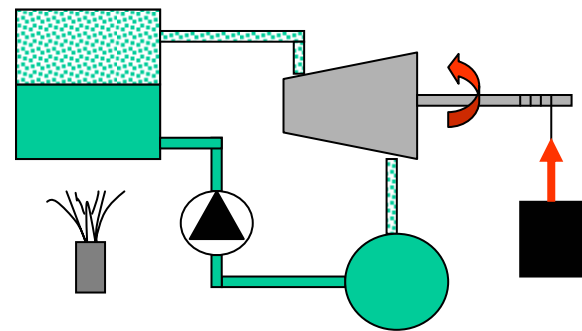
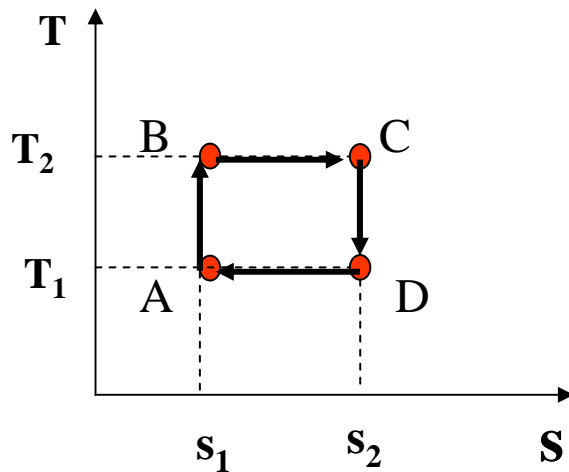


TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 1 INTRODUZIONE ALLA TERMODINAMICA APPLICATA



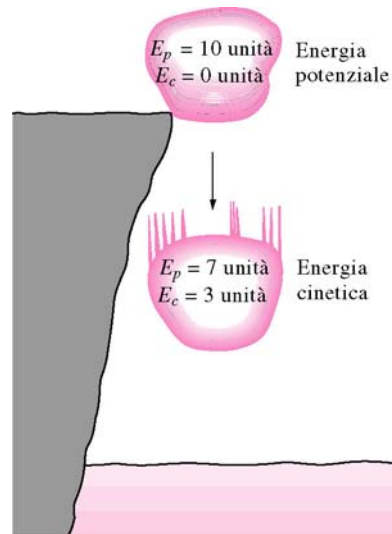
Cap. 1 – INTRODUZIONE

Indice

1. Generalità sulla termodinamica e sulla termofluidodinamica
2. Le fasi di una sostanza pura
3. Sistemi termodinamici
4. Proprietà di un sistema termodinamico
5. Stato ed equilibrio di un sistema termodinamico
6. Grandezze e trasformazioni di stato
7. Temperatura ed equilibrio termico
8. Il principio zero della termodinamica: temperatura e termometria
9. Le scale termometriche
10. Elementi di termometria: cenni sui metodi di misura della temperatura con contatto
11. Elementi di termometria: cenni sui metodi di misura della temperatura senza contatto
12. La pressione
13. Cenni sui metodi di misura della pressione
14. La pressione sanguigna

GENERALITA' SULLA TERMODINAMICA E SULLA TERMOFLUIDODINAMICA

MECCANICA:
tratta il comportamento di corpi
quando su di essi agiscono
forze



STATICA

Riguarda corpi in quiete e le loro condizioni di equilibrio meccanico

DINAMICA

Riguarda corpi in moto
Uno degli scopi principali è lo studio della energia meccanica nelle sue diverse forme e delle conversioni di energia meccanica in **LAVORO**

Generalità sulla termodinamica e sulla termofluidodinamica

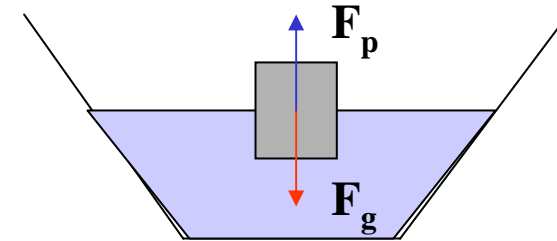
MECCANICA DEI FLUIDI

riguarda il comportamento di :

Fluidi in quiete

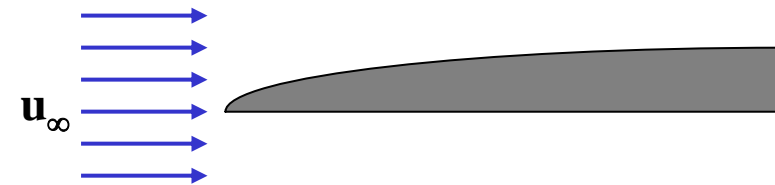
Fluidi in moto

e l'interazione di un fluido con un solido o con un altro fluido attraverso la loro superficie di separazione



—————→ **STATICA DEI FLUIDI**

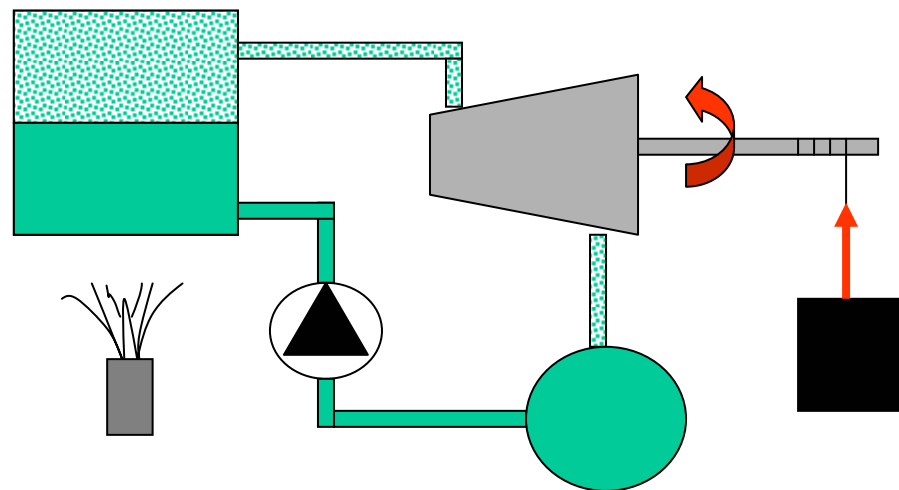
—————→ **FLUIDODINAMICA**



Generalità sulla termodinamica e sulla termofluidodinamica

TERMODINAMICA:

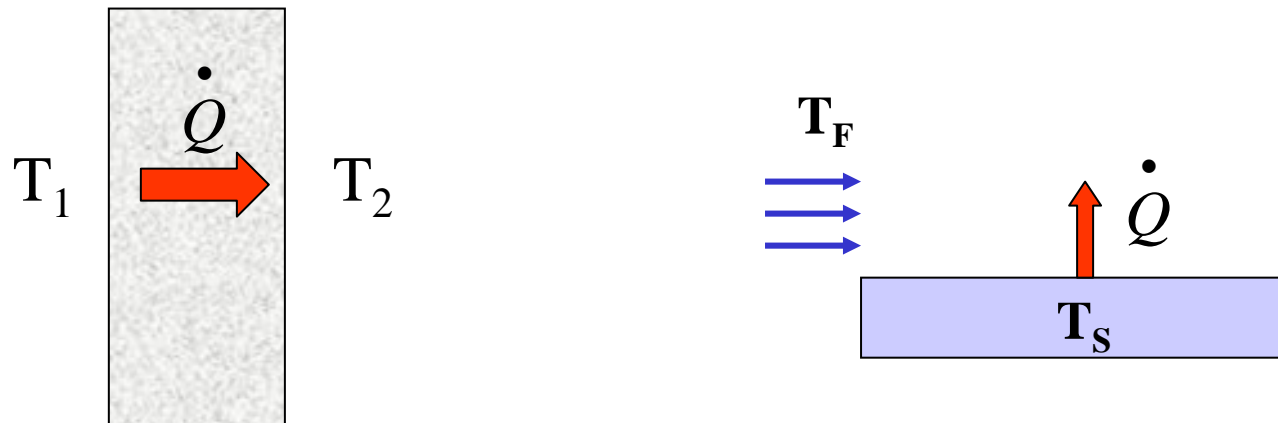
La termodinamica è la scienza che studia il trasferimento di energia, le trasformazioni dell'energia da una forma all'altra e i risultati di queste trasformazioni, con particolare riguardo alla trasformazione di energia termica in energia meccanica (e viceversa) e agli scambi di calore e lavoro, che possono avvenire durante tali trasformazioni



Generalità sulla termodinamica e sulla termofluidodinamica

TRASMISSIONE DEL CALORE:

Studia i processi ed i meccanismi di scambio termico all'interno di un materiale o tra materiali diversi

