



Formulario 1° e 2° principio e gas ideali

Unità di misura

Macchine termodinamiche

1° principio Serbatoi di energia termica

1° principio Ciclo termodinamico

2° principio della termodinamica

Il principio dell'aumento di S

La generazione di entropia per irreversibilità

Bilancio di entropia

2° principio Sistema chiuso

2° principio: sistema aperto

2° principio: cicli termodinamici

1° e 2° principio Calore, lavoro ed entropia

Sistema chiuso

Sistema aperto

Gas ideali: Le equazioni di stato

Unità di misura

Calore specifico

Equazione di stato dei gas ideali

Formule fondamentali

Gas ideali: Trasformazioni politropiche

Formula generale per le politropiche

Indice della politropica

Tipologie di trasformazioni politropiche

Trasformazione isobara ($P = cost$)

Sistema chiuso

Sistema aperto

Dispositivo: scambiatore di calore

Trasformazione isocora ($v = cost$)

Sistema chiuso

Sistema aperto

Trasformazione isoentropica ($s = cost$) → adiabatica

Sistema chiuso

Sistema aperto

Variazione entropia

Trasformazione isoterma ($T = cost$)

Sistema chiuso

Sistema aperto

Variazione entropia

Unità di misura

- **Intensive:** (indipendenti dalle dimensioni del sistema) *(si indicano con la lettera maiuscola)*

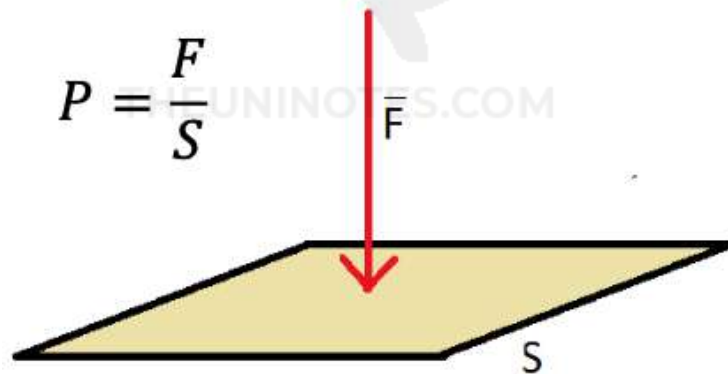
▼ **T**, temperatura [K] → *potenziale di interazione termica, indicativo dell'energia interna di un corpo:*

- Scala termodinamica assoluta **Kelvin [K]**
 - *unico punto di riferimento:* temperatura del punto triplo dell'acqua (273.15 K)
- Scala **Celsius [°C]** (o centigrada): due punti fissi
 - temperatura di solidificazione dell'acqua a pressione atmosferica (0°C)
 - temperatura di ebollizione dell'acqua a pressione atmosferica (100°C)

	K
K	273.15
°C	0

▼ **P**, pressione [Pa] → *potenziale di interazione meccanica, modulo della forza normale alla superficie per unità di superficie*

- 1 Pascal [Pa] = 1 N/m²



Pressione esercitata da una forza di 1 N applicata perpendicolarmente su una superficie di 1 m².

	Pa
Pa	1
bar	10^5
atm	101325

- **Estensive:** (dipendenti dalla dimensione del sistema) *(si indicano con la lettera maiuscola)*

Se una grandezza è estensiva, esiste la sua forma specifica

▼ **M**, massa [Kg] → resistenza all'accelerazione di un corpo

▼ **N**, numero di moli [mol] → numero di moli (quantità di materia), quantità di sostanza

- composta da 6.022×10^{23} atomi (numero di Avogadro)

▼ **V**, volume [m^3] → volume del sistema/corpo, spazio occupato da un corpo

- **Massa molare** [Kg/mol]: $M_m = \frac{M}{N}$

Ossigeno gas (O_2) 32 kg/kmol
 Azoto gas (N_2) 28 kg/kmol
 Acqua (H_2O) 18 kg/kmol
 Elio (He) 4 kg/kmol
 Idrogeno gas (H_2) 2 kg/kmol

- **Volume specifico** [m^3/Kg]: $v = \frac{V}{M}$
- **Densità** [kg/m^3]: $\rho = \frac{M}{V} = \frac{1}{v}$

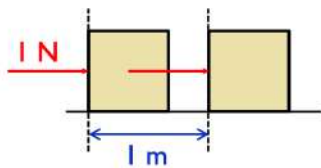
Acqua:
 $v = 0.001 \text{ m}^3/\text{kg}$
 $\rho = 1000 \text{ kg/m}^3$

▼ **E**, energia [J] → proprietà che racchiude la somma di diversi contributi

$$E = E_c + E_p + U = \frac{1}{2} M w^2 + M g z + M u$$

- E_c , cinetica → associata a velocità macroscopica del sistema, alla **velocità del corpo (w)**;
- E_p , potenziale → associata a posizione nel campo gravitazionale, alla **quota geodetica (z)**;
- U , interna → energia cinetica dei costituenti microscopici della materia (energia cinetica e di interazione/legami delle molecole).

1 Joule [J] = 1 Nm (Newton * metro) → lavoro compiuto da una forza di 1 N quando il suo punto di applicazione si sposta di 1 m nel verso della forza stessa



	J
J	1
cal	4.186
Wh	3600

Wh → Wattora

- **Estensive Specifiche**: estensive divise per la massa **M** o per il numero di moli **N** (massiche o molari) (si indicano con la lettera minuscola)

▼ **v**, volume specifico [m^3 / Kg]

$$v = \frac{V}{M} = \frac{1}{\rho}$$

▼ **u**, energia interna specifica [J/Kg]

$$e = \frac{E}{M} = e_c + e_p + u = \frac{w^2}{2} + gz + u$$

Si divide la grandezza per la Massa (massiche)

Si divide la grandezza per il numero di moli (molari)

- **Calore (Q)**: Scambio di energia attraverso il contorno del sistema in virtù di differenze di temperatura [J].
- **Lavoro (L)**: Scambio di energia attraverso il contorno in conseguenza di una forza il cui punto di applicazione si sposta [J].

Sono **funzioni di linea**, NON sono funzioni di stato: entità dipende dal percorso seguito durante la trasformazione.

- **Potenza meccanica/termica ($\dot{L}, \dot{Q}$)**

É l'energia (lavoro, calore) scambiata nell'unità di tempo [W]

$$\dot{L} = \frac{dL}{dt} \quad \dot{Q} = \frac{dQ}{dt}$$

- 1 Watt [**W**] = 1 **J/s** → potenza di un sistema che produce 1 Joule in 1 secondo

	W
W	1
kcal/h	1.162

$$Q_{in}[J] = \int T * dS = M \int T ds$$

Grandezze utili: w = velocità, **Sezione** = sezione del condotto

- Portata massica: $\dot{m}[\frac{Kg}{s}] = \rho \cdot w \cdot Sezione \rightarrow$ quantità di massa che entra o esce
- Portata volumetrica: $\dot{V}[\frac{m^3}{s}] = \frac{\dot{m}}{\rho} = w \cdot Sezione \rightarrow$ quantità di volume che entra o esce

- **Entalpia** → H

Funzione di stato.

- Forma integrale: $H[J] = U + PV$
- Forma specifica: $h[\frac{J}{Kg}] = \frac{H}{M} = u + Pv$

Forma potenza [W] $\dot{Q}_{in} + \dot{L}_{in} = \dot{m}(h_{out} - h_{in})$

Forma integrale [J] $Q_{in} + L_{in} = H_{out} - H_{in} = \Delta H$

Forma specifica [$\frac{J}{Kg}$] $q_{in} + l_{in} = h_{out} - h_{in} = \Delta h$

- **Entropia** [$\frac{J}{K}$]

è una funzione di stato, è una variabile estensiva → dipende dalla dimensione del sistema.

→ in generale, l'entropia si genera, non si conserva

$S \rightarrow$ entropia

$s \rightarrow$ entropia specifica [$\frac{J}{KgK}$]

$$dS = \frac{\delta Q_{in}}{T} \rightarrow \Delta S = (S_1 - S_0) = \int_{t_0}^{t_1} \frac{\delta Q_{in}}{T}$$

Il valore 0 dell'entropia corrisponde al riferimento, non al valore assoluto in sé.

Macchine termodinamiche

1° principio Serbatoi di energia termica

Sistemi chiusi che eseguono una trasformazione internamente reversibile (**TIR**)

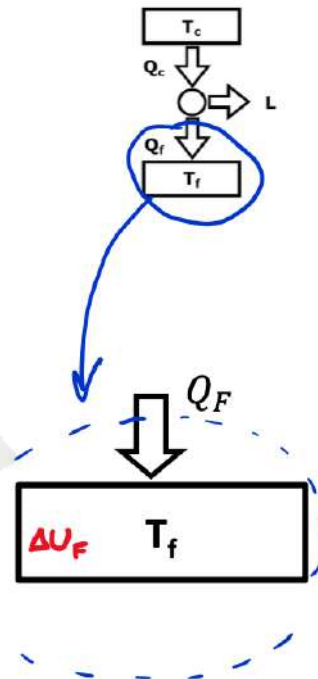
= temperatura omogenea e unica al suo interno.

Esempio: bilancio 1° principio su **pozzo freddo** T_f (in termini di potenza $[W] = [J \cdot s] \rightarrow$ scambio termico che avviene ogni secondo:

Termine di accumulo: $M \cdot \frac{dU}{dt}$

$$\sum \dot{m}_in e_in + \sum \dot{E}_in - \sum \dot{m}_out e_out - \sum \dot{E}_out = \frac{d(M \cdot e)}{dt}$$

Handwritten notes: $M \cdot \frac{du}{dt}$ (red), $\dot{Q}_F$ (red), and red arrows pointing to the terms in the equation.



