



# Termodinamica

## Indice:

- Calorimetro - Temperatura - Capacità termica - Calore specifico - Calore - Calore Latente;
- Definizioni termodinamica - Equilibrio termodinamico;
- Numero di Avogadro;
- Gas perfetti;
- Lavoro;
- Energia interna;
- Primo principio;
- Calori specifici molari dei gas;
- Secondo principio - macchina termica - macchina frigorifera - Carnot;
- Entropia - espansione adiabatica libera - variazione di entropia - legge accrescimento - Teorema di Clausius - calcolo entropia;
- Trasformazione politropica.

1 cal  $\rightarrow$  4186 J

$$m = V * \text{densità}$$

## 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  $1^\circ\text{C}$  la temperatura del corpo. **Unità di misura:**  $(\frac{\text{cal}}{^\circ\text{C}}; \frac{\text{J}}{\text{Kelvin}})$

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

$$C = cm$$

## Calore specifico

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

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

## Calore

**Equazione fondamentale della termologia** → calore → **quantità di calore** per far aumentare di  $1^\circ\text{C}$  la temperatura di una massa di 1g di  $\text{H}_2\text{O}$ . **Unità di misura:** (cal oppure Joule)

$$Q = mc\Delta T$$

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

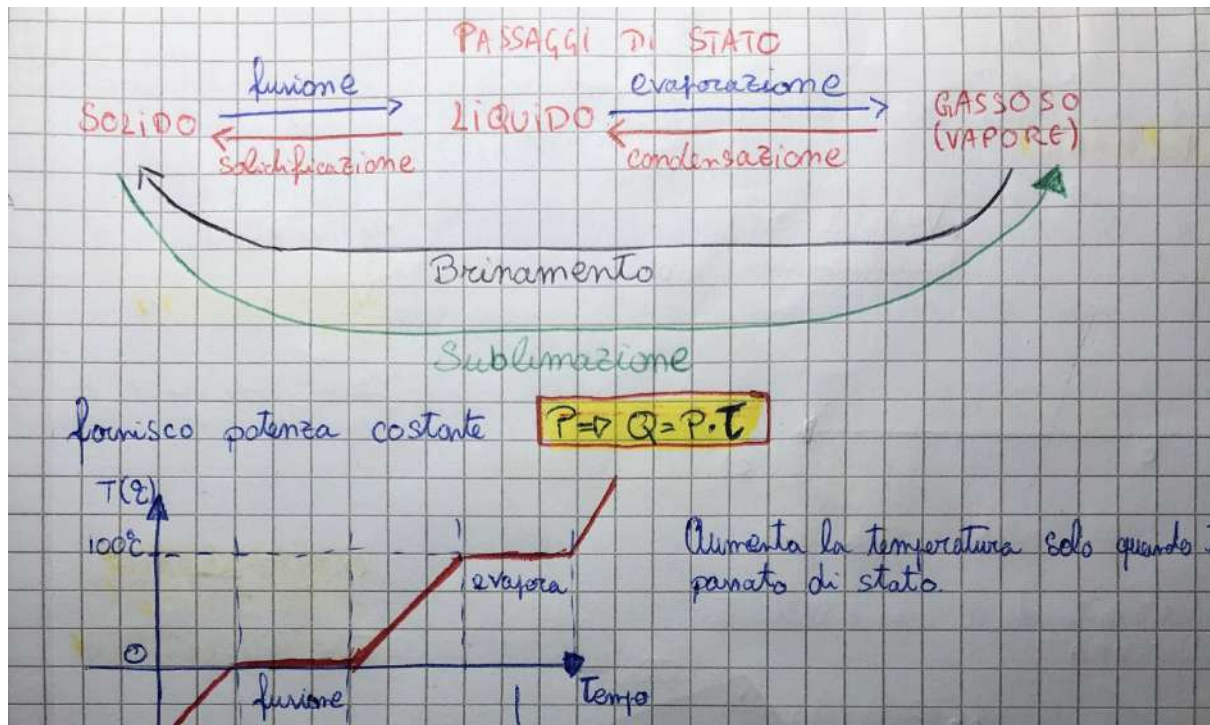
$$|Q_{ceduto}| = |Q_{assorbito}|$$

## 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:**  $(\frac{\text{J}}{\text{Kg}}, \frac{\text{cal}}{\text{g}})$

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

$$\lambda_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{79\text{cal}}{\text{g}} \quad \lambda_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{343\text{cal}}{\text{g}}$$



Potenza  $\rightarrow P = Q * tempo$

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

## Termodinamica

- Principio "zero"  $\rightarrow$  se A è in equilibrio termico con B e B è in equilibrio termico con C, allora A è in equilibrio termico con C.

Variabili di stato: (asse x) condizione di equilibrio in tutti i punti del sistema. (**Volume, pressione e temperatura**)

Funzioni di stato: (asse y)  $\rightarrow$  grandezze esprimibili in funzione delle variabili di stato. (**entropia**)



**Ambiente:** ciò che circonda il sistema, con il quale il sistema può scambiare qualcosa.

**Sistema:**

- isolato:** non scambia nulla (pareti adiabatiche)
- chiuso**  $\rightarrow$  scambia energia (gas in un recipiente)
- aperto**  $\rightarrow$  scambia materia ed energia (cellula corpo)

Gli scambi di **energia** sono sotto forma di **calore** o **lavoro (termodinamico)** → lavoro compiuto dalla pressione.