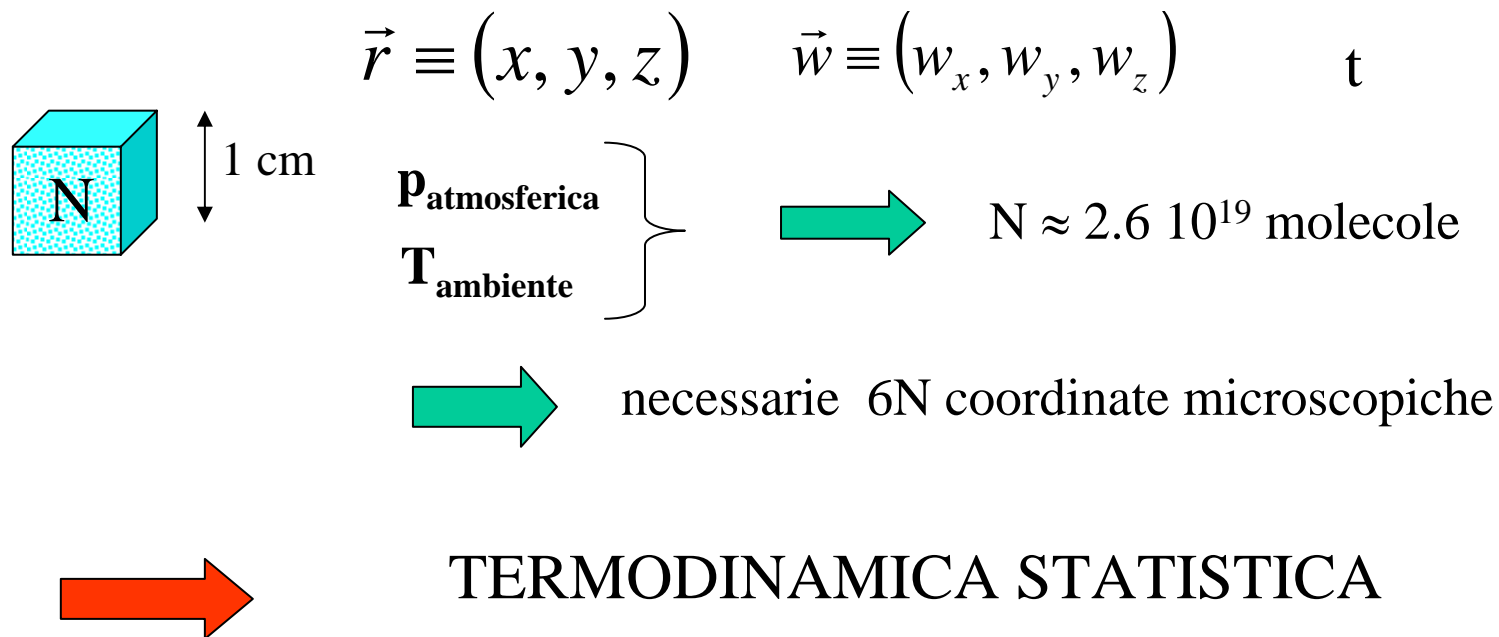


TERMOFLUIDODINAMICA:

Studia il comportamento di fluidi in presenza di un processo di scambio termico

GENERALITA' SULLA TERMODINAMICA

La materia è costituita da un numero grandissimo di particelle, le molecole. Descrivere il comportamento della materia dal punto di vista **MICROSCOPICO** richiederebbe la conoscenza del comportamento delle singole molecole e ciò rende il problema assai più complesso: l'unica possibilità è quella di affidarsi alla statistica, che considera il comportamento medio delle particelle



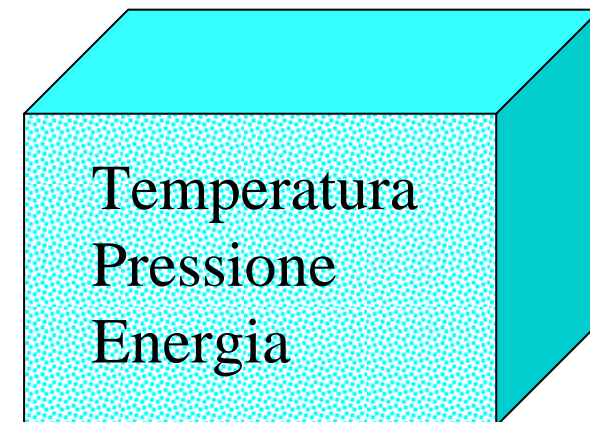
Generalità sulla termodinamica



TERMODINAMICA CLASSICA

Usa un approccio **MACROSCOPICO**, secondo il quale la materia è vista come un continuo, ignorandone la natura particellare. Tiene conto di quello che i nostri sensi possono rilevare delle proprietà e del comportamento della materia, e fornisce un metodo diretto e semplice per la risoluzione dei problemi ingegneristici

Si descrive la materia mediante grandezze (proprietà) macroscopiche, legate alle proprietà microscopiche delle molecole ma più facilmente misurabili o calcolabili



LE FASI DI UNA SOSTANZA PURA

Sostanza pura

Sostanza la cui composizione chimica non varia in tutta la massa presa in considerazione

Es acqua, azoto, elio, anidride carbonica

N.B.

Una sostanza pura non è necessariamente costituita da un unico elemento chimico o composto chimico.

Anche una miscela di più elementi o composti chimici, purchè **omogenea**, può essere considerata sostanza pura (ad es. l'aria).

N.B.

Una miscela di olio ed acqua non è una sostanza pura, poichè essendo l'olio non solubile in acqua, si ha la formazione di due zone con composizioni chimiche diverse.

Le fasi di una sostanza pura

Una miscela di **due o più fasi** di una sostanza pura è ancora sostanza pura se la composizione chimica di tutte le fasi è la stessa.

Es

Una miscela di ghiaccio (acqua solida) e acqua liquida è sostanza pura, perché entrambe le fasi hanno la stessa composizione chimica (H_2O).

N.B.

Una miscela di aria liquida e aria in fase aeriforme **NON** è una sostanza pura.

Infatti, ad una determinata pressione, i gas presenti nell'aria hanno differenti temperature di condensazione, per cui la composizione chimica dell'aria liquida e dell'aria in fase aeriforme sono diverse

Le fasi di una sostanza pura

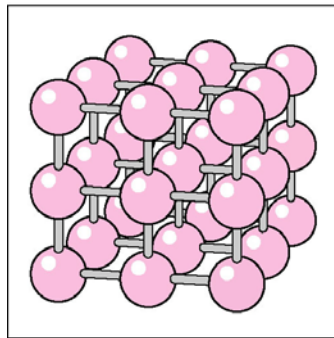
Le fasi di una sostanza pura:

SOLIDO

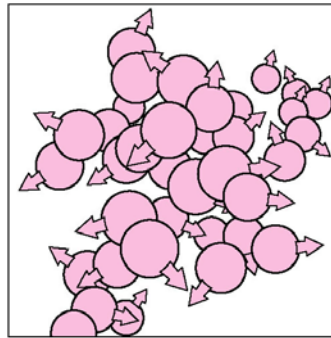
LIQUIDO

AERIFORME

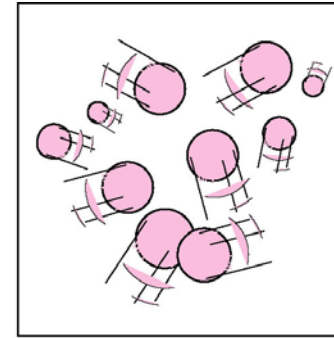
} **FLUIDO**



(a)



(b)