Bilancio potenza: $\dot{Q}_F (= \dot{Q}_{in}) = \frac{dU_F}{dt}$

Bilancio energia: $Q_F (= Q_{in}) = \Delta U_F$

Calore ceduto da sorgente calda: $Q_c = -\Delta U_c$

1° principio Ciclo termodinamico

Sistema chiuso che esegue un processo composto da una **serie di trasformazioni** operanti in serie, a formare una unica trasformazione ciclica (*stato iniziale = stato finale*).

Gli scambi sono funzioni di linea e non di stato.

Hp: regime stazionario. Non accumula energia!

Esempio: bilancio 1° principio (in termini di potenza):

$$\sum \dot{n}_{in} e_{in} + \sum \dot{E}_{in} - \sum \dot{n}_{out} e_{out} - \sum \dot{E}_{out} = \frac{d(M \cdot e)}{dt}$$

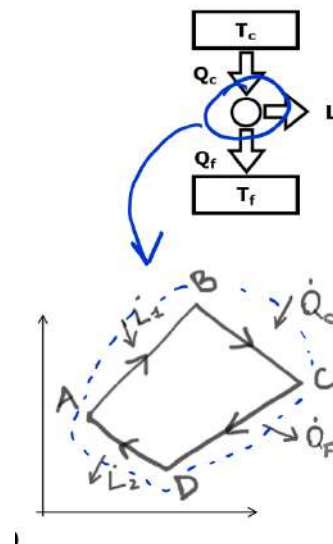
$$\sum \dot{E}_{in} = \sum \dot{E}_{out} \rightarrow \text{Stato iniziale} = \text{Stato finale}$$

Non accumula energia!

Esempio: $A \rightarrow B \rightarrow C \rightarrow D \rightarrow A$

Bilancio potenza: $\dot{L}_1 + \dot{Q}_c - \dot{L}_2 - Q_f = 0$

Bilancio energia: $L_1 + Q_c - L_2 - Q_f = 0$



2° principio della termodinamica

Se un processo è spontaneo o meno, ma anche "quanto reversibile sia".

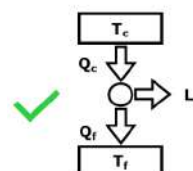
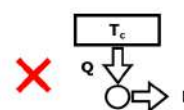
Enunciato di Kelvin: É impossibile realizzare una macchina il cui **unico** risultato preveda che **tutto** il calore assorbito da una sorgente omogenea sia interamente trasformato in lavoro. Cioè $\eta < 100\%$

Bilancio del 1° principio sulla macchina ciclica →

Macchina motrice: $Q_c = L + Q_f$



La **macchina motrice** ha lo scopo di produrre del lavoro.

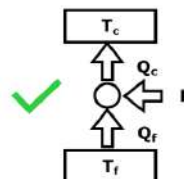
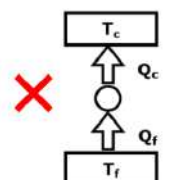


Enunciato di Clausius: É **impossibile** realizzare una macchina il cui **unico** risultato sia quello di trasferire calore da un corpo più freddo a uno più caldo.

Macchina frigorifera o pompa di calore: $Q_f + L = Q_c$



Macchina operatrice: non ha l'obiettivo di produrre lavoro, bensì quello di scambiare energia.



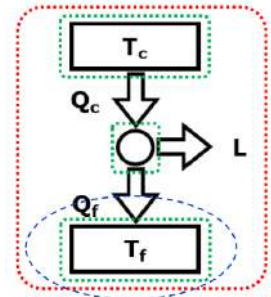
Il principio dell'aumento di S

Permette di stabilire spontaneità, reversibilità o impossibilità dei processi.

In un **sistema isolato** la variazione di entropia è sempre positiva, o al limite nulla.

$$\Delta S_{tot} \geq 0$$

La variazione di entropia di ciascun sottosistema può essere negativa, positiva o nulla.



Esempio: variazione di entropia del pozzo

$$\Delta S_F = \int \frac{\delta Q_F}{T_F} = \frac{1}{T_F} \int \delta Q_f = + \frac{Q_F}{T_F}$$

La T_F è portata fuori perché è costante

$$\Delta S_F > 0 \quad \Delta S_C < 0 \quad \Delta S_{ciclo} = 0$$

Se il calore è in ingresso, l'entropia ΔS_F aumenta.

Se il calore è in uscita, l'entropia ΔS_C diminuisce.

$$\Delta S_C = - \frac{\delta Q_c}{T_c} \rightarrow \text{calore è in uscita, segno negativo}$$

Regime stazionario $\rightarrow$ non accumula energia, parte da uno stato e ritorna allo stesso stato, $\Delta S_{ciclo} = 0$ poiché l'entropia è una funzione di stato

▼ Esempio sorgente calda e pozzo freddo:

Il principio dell'aumento di S

Caso Spontaneo

Variazione di entropia (es: sorgente calda e pozzo freddo)

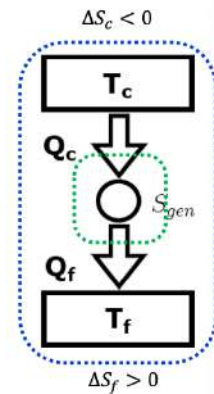
$$\Delta S_{tot} = \Delta S_C + \Delta S_F + \Delta S_{macch.}$$

$$\left| \begin{array}{l} \Delta S_C = -\frac{Q_c}{T_c} \quad \Delta S_F = \frac{Q_f}{T_f} \\ \Delta S_{macch.} = 0 \end{array} \right.$$

Bilancio di I principio (sulla macchina)

$$Q_C = Q_F = Q$$

$$\Delta S_{tot} = \frac{Q}{T_F} - \frac{Q}{T_C}$$



$$\begin{array}{l} T_C > T_F \\ |\Delta S_C| < |\Delta S_F| \end{array} \rightarrow \Delta S_{tot} > 0$$

possibile ✓

▼ Esempio pozzo caldo e sorgente fredda:

Il principio dell'aumento di S

Caso non spontaneo (Non Clausius)

Variazione di entropia (es: pozzo caldo e sorgente fredda)

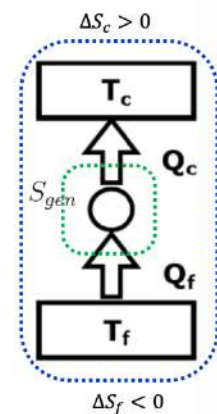
$$\Delta S_{tot} = \Delta S_C + \Delta S_F + \Delta S_{macch.}$$

$$\left| \begin{array}{l} \Delta S_C = \frac{Q_c}{T_c} \quad \Delta S_F = -\frac{Q_f}{T_f} \\ \Delta S_{macch.} = 0 \end{array} \right.$$

Bilancio di I principio (sulla macchina)

$$Q_C = Q_F = Q$$

$$\Delta S_{tot} = \frac{Q}{T_C} - \frac{Q}{T_F}$$



$$\begin{array}{l} T_C > T_F \\ |\Delta S_C| < |\Delta S_F| \end{array} \rightarrow \Delta S_{tot} < 0$$

impossibile ✗
Perché il sistema è isolato

▼ Esempio sorgente e pozzo alla stessa T

Il principio dell'aumento di S

Caso Reversibile

Variazione di entropia (es: sorgente e pozzo alla stessa T)

$$\Delta S_{tot} = \Delta S_C + \Delta S_F + \Delta S_{macch.}$$

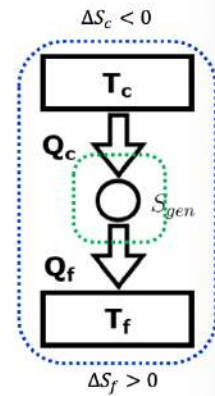
$$\left| \begin{array}{l} \Delta S_C = -\frac{Q_c}{T_c} \quad \Delta S_F = \frac{Q_f}{T_f} \\ \Delta S_{macch.} = 0 \end{array} \right.$$

Bilancio di I principio (sulla macchina)

$$Q_C = Q_F = Q$$

$$\Delta S_{tot} = \frac{Q}{T_f} - \frac{Q}{T_c} = 0$$

se $T_C = T_F$
 $|\Delta S_C| = |\Delta S_F| \rightarrow \Delta S_{tot} = 0$
 reversibile ✓



La generazione di entropia per irreversibilità

In un sistema isolato la variazione di entropia è sempre positiva, o al limite nulla

$$\Delta S \geq 0$$

→ in generale, l'entropia si genera, non si conserva

$S_{irr} \left[\frac{J}{K} \right] \rightarrow$ entropia totale generata per irreversibilità dei processi

$\dot{S}_{irr} \left[\frac{W}{K} \right] \rightarrow$ nell'unità di tempo; $\left[\frac{J}{Ks} \right] = \left[\frac{W}{K} \right]$

$s_{irr} \left[\frac{J}{kgK} \right] \rightarrow$ nell'unità di massa.

$$= S_{irr}^{(esterna, interna)}$$

- **Irreversibilità esterne:** per scambi termici con ΔT non nulli (non infinitesimi) all'interno del sistema → richiedono interazione tra sottosistemi



- **irreversibilità interne:** Se le trasformazioni sono non-internamente reversibili (non-TIR)
 - *presenza attrito;*
 - trasformazioni non quasi/statiche;

- miscelamenti.

→ all'interno del singolo sottosistema

Bilancio di entropia

2° principio della termodinamica. (in termini di potenza)



$$\sum \dot{m}_{in} s_{in} + \sum \dot{S}_{Q(in)} - \sum \dot{m}_{out} s_{out} - \sum \dot{S}_{Q(out)} + \dot{S}_{irr} = \frac{d(M \cdot s)}{dt} \quad [W/K]$$

$\dot{S}_{irr}$ → potrebbe essere o interna o esterna. In base al sistema.

