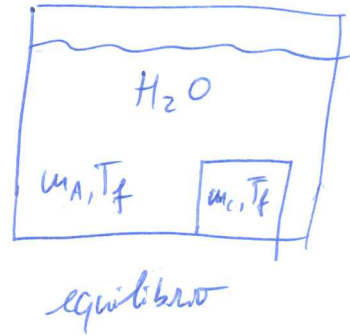
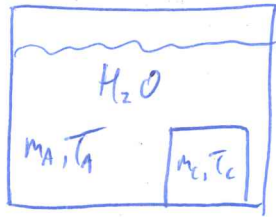
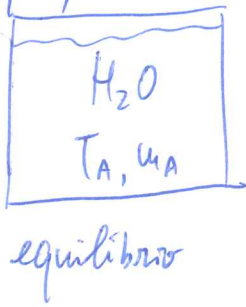


Calore specifico di H_2O a $20.5^\circ C$ e 1 atm ≈ 1 per definizione

$$c = \frac{1 \text{ cal}}{g \cdot ^\circ C} = \frac{1 \text{ kcal}}{kg \cdot ^\circ C} = 1 \frac{\text{kcal}}{kg \cdot K}$$

Calorimetro: si può usare per misurare calori specifici
(ad acqua)



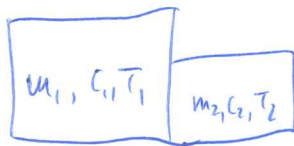
$$m_A c_A (T_f - T_A) = m_C c_C (T_f - T_C) \Rightarrow c_C = \frac{m_A c_A (T_f - T_A)}{m_C (T_f - T_C)}$$

$$|Q|_{H_2O \rightarrow C} = |Q|_{C \rightarrow H_2O}$$

$$\begin{matrix} \text{L} \\ \text{---} \\ \text{---} \end{matrix} \rightarrow c = c_A \frac{m_A}{m_C} \frac{T_f - T_A}{T_C - T_f}$$

$T_C > T_A$

Temperatura di equilibrio finale:



$$m_1 c_1 (T_{eq} - T_1) = -m_2 c_2 (T_{eq} - T_2)$$

$$m_1 c_1 (T_{eq} - T_1) = m_2 c_2 (T_2 - T_{eq})$$

$$(m_1 c_1 + m_2 c_2) T_{eq} = m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2$$

$$\Rightarrow T_{eq} = \frac{m_1 c_1 T_1 + m_2 c_2 T_2}{m_1 c_1 + m_2 c_2}$$

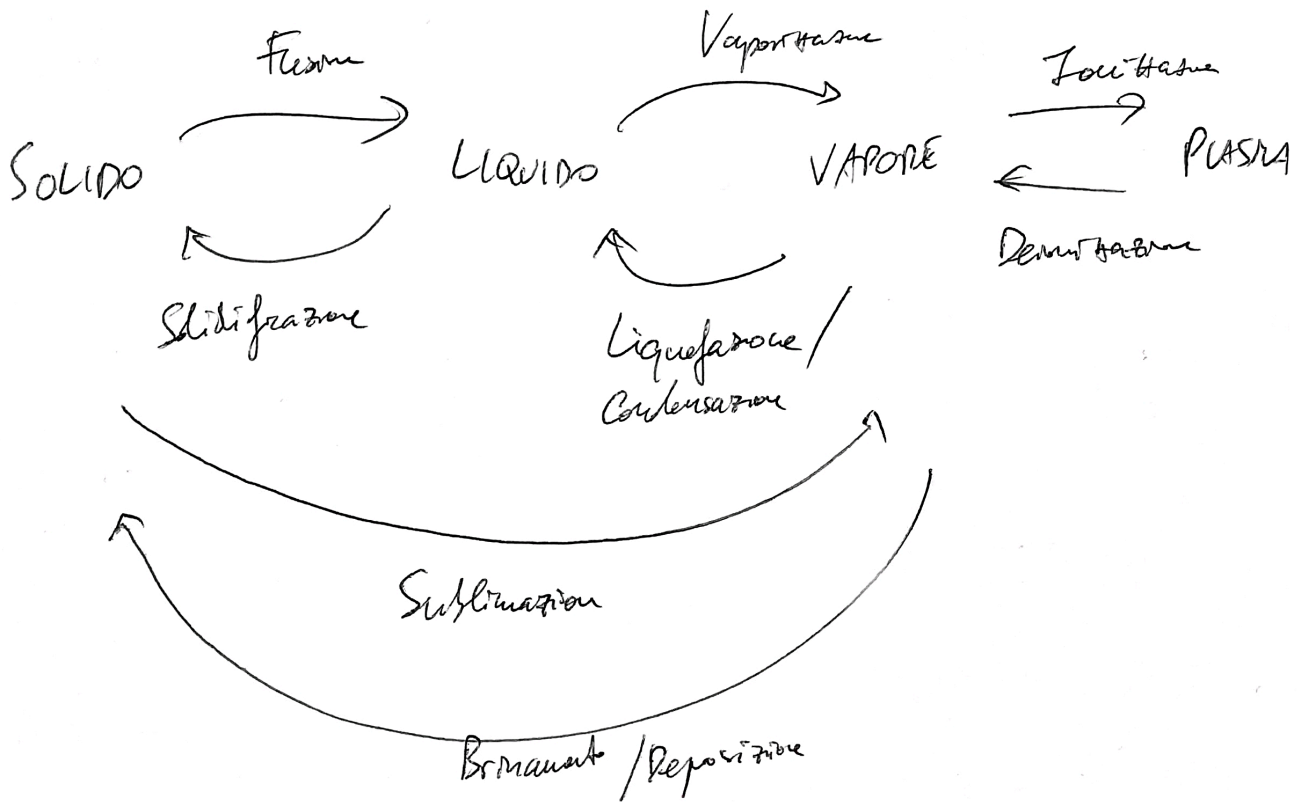
media pesata delle temperature individuali