## Equilibrio termodinamico

### Termico

$$T_{\text{ sistema }} = T_{\text{ ambiente }}$$

Le due temperature sono uguali.

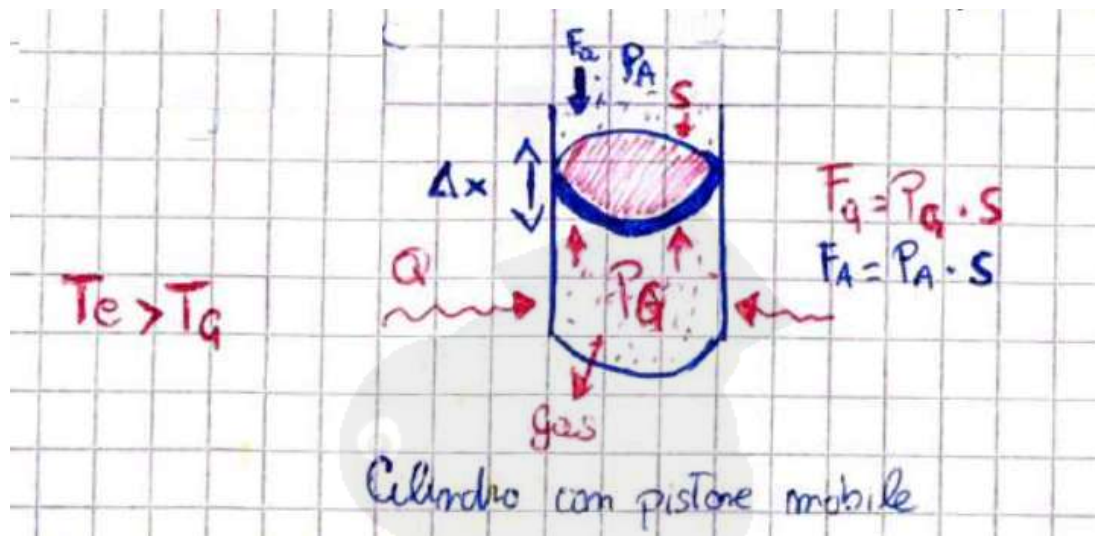
Se **NON** è presente equilibrio termico, c'è scambio di **calore**.

### Meccanico

$$P_{\text{ sistema }} = P_{\text{ ambiente }}$$

Le due pressioni sono uguali.

Se **NON** è presente equilibrio meccanico, c'è cambio di **lavoro**.



Se  $P_{\text{ gas }} \neq P_{\text{ atm }} \Rightarrow F_{\text{ netta }}$  sul pistone

Es:  $P_{\text{ gas }} > P_{\text{ atm }} \quad F_{\text{ gas }} = P_{\text{ gas }} s$

Lavoro gas:  $F_{\text{ gas }} \Delta x = P_{\text{ gas }} s \Delta x = P_{\text{ gas }} \Delta V \rightarrow$  Lavoro termodinamico (area sottesa al volume).

## Numero di Avogadro

Numero di particelle contenute in una **mole** → quantità di sostanza.

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

massa →  $m = M * n \rightarrow M =$  massa molecolare  $n =$  numero di moli

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

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

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

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

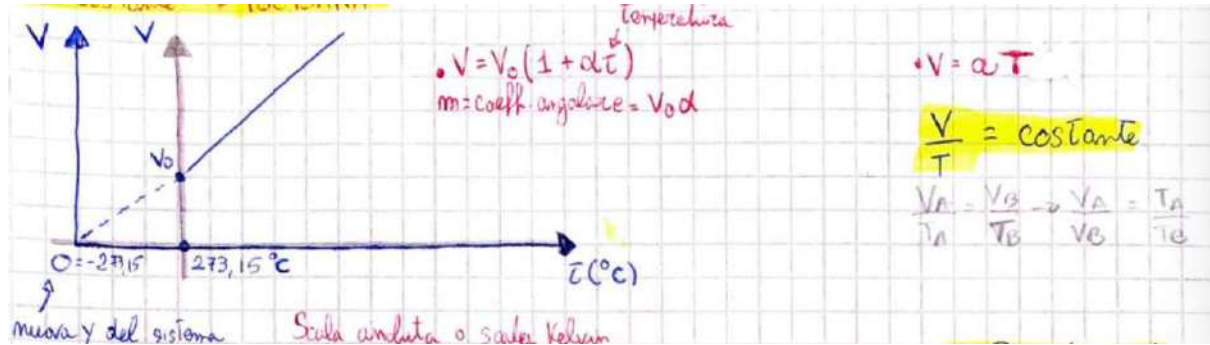
## Gas perfetti

Sistema fluido comprimibile. Sono **molecole puntiformi (dimensioni trascurabili)** rispetto al volume. Le interazioni fra le molecole sono **trascurabili**, si considerano solamente gli urti tra molecole e tra

molecole e pareti del recipiente (*urti elastici* → si conserva l' $E_k$  del sistema). Un gas perfetto è un qualsiasi gas a condizione che esso sia lontano dal punto di condensazione.