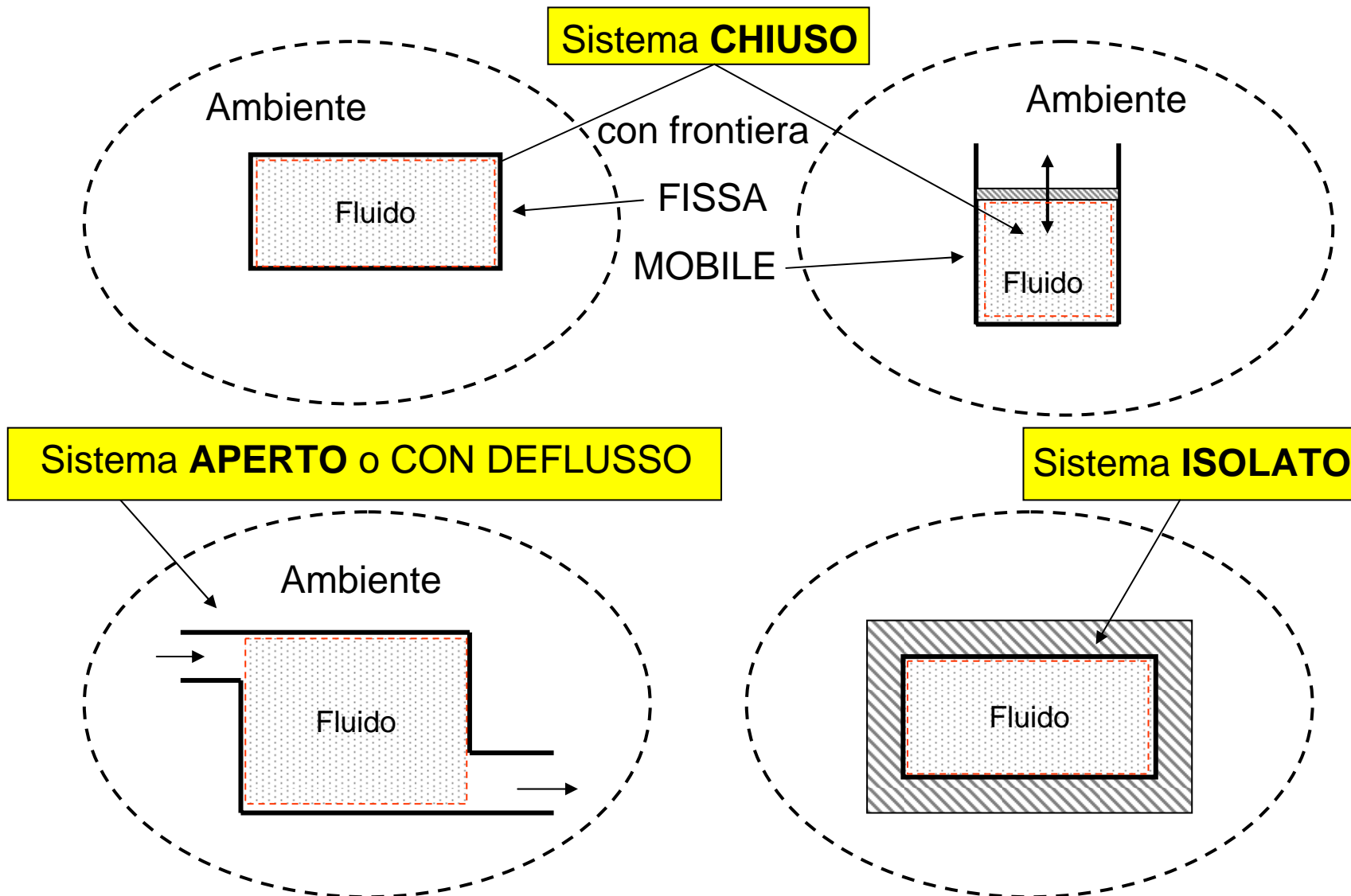


(c)

Disposizione delle molecole nelle diverse fasi:

a) Fase solida b) Fase liquida c) Fase aeriforme

SISTEMI TERMODINAMICI

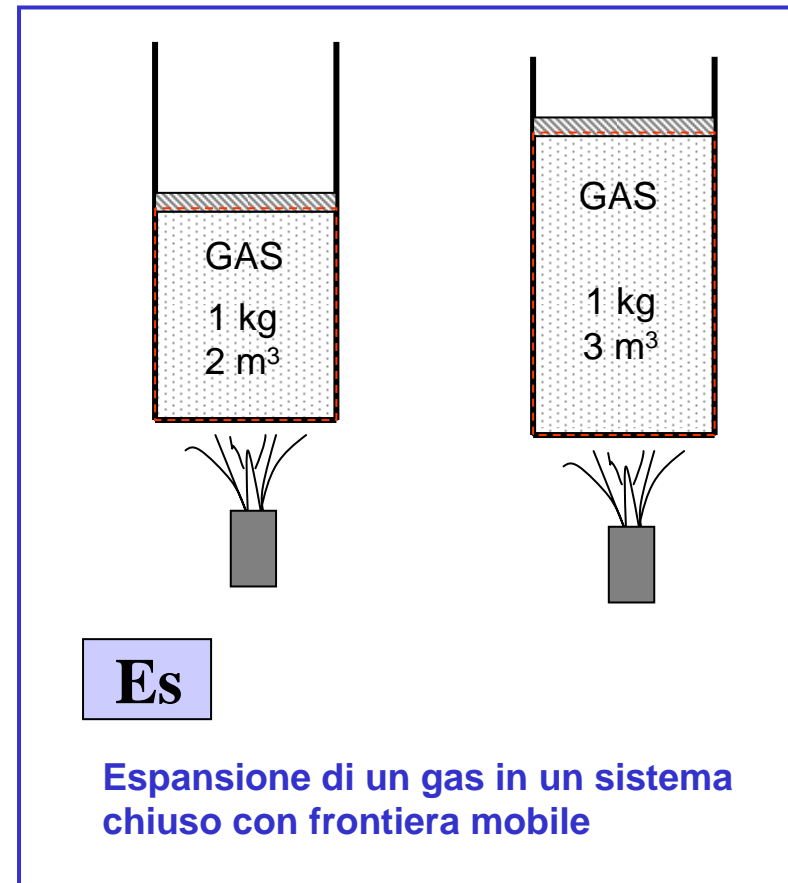
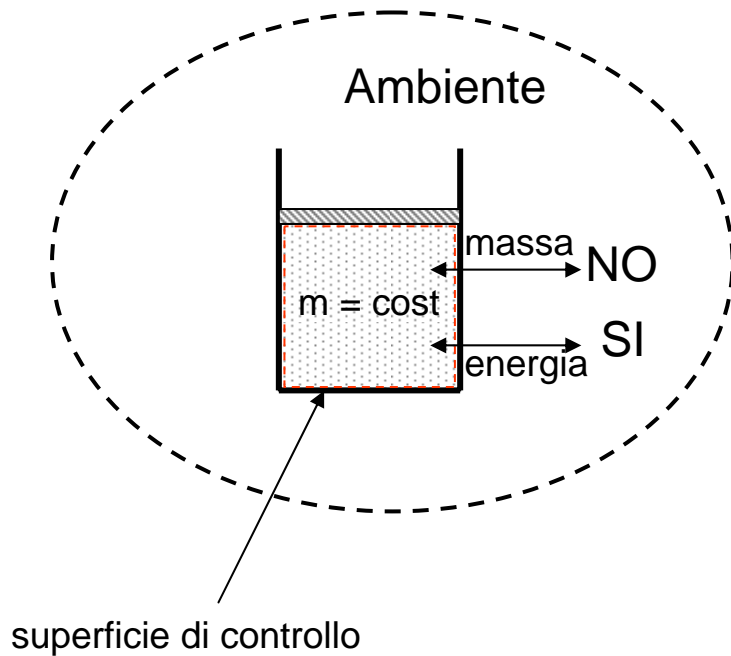