Non compaiono i termini $\dot{L}_1$ e $\dot{L}_2$ di lavoro meccanico, perchè essi dipendono dalla variazione di Volume e pressione.

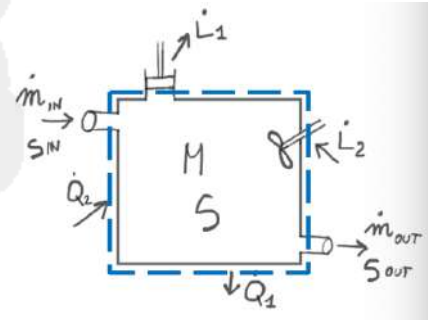
- Entropia in/out associata a fluido in/out:

$$\dot{m} * s$$

$$s = \left[\frac{J}{KgK} \right]$$

- Entropia in/out associata a scambio termico in/out:

$$\dot{S}_Q = \int \frac{\delta \dot{Q}}{T} \rightarrow \text{Se } T = \text{cost} \quad \dot{S}_Q = \frac{\dot{Q}}{T}$$



2° principio Sistema chiuso

$$\sum \dot{m}_{in} s_{in} + \sum \dot{S}_{Q(in)} - \sum \dot{m}_{out} s_{out} - \sum \dot{S}_{Q(out)} + \dot{S}_{irr} = \frac{d(M \cdot s)}{dt} \quad [W/K]$$

Il sistema è chiuso in termini integrali (tra t_0 e t_1) → M è portata fuori perché non è scambiata → costante.

$$\int \dot{S}_{Qin} - \int \dot{S}_{Qout} + \int \dot{S}_{irr} = M \int \frac{ds}{dt}$$

$$S_{Qin} - S_{Qout} + S_{irr} = S_1 - S_0 = \underline{\Delta S_{1-0}}$$

$S_{irr} \rightarrow$ entropia generata. Sempre positiva

$\Delta S_{1-0} \rightarrow$ entropia accumulata nel mio sistema = $M * \Delta s$

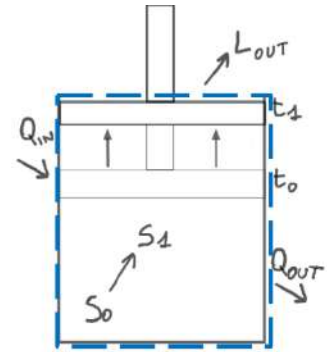
▼ Esempio: sistema chiuso con Q_{in} , Q_{out} e L_{out}

$$\int \frac{\delta Q_{(in)}}{T} - \int \frac{\delta Q_{(out)}}{T} + S_{irr} = \underline{\Delta S_{1-0}}$$

Se $T = \text{cost}$

$$\frac{Q_{(in)}}{T} - \frac{Q_{(out)}}{T} + S_{irr} = \underline{\Delta S_{1-0}}$$

$S_1 - S_0 \rightarrow$ variazione S del sistema (tra istante finale e iniziale, deriva dal termine di accumulo)
Può essere +/-

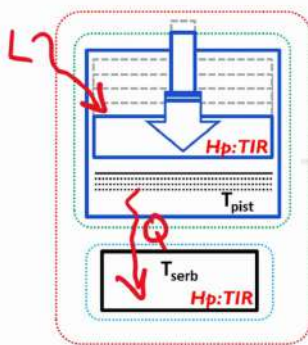


▼ Irreversibilità esterne: Sistema chiuso

Sistema composto (in termini di energia)

$$S_{Qin} - S_{Qout} + S_{irr} = \Delta S_{1-0} \quad [J/K]$$

$$S_{Q(in)} - S_{Q(out)} + S_{irr} = \Delta S_{1-0} \quad [J/K]$$



Bilanci sui singoli sottosistemi:

I° principio

$$L - Q = \Delta U_{pist}$$

$$Q = \Delta U_{serb}$$

II° principio

$$-S_Q + S_{irr}^{(int, est)} = \Delta S_{pist} < 0$$

$$S_Q + S_{irr}^{(int, est)} = \Delta S_{serb} > 0$$

Bilancio II° principio sul sistema complessivo:

$$S_{irr}^{(int, est)} = \Delta S_{tot} (= \Delta S_{serb} + \Delta S_{pist}) = \geq 0$$

$$= \int \frac{\delta Q}{T_{serb}} - \int \frac{\delta Q}{T_{pist}} \xrightarrow{\text{Se } T_{pist}, T_{serb} = \text{cost}} = \frac{Q}{T_{serb}} - \frac{Q}{T_{pist}}$$

$$\Delta U_{pist} = M * \Delta u$$

Le irreversibilità esterne sono presenti nel bilancio entropico solo quando il ΔT di scambio termico è compreso nel volume di controllo $\rightarrow$ (sistema preso in considerazione).

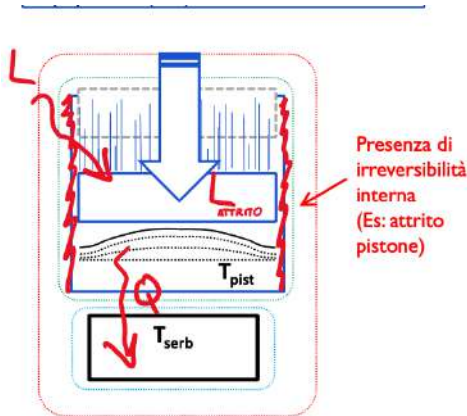
- Se $T_{pist} > T_{serb} \rightarrow S_{irr} > 0$ (esterno)
- Se $T_{pist} = T_{serb} \rightarrow S_{irr} = 0$

$$\text{Bilancio 1° principio} = L = \Delta U \rightarrow L = \Delta U_{pist} + \Delta U_{serb}$$

▼ Irreversibilità esterne + interne: Sistema chiuso

Sistema composto (in termini integrali)

$$S_{Qin} - S_{Qout} + S_{irr} = \Delta S_{1-0} \quad [J/K]$$



Bilancio II° principio sui singoli sottosistemi:

$$-S_Q + S_{irr}^{(int)} = \Delta S_{pist} \quad \leq 0$$

$$S_Q + S_{irr}^{(int)} = \Delta S_{serb} \quad > 0$$

Hp: TIR

Bilancio II° principio sul sistema complessivo:

$$S_{irr}^{(tot)} = \Delta S_{tot} (= \Delta S_{serb} + \Delta S_{pist}) = \geq 0$$

$$= \int \frac{\delta Q}{T_{serb}} - \int \frac{\delta Q}{T_{pist}} + S_{irr}^{(int)} \quad \text{Se } T_{pist}, T_{serb} = \text{cost}$$

$$= \frac{Q}{T_{serb}} - \frac{Q}{T_{pist}} + S_{irr}^{(int)}$$

$S_{irr}^{(tot)} = S_{irr}^{(int)} + S_{irr}^{(est)}$, ma in questo caso influisce solo il termine $S_{irr}^{(int)}$

ΔT scambio termico nullo annulla irreversibilità esterne, ma (se presenti) non quelle interne.

- Se $T_{pist} > T_{serb} \rightarrow S_{irr} >> 0$ (interne + esterne)
- Se $T_{pist} = T_{serb} \rightarrow S_{irr} > 0$ (interne)

2° principio: sistema aperto

→ nel tempo nulla cambia (ogni secondo è uguale al secondo prima e al secondo dopo)

(in termini di potenza, Hp: condizioni stazionarie)

$$\sum \dot{m}_{in} s_{in} + \sum \dot{S}_{Q(in)} - \sum \dot{m}_{out} s_{out} - \sum \dot{S}_{Q(out)} + \dot{S}_{irr} = \frac{d(M \cdot s)}{dt} \quad [W/K]$$

$\dot{m}_{in}$ e $\dot{m}_{out}$ sono uguali, perché non possiamo avere un accumulo. → non abbiamo il termine di accumulo

Sistema aperto in forma di potenza:

$$\dot{S}_{Qin} - \dot{S}_{Qout} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}(s_{out} - s_{in})$$

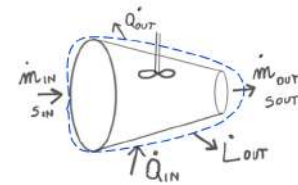
$$\rightarrow \dot{S}_{Qin} - \dot{S}_{Qout} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}(\Delta s_{out-in}) \quad [W/K]$$

Esempio sistema aperto con Q_{in} , Q_{out} e L_{out}

$$\int \frac{\delta \dot{Q}_{in}}{T} - \int \frac{\delta \dot{Q}_{out}}{T} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}(\Delta s_{out-in})$$

$$\rightarrow \text{se } T = \text{cost} \quad \frac{\delta \dot{Q}_{in}}{T} - \frac{\delta \dot{Q}_{out}}{T} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}(\Delta s_{out-in})$$

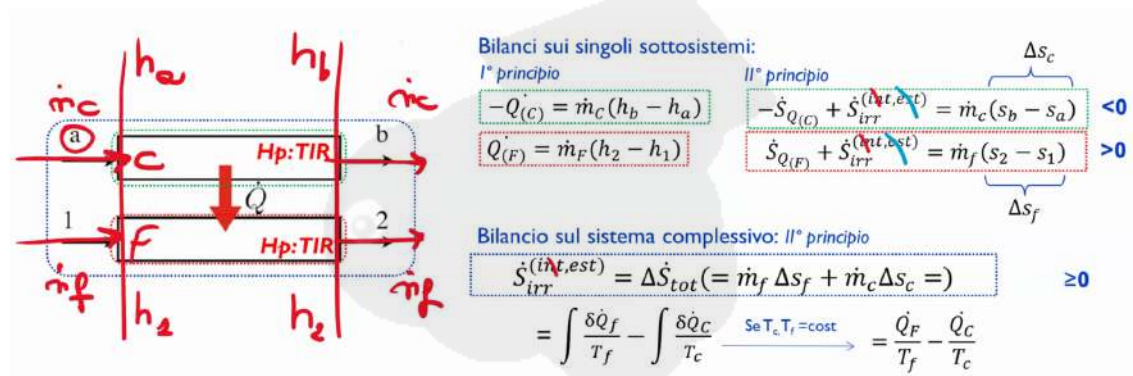
$\dot{m}(s_{out} - s_{in}) \rightarrow$ variazione S del sistema
(tra condizioni di uscita e ingresso,
deriva da uscita e ingresso di massa)
Può essere +/-



▼ Irreversibilità esterne: Sistema aperto $\rightarrow$ usiamo l'entalpia

Comprende la quota di pulsione! In un sistema aperto: Il suo indicatore è l'entalpia e non l'energia interna

Sistema composto (in termini di potenza, Hp: regime stazionario). Scambiatore di calore.



