



# Termodinamica

1 cal  $\rightarrow$  4186J

$$m = V * \text{densità}$$

## Calorimetro

Equivalente in acqua del calorimetro  $\rightarrow m_e = \frac{m_2(T_2 - T_e) + m_1(T_1 - T_e)}{T_e - T_1}$

Se il calorimetro ha una massa, allora essa si somma alla massa d'acqua. Se del calorimetro conosciamo anche il calore specifico, allora  $\rightarrow Q_{\text{calorimetro}} + Q_{\text{acqua}} + Q_{\text{elemento}} = 0$

Temperatura di equilibrio calorimetro  $\rightarrow T_{eq} = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2}$

## Temperatura

### Variazione di temperatura

$$\Delta T = \frac{Q}{m} k \rightarrow k = \frac{1}{c}$$

### Temperatura di equilibrio

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

$$T_{eq} = \Delta U_1 + \Delta U_2 = 0 \rightarrow \frac{n_1 c_{v1} T_1 + n_2 c_{v2} T_2}{n_1 c_{v1} + n_2 c_{v2}}$$

### Normalizzare la temperatura

$$\left| \frac{\Delta t}{t \text{ da misurare}} - 1 \right| \ll 1$$

Se la temperatura misurata - la temperatura da misurare, fratto t da misurare - 1, è molto minore di 1, allora la misurazione della T è corretta

## Capacità termica

**capacità termica**, costante caratteristica del corpo → quantità di calore necessaria a far variare di  $1^\circ C$  la temperatura del corpo. **Unità di misura:**  $(\frac{cal}{^\circ C}; \frac{J}{Kelvin})$

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

$$C = cm$$

## Calore specifico

**calore specifico** della sostanza, capacità termica della massa unitaria. Quantità di calore necessaria a far variare di  $1^\circ C$  la temperatura della massa unitaria  $(\frac{cal}{^\circ Cg}; \frac{J}{^\circ CKg})$

$$c = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m\Delta T}$$

## Calore

**Equazione fondamentale della termologia** → calore → **quantità di calore** per far aumentare di  $1^\circ C$  la temperatura di una massa di 1g di  $H_2O$ . **Unità di misura:** (cal)