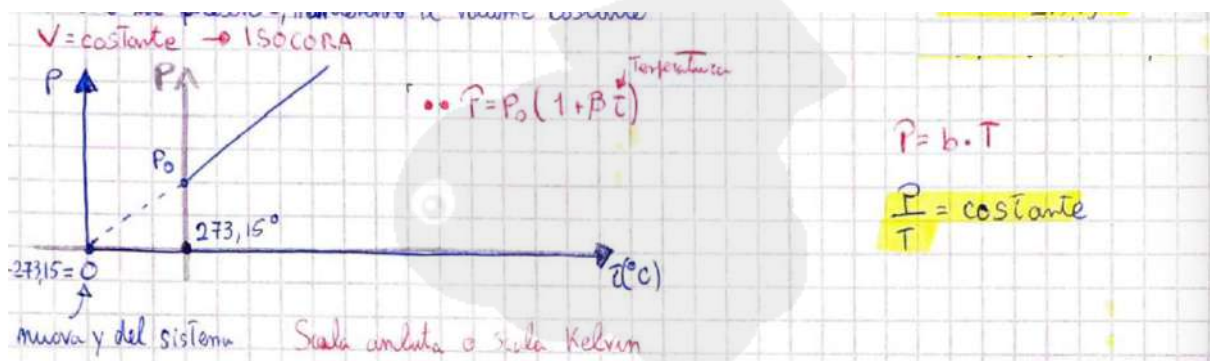
### Leggi dei gas: 1 Legge di Gay - Lussac

Variare il volume, mantenendo costante la pressione.  $P = \text{costante}$  → Isobara.



### 2 Legge di Gay - Lussac

Variare la pressione, mantenendo il volume costante



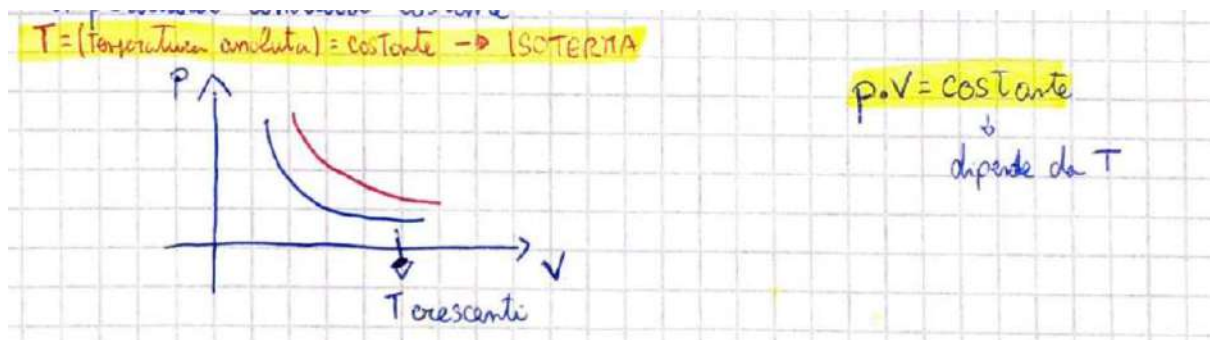
THEUNINOTES.COM

$$\alpha = \beta = \frac{1}{273,15} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

### 3 Legge dei gas → legge di Boyle

Temperatura assoluta costante



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

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

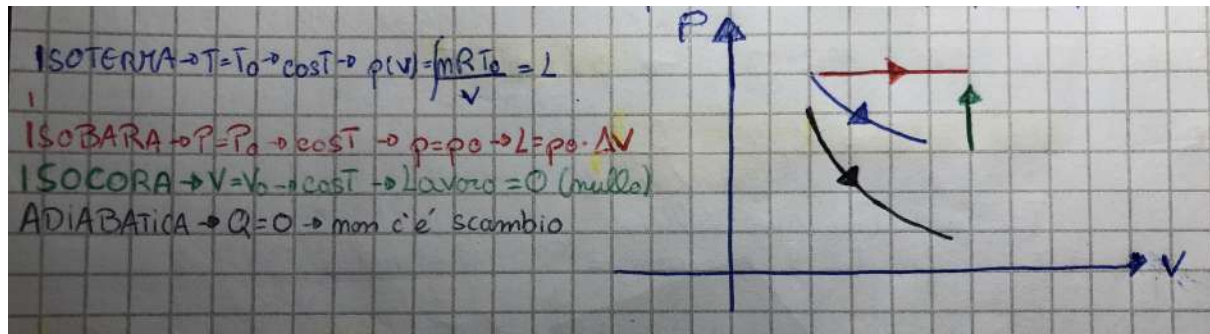
Variabile estensiva  $\rightarrow$  asse x  $\rightarrow$  Volume

Variabile inestensiva  $\rightarrow$  pressione, Temperatura, densità

Trasformazione  $\rightarrow$  processo che permette di passare dallo stato di equilibrio A, allo stato di equilibrio B.

Trasformazione quasi statica  $\rightarrow$  pressione e volume variano lentamente.

Trasformazioni irreversibili  $\rightarrow$  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 =  $nRT_0 * \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right) = Q$

## Convenzioni

$Q > 0$  calore assorbito (temperatura positiva)

$Q < 0$  calore ceduto (temperatura negativa)

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

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

## Energia interna

Nei gas perfetti l'energia potenziale è trascurata. La somma delle energie cinetiche delle particelle sarà l'energia interna.

$$U = \sum_{i=1}^n \frac{1}{2} m v_i^2 \rightarrow \text{gas perfetto}$$

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

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

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

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

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

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

$$U = nc_v T$$

**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  $\rightarrow V = \text{cost}, L = 0, \Delta U = Q, Q_v = nc_v T$