Entrano con una certa energia $e = u + Pv = h_a$ e dopo aver cambiato la sua temperatura/pressione, esce con una energia h_b

Bilancio di primo principio sul sistema $= \dot{m}_c h_a + \dot{m}_f h_1 - \dot{m}_c h_b - \dot{m}_f h_2 = 0$

$$\rightarrow \dot{m}_c(h_a - h_b) = \dot{m}_f(h_2 - h_1)$$

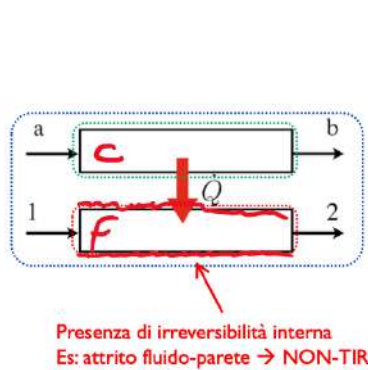
Le irreversibilità esterne sono presenti nel bilancio entropico solo quando il ΔT di scambio termico è compreso nel volume di controllo.

- Se $T_c > T_f \rightarrow S_{irr} > 0$ (esterna)
- Se $T_c = T_f \rightarrow S_{irr} = 0$

▼ Irreversibilità esterne + interne: sistema aperto

Sistema composto (in termini di potenza, regime stazionario).

$$\dot{S}_{Qin} - \dot{S}_{Qout} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}(s_{out} - s_{in})$$



Bilancio II° principio sui singoli sottosistemi:

$$\begin{aligned} \text{Hp: TIR} \quad & -\dot{S}_{Q(C)} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}_C(s_b - s_a) < 0 \\ & \dot{S}_{Q(F)} + \dot{S}_{irr} = \dot{m}_F(s_2 - s_1) > 0 \end{aligned}$$

Bilancio entropico sul sistema complessivo:

$$\begin{aligned} \dot{S}_{irr} &= \Delta \dot{S}_{tot} (= \dot{m}_F \Delta s_F + \dot{m}_C \Delta s_C) \geq 0 \\ &= \int \frac{\delta \dot{Q}_F}{T_F} - \int \frac{\delta \dot{Q}_C}{T_C} + \dot{S}_{irr}^{(int)} \quad \text{Se } T_C, T_F = \text{cost} \\ &= \frac{\dot{Q}_F}{T_F} - \frac{\dot{Q}_C}{T_C} + \dot{S}_{irr}^{(int)} \end{aligned}$$

Un ΔT di scambio termico nullo, annulla le irreversibilità esterne, ma (se presente) non quelle interne.

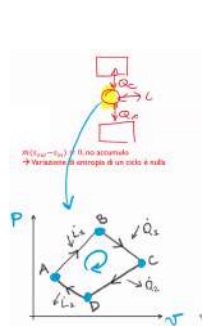
- Se $T_C > T_F \rightarrow \dot{S}_{irr} \gg 0$ (esterne + interne)
- Se $T_C = T_F \rightarrow \dot{S}_{irr} > 0$ (interne)

2° principio: cicli termodinamici

$$\sum \dot{m}_{in} s_{in} + \sum \dot{S}_{Qin} - \sum \dot{m}_{out} s_{out} - \sum \dot{S}_{Qout} + \dot{S}_{irr} = \frac{d(M * s)}{dt}$$

$\dot{m}(s_{out} - s_{in}) = 0 \rightarrow$ NON c'è accumulo $\rightarrow$ la variazione di entropia in un ciclo, è nulla.

È una funzione di stato. L'entropia generata viene poi ceduta attraverso lo scambio termico.



La macchina termodinamica o macchina ciclica è l'oggetto dello studio

Non abbiamo scambi di massa, solo scambi di energia.

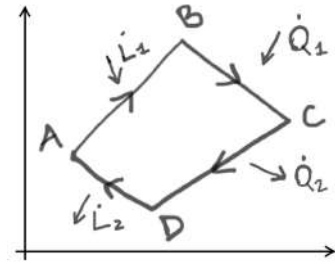
Il ciclo termodinamico quindi, in termini di potenza diventa:

$$\sum \dot{S}_{Qin} - \sum \dot{S}_{Qout} + \dot{S}_{irr} = 0$$

Esempio ciclo termodinamico con $L1_{in}, L2_{out}, Q1_{in}, Q2_{out}$

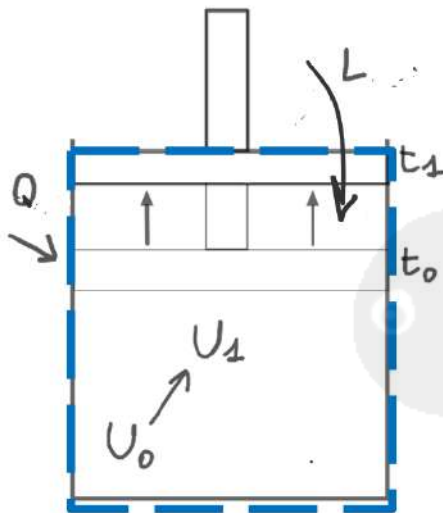
Forma potenza $\left[\frac{W}{K}\right] \int \frac{\delta \dot{Q}_1}{T} - \int \frac{\delta \dot{Q}_2}{T} + \dot{S}_{irr} = 0$

Forma integrale $\left[\frac{J}{K}\right] \int \frac{\delta Q_1}{T} - \int \frac{\delta Q_2}{T} + \dot{S}_{irr} = 0$



1° e 2° principio Calore, lavoro ed entropia

Sistema chiuso



$$\Delta u = u_1 - u_0$$

$$\Delta s = s_1 - s_0$$

1° principio $L_{in} + Q_{in} = \Delta U$

2° principio $\int \frac{\delta Q_{in}}{T} + S_{irr} = \Delta S$

Se le trasformazioni sono internamente reversibili (TIR)

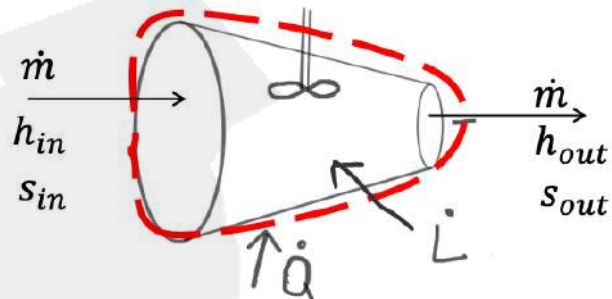
$$S_{irr}^{(int)} = 0 \quad L_{in}[J] = - \int P * dV$$

$$Q_{in}[J] = \int T * dS$$

$$S_{irr} \left[\frac{J}{K}\right]$$

Sistema aperto

Regime stazionario.



$$\Delta h = h_{out} - h_{in}$$

$$\Delta s = s_{out} - s_{in}$$

1° principio $\dot{L}_{in} + \dot{Q}_{in} = \dot{m} \cdot \Delta h$

2° principio $\int \frac{\delta \dot{Q}_{in}}{T} + \dot{S}_{irr} = \dot{m} \cdot \Delta s$

$$\dot{S}_{irr}^{(int)} = 0 \quad L_{in}[J] = \int V * dP$$

$$Q_{in}[J] = \int T * dS$$

$$\dot{S}_{irr} \left[\frac{W}{K}\right]$$

Gas ideali: Le equazioni di stato

Unità di misura

É utile esprimere le grandezze di interesse

in funzione di proprietà del **sistema misurabili**

$$u = u(s, v)$$

$$h = h(s, P)$$

$$s = s(u, v)$$

$$u = u(T, v)$$

$$h = h(T, P)$$

$$s = s(T, v)$$

...e di proprietà della **materia misurabili**

Calore specifico

Calore necessario per incrementare di 1 K la temperatura di 1 kg di sostanza $\left[\frac{J}{KgK}\right]$

Dipende da come il riscaldamento è effettuato:

- A volume costante: $c_v = \left.\frac{\delta Q_{(TIR)}}{dT}\right|_{v=cost}$
- A pressione costante: $c_p = \left.\frac{\delta Q_{(TIR)}}{dT}\right|_{P=cost}$

Sistema chiuso, se non scambia volume, non scambia lavoro.

