante}$$



Lado esquerdo: $W_e = p_i (0 - V_i) = -p_i V_i$

Lado direito: $W_d = p_f (V_f - 0) = p_f V_f$

$$W = W_e + W_d = p_f V_f - p_i V_i \quad T \simeq \text{constante}$$

Lei de Boyle: $p_f V_f = p_i V_i \quad \longrightarrow \quad W = 0$

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = 0$$

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = 0$$

$$W = 0$$

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = 0$$

$$W = 0$$

$$\Delta U = 0$$

O volume variou
mas a energia
interna não !!!

$$Q = \Delta U + W$$

$$Q = 0$$

$$W = 0$$

$$\Delta U = 0$$

O volume variou
mas a energia
interna não !!!

U não depende do volume



$$U = U(T) \quad (\text{gás ideal})$$

U só depende da
temperatura !!!



Moyses Nussenzveig

Entalpia

$$\Delta U = -W \quad (\text{processo adiabático})$$

$$U_f - U_i = -(p_f V_f - p_i V_i) \quad (\text{processos isobáricos})$$

$$U_f + p_f V_f = U_i + p_i V_i = \textit{constante}$$

$$H = U + p V \quad \text{Entalpia do sistema}$$

Entalpia do gás é uma variável de estado !

Primeira Lei e Entalpia

$$H = U + pV$$

$$dH = dU + p dV + dp V$$


$$dQ = dU + p dV$$

$$dH = dQ + dp V$$

Processo isobárico: $dp = 0$

$$dH = dQ$$

Entalpia

Entalpia, por vezes referida como **entalpia absoluta**, é uma **grandeza física** definida no âmbito da **termodinâmica clássica** de forma que esta meça a máxima **energia** de um **sistema** termodinâmico, teoricamente passível de ser deste removida na forma de **calor**. É particularmente útil na compreensão e descrição de **processos isobáricos**:^[1] à pressão constante as variações de entalpia encontram-se diretamente associadas às energias recebidas pelo sistema na forma de calor, as quais são facilmente mensuráveis em **calorímetros**.

do grego "thalpos"