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

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

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

### Volume costante

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

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

gas poliatomico  $\rightarrow c_v = 3R$

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

▼ Dimostrazione Mayer

$$\delta Q_p = dU + \delta L \Rightarrow \delta Q_p = nc_v dT + p dV$$

da  $pV = nRT$   
differenziale dell'eq.  
 $b = 0$   
 $p dV + \cancel{V dp} = nR dT$   
FO

$$\delta Q_p = nc_v dT + nR dT$$
$$\delta Q_p = n(c_v + R) dT = nc_p dt$$

$$c_p = c_v + R$$

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

$\gamma > 1$

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

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

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

#### ▼ Dimostrazione

Dal primo principio  $\delta Q = 0 \rightarrow dU = -\delta L$

Esplicito:  $nc_v dt = -pdV$

uso  $pV = nRT$  per "ridurre" le variabili  $\rightarrow p = \frac{nRT}{V}$

$$nc_v dT = -n \frac{RT}{V} dV$$

Separo le variabili:  $\frac{c_v dT}{T} = -R \frac{dV}{V}$

Integro tra stato iniziale e stato finale:

$$c_v \int_{T_0}^T \frac{dT}{T} = -R \int_{V_0}^V \frac{dV}{V} \Rightarrow c_v \ln\left(\frac{T}{T_0}\right) = -R \ln\left(\frac{V}{V_0}\right)$$

$$\ln\left(\frac{T}{T_0}\right)^{c_v} + \ln\left(\frac{V}{V_0}\right)^R = 0 \Rightarrow \ln\left[\left(\frac{T}{T_0}\right)^{c_v} \left(\frac{V}{V_0}\right)^R\right] = 0$$

Se il log = 0, allora l'argomento del log = 1

$$\left(\frac{T}{T_0}\right)^{c_v} \left(\frac{V}{V_0}\right)^R = 1$$

$$\text{Elevo a } \frac{1}{c_v} \rightarrow \left(\frac{T}{T_0}\right) \left(\frac{V}{V_0}\right)^{\frac{R}{c_v}} = 1$$

$$TV^{\frac{R}{c_v}} = T_0 V_0^{\frac{R}{c_v}} \rightarrow \text{valore numerico}$$

$$TV^{\frac{R}{c_v}} = \text{costante}$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{costante} \quad \gamma = \frac{c_p}{c_v}$$

Oppure, se pongo  $T = \frac{pV}{nR} \rightarrow \frac{pV}{nR} V^{\gamma-1}$

$$PV^\gamma = \text{costante}$$



## Secondo principio termodinamica

Irraggiungibilità dello 0 assoluto =  $-273,15K$

### Enunciato di Kelvin

Non è possibile avere un dispositivo che operi in modo ciclico (*macchina termica*), trasformando tutto il calore estratto da una sorgente, in lavoro.

Non è possibile avere un dispositivo macchina termica, che funzioni scambiando calore con una sola sorgente.

### Enunciato di Clausius

Non è possibile avere come **unico** risultato di una trasformazione, il passaggio da una sorgente a temperatura  $T_1$  più fredda a una sorgente a temperatura  $T_2$  più calda, spontaneamente.

### Ciclo termodinamico

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

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

### Macchina termica

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

$$Q_{netto} = L_{netto}$$

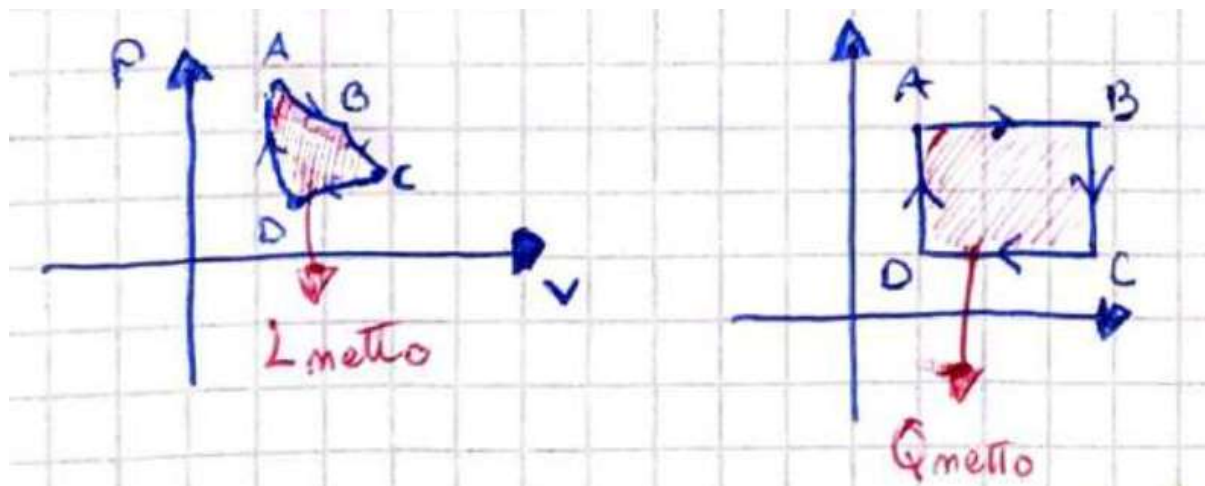
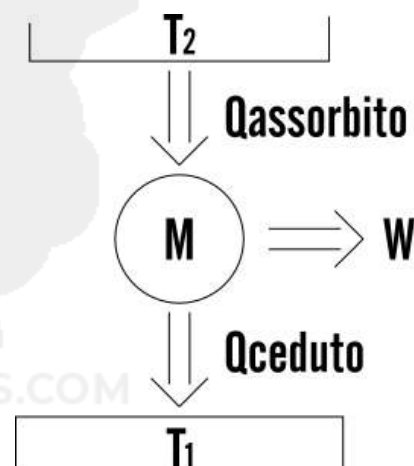
$$Q_{netto} = Q_{assorbito} - |Q_{ceduto}|$$