Sistemi termodinamici

Sistema **CHIUSO**



MASSA DI CONTROLLO

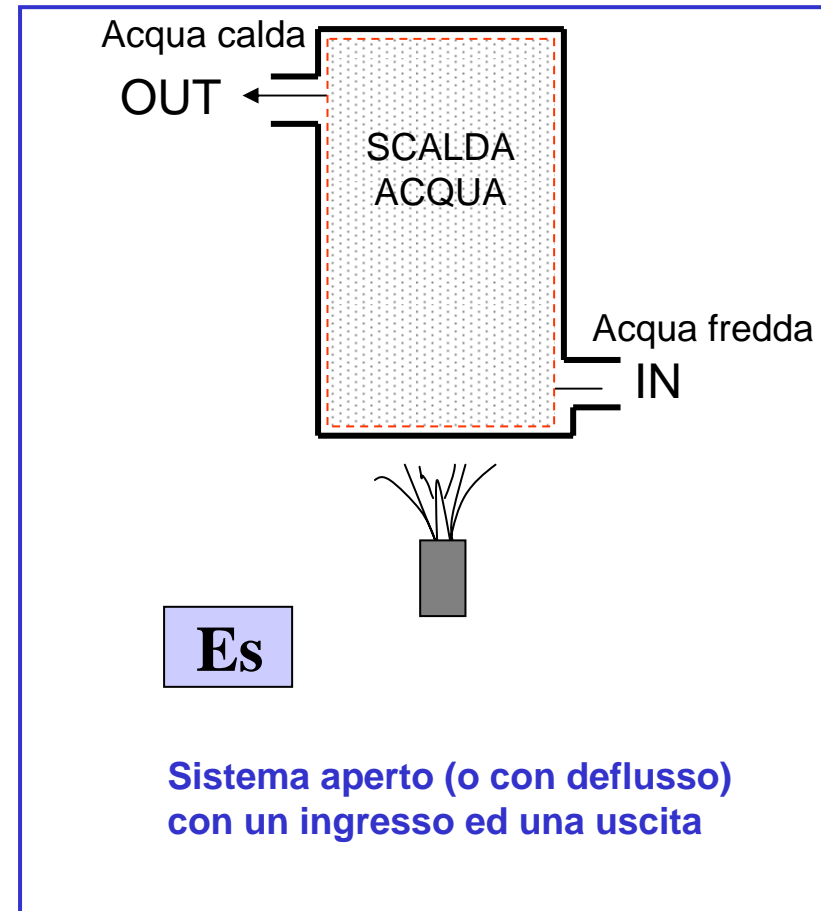
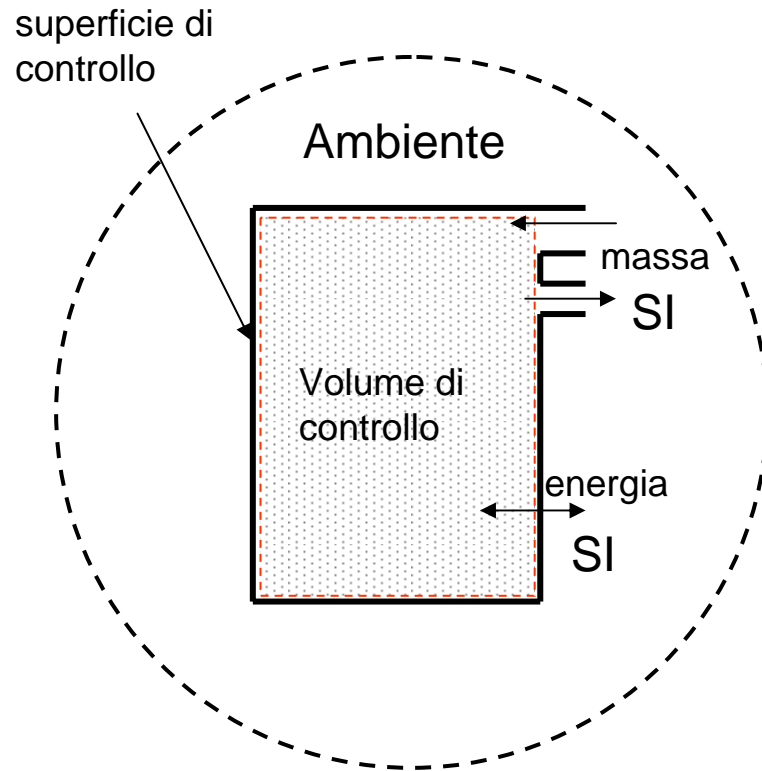


Sistemi termodinamici

Sistema APERTO
(o CON DEFLUSSO)



VOLUME DI CONTROLLO



Sistemi termodinamici

Le relazioni termodinamiche che si applicano a sistemi chiusi o a sistemi aperti sono DIFFERENTI. Perciò è molto importante riconoscere con che tipo di sistema si ha a che fare, PRIMA di iniziare la analisi termodinamica.

Es

1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

$$Q - L = \Delta U$$

1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

$$Q - L' = \Delta H + \Delta E_p + \Delta E_c$$

LE PROPRIETA' DEI SISTEMI TERMODINAMICI

Ogni caratteristica di un sistema termodinamico è chiamata PROPRIETA'

Es

- pressione: p [N/m²]
- temperatura: T [°C] [K]
- volume: V [m³]
- massa: m [kg]
- velocità: w [m/s]
- quota: z [m]

N.B.

Non tutte le proprietà sono INDIPENDENTI
Alcune sono definite in funzione di altre.

Es:

Densità = massa per unità di volume

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

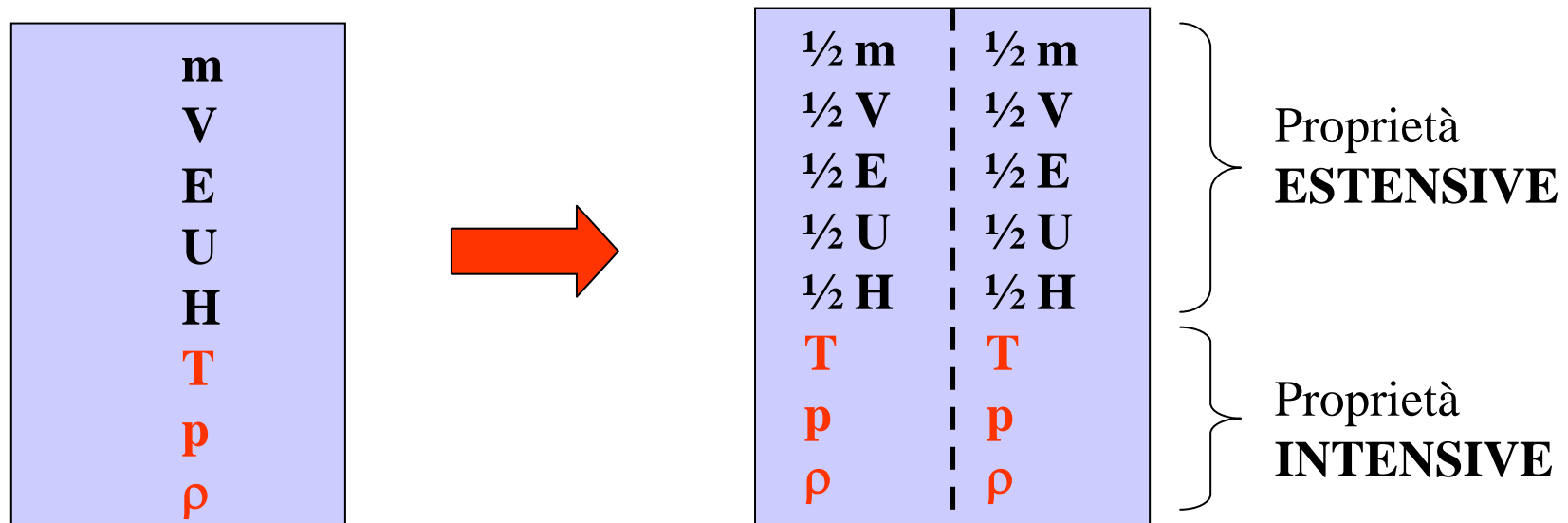
Energia cinetica

$$E_c = \frac{1}{2}mw^2 \quad [\text{J}]$$

Le proprietà dei sistemi termodinamici

Le **PROPRIETA'** di un sistema termodinamico possono essere:

- **INTENSIVE** se **NON** dipendono dalle dimensioni del sistema;
- **ESTENSIVE** se dipendono dalle dimensioni (o estensione) del sistema



N.B. Le proprietà **INTENSIVE** sono indicate con lettere **MINUSCOLE** (fa eccezione la temperatura), quelle **ESTENSIVE** con lettere **MAIUSCOLE** (fa eccezione la massa)

Le proprietà dei sistemi termodinamici

Le proprietà estensive riferite all'unità di massa vengono chiamate **PROPRIETA' SPECIFICHE**

Volume V [m^3] \longrightarrow Volume specifico $v=V/m$ [m^3/kg]

Energia totale E [J] \longrightarrow Energia totale specifica $e=E/m$ [J/kg]

Energia interna U [J] \longrightarrow Energia interna specifica $u=U/m$ [J/kg]

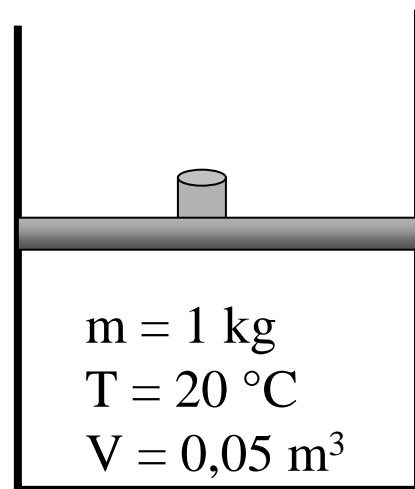
Entalpia H [J] \longrightarrow Entalpia specifica $h=H/m$ [J/kg]

N.B. Le proprietà SPECIFICHE sono indicate con simboli MINUSCOLI

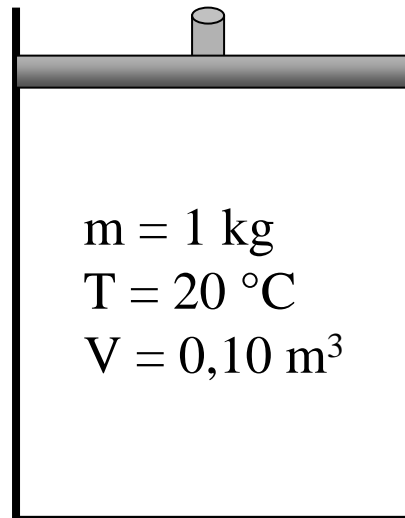
STATO ED EQUILIBRIO DI UN SISTEMA TERMODINAMICO

Se un sistema termodinamico non è soggetto ad alcun cambiamento, tutte le proprietà possono essere misurate o calcolate ovunque al suo interno.

