

Prendiamo $U = U(T, V)$

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

$$dU = \delta Q - PdV \rightarrow \delta Q = dU + PdV = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V dT + \left[\left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T + P\right] dV$$

Per trasformazioni a volume costante ($dV=0$)

$$(\delta Q)_V = \underbrace{\left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V}_{\text{capacità termica}} dT = mc dT = C dT$$

$$\left[C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V = nc_v \rightarrow c_v = \frac{1}{n} \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \right]$$

↑ capacità termica a volume costante

↑ calore specifico molare a volume costante

$$C_V = \frac{1}{n} \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \quad \text{altrimenti difficile da stimare}$$

Per trasformazioni ^{misurabile} a pressione costante, $Q > 0$ dove far aumentare sia l'energia interna (e la temperatura) sia il volume

A parità di Q quindi T varia meno se $P = \text{const}$ vs $V = \text{const}$

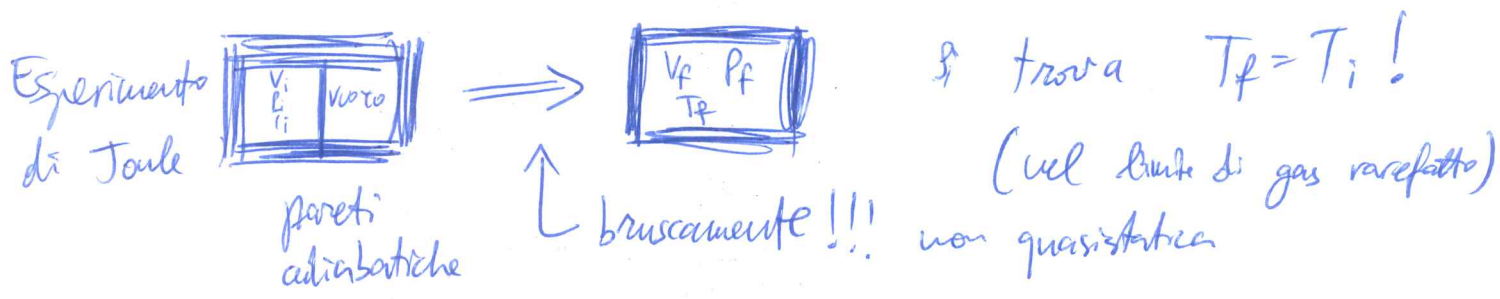
$$C_P = \frac{Q}{\Delta T_P} > \frac{Q}{\Delta T_V} = C_V \rightarrow \boxed{C_P > C_V}$$

Primo principio della termodinamica per un gas ideale

Abbiamo già visto

$$PV = nRT$$

Empiricamente: per un gas ideale energia interna dipende solo da T e non da V e P ! (gas rarefatti)



~~$\Delta Q = 0$~~ $\Delta U = Q - W$, $Q = 0, W = 0$

espansione libera

$\Rightarrow \Delta U = 0 \Leftrightarrow U = \text{costante}$

L'energia interna del gas non cambia in un'espansione libera

$\Rightarrow U = U(T)$ (per un gas ideale!)

(ripetere esperimento con diversi P, V)

Gas ideale:

1) $PV = nRT$ 2) $U = U(T)$

$c_v = \frac{1}{n} \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v = \frac{1}{n} \frac{dU}{dT} \rightarrow dU = n c_v dT$ per trasformazioni infinitesime di un gas ideale

$\rightarrow \int dU = \int n c_v dT \rightarrow U(T) = n c_v T + \text{const}$

irrelevante per le trasformazioni

Primo principio a c_v noto:

$\delta Q = n c_v dT + P dV$

Possiamo scriverlo in modo diverso sfruttando l'equazione di stato

$PV = nRT \quad d(PV) = P dV + V dP \Rightarrow P dV = d(PV) - V dP = nR dT - V dP$

$$\Rightarrow \delta Q = n c_v dT + P dV = n c_v dT + n R dT - V dP = n (c_v + R) dT - V dP$$

In caso di trasformazione a $P = \text{const}$, $dP = 0$
 $\rightarrow \boxed{\delta Q_p = n (c_v + R) dT \equiv n c_p dT}$

Calore specifico molare a pressione costante

$$c_p = c_v + R \quad (\text{conferma } c_p > c_v \text{ scritto prima!})$$

Capacità termica a pressione costante

$$C_p = C_v + nR \quad (\text{relazione di Mayer})$$

Primo principio in forma differenziale per gas ideale

$$\boxed{\delta Q = dU + P dV = n c_v dT + P dV = n c_p dT - V dP}$$

Esperimenti mostrano che per gas rarefatti $\frac{dc_v}{dT} \approx 0$ $\frac{dc_p}{dT} \approx 0$
 c_v, c_p costanti con la temperatura

	Gas monoatomici	Gas biatomici
c_v	$\frac{3}{2} R$	$\frac{5}{2} R$
c_p	$\frac{5}{2} R$	$\frac{7}{2} R$

\hookrightarrow Giustificazione teorica da teoria cinetica dei gas

Trasformazioni di un gas ideale

Applichiamo concretamente il primo principio (~~trasformazioni~~)

Isoterma (quasistatica) $\Rightarrow \Delta T = 0$

Isobara (quasistatica) $\Rightarrow \Delta P = 0$

Isoora (quasistatica) $\Rightarrow \Delta V = 0$

Adiabatica (quasistatica) $\Rightarrow Q = 0$

Espansione libera (non quasistatica) $\Rightarrow Q = 0, W = 0$