Capacidades Térmicas Molares

$$\Delta Q = m c \Delta T = C \Delta T$$

Para um mol de um gás C é a capacidade térmica molar

$$dQ = C dT$$

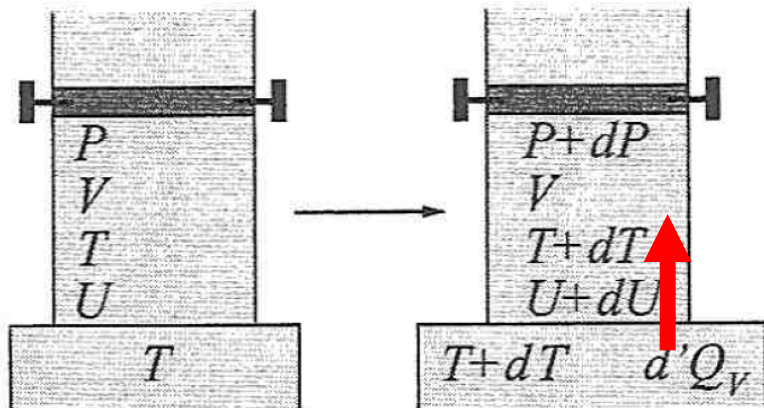
dQ e portanto C dependem do caminho

$$dQ_p = C_p dT$$

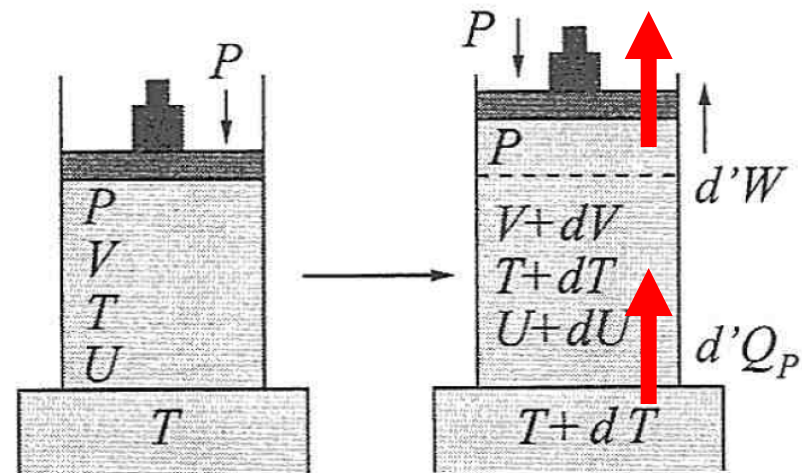
Pressão constante

$$dQ_V = C_V dT$$

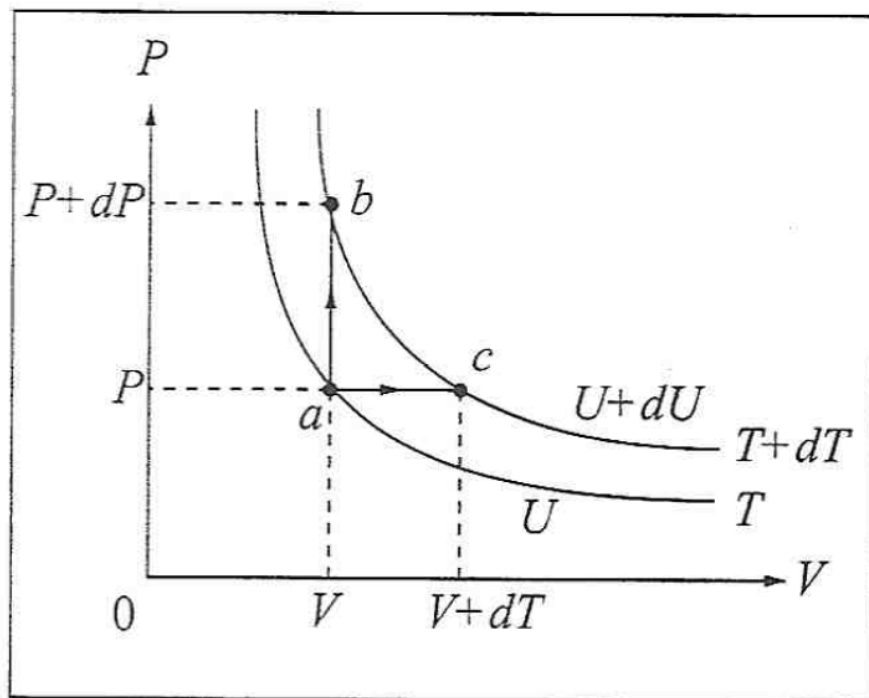
Volume constante



(a) Isocórico



(b) Isobárico



U só depende da temperatura

$$dQ = dU + pdV \quad \longrightarrow \quad dU = dQ - pdV$$

Processo isocórico:

$$\left\{ \begin{array}{l} dV = 0 \\ dQ = dQ_V = C_V dT \end{array} \right.$$

$$dU = C_V dT$$

Processo isobárico:

$$\left\{ \begin{array}{l} dW = pdV \\ dQ = dQ_P = C_P dT \end{array} \right.$$

$$dU = C_P dT - pdV$$



$$C_V dT = C_P dT - pdV$$

Para 1 mol: $\left\{ \begin{array}{l} pV = RT \end{array} \right.$

$$dpV + pdV = RdT$$

Processo isobárico: $\left\{ \begin{array}{l} dp = 0 \end{array} \right.$



$$pdV = RdT$$

$$C_V dT = C_P dT - RdT$$

$$C_V = C_P - R$$

$$C_P - C_V = 2 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

Fórmula
de Mayer

Energia Interna do Gás Ideal

$$dU = C_V dT \quad (\text{para 1 mol})$$

$$dU = n C_V dT \quad (\text{para n moles})$$

$$U(T) = U(T_0) + n \int_{T_0}^T C_V dT'$$

Para um gás ideal C_V é constante !