L'insieme dei valori delle proprietà definiscono lo **STATO** del sistema termodinamico.



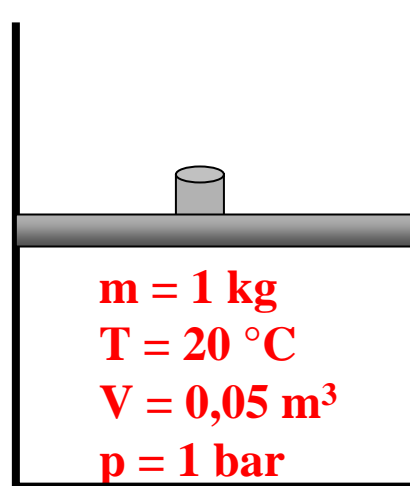
Stato TD 1



Stato TD 2

Stato ed equilibrio di un sistema termodinamico

Stato TD 1



Stato TD 2

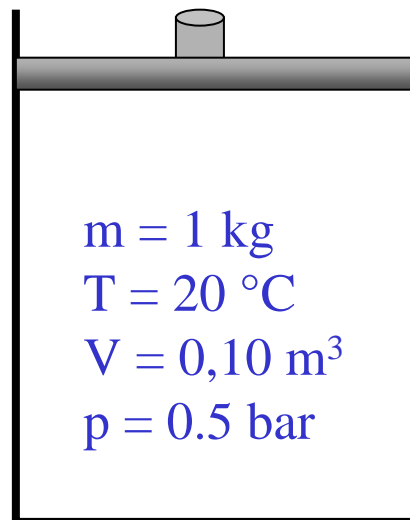
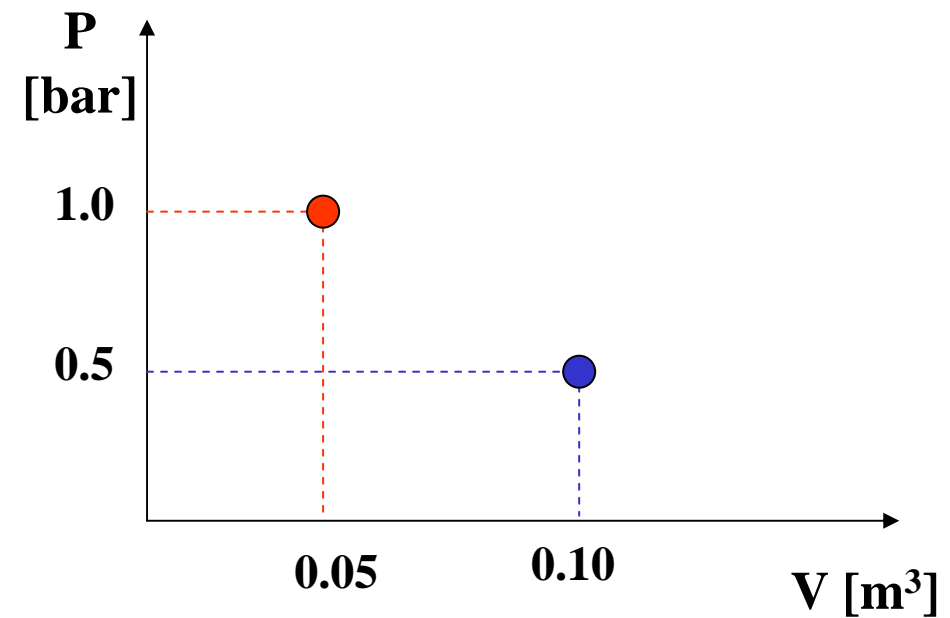


Diagramma p-V
(meccanico o di Clapeyron)



Stato ed equilibrio di un sistema termodinamico

Per poter definire lo STATO termodinamico di un sistema occorre che i valori delle sue proprietà siano costanti ed uniformi.

In altre parole occorre che il sistema sia in



**EQUILIBRIO
TERMODINAMICO**

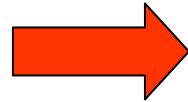
Equilibrio
TERMODINAMICO



Equilibrio TERMICO
+
Equilibrio MECCANICO
+
Equilibrio di FASE
+
Equilibrio CHIMICO

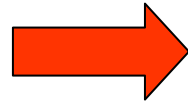
Stato ed equilibrio di un sistema termodinamico

**Equilibrio
TERMICO**



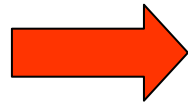
La temperatura è la stessa in ogni punto del sistema

**Equilibrio
MECCANICO**



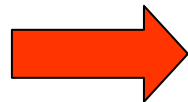
La pressione è la stessa in tutti i punti del sistema

**Equilibrio
DI FASE**



La massa di ciascuna fase non varia

**Equilibrio
CHIMICO**

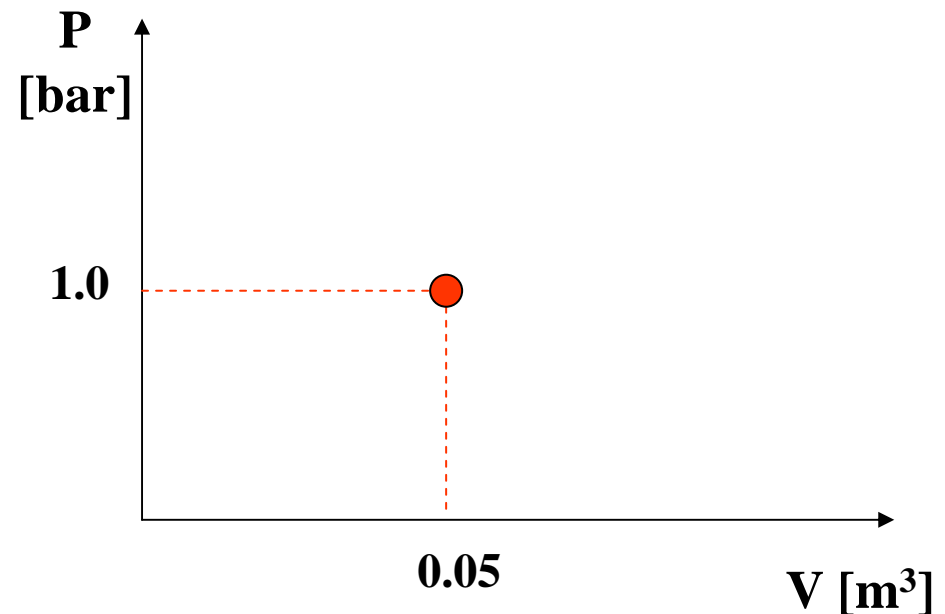


La composizione chimica non varia, ovvero non si verificano reazioni chimiche

GRANDEZZE (O FUNZIONI) DI STATO

Pertanto, se un SISTEMA termodinamico è in uno STATO di EQUILIBRIO TERMODINAMICO i valori delle PROPRIETA' del sistema sono univocamente determinati, sono gli stessi in tutti i punti del sistema e non variano nel tempo.

Le PROPRIETA' TERMODINAMICHE vengono anche chiamate **GRANDEZZE** o **FUNZIONI di stato** e godono di particolari proprietà matematiche.



Grandezze (o Funzioni) di stato

Sono GRANDEZZE DI STATO		
Volume	V	$[m^3]$
Pressione	p	$[Pa]$
Temperatura	T	$[K]$
Energia totale	$E = E_{\text{cinetica}} + E_{\text{potenziale}} + E_{\text{interna}}$	$[kJ]$
Energia interna	U	$[kJ]$
Entalpia	$H = U + pV$	$[kJ]$
Entropia	S	$[kJ/K]$

TRASFORMAZIONI TERMODINAMICHE

Un sistema in equilibrio termodinamico non è di grande utilità nelle applicazioni ingegneristiche.

Come vedremo è solo quando varia lo stato termodinamico di un sistema che entrano in gioco le grandezze di utilità pratica quali il LAVORO ed il CALORE scambiati tra sistema ed ambiente

Ogni cambiamento che un sistema subisce passando da uno stato di equilibrio ad un altro si chiama **TRASFORMAZIONE TERMODINAMICA (o Processo termodinamico)**

La serie di stati termodinamici attraverso cui il sistema passa durante una trasformazione è detta **LINEA** della trasformazione.