$$Q = mc\Delta T$$

**Conduzione di calore** →  $Q = \lambda Superficie \frac{T_1 - T_2}{distanza} tempo$

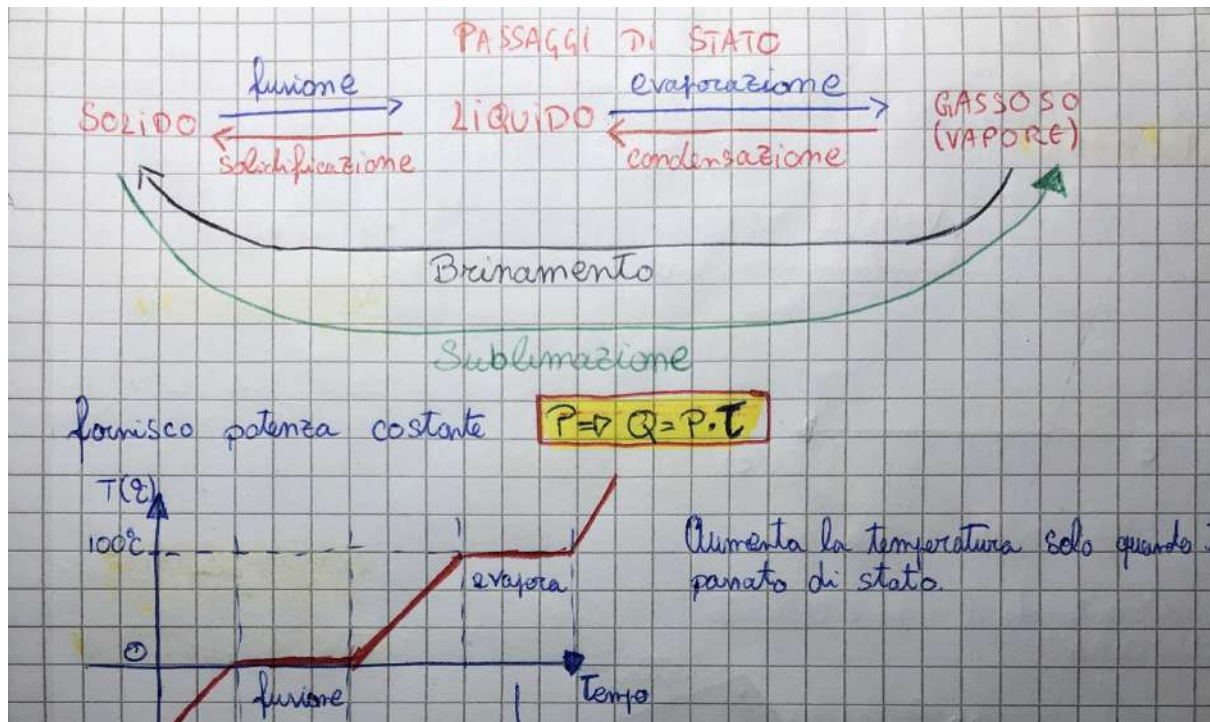
$$|Q_{ceduto}| = |Q_{assorbito}|$$

## Calore latente

Quantità di calore per far passare di stato la massa unitaria di quella sostanza. La temperatura del sistema aumenta solo quando tutto il sistema è passato di stato. **Unità di misura:**  $(\frac{J}{Kg}, \frac{cal}{g})$

$$\lambda = \frac{Q}{m} \rightarrow Q = \lambda m$$

$$\lambda_{h_2o} = \frac{79cal}{g} \quad \lambda_{h_2o} = \frac{343cal}{g}$$



Potenza  $\rightarrow P = Q * tempo$

Vaporizzazione  $\rightarrow \Delta V = \left( \frac{m}{p_v} - \frac{m}{p_a} \right)$

## Numero di Avogadro

Numero di particelle contenute in una mole  $\rightarrow$  quantità di sostanza.

Numero Avogadro  $\rightarrow 6,022 * 10^{23} \frac{\text{particelle}}{\text{mole}}$

massa  $\rightarrow m = M * n \rightarrow M = \text{massa molecolare}$      $n = \text{numero di moli}$

numero di moli  $\rightarrow n = \frac{m}{M}$  oppure  $n = \frac{\text{numero molecole}}{6,022 * 10^{23}}$

Densità molecolare  $\rightarrow N = \frac{\text{numero molecole}}{\text{Volume}} \rightarrow n_{\text{moli}} = \frac{N \text{Volume}}{6,022 * 10^{23}}$

calore specifico molare  $\rightarrow cM_{\text{massa molare}}$

$\frac{V}{n} = \text{costante}$  per qualsiasi tipo di gas.

## Equazione di stato dei gas perfetti

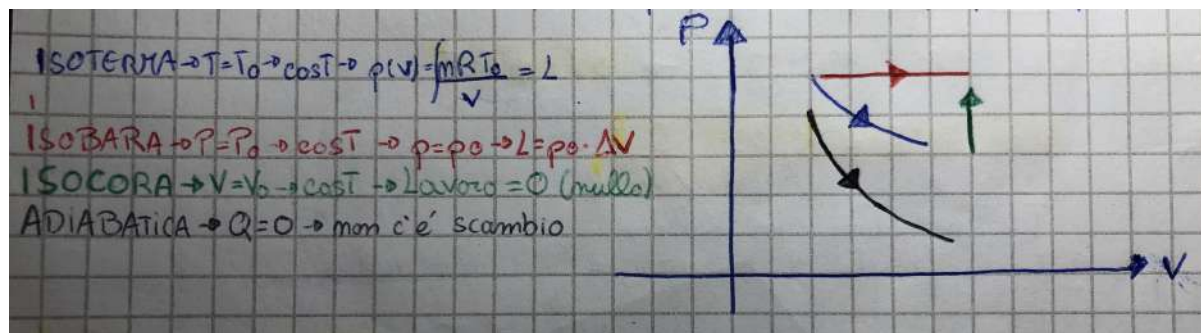
Equazione di stato dei gas perfetti  $\rightarrow pV = nRT$

$R \rightarrow 8,31 \frac{J}{K * mol}$

Variabile estensiva → asse x → Volume

Variabile inestensiva → pressione, Temperatura, densità

Trasformazione → processo che permette di passare dallo stato di equilibrio A, allo stato di equilibrio B. **Trasformazione quasi statica** → pressione e volume variano lentamente. **Trasformazioni irreversibili** → così veloce da fare delle fluttuazioni (il sistema non è all'equilibrio finché non completa la trasformazione).