Calori specifici funzione dei *gradi di libertà* (g.d.l) della molecola:

$$R^* \rightarrow \text{costante dei gas} \rightarrow 8314 \frac{J}{kmolK}$$

$$R \rightarrow \text{costante del gas} = \frac{R^*}{M_m} \left[\frac{J}{KgK} \right]$$

$M_m \rightarrow$ massa molare (massa molecolare)

$$c_v = \frac{R}{2}(\text{gdl traslazionali}) + \frac{R}{2}(\text{rotazionali})$$

$$c_p - c_v = R \rightarrow \text{Relazione di Mayer} \rightarrow c_p > c_v$$

- **Molecola monoatomica:** 3 g.d.l traslazionali $\rightarrow He$

$$c_v = \frac{3}{2}R \quad c_p = \frac{5}{2}R$$

- **Molecola bi-atomica:** 3 g.d.l traslazionali + 2 g.d.l rotazionali $\rightarrow O_2 \quad N_2$

$$c_v = \frac{5}{2}R \quad c_p = \frac{7}{2}R$$

- **Molecola poli-atomica:** 3 g.d.l traslazionali + 3 g.d.l rotazionali $\rightarrow CO_2$

Ad atomi non allineata.

$$c_v = 3R \quad c_p = 4R$$

Equazione di stato dei gas ideali

v : volume specifico = $\frac{V}{M}$

$Pv = RT \rightarrow$ legge dei gas ideali

$$PV = MRT$$

$$\left[P_a \right] = \left[\frac{m^3}{Kg} \right] = R[K]$$

$$\text{dove } R \left[\frac{J}{KgK} \right] = \frac{R^*}{M_m} = \frac{8314 \frac{J}{kmolK}}{M_m \frac{Kg}{kmol}}$$

$M_m \rightarrow$ massa molecolare del gas

Formule fondamentali

$$\begin{aligned} du &= c_v dT \\ dh &= c_p dT \\ ds &= \frac{c_p}{T} dT - \frac{R}{P} dP \\ ds &= \frac{c_v}{T} dT + \frac{R}{v} dv \end{aligned} \quad \int_0^1 \rightarrow \quad \begin{aligned} u_1 - u_0 &= c_v (T_1 - T_0) \\ h_1 - h_0 &= c_p (T_1 - T_0) \\ s_1 - s_0 &= c_p \ln \frac{T_1}{T_0} - R \ln \frac{P_1}{P_0} \\ s_1 - s_0 &= c_v \ln \frac{T_1}{T_0} + R \ln \frac{v_1}{v_0} \end{aligned}$$

La variazione di entalpia è maggiore della variazione di energia interna a parità di salto termico

$$\begin{aligned} u_1 - u_0 &= \Delta u \quad \left[\frac{J}{Kg} \right] & \Delta U &= M * \Delta u \quad [J] \\ h_1 - h_0 &= \Delta h \quad \left[\frac{J}{Kg} \right] & \Delta h &= M * \Delta h \quad [J] \\ s_1 - s_0 &= \Delta s \quad \left[\frac{J}{KgK} \right] & \Delta S &= M * \Delta s \quad \left[\frac{J}{K} \right] \end{aligned}$$

Gas ideali: Trasformazioni politropiche

▼ Esempio generica trasformazione politropica

https://s3-us-west-2.amazonaws.com/secure.notion-static.com/c733ee84-e9d4-4c43-9b8e-f518fef244cf/Esercizio_politropica.pdf

Regime stazionario (trasformazione internamente reversibile (TIR)).

Politropica → La forma più generale delle trasformazioni che posso avere su un gas ideale (isobara, isocora, isoterma, adiabatica)...

$$c_x = \left(\frac{\delta q_{in}}{dT} \right)_x$$

c_x → calore specifico costante durante la trasformazione (può essere c_p , c_v o un altro valore)

du → termine di accumulo

$$c_p - c_v = R \rightarrow \text{Relazione di Mayer} \rightarrow R + c_v = c_p$$

Formula generale per le politropiche

$$\int_0^1 \ln \left[\left(\frac{v_1}{v_0} \right)^{\frac{c_p - c_x}{c_x - c_v}} \right] = \ln \left(\frac{P_1}{P_0} \right)$$

▼ Dimostrazione

$$\delta q_{in} + \delta l_{in} = du$$

$$c_x dT - Pdv = c_v dT$$

$$Pdv = (c_x - c_v) dT \quad \left(dT = \frac{dPv}{R} \right)$$

$$Pdv = (c_x - c_v) * d \left(\frac{Pv}{R} \right) \quad dPv = v dP + Pdv$$

$$Pdv * R = (c_x - c_v)(Pdv + v dP)$$

$$(R + c_v - c_x)Pdv = (c_x - c_v)v dP$$

$$\frac{(c_p - c_x)}{(c_x - c_v)} * \frac{dv}{v} = \frac{dP}{P} \rightarrow \text{integrando}$$

Indice della politropica

$$n = 1 - \frac{c_p - c_x}{c_x - c_v}$$

$$n = \frac{c_x - c_p}{c_x - c_v}$$

$q = c_x \cdot \Delta T \rightarrow$ **calore specifico per una trasformazione generica.** c_x si può ricavare dall'indice della politropica

Tipologie di trasformazioni politropiche

$P - v$

$$P_0 v_0^n = P_1 v_1^n$$

$$P v^n = \text{costante}$$

$T - P \quad v = \frac{RT}{P}$

$$\frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{P_1}{P_0} \right)^{\frac{n-1}{n}}$$

$T - v$

$$\frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{v_0}{v_1} \right)^{n-1}$$

Trasformazione isobara ($P = \text{cost}$)

▼ Esempio trasformazione isobara (sistema chiuso)

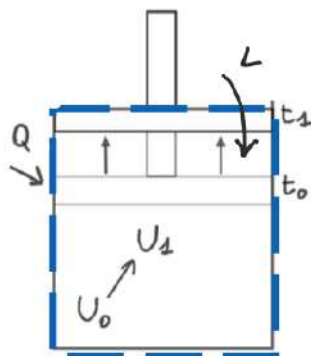
https://s3-us-west-2.amazonaws.com/secure.notion-static.com/9aaa99c6-66df-4fef-8ff0-764b91e91044/Esercizio_isobara.pdf

THEUNINOTES.COM

Nella macchina ciclica avvengono le trasformazioni

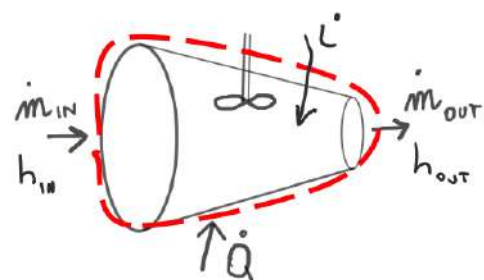
Sistema chiuso

Sistema chiuso ($P_0 = P_1$)



Sistema aperto

Sistema aperto (stazionario) ($P_{in} = P_{out}$)



Bilancio 1° principio

$$\begin{aligned}
 q_{(in)} + l_{(in)} &= \Delta u \rightarrow (u_1 - u_0) \\
 \rightarrow l_{in} &= - \int P dv = -P(v_1 - v_0) \\
 q_{(in)} &= (u_1 + Pv_1) - (u_0 + Pv_0) = \Delta h
 \end{aligned}$$

$(u_1 + Pv_1) \rightarrow h_1$ entalpia.

Normalmente non si fa uso dell'entalpia in un sistema chiuso, tranne per un isobara.

Bilancio 1° principio

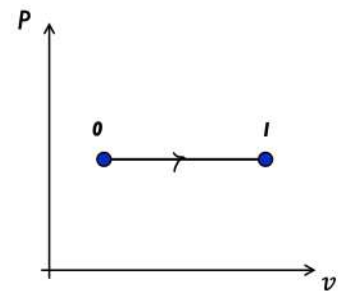
$$\begin{aligned}
 q_{(in)} + l_{(in)} &= \Delta h \\
 \rightarrow l_{(in)} &= \int v dP = v(P_{out} - P_{in}) \\
 q_{(in)} &= \Delta h
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 1^\circ \text{ principio (sis. aperto/chiuso)} & \quad q_{(in)} = \Delta h \\
 2^\circ \text{ principio (sis. aperto/chiuso)} & \quad \int \frac{\delta q_{(in)}}{T} = \Delta s
 \end{aligned}$$



NB → isobara + adiabatrica → isoentalpica

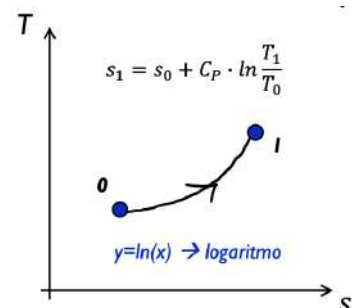
$$\begin{aligned}
 q_{in} = \Delta h &= \text{Gas ideale } c_p(T_1 - T_0) \\
 \text{politropica isobara } c_x = c_p &\rightarrow \frac{c_x - c_p}{c_x - c_v} = n = 0
 \end{aligned}$$



$$\frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{v_0}{v_1}\right)^{n-1} \xrightarrow{n=0} \frac{T_1}{T_0} = \frac{v_1}{v_0} \quad T - v$$

Variazione entropia

$$\Delta s = \text{Gas ideale } c_p \ln \frac{T_1}{T_0} - R \ln \frac{P_1}{P_0}$$

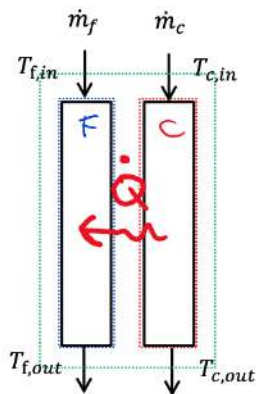


Dispositivo: scambiatore di calore

Se lo scambiatore è ideale:

- TIR → non ci sono perdite di carico;
- Adiabatrico → no dispersioni;

$$\dot{L}(= \dot{m} v \Delta P) = 0$$



Bilanci su sottosistema freddo:

$$\begin{aligned}\dot{Q} &= \dot{m}_f (h_{f,out} - h_{f,in}) \stackrel{G.I.}{=} \dot{m}_f C_p (T_{f,out} - T_{f,in}) \\ \dot{S}_{Q(f)} &= \dot{m}_f (s_{f,out} - s_{f,in}) \stackrel{G.I.}{=} \dot{m}_f C_p \ln \left(\frac{T_{f,out}}{T_{f,in}} \right) + R \cdot \ln \frac{P_{f,out}}{P_{f,in}} > 0\end{aligned}$$

Bilanci su sottosistema caldo:

$$\begin{aligned}-\dot{Q} &= \dot{m}_c (h_{c,out} - h_{c,in}) \stackrel{G.I.}{=} \dot{m}_c C_p (T_{c,out} - T_{c,in}) \\ -\dot{S}_{Q(c)} &= \dot{m}_c (s_{c,out} - s_{c,in}) \stackrel{G.I.}{=} \dot{m}_c C_p \ln \left(\frac{T_{c,out}}{T_{c,in}} \right) + R \cdot \ln \frac{P_{c,out}}{P_{c,in}} < 0\end{aligned}$$

Bilancio entropico sul sistema complessivo:

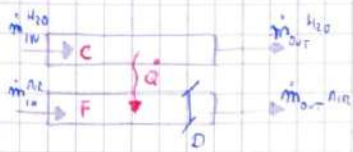
$$\dot{S}_{irr} = \Delta \dot{S}_{tot} (= \dot{m}_f \Delta S_f + \dot{m}_c \Delta S_c) \stackrel{G.I.}{=} \dot{m}_f C_p \ln \left(\frac{T_{f,out}}{T_{f,in}} \right) + \dot{m}_c C_p \ln \left(\frac{T_{c,out}}{T_{c,in}} \right)$$

>0 <0

▼ Esempio trasformazione isobara (sistema aperto) → scambiatore di calore liquido + gas

THEUNINOTES.COM

Esercizio 3



potenziale $\dot{Q}$, $\dot{W}_{AIR \rightarrow H_2O}$, $\dot{S}_{AIR}$

$$\text{H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} T_{in, H_2O} = 50^\circ\text{C} = 323\text{K} \\ T_{out, H_2O} = 35^\circ\text{C} = 308\text{K} \end{array} \right\} \Delta T = 15\text{K}$$

$$\dot{m}_{H_2O} = 200 \frac{\text{kg}}{\text{s}} = \dot{m}_{H_2O}^{out}$$

$$\text{AIR} \left\{ \begin{array}{l} T_{in, AIR} = 15^\circ\text{C} = 288\text{K} \\ T_{out, AIR} = 30^\circ\text{C} = 303\text{K} \end{array} \right\} \Delta T = 15\text{K}$$

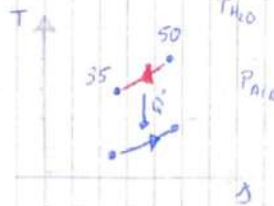
IDEALE: TIR $\rightarrow$ NO Perdite
NO CORRE

NO Dispersione $\dot{Q}$

ISOBARO

$P_{AIR} = 2 \text{ bar}$
IN+OUT

$D = 20 \text{ cm} = 0,2 \text{ m}$ (diametro)



Bilancio 1° PRINCIPIO (ENERGIA)

$$\dot{m}_{in} = \dot{m}_{out}$$

$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{D} \quad \dot{m}_{H_2O} h_{H_2O}^{in} - \dot{Q} - \dot{m}_{H_2O} h_{H_2O}^{out} = 0 \quad \text{adde spec. acqua}$$

$$\dot{Q} = \dot{m}_{H_2O} (h_{H_2O}^{in} - h_{H_2O}^{out}) \stackrel{\Delta T}{=} \dot{m}_{H_2O} (c_p (T_{H_2O}^{in} - T_{H_2O}^{out}) + v (P_{H_2O}^{in} - P_{H_2O}^{out}))$$

ISOBARO: $\dot{Q} = \Delta H = \dot{m} \Delta h$

$$\dot{Q} = 0,2 \frac{\text{kg}}{\text{s}} \cdot 4186 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} (323 - 308)\text{K} = 12558 \text{ W}$$

$$\dot{m} = \rho \cdot \dot{W} \cdot \text{Sez. idr}$$

$$\text{Sez} = \pi \left(\frac{D}{2} \right)^2 = 0,031 \text{ m}^2$$

$$\dot{W}^{in} = \frac{\dot{m}_{AIR}}{\rho_{AIR} \text{Sez}} = 11,4 \frac{\text{m}}{\text{s}} \quad \dot{W}^{out} = \frac{\dot{m}_{AIR}}{\rho_{AIR}^{out} \text{Sez}} = 12 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

GAS IDEALE

$$\frac{P}{\rho} = RT \rightarrow \rho_{AIR}^{in} = \frac{P_{AIR}}{RT_{AIR}^{in}} = 2,42 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$\rho_{AIR}^{out} = \frac{P_{AIR}}{R T_{AIR}^{out}} = 2,30 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

↓ densità diminuisce, volume spec. aumenta
Temp. sale

BILANCIO ENERGIA AIR $\rightarrow$ F

$$\dot{m}_{AIR} h_{AIR}^{in} + \dot{Q} - \dot{m}_{AIR} h_{AIR}^{out} = 0$$

$$\dot{m}_{AIR} (h_{AIR}^{out} - h_{AIR}^{in}) = \dot{Q} \rightarrow \dot{m}_{AIR} = \frac{\dot{Q}}{c_p (T_{AIR}^{out} - T_{AIR}^{in})} = 0,834 \frac{\text{kg}}{\text{s}}$$

BILANCIO 2° PRINCIPIO
 Sul sistema TOTALE δ aperto

$$\dot{S}_{Q_{in}} - \dot{S}_{Q_{out}} + \dot{S}_{IRR} = \Delta \dot{S}$$

$$\dot{S}_{IRR} = \Delta \dot{S}_{H_2O} + \Delta \dot{S}_{AIR}$$

$$\Delta \dot{S}_{H_2O} = \dot{m}_{H_2O} \cdot C_p \ln \frac{T_{OUT}}{T_{IN}} = -39,8 \frac{W}{K}$$

$$\Delta \dot{S}_{AIR} = \dot{m}_{AIR} \left(C_p \ln \frac{T_{OUT}}{T_{IN}} - \frac{P_{OUT}}{P_{IN}} \right) = 42,5 \frac{W}{K} \quad (3)$$

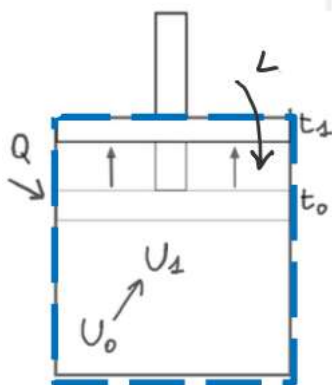
1000BARA

$$\dot{S}_{IRR} = \Delta \dot{S}_{H_2O} + \Delta \dot{S}_{AIR} \Rightarrow \dot{S}_{IRR} = 2,69 \frac{W}{K}$$

Trasformazione isocora ($v = cost$)

Sistema chiuso

Sistema chiuso ($v_0 = v_1$)



Bilancio 1° principio

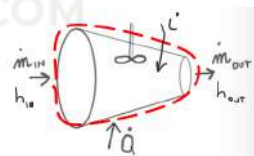
$$q_{(in)} + l_{(in)} = \Delta u$$

$$\rightarrow l_{(in)} = - \int P dv = -P(v_1 - v_0)$$

$$q_{(in)} = \Delta u$$

Sistema aperto

Sistema aperto (stazionario) ($v_{in} = v_{out}$)



Bilancio 1° principio

$$q_{(in)} + l_{(in)} = \Delta h$$

$$\rightarrow l_{(in)} = \int v dP = v(P_{out} - P_{in})$$

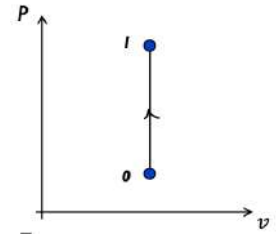
$$q_{(in)} = (h_{out} - vP_{out}) - (h_{in} - vP_{in})$$

$$q_{(in)} = u_{out} - u_{in}$$

$$\begin{aligned} 1^\circ \text{ principio (sist. aperto/chiuso)} & \quad q_{in} = \Delta u \\ 2^\circ \text{ principio (sist. aperto/chiuso)} & \quad \int \frac{q_{in}}{T} = \Delta s \end{aligned}$$

$$q_{(in)} = \Delta u \rightarrow \text{Gas ideale } c_v (T_1 - T_0)$$

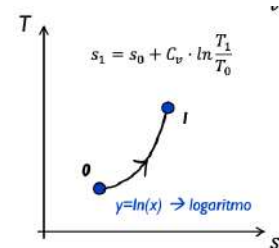
$$\text{politropica isocora } c_x = c_v \rightarrow \frac{c_x - c_p}{c_x - c_v} = n = \infty$$



$$\frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{P_1}{P_0} \right)^{\frac{n-1}{n}} \rightarrow n=\infty \quad \frac{P_1}{P_0} = \frac{T_1}{T_0} \quad T - P$$

Variazione entropia

$$\Delta s = \text{Gas ideale } c_v \ln \frac{T_1}{T_0} + R \ln \frac{v_1}{v_0}$$



Trasformazione isoentropica ($s = cost$) $\rightarrow$ adiabatica

▼ Esempio trasformazione adiabatica (sistema chiuso)

https://s3-us-west-2.amazonaws.com/secure.notion-static.com/4e5004e5-a33e-4a66-bf9f-65bd33f1d110/Esercizio_Adiabatica.pdf