Trasformazioni termodinamiche

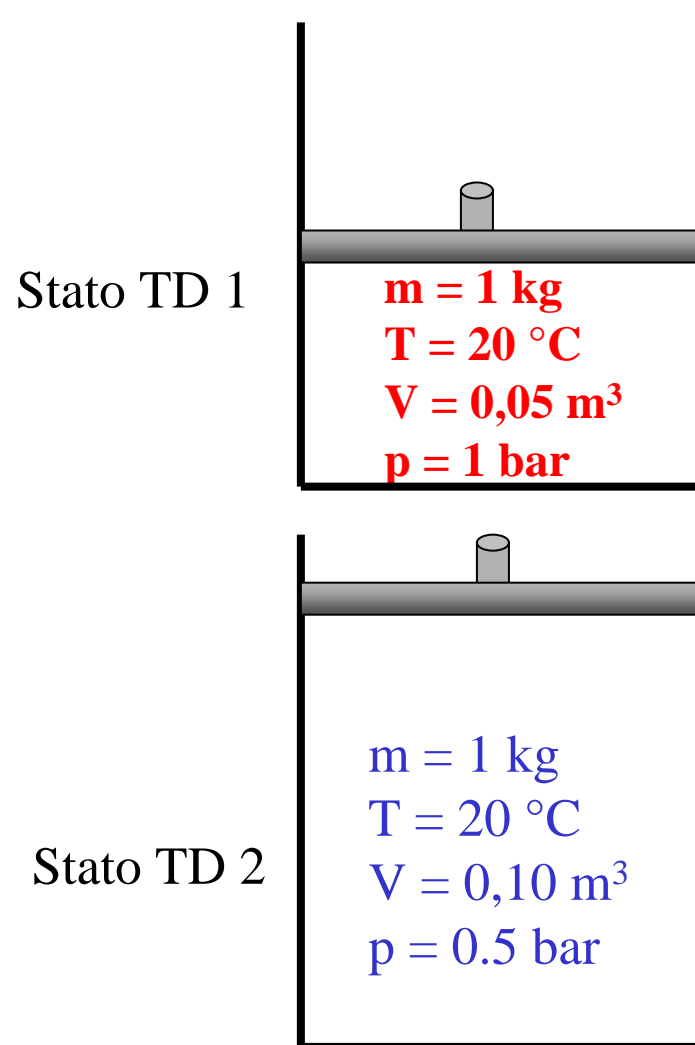
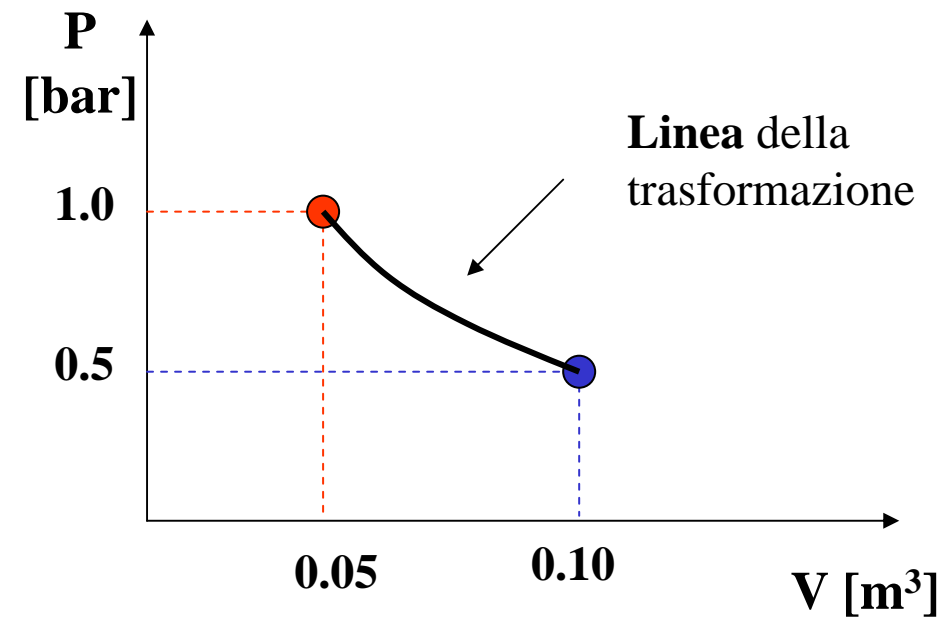


Diagramma p-V
(meccanico o di Clapeyron)



Trasformazioni termodinamiche

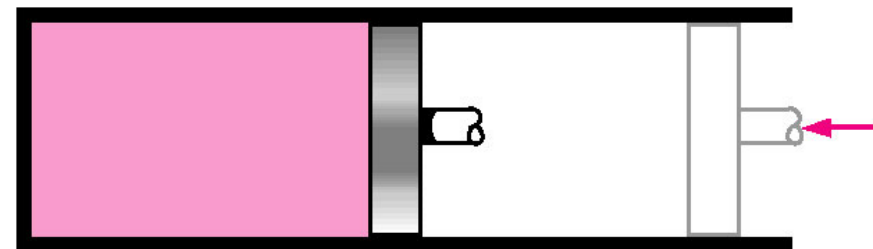
Per poter definire la linea della trasformazione occorre che questa avvenga per stati successivi di equilibrio termodinamico.

Questo può avvenire se, in ogni istante, le grandezze di stato che variano, differiscono per quantità infinitesime rispetto ai valori dello stato precedente: una tale trasformazione viene detta

**TRASFORMAZIONE
QUASI-STATICA**

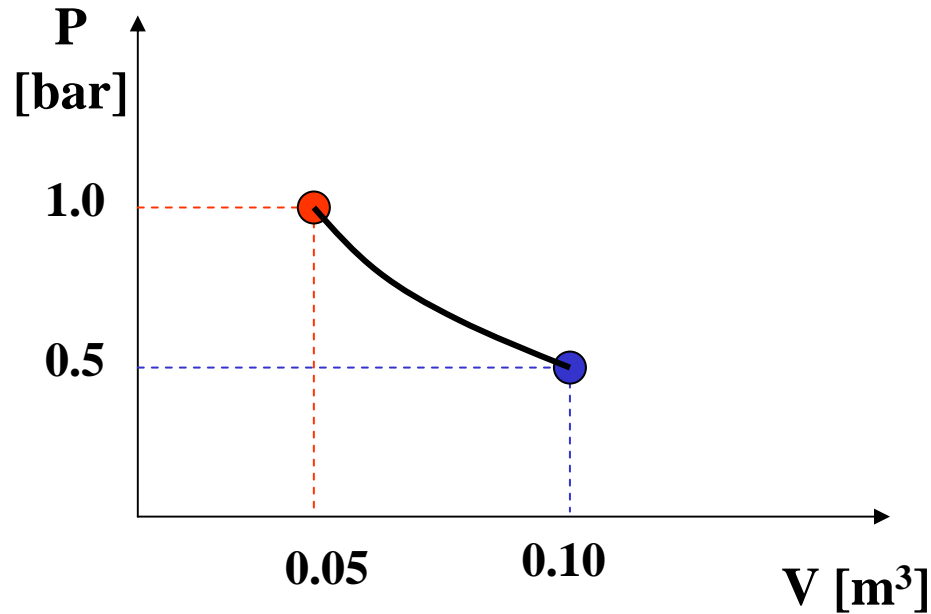


(a) Compressione lenta
(quasi-statica)

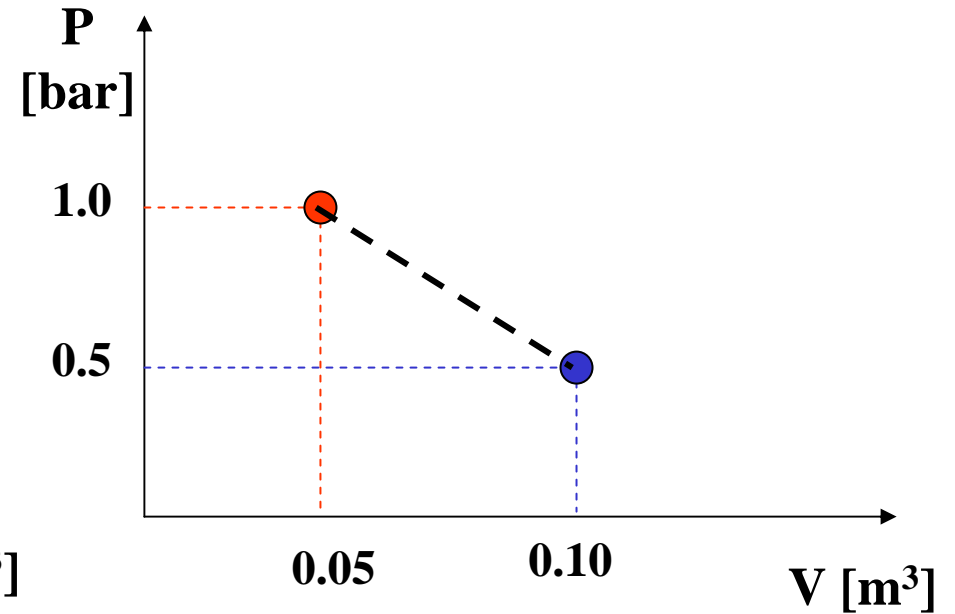


(b) Compressione molto rapida
(non-quasi-statica)