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

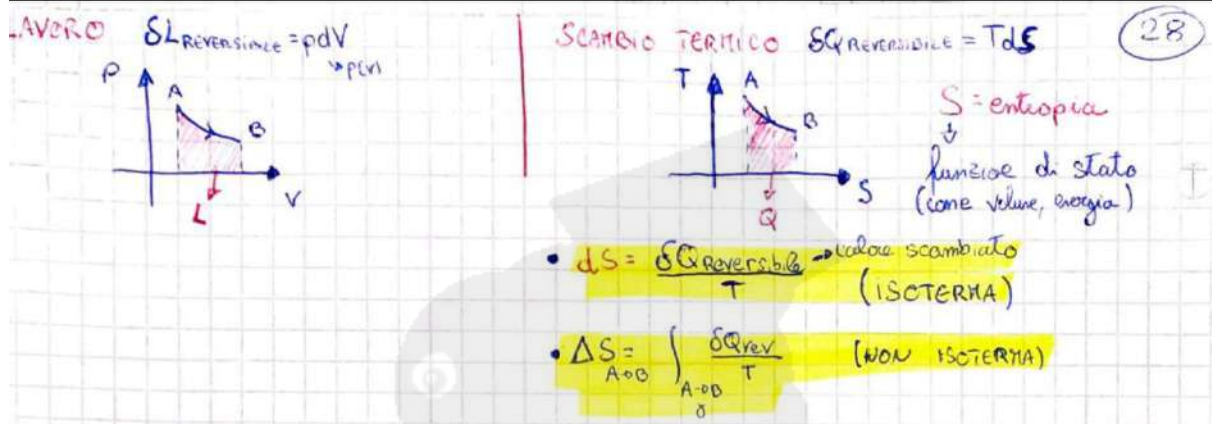
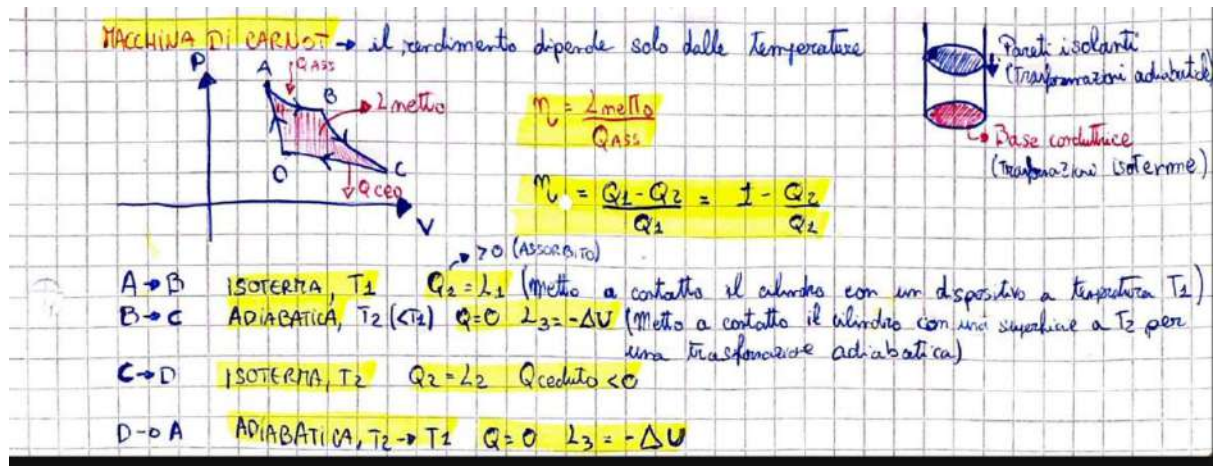
1° principio  $\rightarrow Q_1 = Q_2 + L$

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

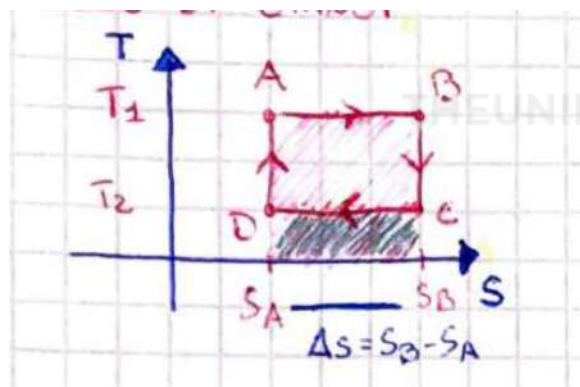
Rendimento di Carnot  $\rightarrow \eta_c = 1 - \frac{T_2}{T_1}$



## Macchina di Carnot



## Ciclo di Carnot



Una trasformazione adiabatica reversibile è detta anche **isoentropica**:  $\Delta S = 0$

$$dS = \frac{\delta Q_{\text{REV}}}{T}$$

$$Q_{\text{ass}} = Q_1 = Q_{A \rightarrow B} = T_1 \Delta S$$

$$Q_{\text{ced}} = Q_2 = Q_{C \rightarrow D} = T_2 \Delta S$$

A → B isoterma

B → C isoentropica

C → D isoterma

D → A isoentropica

$$\eta = 1 - \left| \frac{Q_2}{Q_1} \right| = 1 - \left| \frac{T_2 \Delta S}{T_1 \Delta S} \right| \Rightarrow \eta_c = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