**Lavoro** :  $\int p(v)dV \rightarrow$  **Variazione di Volume**

Lavoro Isocora = 0

Lavoro adiabatica =  $-\Delta U = -nc_v \Delta T$

Lavoro isobara =  $p_0 * \Delta V = p_0 * (V_B - V_A)$

Lavoro isoterma =  $nRT_0 * \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$

## Convenzioni

$Q > 0$  calore assorbito (*temperatura positiva*)

$Q < 0$  calore ceduto (*temperatura negativa*)

$L > 0$  espansione del gas → lavoro fatto dal sistema sull'ambiente

$L < 0$  compressione del gas → lavoro fatto dall'ambiente sul sistema

## Energia interna

$$K_B = 1,38 * 10^{-23} \frac{J}{K}$$

f = gradi di libertà, N = numero di molecole.

$$N = n * N_{Avogadro}$$

$$R = N_{avogadro} * K_B$$

$$U = \sum_{i=1}^n \frac{1}{2} m v_i^2$$

$$U = (f * \frac{1}{2} K_B T) * N$$

$$U = C \Delta T \rightarrow \text{Capacità termica}$$

$$U = n c_v T$$

**Energia cinetica media**  $\rightarrow$  gradi di libertà  $* \frac{1}{2} K_B T$

**gas monoatomici** (gas nobili)  $\rightarrow \frac{3}{2} K_B T$

**gas biatomici** (idrogeno, ossigeno)  $\rightarrow \frac{5}{2} K_B T$

**gas poliatomici** (metano gassoso)  $\rightarrow \frac{6}{2} K_B T = 3 K_B T$

## Primo principio

1° principio termodinamica  $\rightarrow \Delta U = Q - L$

Isoterma  $\rightarrow T = \text{cost}, U = \text{cost}, \Delta U = 0 \Rightarrow Q = L$

Isocora  $\rightarrow V = \text{cost}, L = 0, \Delta U = Q, Q_v = n c_v T$

Isobara  $\rightarrow P = \text{cost}, Q_p = L + \Delta U, Q_p = n c_p \Delta T, c_p = c_v + R$

Adiabatica  $\rightarrow Q = 0, L = -\Delta U, S = 0$  (adiabatica reversibile),  $\Delta S > 0$   
(adiabatica irreversibile)

**Calori specifici molari dei gas**  $Q = m c \Delta T \left( \frac{J}{\text{mol} * K} \right)$

## Volume costante

gas monoatomico  $\rightarrow c_v = \frac{3}{2} R$

gas biatomico  $\rightarrow c_v = \frac{5}{2} R$

gas poliatomico  $\rightarrow c_v = 3 R$

Calcolo calore specifico molecolare a  $V = \text{costante}$  tra due gas  $\rightarrow \frac{n_1 c_{v1} + n_2 c_{v2}}{n_1 + n_2}$

## Pressione costante

$c_p > c_v$  poiché una parte di calore è usata per espandersi

Relazione di Mayer  $\rightarrow c_p = c_v + R$

gas monoatomico  $\rightarrow c_p = \frac{5}{2}R$

gas biatomico  $\rightarrow c_p = \frac{7}{2}R$

gas poliatomico  $\rightarrow c_p = 4R$

## Equazione trasformazione adiabatica

Non viene scambiato calore

coefficiente adiabatico  $\rightarrow \gamma = \frac{c_p}{c_v} \rightarrow \gamma = 1 + \frac{R}{c_v} \rightarrow \frac{R}{c_v} = \gamma - 1$

$\gamma > 1$

$$TV^{\gamma-1} = \text{costante} \quad pV^\gamma = \text{costante}$$

$$TV^{\gamma-1} = T_0 V_0^{\gamma-1}$$

$$pV^\gamma = p_0 V_0^\gamma$$

## Secondo principio termodinamica

### Ciclo termodinamico

Rendimento  $\rightarrow \eta = \frac{L_{\text{netto}}}{Q_{\text{assorbito}}} \rightarrow \eta = \frac{Q_{\text{assorbito}} - |Q_{\text{ceduto}}|}{Q_{\text{assorbito}}} < 1$

Rendimento di Carnot  $\rightarrow \eta = 1 - \frac{Q_{\text{ceduto}}}{Q_{\text{assorbito}}} \rightarrow \eta_c = 1 - \frac{T_2}{T_1}$