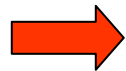
Trasformazioni termodinamiche



Trasformazione QUASI-STATICA



Trasformazione NON QUASI-STATICA



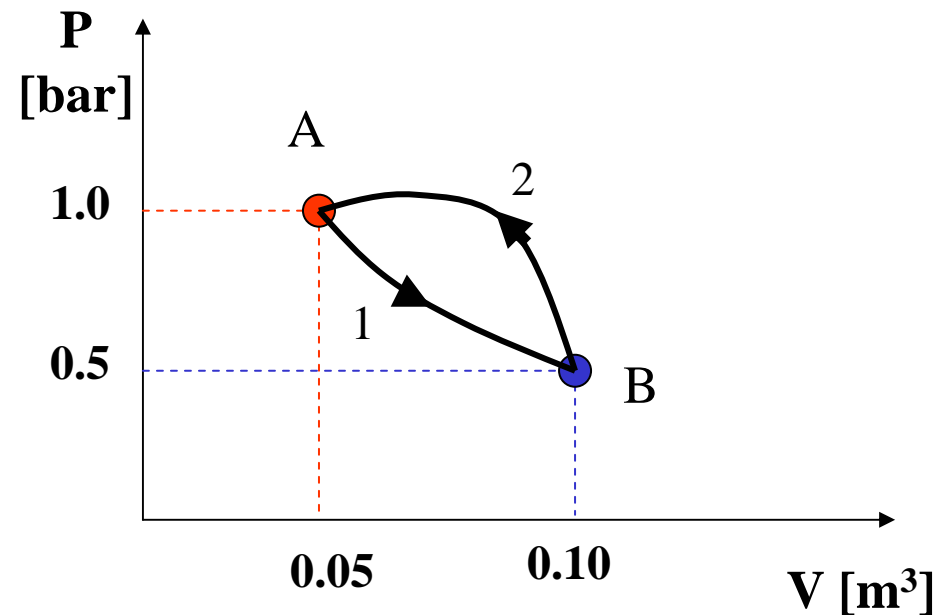
NON esiste
E' una idealizzazione
Sono semplici da analizzare teoricamente
**Forniscono prestazioni MASSIME
rispetto alle trasformazioni REALI**



Trasformazioni termodinamiche

CICLO TERMODINAMICO

Trasformazione termodinamica mediante la quale lo stato del sistema evolve per poi ritornare alla fine del processo allo stato iniziale. Ovvero stato finale e stato iniziale coincidono.



Trasformazioni termodinamiche

Principali trasformazioni termodinamiche

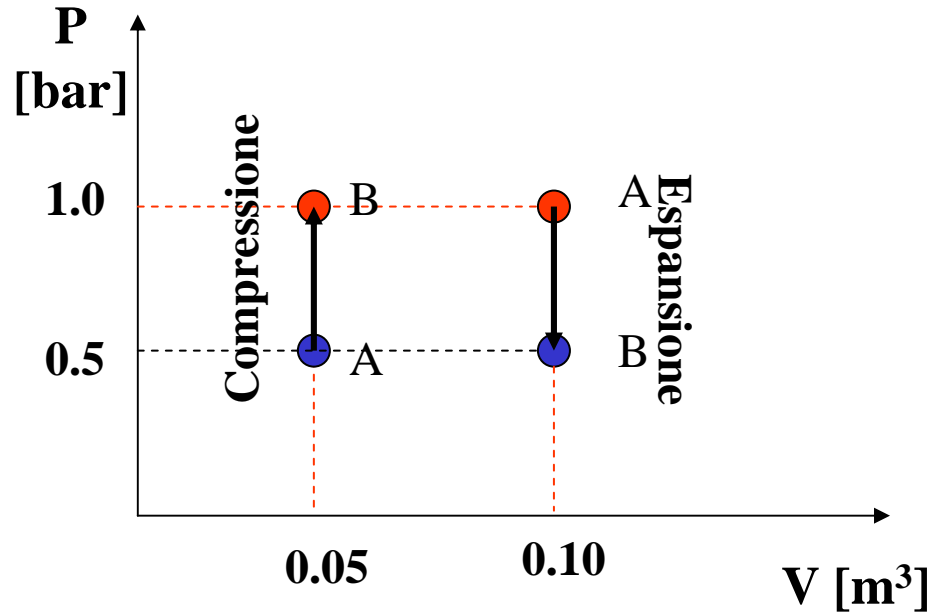
ISOTERMA: Trasformazione che avviene mantenendo costante la temperatura del sistema.

ISOBARA: Trasformazione che avviene mantenendo costante la pressione del sistema.

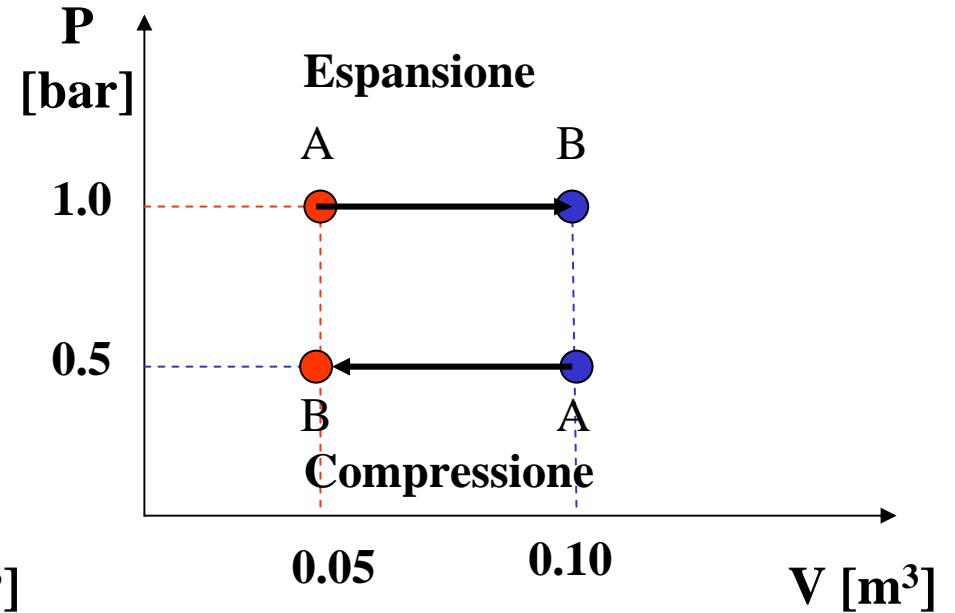
ISOCORA: Trasformazione che avviene mantenendo costante il volume del sistema.

ADIABATICA: Trasformazione che avviene senza scambio di calore tra sistema ed ambiente.

Trasformazioni termodinamiche



Trasformazioni ISOCORE

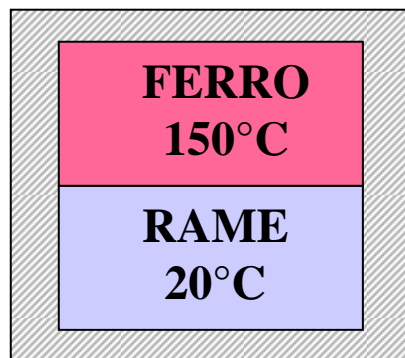


Trasformazioni ISOBARE

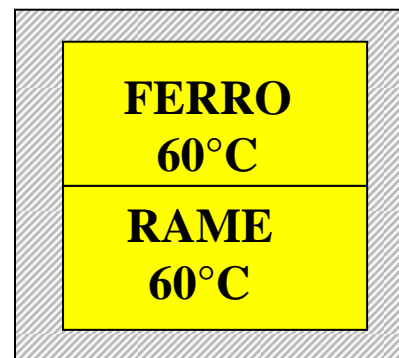
TEMPERATURA ED EQUILIBRIO TERMICO

La **TEMPERATURA** è una grandezza macroscopica, correlabile con le proprietà di moto delle molecole e quindi con l'energia molecolare.

Non è facile darne una definizione anche se è un concetto a noi familiare in quanto ad essa sono legate effetti fisiologici quali la “sensazione di caldo” o “di freddo”. In realtà vedremo che tali sensazioni sono legate a situazioni di disequilibrio termico.



