Departamento de Engenharias e Tecnologia
Centro Universitário Norte do Espírito Santo
Universidade Federal do Espírito Santo

DET 05970 Termodinâmica e Transmissão de Calor

Trabalho de Expansão e Energia Interna

Aula 7-8

Prof. Dr. Yuri Nariyoshi

yuri.nariyoshi@ufes.br

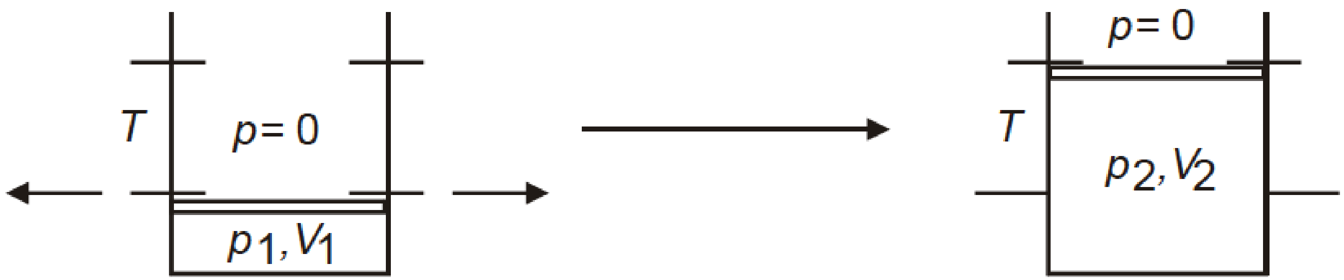
Expansão isotérmica

DT = 0

gás (p_1, V_1, T) = gás (p_2, V_2, T)

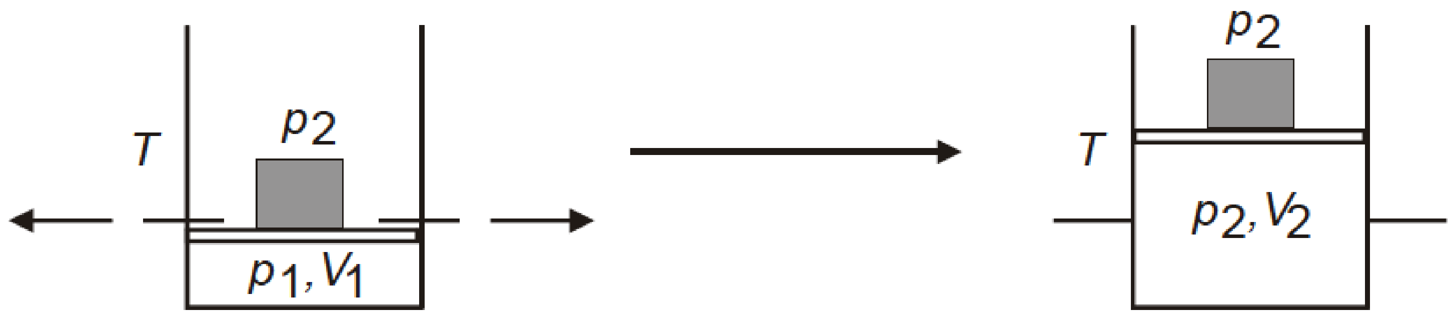
Irreversível

(1) Sem pressão externa ($p_{ext} = 0$)

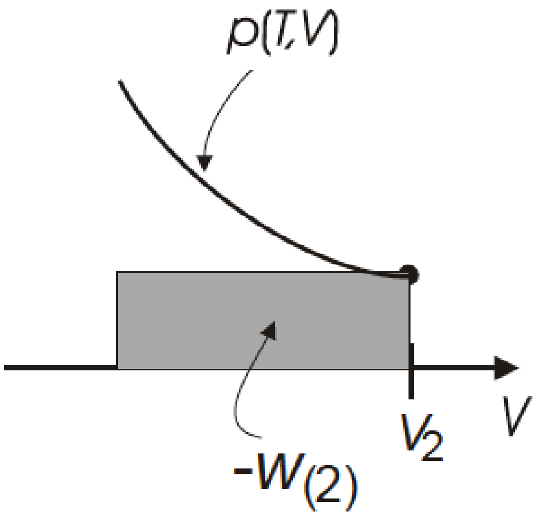


$$w_{(1)} = -\int_{V_1}^{V_2} p_{ext}\, dV = 0$$

(2) Com pressão externa fixa ($p_{ext} = p_2$)

