DET 05970 Termodinâmica e Transmissão de Calor

Trabalho, Calor e Primeira Lei

Aula 5-6

Prof. Dr. Yuri Nariyoshi

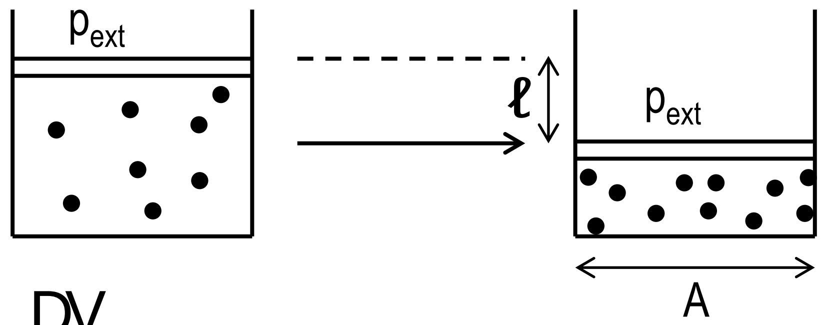
yuri.nariyoshi@ufes.br

Trabalho

$$w = F \times \ell$$

compressão

$$F = p_{ext} A$$



$$w = -(p_{ext} A) \cdot \ell = -p_{ext} \Delta V$$

<u>convenção</u>: o sinal de “negativo” implica que W > 0

se ΔV < 0, a vizinhança realiza trabalho no sistema.

Se p_{ext} não é constante, então deve-se atentar para alterações infinitesimais

$đW = - p_{ext}\, dV$ $\quad$ đ significa que não é diferencial exata

Integral $\quad$ $w = - \int_{1}^{2} p_{ext}\, dv$ $\quad$ Depende do caminho!!!

- Dependência do caminho de W

Exemplo: processo reversível em que $p_{ext}=p$

$$Ar\ (g, p_1, V_1) = Ar\ (g, p_2, V_2)$$

Compressão $\quad V_1 > V_2 \quad$ e $\quad p_1 < p_2$

Dois caminhos:

(1) $V_1 \rightarrow V_2$ com $p = p_1$

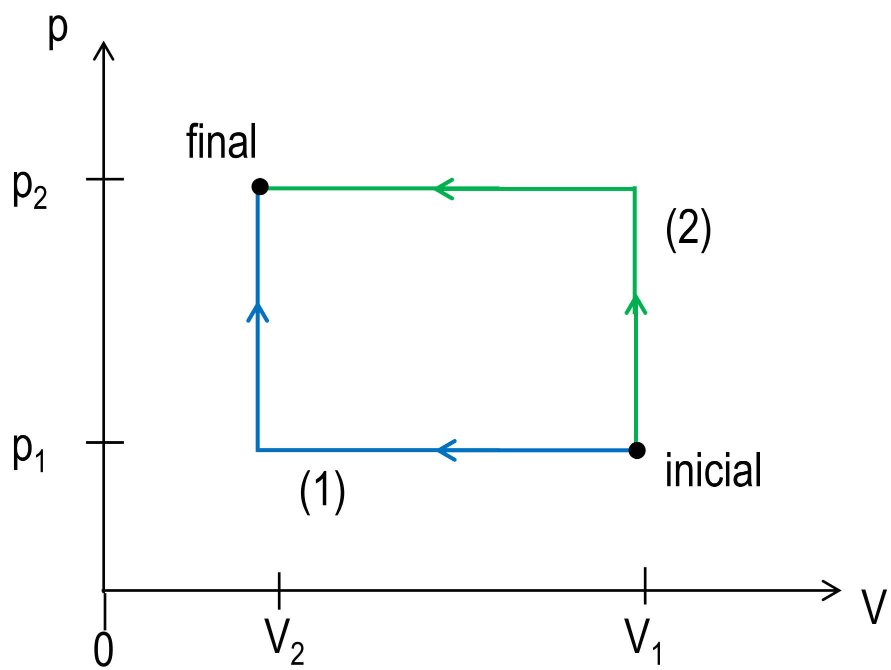
$p_1 \rightarrow p_2$ com $V = V_2$

(2) $p_1 \rightarrow p_2$ com $V = V_1$

$V_1 \rightarrow V_2$ com $p = p_2$

$Ar(g, p_1, V_1) = Ar(g, p_1, V_2) = Ar(g, p_2, V_2)$

$Ar(g, p_1, V_1) = Ar(g, p_2, V_1) = Ar(g, p_2, V_2)$



$$W_{(1)} = -\int_{V_1}^{V_2} p_{ext}\, dv - \cancel{\int_{V_2}^{V_2} p_{ext}\, dv}$$