### Macchina termica

Dispositivo che trasforma in lavoro, il calore assorbito. Trasformazione chiusa o ciclo,  $\Delta U = 0$

$$Q_{\text{netto}} = L_{\text{netto}}$$

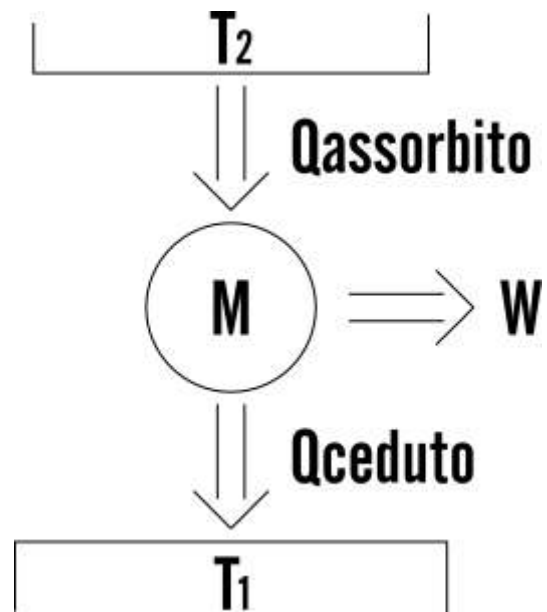
$$Q_{\text{netto}} = Q_{\text{assorbito}} - |Q_{\text{ceduto}}|$$

$$L_{\text{netto}} = L_{\text{fatto-dal-sistema}} - |L_{\text{subito-dal-sistema}}|$$

1° principio  $\rightarrow Q_1 = Q_2 + L$

Rendimento  $\rightarrow \eta = 1 - \frac{Q_{\text{ceduto}}}{Q_{\text{assorbito}}}$

Rendimento di Carnot  $\rightarrow \eta_c = 1 - \frac{T_2}{T_1}$



### Macchina frigorifera

Massimizzare il calore assorbito.

$$Q_{assorbito} > 0$$

$$Q_{ceduto} < 0$$

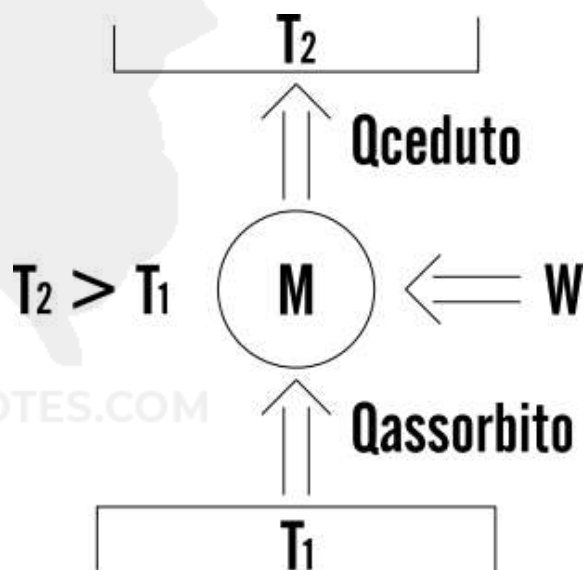
$$L < 0$$

$$1^{\circ} \text{ principio} \rightarrow Q_2 + L = Q_1$$

$$\text{Efficienza} \rightarrow \epsilon = \frac{Q_{assor}}{L} \rightarrow$$

$$\epsilon = \frac{Q_{assorbito}}{Q_{ceduto} - Q_{assorbito}}$$

$$\text{Efficienza di Carnot} \rightarrow \epsilon_c = \frac{T_1}{T_2 - T_1}$$



### Pompa di calore

Massimizzare il calore ceduto alla sorgente più calda.

$$\text{Efficienza} \rightarrow \epsilon_{pc} = \frac{Q_{ceduto}}{L}$$

$$\text{Efficienza di Carnot} \rightarrow \epsilon_{pc} = \frac{T_2}{T_2 - T_1}$$

$$\text{Entropia } dS = \frac{\delta Q_{reversibile}}{T} \left( \frac{J}{K} \right)$$