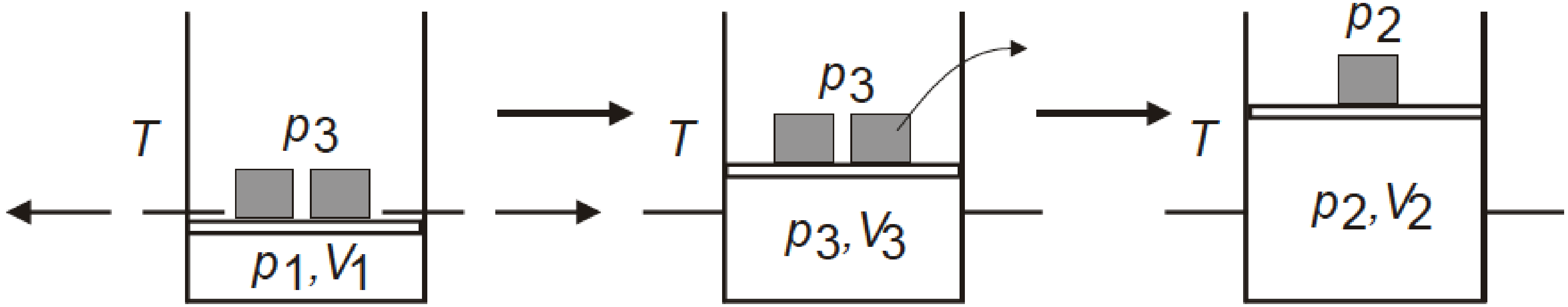


$$w = -\int^{V_2} p\, dV = -p_2 (V_2 - V_1)$$

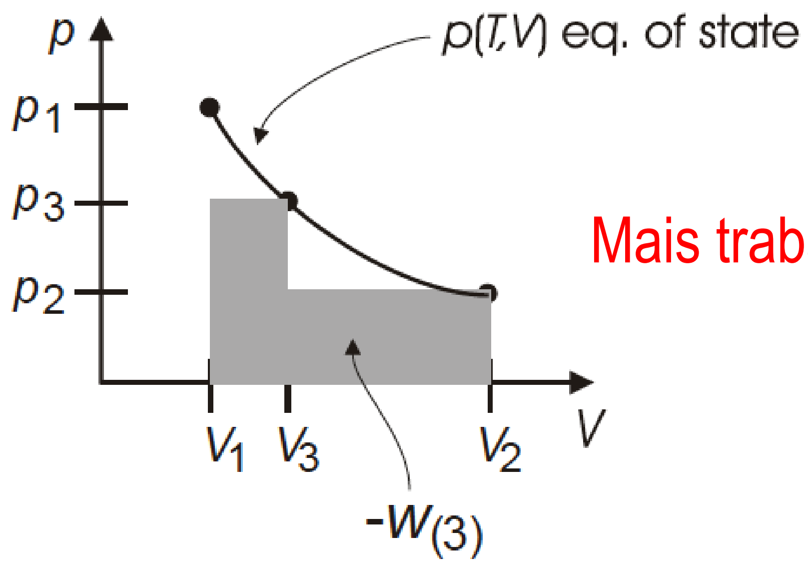


(3) Com mudança em duas etapas

$$\text{gas}\,(p_1,\ V_1,\ T) = \text{gas}\,(p_3,\ V_3,\ T) = \text{gas}\,(p_2,\ V_2,\ T) \qquad p_1 > p_3 > p_2$$