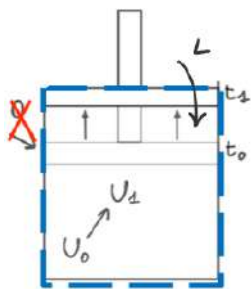
Non ci sono scambi di calore. $q_{(in)} = 0$

Sistema chiuso

Sistema chiuso ($s_0 - s_1$)

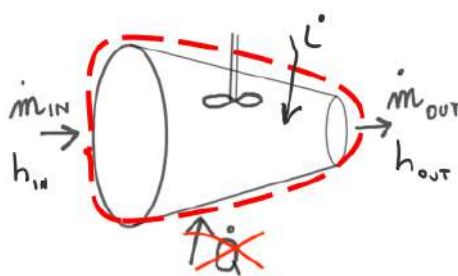
Sistema aperto

Sistema aperto (stazionario) ($s_{in} = s_{out}$)



Bilancio 1° principio

$$q_{(in)} + l_{(in)} = \Delta u$$



Bilancio 1° principio

$$q_{(in)} + l_{(in)} = \Delta h$$

$$q_{(in)} = \int T ds = T(s_1 - s_0)$$

$$l_{(in)} (= - \int P dv) = \Delta u$$

$$l_{(in)} (= \int v dP) = \Delta h$$

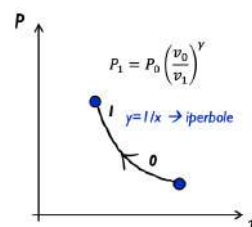
$$1^\circ \text{ principio (sist. chiuso)} \quad l_{(in)} = \Delta u$$

$$2^\circ \text{ principio (sist. aperto)} \quad l_{(in)} = \Delta h$$

$$q_{(in)} = 0 = \text{Gas ideale} \int c_x dT$$

$$\text{Politropica isoentropica} \quad c_x = 0 \rightarrow \frac{c_x - c_p}{c_x - c_v} = n$$

$$\rightarrow n = \frac{c_p}{c_v} = \gamma$$



$$\frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{P_1}{P_0}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} ; \quad \frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{v_0}{v_1}\right)^{\gamma-1} ; \quad \frac{P_1}{P_0} = \left(\frac{v_0}{v_1}\right)^{\gamma}$$

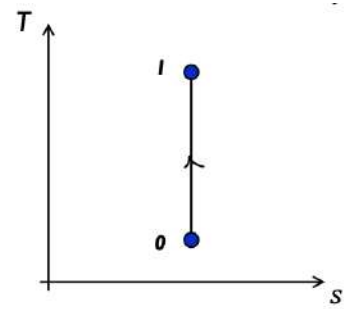
$$T v^{\gamma-1} = \text{costante} \quad P v^{\gamma} = \text{costante} \quad T_1 P_0^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} = \text{costante}$$

- $T v^{\gamma-1} = T_0 v_0^{\gamma-1}$
- $P v^{\gamma} = P_0 v_0^{\gamma}$
- $T_1 P_0^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} = T_0 P_1^{\frac{\gamma-1}{\gamma}}$

Variazione entropia

$$\begin{aligned} \Delta s &=_{\text{Gas ideale}} c_v \ln \frac{T_1}{T_0} + R \ln \frac{v_1}{v_0} = \\ &=_{\text{Gas ideale}} c_p \ln \frac{T_1}{T_0} - R \ln \frac{P_1}{P_0} = 0 \end{aligned}$$

vedere tra le formule fondamentali per la seguente relazione.



▼ Esempio compressore ideale adiabatico (sistema aperto)



THEUNINOTES.COM

Esercizio 1 → sistemi aperti

GAS IDEALE

(La turbina fa il lavoro opposto)



Compressore ideale adiabatico → il fluido o liquido viene compresso ed esce a pressione maggiore

TIR

$$\dot{V} = 1500 \frac{\text{m}^3}{\text{h}} = \frac{1500 \text{ m}^3/\text{h}}{3600 \text{ h}} = 0,4166 \frac{\text{m}^3}{\text{s}} \rightarrow \text{La portata volumetrica non si conserva}$$

$$P_1 = P_{\text{atm}} = 101325 \text{ Pa}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} = 293,15 \text{ K}$$

$$\Phi = 12 \rightarrow \text{rapporto di compressione } P = \frac{P_2}{P_1}$$

L, T_2 ?
potenza meccanica

Trasformazione poliotropica → 1° e 2° principio

Compressore gas / Turbina gas → sistemi aperti → Hp regime stazionario → non si accumula nulla nel sistema, non varia nel tempo

ideale:

- adiabatico
- TIR
- gas ideale

 Poliotropica → isentropica

BILANCIO MASSA

$$\dot{m}_2 - \dot{m}_1 = \frac{dM}{dt} \rightarrow \dot{m}_2 = \dot{m}_1$$

densità massa si conserva

$$\dot{m} [\text{kg}] = \dot{V} [\text{m}^3/\text{s}] \cdot \rho [\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}]$$

$$\dot{m} [\text{kg/s}] = \dot{V} [\text{m}^3/\text{s}] \cdot \rho [\text{kg/m}^3]$$

$$\rho_1 + \rho_2 = \rho_1 \dot{V}_1 + \rho_2 \dot{V}_2$$

GAS IDEALI

$$v_1 = \frac{1}{\rho_1}$$

$$L \rightarrow P_1 v_1 = R T_1$$

$$L \rightarrow \frac{P_1}{\rho_1} = \frac{R T_1}{M}$$

$$L \rightarrow \rho_1 = \frac{P_1}{R T_1} \Rightarrow \rho_1 = 1,2056 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$R_{\text{aria}} = \frac{R^*}{M_{\text{molare}}} = \frac{8314}{29} = 286,7 \frac{\text{J}}{\text{kg K}}$$

$$\dot{m}_1 = (\dot{m}_1) = \dot{V}_1 \rho_1 = 0,4166 \frac{\text{m}^3}{\text{s}} \cdot 1,2056 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = 0,5022 \frac{\text{kg}}{\text{s}}$$

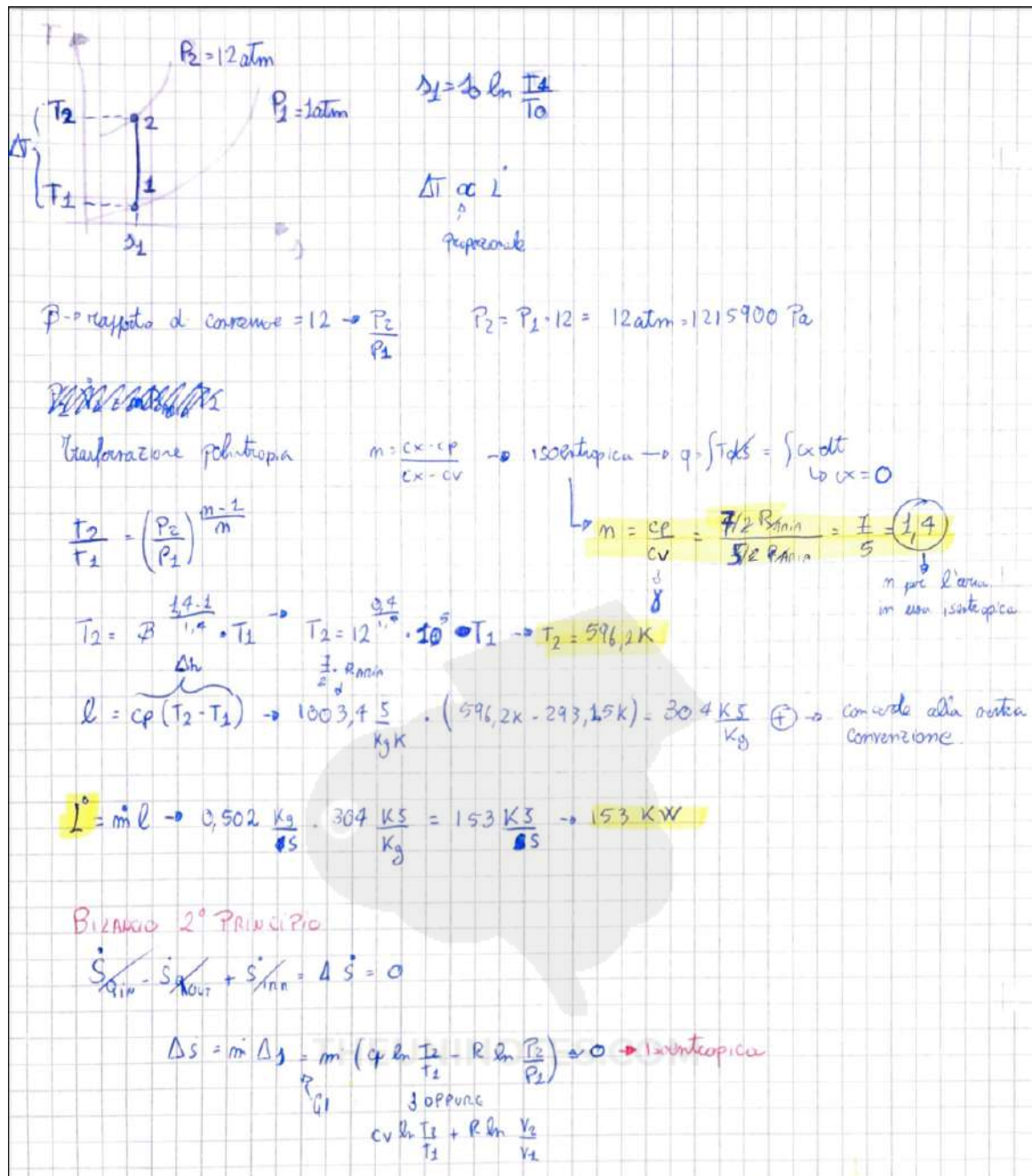
BILANCIO 1° PRINCIPIO

regime stazionario (non c'è accumulo)

$$\dot{m}_2 h_2 + \dot{L} - \dot{m}_1 h_1 = \frac{dE}{dt}$$

$Q = 0$ (adiabatico)