## Macchina frigorifera

Massimizzare il calore assorbito.

$$Q_{\text{assorbito}} > 0$$

$$Q_{ceduto} < 0$$

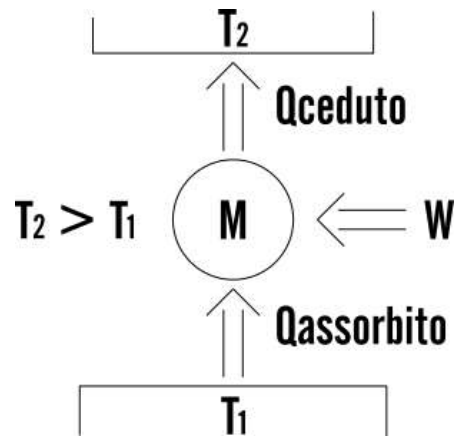
$$L < 0$$

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

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

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

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

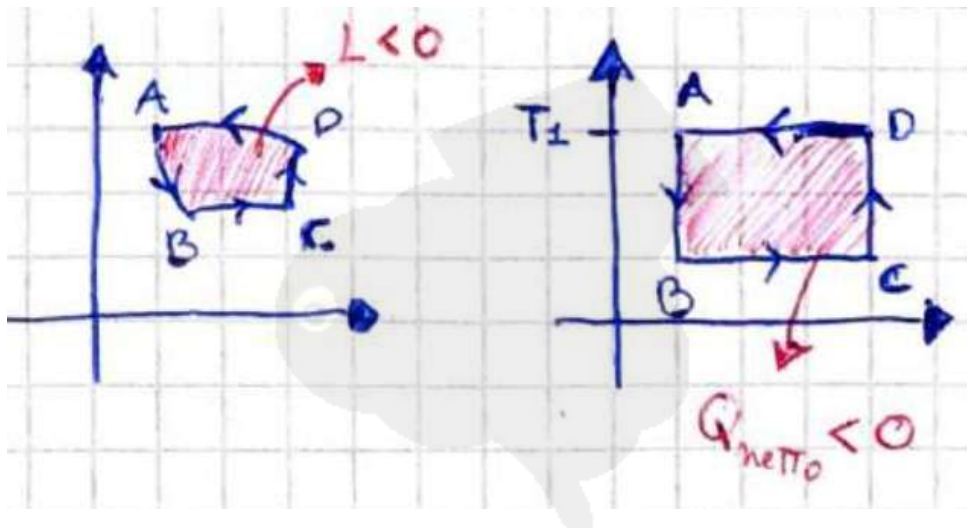


### Pompa di calore

Massimizzare il calore ceduto alla sorgente più calda.

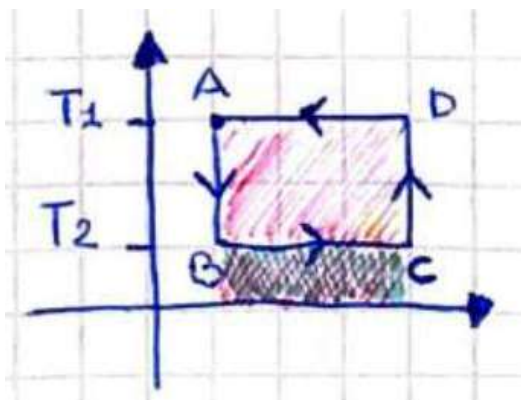
$$\text{Efficienza} \rightarrow \epsilon_{pc} = \frac{Q_{ceduto}}{L}$$

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



### Ciclo Frigorifero di Carnot

THEUNINOTES.COM

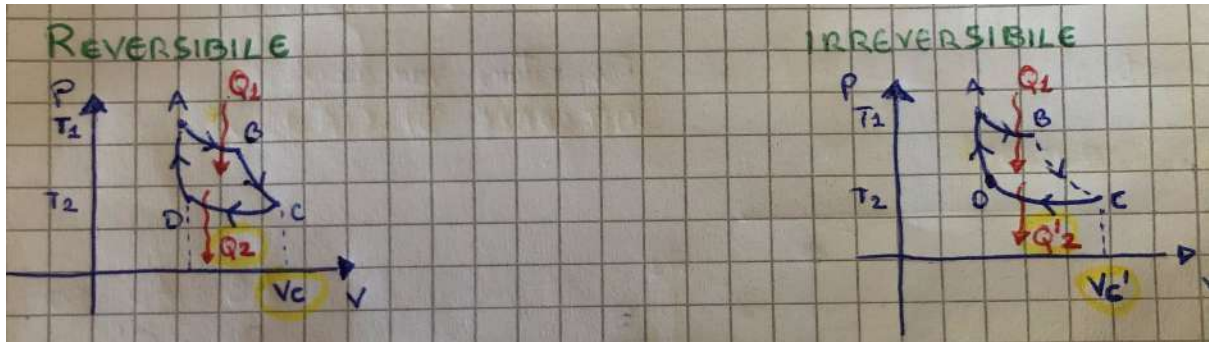


$$Q_{ced} = Q_{D \rightarrow A} = Q_1 (< 0)$$

$$Q_{ass} = Q_{B \rightarrow C} = Q_2 (> 0)$$

$$\epsilon_c = \frac{Q_2}{L} \rightarrow \epsilon_c = \frac{Q_2}{Q_1 - Q_2} \Rightarrow \epsilon_c = \frac{T_2 \Delta S}{T_1 \Delta S} \Rightarrow \epsilon_c$$