$$= -\int_{V_1}^{V_2} p_{ext}\, dv = -p_1(V_2 - V_1)$$

$$\boxed{W_{(1)} = p_1 (V_1 - V_2)}$$

$$W_{(2)} = -\cancel{\int_{V_1}^{V_1} p_{ext}\, dv} - \int_{V_1}^{V_2} p_{ext}\, dv$$

$$= -\int_{V_1}^{V_2} p_{ext}\, dv = -p_2(V_2 - V_1)$$

$$\boxed{W_{(2)} = p_2 (V_1 - V_2)}$$

Note: W > 0 (trabalho realizado **no** sistema - compressão)

$$\boxed{W_{(1)} \neq W_{(2)}}$$

Para o ciclo fechado [caminho (1)] – [caminho (2)], $\oint đW \neq 0$

W não é uma função de estado! $\cancel{W = f\,(p,V)}$

Calor

Forma de energia trocada entre o **sistema** e a **vizinhança** que pode ser usada para alterar as respectivas temperaturas.

Convenção de sinal: o calor que **entra** no sistema é **positivo**.

Da mesma forma que W, o calor (q) é uma função do caminho e não uma função de estado.

Podemos ter uma mudança de estado

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

Adiabaticamente (**sem** transferência de calor)
ou não adiabaticamente (**com** transferência de calor)

Historicamente medida em calorias

[1 cal = calor necessário para elevar 1 g de H_2O 1 ^oC, de 14,5 para 15,5 ^oC]

A unidade moderna de calor e trabalho é o *Joule*

[1 cal = 4,184 J]

Capacidade calorífica

C – conecta calor com temperatura

$$đq = - C_{caminho}\, dT \qquad \text{ou} \qquad C_{caminho} = \left(\frac{đq}{dT} \right)_{caminho}$$

Volume constante: C_v

Pressão constante: C_p

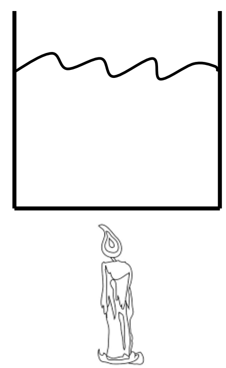
$$\therefore \; q = \int_{caminho} C_{caminho}\, dT$$

Equivalência de trabalho e calor

[Joule (1840’s)]

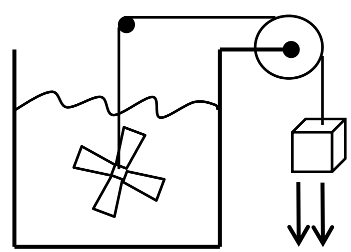
Joule mostrou que é possível elevar a temperatura da água:

(a) somente com calor



$T_1 \longrightarrow T_2$

(b) somente com trabalho



$T_1 \longrightarrow T_2$

Encontrou-se experimentalmente que:

$$\oint (\text{đ}W + \text{đ}q) = 0$$

⇨ A soma (W + q) é <u>independente do caminho</u>

⇨ Isso implica que existe uma função de estado cuja diferencial é $\text{đ}W + \text{đ}q$

Vamos definir como “energia interna”, U:

$$\backslash \quad dU = \text{đ}q + \text{đ}W$$

Para um processo ciclíco $\oint dU = 0$

Para uma mudança do estado 1 para o estado 2,

$$DU = \int_1^2 dU = U_2 - U_1 = q + W$$

não depende do caminho

Para um “n” fixo, somente precisamos de duas propriedades, por exemplo, (T, V), para descrever totalmente o sistema.

$$U = U\,(T, V)$$

U é uma propriedade extensiva (varia com o tamanho do sistema)

$$\overline{U} = \frac{U}{n}$$ energia interna molar (propriedade intensiva)

A Primeira Lei da Termodinâmica

Definição matemática:

$$dU = đq + đW$$

ou

$$DU = q + W$$

ou

$$-\oint đq = \oint đW$$

Corolário: Conservação de energia

$$DU_{\text{sistema}} = q + W \qquad DU_{\text{vizinhança}} = -q - W$$

$$\Rightarrow \quad DU_{\text{universo}} = DU_{\text{sistema}} + DU_{\text{vizinhança}} = 0$$

Definição de Clausius da 1ª Lei: A energia do universo é conservada.