$$U = U_0 + n C_V T$$



Fim



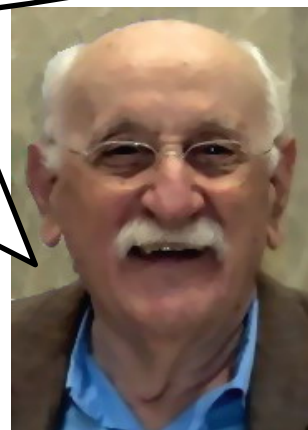
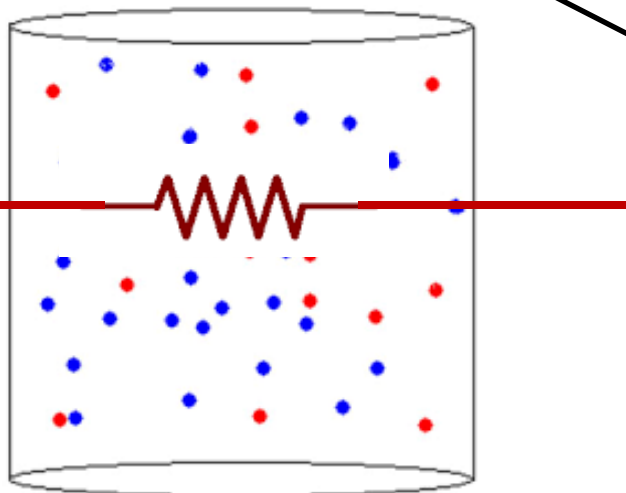
Equivalente mecânico do calor

Da experiência de Joule: 1 caloria = 4.186 Joule

Exemplo: Uma resistência de $68\ \Omega$ é imersa em 1 l de água. Quando se faz passar uma corrente de 1A, a temperatura da água sobe de 1°C por minuto. Qual o valor correspondente do equivalente mecânico da caloria dado por essa experiência?