### Ciclo di Carnot



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

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

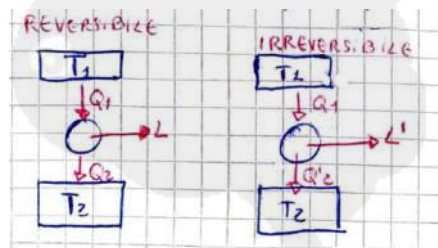
$$\eta_{\text{irreversibile}} < \eta_{\text{reversibile}} \rightarrow |Q'_2| > |Q_2|$$

### Teorema di Carnot

il teorema di Carnot afferma che qualunque macchina termica tra 2 sorgenti ha un  $\eta$  (rendimento) sempre inferiore a  $\eta_{\text{carnot}}$  reversibile fra le stesse temperature.

$$\eta_{\text{irreversibile}} < \eta_{\text{reversibile}}$$

$$1 - \frac{|Q'_2|}{Q_1} < 1 - \frac{|Q_2|}{Q_1} \Rightarrow |Q'_2| > |Q_2|$$



### Entropia ( $\frac{J}{K}$ )

É la misura della concentrazione dell'energia. Se l'energia è **concentrata**, il valore è basso. Se l'energia si **distribuisce**, il valore aumenta.

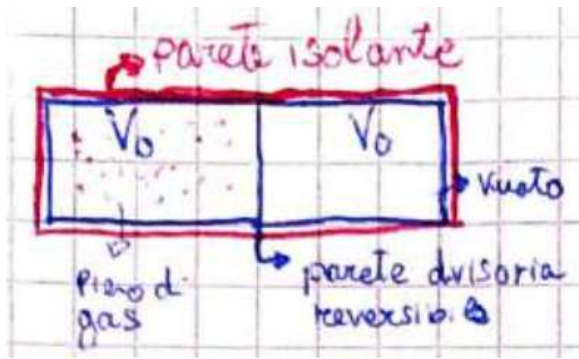
$$dS = \frac{\delta Q_{\text{reversibile}}}{T}$$

### 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.



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

▼ Dimostrazione

$$dS = \frac{\delta Q_{rev}}{T} = \frac{\delta L + dU}{T}$$

Per il primo principio  $\delta Q_{rev} = \delta L + dU$ . A sua volta  $\delta L = pdV$

$$\frac{pdV + dU}{T} = \frac{nRTdV}{TV} + \frac{nc_v dT}{T}$$

Essendo un gas perfetto,  $dU = nc_v dT$

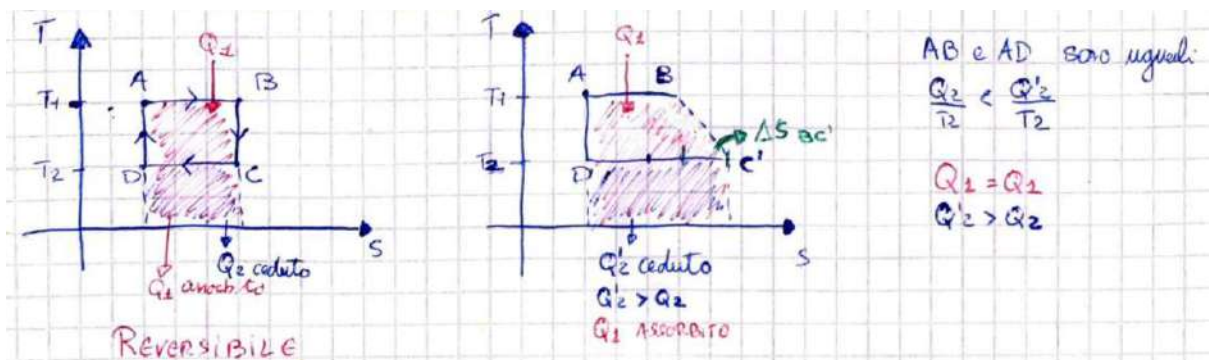
$$\frac{nRdV}{V} + \frac{nc_v dT}{T}$$

### Variatione di entropia gas perfetto

È un indice del grado di irreversibilità di una trasformazione. Più  $\Delta S$  è maggiore, più è irreversibile.

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

È valido per tutte le trasformazioni → gas perfetto.



▼ Dimostrazione

$$\Delta S = \int_{SA}^{SB} ds = nR \int_{VA}^{VB} \frac{dV}{V} + nc_v \int_{TA}^{TB} \frac{dT}{T} \Rightarrow$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow nR \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right) + n c_v \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right) &= n c_v \left[ \frac{R}{c_v} \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right) + \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right) \right] \\ &\Rightarrow n c_v \left[ \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right)^{\gamma-1} + \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right) \right] \\ &\Rightarrow \Delta S_{A \rightarrow B} = n c_v \left[ \ln\left(\frac{T_B V_B^{\gamma-1}}{T_A V_A^{\gamma-1}}\right) \right] \end{aligned}$$

## Legge accrescimento entropia

Reversibile  $\rightarrow \Delta S_{universo} = \Delta S_{macchina} + \Delta S_{sorgenti} \Rightarrow \Delta S_u = 0 + \frac{|Q_2|}{T_2} - \frac{|Q_1|}{T_1} = 0$

Irreversibile  $\rightarrow \Delta S_{universo} = \Delta S_{macchina} + \Delta S_{sorgenti} = 0 + \frac{|Q'_2|}{T_2} - \frac{|Q_1|}{T_1} > 0$