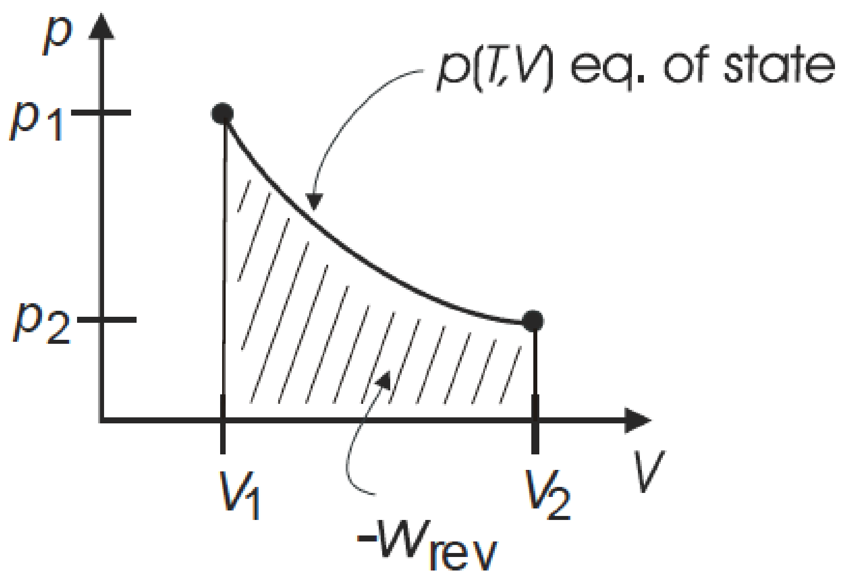


$$w_{(3)} = -\int_{V_1}^{V_3} p_3\, dV - \int_{V_3}^{V_2} p_2\, dV = -\,p_3\left(V_3 - V_1\right) - p_2\left(V_2 - V_3\right)$$



Mais trabalho realizado!

(4) Com caminho reversível ($p_{ext} = p(T,V)$)



$$w_{rev} = -\int_{V_1}^{V_2} p\,dV$$

Trabalho máximo realizado na vizinhança pela expansão isotérmica de um gás.

Para um gás ideal:

$$w_{rev} = -\int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{p_2}{p_1}$$

Energia interna

$$dU = đq + đw \qquad \text{(Primeira Lei)}$$

$$dU = C_{path}dT - p_{ext}dV$$

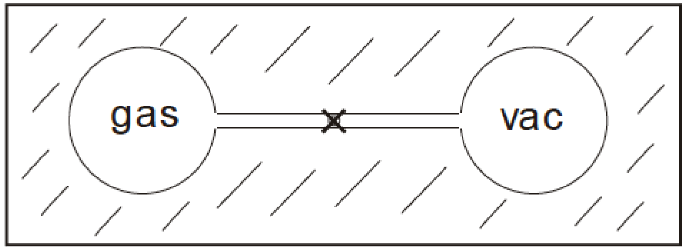
e $$U(T,V) \quad \Rightarrow \quad dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV$$

Algumas restrições:

- Reversível $\Rightarrow$ $dU = đq_{rev} + đw_{rev} = đq_{rev} - pdV$ $(p = p_{ext})$
- Isolado $\Rightarrow$ $đq = đw = 0$
- Adiabático $\Rightarrow$ $đq = 0 \;\Rightarrow\; dU = đw \overset{reversible}{=} -pdV$
- Isocórico $\Rightarrow$ $w = 0 \;\Rightarrow\; dU = đq_V$

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + \cancel{\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV}^{\text{Constant } V} \qquad đq_V = C_V dT \quad \Rightarrow \quad \boxed{\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V = C_V} \qquad dU = C_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV$$

EXPANSÃO LIVRE DE UM GÁS – Experimento de Joule para obter $\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T$



$$gas\ (p_1,\ T_1,\ V_1)\ =\ gas\ (p_2,\ T_2,\ V_2)$$

adiabático $\quad q = 0$

expansão no vácuo $\quad w = 0$
($p_{ext} = 0$)

desde que: $\quad q = w = 0 \quad \Rightarrow \quad dU$ or $\Delta U = 0$

U constante

relembrando: $\quad dU = C_V dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV = 0$

$$\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T dV_U = -C_V dT_U$$

$$\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T = -C_V \left(\frac{\partial T}{\partial V}\right)_U$$

medido no exp. de Joule

Joule fez: $\quad \lim_{\Delta V \to 0}\left(\frac{\Delta T}{\Delta V}\right)_U = \left(\frac{\partial T}{\partial V}\right)_U \equiv \eta_J \quad \therefore \quad \boxed{dU = C_V dT - C_V \eta_J dV}$

Coeficiente de Joule

Para um gás ideal

$\eta_J = 0$ exatamente

$dU = C_V dT$ sempre

$U(T)$

$$\boxed{\text{A energia interna de um gás ideal depende somente da temperatura}}$$

Consequências:

$\Delta U = 0$ Para todas as expansões ou compressões isotérmicas de gases ideais

$\Delta U = \int C_V dT$ Para qualquer mudança de estado de gases ideais