paredes
adiabáticas

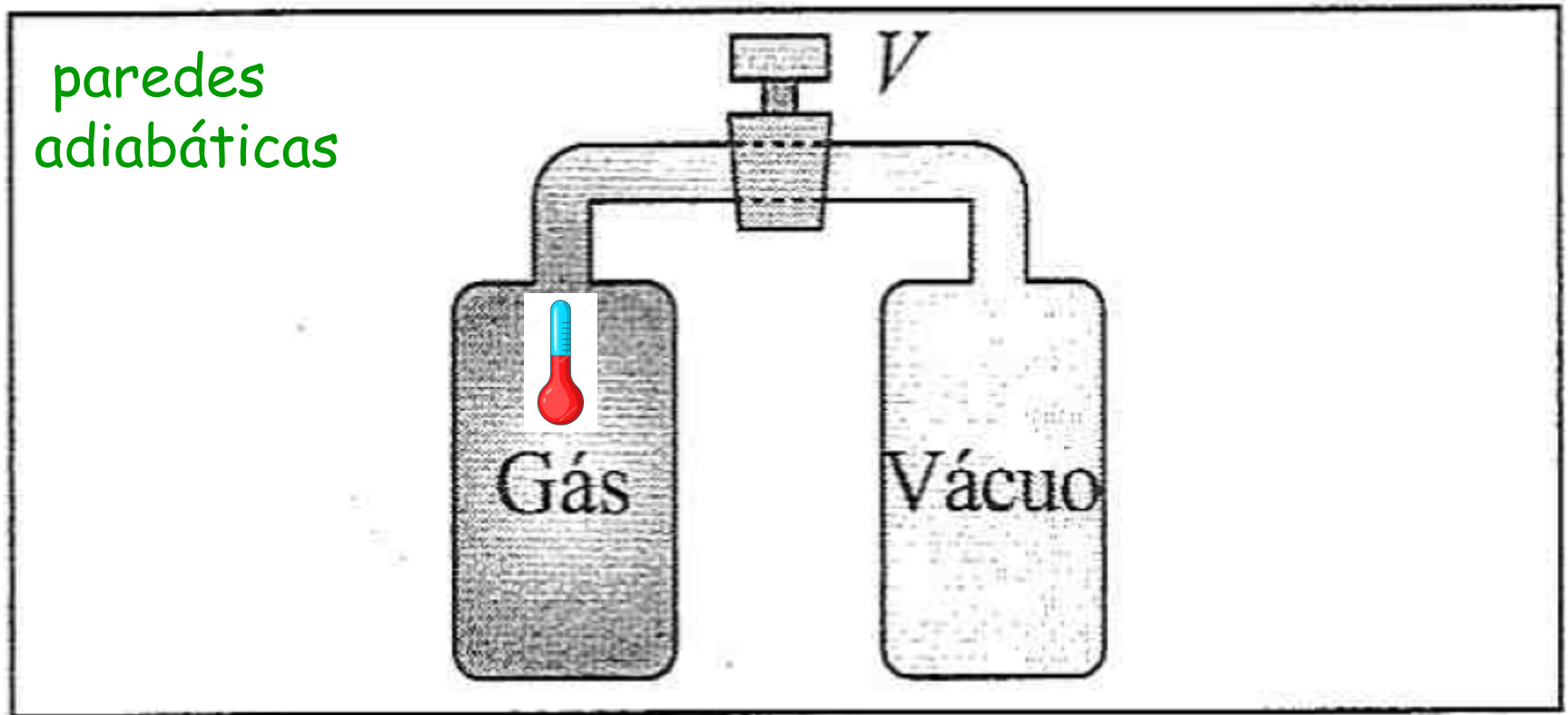
corrente I



Moyes Nussenzveig

Energia interna do gás ideal

Experiência de Joule com expansão livre

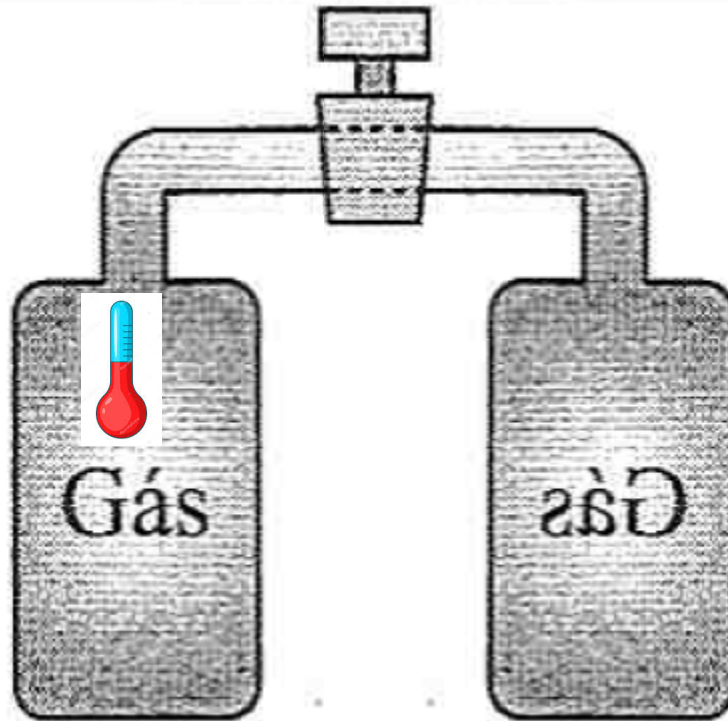


$$Q = \Delta U + W \quad Q = 0 \quad \Delta U = -W$$

Energia interna do gás ideal

Experiência de Joule com expansão livre

paredes
adiabáticas



$$\Delta U = -W \neq 0$$

$$\Delta T = 0$$