"pesi" = $m c$

Generalizzazione

$$T_{eq} = \frac{\sum_i m_i c_i T_i}{\sum_j m_j c_j}$$

PASSAGGI DI STATO / TRANSIZIONI DI FASE

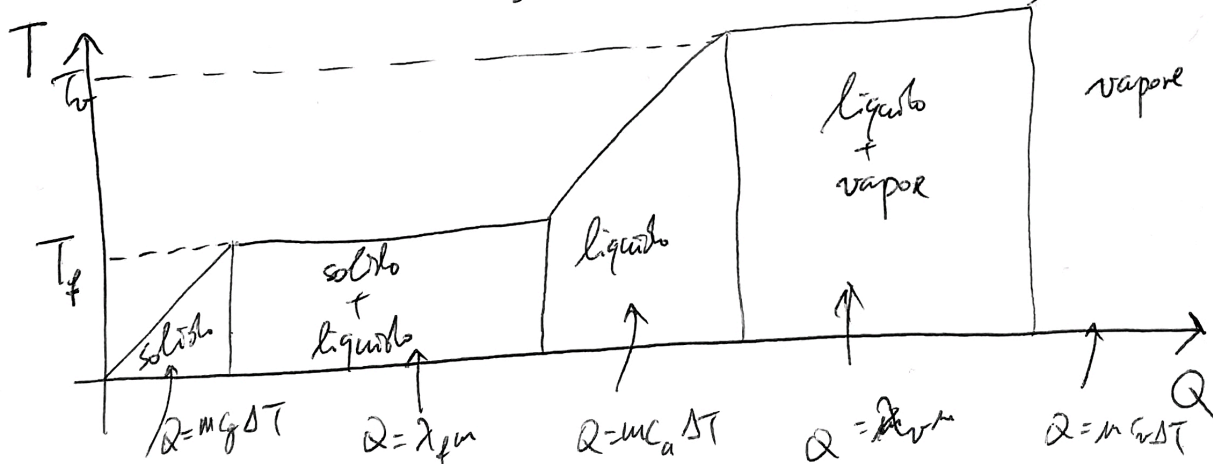


- Altri stati
- ↳ Fluido supercritico
 - ↳ Condensati di Bose-Einstein
 - ↳ Plasmi quark-gluoni
 - ↳ Cristalli temporali
 - ↳ Superfluidi

Calori latenti:

$Q = \lambda m$ durante un passaggio di stato anche se $\Delta T = 0$

Acqua $\lambda_f = 333,5 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$ $\lambda_v = 2272 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$

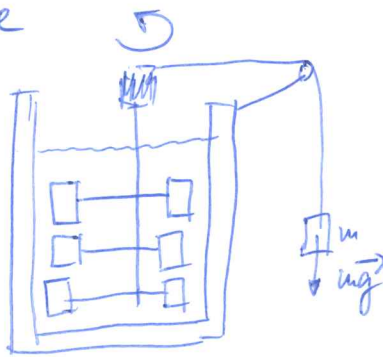


Con questa definizione si può verificare empiricamente che

- in trasformazioni termodinamiche tra stati di equilibrio
la ~~variazione~~ $Q-W$ non dipende dalla trasformazione ma solo
dagli stati iniziale / finale $\rightarrow \Delta U = Q - W$ ~~funzione di stato~~

Allora serve che $[Q] = J \rightarrow$ equivalenza meccanica del calore

Esperimento di Joule



~~In assenza di lavoro~~ $1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$

Definizione di caloria esiste ancora solo per motivi storici

- Esperimenti come quello di Joule escludono l'idea di fluido calorico, supportando l'idea che invece il lavoro e il calore sono due facce della stessa medaglia e possono essere usati per variare l'energia interna di un sistema

Primo principio in forma differenziale

Variazioni delle coordinate termodinamiche de facto infinitesime

$$\boxed{dU = \delta Q - \delta W}$$

dU : differenziale esatto

$$dU = \sum_i \left. \frac{\partial U}{\partial x_i} \right|_{x_j = \text{const}} dx_i$$

- δQ e δW però non sono differenziali esatti, semplicemente Q ed scambiati

Non sono variazioni di calore e lavoro (che non esistono)

Sistemi idrostatici, gas perfetti

Sistema idrostatico: descritto solo da tre coordinate termodinamiche P, V, T

~~Sistema~~ Sistema esercita solo forze di pressione (e occupa tutto V assegnato)

↓
lavoro possibile solo variando il volume a disposizione



$$F_i = PA_i$$

in seguito a variazione volume $\rightarrow \delta W_i = F_i ds_i = PA_i ds_i = P dV_i$

$$\delta W = \sum_i \delta W_i = P \sum_i dV_i = P dV \rightarrow \delta W = P dV$$

Primo principio in forma differenziale per sistema idrostatico

$$\boxed{dU = \delta Q - P dV}$$

$P =$ pressione esterna = pressione interna all'equilibrio

Energia interna $U = U(P, V, T)$

All'equilibrio P, V, T non indipendenti ma legati da equazione di stato $f(P, V, T) = 0$

quindi U è funzione di una qualsiasi coppia di coordinate ($P/V, P/T, V/T$)

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

↳ diversi modi di calcolare i differenziali esatti!

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 ($dV=0$)

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

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

↑ 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

$$PV = nRT$$