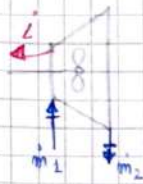
$$\dot{L} = \dot{m} (h_2 - h_1) \rightarrow \dot{L} = \dot{m} \Delta h = \dot{m} c_p \Delta T = \dot{m} c_p (T_2 - T_1)$$



▼ Esempio turbina a vapore ideale adiabatica (sistema aperto)

Esercizio 2 → TURBINA IDEALE

TURBINA a VAPORE



ideale $\Rightarrow Q=0$, TIR

L' → potenza meccanica

$\dot{m}_1 = \dot{m}_2$ (non varia la portata massa - o no Tossini d'accumulo)

$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 = 150 \text{ Kg/s}$ di vapore d'acqua

$P_1 = 175 \text{ bar} = 17,5 \text{ MPa}$ $T_1 = 650^\circ\text{C} = 923,15 \text{ K}$

$P_2 = 20 \text{ kPa}$

? L' , T_2 , x_2 (Titolo di VAPORE)

TURBINA:

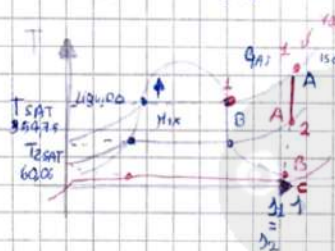
- APERTO

- IDEALE: $Q=0$ } isentropica $\Rightarrow s_1 = s_2$
- TIR

Vapore ≠ GAS IDEALE (usiamo la Tabella)

BILANCIO ENERGIA → 1° PRINCIPIO

$$\dot{m}_1 h_1 - \dot{m}_2 h_2 = 0 \quad L' = \dot{m} (h_1 - h_2)$$



isobara che diventa isoterma nella campana

A: Vapore sovriscaldato
 $T_1 > T_{SAT}$

B: Vapore saturo
 $T_1 = T_{SAT}$

$T_{SAT} = 354,75^\circ\text{C}$ (Tabella)
 $T_1 = 650^\circ\text{C}$

$T_1 > T_{SAT} \Rightarrow$ Vapore sovriscaldato

$$h_1 = h_{vap, sat}(P_1, T_1) = 3693,9 \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}} \text{ (Tabella)}$$

$$s_1 = s_{vap, sat}(P_1, T_1) = 6,735 \frac{\text{KJ}}{\text{KgK}} \text{ (Tabella)}$$

A: se $s_2 > s_{SAT}$ (20 kPa) s_2

B: $s_2 = s_{SAT}$

C: se $s_2 < s_{SAT}$ (dentro la campana)

Isentropica ≠ politropica (non posso calcolare le sezioni)

$$s_2 = s_1 \quad (P_2 = 20 \text{ kPa})$$

$$s_{SAT} = 7,9085$$

$$s_{LS} = 0,8320$$

$$h_{VINT} = 2906$$

$$h_{LS} = 251,04$$

$$s_2 = s_1 = 6,735$$

$$\text{Regola della leva} \quad s_2 = x_2 s_1 + (1-x_2) s_{LS}$$

$$x_2 = \frac{s_2 - s_{LS}}{s_1 - s_{LS}} = 0,834 \quad (83,4\% \text{ vapore})$$

titolo più vicino alle
Condizione di Vapore saturo

$$h_2 = h_{LS} \cdot (1-x_2) + h_{VS} \cdot x_2 \rightarrow 2218,9 \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}}$$

$s_2 < s_{SAT} \Rightarrow$ Condizione C, siamo
dentro la campana

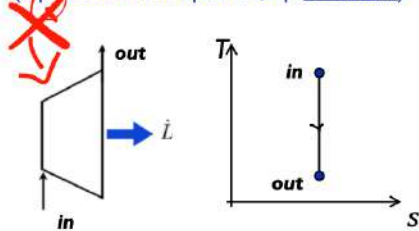
$$L'_{out} = \dot{m} (h_1 - h_2) = 150 \frac{\text{Kg}}{\text{s}} (3693,9 - 2218,9 \frac{\text{KJ}}{\text{Kg}}) = 221 \text{ KW} \quad (+)$$

$T_2 = T_{2sat} = 60,06^\circ\text{C}$ (Tabella) → perché è un'isoterma (siamo nella campana)

Trasformazione isoentropica ($s = \text{cost}$)

Dispositivo: turbina ideale

(espansione isoentropica TIR, Hp: stazionario)

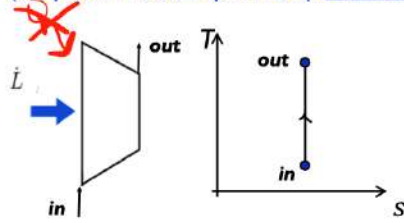


$$\frac{T_1}{T_0} = \left(\frac{P_1}{P_0} \right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}}$$

Espansione
 $P \downarrow \rightarrow T \downarrow$
 $\rightarrow L - (\text{out}) \rightarrow \Delta h -$

compressore ideale

(compressione isoentropica TIR, Hp: stazionario)



Compressione
 $P \uparrow \rightarrow T \uparrow$
 $\rightarrow L + (\text{in}) \rightarrow \Delta h +$

Bilancio I principio $\dot{L}_{(in)} (= \dot{m} \int v dP) = \dot{m} (h_{out} - h_{in}) \stackrel{G.I.}{=} \dot{m} c_p (T_{out} - T_{in})$

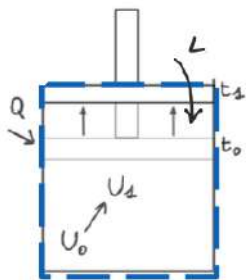
Bilancio II principio $\dot{S}_{0(in)} + \dot{S}_{c(out)} + \dot{S}_{irr} = \dot{m} (s_{out} - s_{in}) \rightarrow s_{out} = s_{in}$

13

Trasformazione isoterma ($T = \text{cost}$)

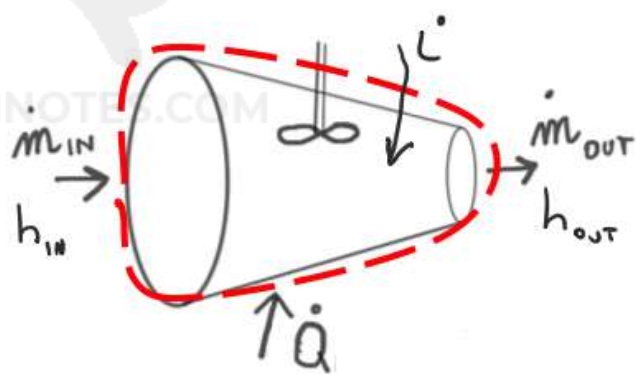
Sistema chiuso

Sistema chiuso ($T_0 = T_1$)



Sistema aperto

Sistema aperto (stazionario) ($T_{in} = T_{out}$)



Bilancio 1° Principio

$$\begin{aligned} q_{(in)} + l_{(in)} &= \Delta u \\ \rightarrow \Delta u &= \int c_v dT = c_v (T_1 - T_0) \\ q_{(in)} + l_{(in)} &= 0 \end{aligned}$$

Bilancio 1° principio

$$\begin{aligned} q_{(in)} + l_{(in)} &= \Delta h \\ \rightarrow \Delta h &= \int c_p dT = c_p (T_1 - T_0) \\ q_{(in)} + l_{(in)} &= 0 \end{aligned}$$

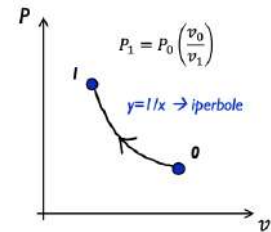
$$1^\circ \text{ principio (sist. chiuso) } q_{(in)} = -l_{(in)}$$

$$2^\circ \text{ principio (sist. aperto) } \int \frac{\delta q_{(in)}}{T} = \Delta s \rightarrow^{T=\text{cost}} \frac{\delta q_{(in)}}{T} = \Delta s$$

$$q_{(in)} = \int T ds =_{\text{Gas ideale}} T c_p \ln\left(\frac{T_1}{T_0}\right) - TR \ln\left(\frac{P_1}{P_0}\right)$$

$$\text{Politropica isoterma } c_x = \infty \rightarrow \frac{c_x - c_p}{c_x - c_v} = \frac{\infty}{\infty} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow n = 1$$



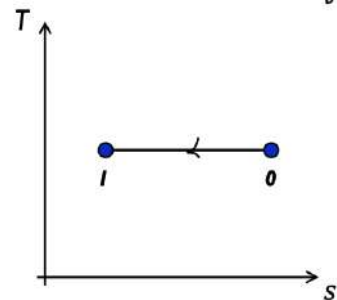
$$P_0 v_0^n = P_1 v_1^n \rightarrow^{n=1} \frac{P_0}{P_1} = \frac{v_1}{v_0} \quad P - v$$

Variazione entropia

$$\Delta s =_{\text{Gas ideale}} c_v \ln \frac{T_1}{T_0} + R \ln \frac{v_1}{v_0} =$$

$$= c_p \ln \frac{T_1}{T_0} - R \ln \frac{P_1}{P_0}$$

Per le seguenti relazione vedere le formule fondamentali.



THEUNINOTES.COM