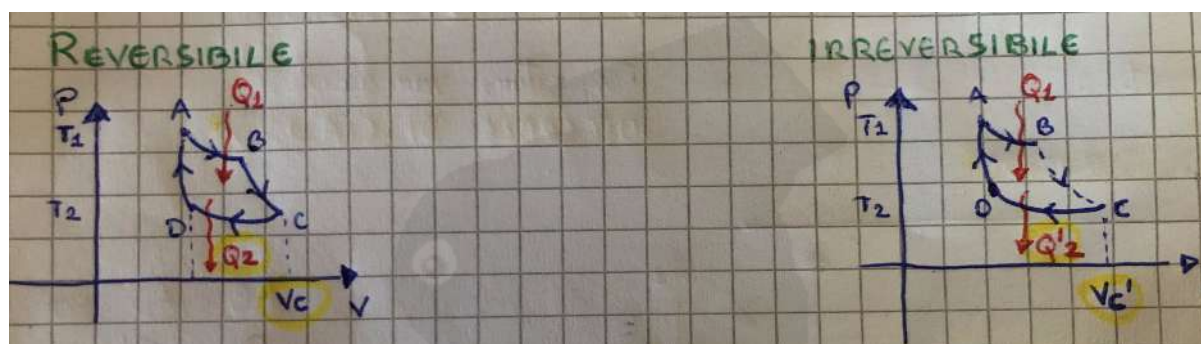
Espansione adiabatica libera (irreversibile) → il gas si espande senza compiere lavoro. Essendo adiabatica,  $Q = 0, L = 0, \Delta U = 0 \rightarrow nc_v \Delta T = 0, T = 0, T_i = T_f$

Per calcolare l'entropia quindi, devo utilizzare un'altra trasformazione, come per esempio l'isoterma, in quanto la temperatura è sempre costante.

$$dS = \frac{nRdV}{V} + \frac{nc_v dT}{T}$$

$$\Delta S_{A \rightarrow B} = nc_v \left[ \ln \left( \frac{T_B V_B^{\gamma-1}}{T_A V_A^{\gamma-1}} \right) \right]$$

É valido per tutte le trasformazioni → gas perfetto.



$$\eta_{reversibile} = 1 - \frac{|Q_2|}{Q_1}$$

$$\eta_{irreversibile} = 1 - \frac{|Q'_2|}{Q_1}$$

$$\eta_{irreversibile} < \eta_{reversibile} \rightarrow |Q'_2| > |Q_2|$$

## Legge accrescimento entropia

Reversibile →  $\Delta S_{universo} = \Delta S_{macchina} + \Delta S_{sorgenti} = 0$

Irreversibile →  $\Delta S_{universo} = \Delta S_{macchina} + \Delta S_{sorgenti} > 0$

Diseguaglianza di Clausius Sorgenti finite →  $\sum_{i=1}^N \frac{Q_i}{T_i} \leq 0 \rightarrow N = \text{numero sorgenti}$

Integrale di Clausius, sorgenti infinite →  $\int \frac{\delta Q}{T} \leq 0$  (temperatura variabile)

## Calcolo Entropia

- Processo in cui un solido o un liquido varia la sua T scambiando calore



$$\Delta S_{AB} = \int_{T_A}^{T_B} \frac{mcdt}{T} = mc * \ln \frac{T_B}{T_A}$$

- Passaggi di stato

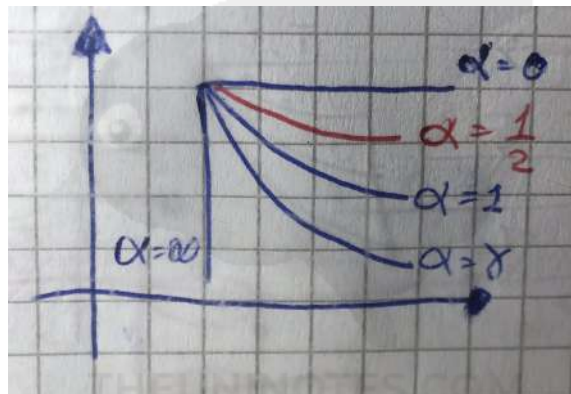
$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{m\lambda}{T}$$

- Gas perfetto

$$\Delta S_{AB} = nc_v \ln \left( \frac{P_B V_B^\gamma}{P_A V_A^\gamma} \right)$$

Se è un'adiabatica reversibile, l'argomento del logaritmo è 1 e quindi  $\Delta S = 0$

## Trasformazione politropica



$PV^\alpha = \text{costante}$       $C_\alpha = \frac{1}{n} \frac{\delta Q_\alpha}{T} \rightarrow$  al variare di  $\alpha$  ho diverse trasformazioni

- $\alpha = 0 \rightarrow P = \text{costante}$ : ISOBARA
- $\alpha = 1 \rightarrow T = \text{costante}$ : ISOTERMA
- $\alpha = \infty \rightarrow PV^\alpha = k \rightarrow V^\alpha = \frac{k}{P} \rightarrow V = \left(\frac{k}{P}\right)^{\frac{1}{\alpha}} \rightarrow V = \text{costante}$ : ISOCORA
- $\alpha = \gamma \rightarrow$  ADIABATICA