Perché  $Q'_2 > Q_2 \rightarrow \frac{|Q_2|}{T_2} < \frac{|Q'_2|}{T_2}$

## Teorema di Clausius

Per un ciclo chiuso in cui venga scambiato calore con un numero finito di sorgenti

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

Per un ciclo chiuso in cui venga scambiato calore con un numero infinito di sorgenti

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

$$\frac{Q_2}{T_2} = \frac{|Q_1|}{T_1} \rightarrow \text{macchina reversibile}$$

## Calcolo Entropia

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

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

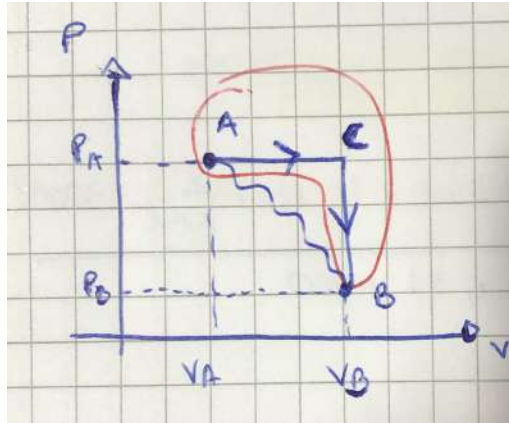
- Passaggi di stato

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

- Gas perfetto

▼ Dimostrazione

$$\begin{aligned} \Delta S_{AB} &= \Delta S_{AC} + \Delta S_{CB} \Rightarrow \\ \Delta S_{AC} &= \int_{T_A}^{T_C} \frac{n c_p dt}{T} + \Delta S_{CB} = \int_{T_C}^{T_B} \frac{n c_v dt}{T} \\ \Delta S_{AB} &= n c_p \ln\left(\frac{T_C}{T_A}\right) + n c_v \ln\left(\frac{T_B}{T_C}\right) = n \left[ \ln\left(\frac{p_C V_C}{p_A V_A} \frac{nR}{nR}\right)^{c_p} + \ln\left(\frac{p_B V_B}{p_A V_A}\right)^{c_v} \right] \\ &= n c_v \left( \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right)^\gamma + \ln\left(\frac{p_B}{p_A}\right)^{c_v} \right) = n c_v \ln\left(\frac{V_B^\gamma p_B}{V_A^\gamma p_A}\right) \end{aligned}$$



$$T_A = \frac{P_A V_A}{nR}; T_B = \frac{P_B V_B}{nR}; T_C = \frac{P_C V_C}{nR} = \frac{P_A V_B}{nR}$$

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

#### ▼ Trasformazioni

- Isoterma reversibile:  $Q = L, \Delta U = 0$

$$\Delta S = \int \frac{Q}{T_0} = \frac{1}{T} \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT_0}{V} dV = nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

- Isobara reversibile:  $Q = n c_p \Delta T$

$$\Delta S_{A \rightarrow C} = \int_{T_A}^{T_C} \frac{n c_p \Delta T}{T} dt = n c_p \ln\left(\frac{T_C}{T_A}\right)$$

- Isocora reversibile:  $Q = n c_v \Delta T$

$$\Delta S_{A \rightarrow D} = \int_{T_A}^{T_D} \frac{n c_v \Delta T}{T} = n c_v \ln\left(\frac{T_D}{T_A}\right)$$

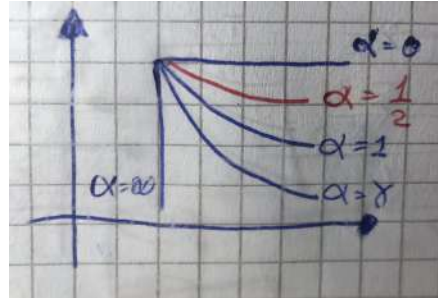
- Se è un'adiabatica reversibile, l'argomento del logaritmo è 1 e quindi  $\Delta S = 0$

### Variazione di entropia di una sorgente di calore

Per definizione una sorgente di calore non varia la sua temperatura sia che riceva o che ceda calore. Quindi una sorgente di calore che ceda calore diminuisce la sua entropia e la variazione è data dal calore ceduto diviso la sua temperatura termodinamica. Mentre se assorbe calore la sua entropia aumenta del calore ceduto diviso la sua temperatura termodinamica. Notare come a causa della definizione di calore in termodinamica se un sistema acquista calore da una sorgente aumenta la sua entropia, ma contemporaneamente la sorgente diminuisce la sua entropia: poiché il calore passa spontaneamente dalle sorgenti a temperatura più calda a quelle a temperatura più fredda, a meno che la temperatura della sorgente e del sistema non differiscano per un infinitesimo, la diminuzione di entropia della sorgente è sempre inferiore all'aumento del corpo a temperatura più bassa quindi l'entropia totale aumenta. Analogamente se il sistema perde calore verso una sorgente a temperatura più fredda in questo caso l'aumento di entropia della sorgente è sempre maggiore della diminuzione di entropia del sistema a contatto termico, a meno che la temperatura della sorgente e del sistema non

differiscono per un infinitesimo. Quindi nelle trasformazioni irreversibili tra oggetti con temperatura macroscopicamente differente si ha sempre un aumento dell'entropia totale del sistema.

## Trasformazione politropica



$PV^\alpha = \text{costante}$       $C_\alpha = \frac{1}{n} \frac{\delta Q_\alpha}{T}$  → 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

THEUNINOTES.COM