Processo di scambio termico dal corpo a temperatura maggiore a quello a temperatura minore



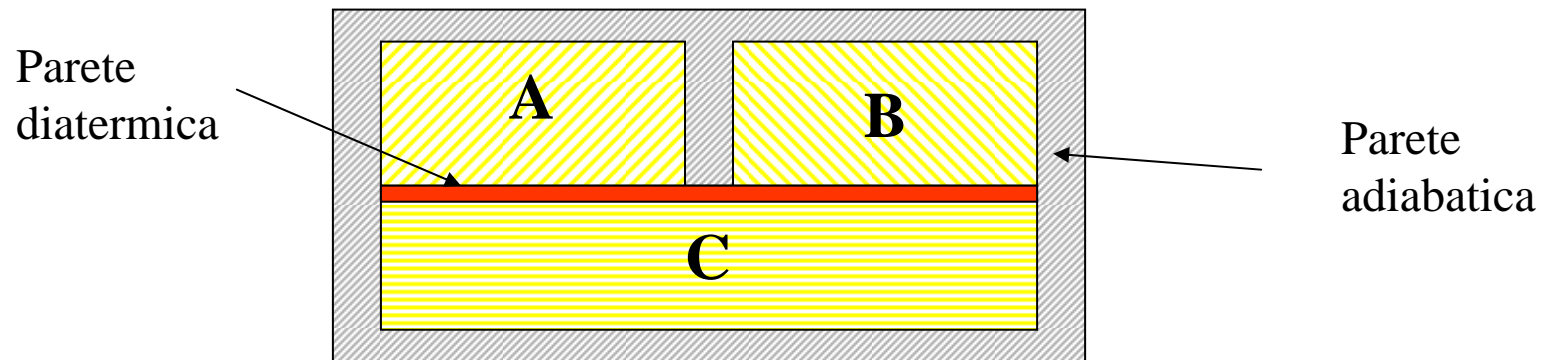
Il processo di scambio termico termina quando i due corpi sono alla stessa temperatura



EQUILIBRIO TERMICO

II PRINCIPIO ZERO DELLA TERMODINAMICA: TEMPERATURA E TERMOMETRIA

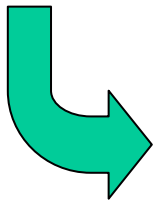
Se il sistema A è in equilibrio termico con il sistema C e il sistema B è in equilibrio termico con il sistema C, allora anche i due sistemi A e B sono in equilibrio termico con il sistema C (il “**termometro**”) (1931 R. H. Fowler)



Esiste una grandezza scalare, detta **TEMPERATURA**, che è una proprietà di tutti i sistemi termodinamici (in equilibrio), tale che l'uguaglianza di temperatura è una condizione necessaria e sufficiente per **l'equilibrio termico**.

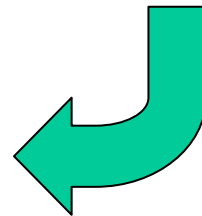
Il principio zero della termodinamica: temperatura e termometria

La **TEMPERATURA** è una proprietà intensiva che può essere direttamente misurata correlandone la variazione per un sistema alla corrispondente variazione di una proprietà di un altro sistema detto **TERMOMETRO**, il cui stato è fatto variare vincolando le altre proprietà scelte come indipendenti



Sistema e termometro debbono essere all'equilibrio termico essendo separati da pareti rigide e fisse ma non adiabatiche

Se la lettura di due sistemi è uguale si può dire che questi hanno la stessa temperatura



LE SCALE TERMOMETRICHE

Scale termometriche basate su alcuni stati termodinamici facilmente riproducibili come i punti di fusione e di ebollizione dell'acqua

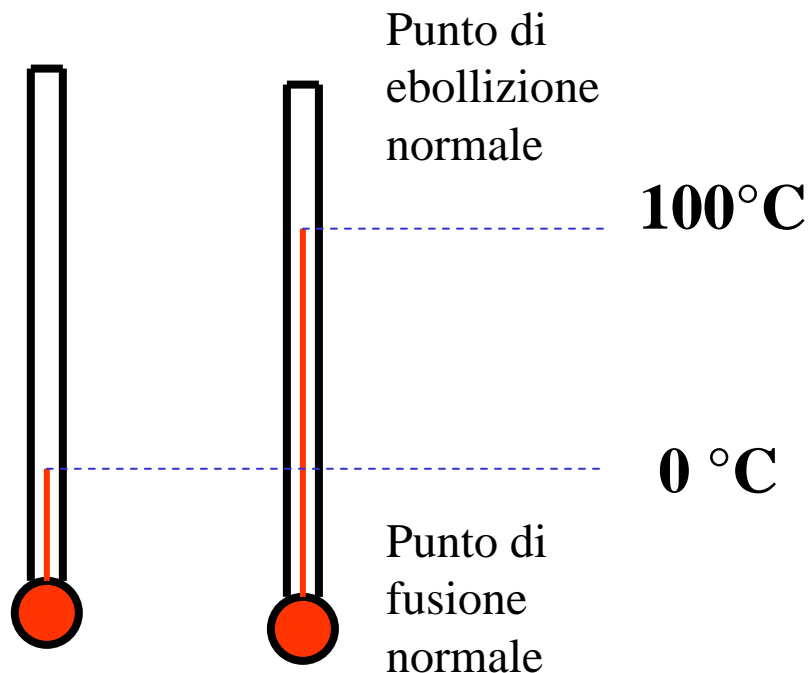
Alla pressione di **101325 Pa** (pressione atmosferica standard)

una miscela di acqua liquida e ghiaccio in equilibrio con aria satura di vapore è detta essere al **punto di fusione normale;**

una miscela di acqua e di vapore acqueo (in assenza di aria) in equilibrio tra di loro si dice essere al **punto di ebollizione normale.**

Le scale termometriche

La scala termometrica attualmente utilizzata nel SI è la **scala CELSIUS** (prima del 1948 chiamata centigrada)



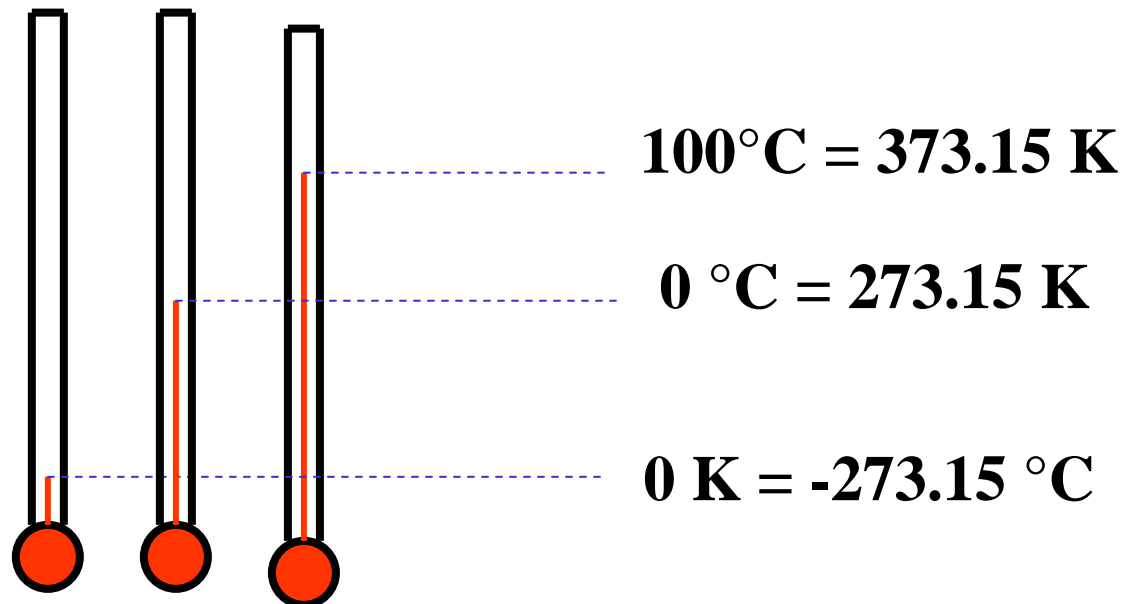
L'unità di misura è il grado Celsius pari ad 1/100 della differenza di temperatura tra i due punti normali

Le scale termometriche

In termodinamica è utile avere una scala termometrica indipendente dalle proprietà delle sostanze impiegate:

SCALA DELLA TEMPERATURA TERMODINAMICA

(detta anche **scala della temperatura assoluta**) che nel sistema SI è la **scala KELVIN**



Le scale termometriche

Le scale Kelvin e Celsius sono legate dalle relazioni:

$$T[K] = T[^\circ C] + 273.15$$

$$T[^\circ C] = T[K] - 273.15$$

L'unità di misura della scala della temperatura termodinamica è il kelvin che è uguale al grado Celsius.

Pertanto le differenze di temperatura in kelvin o in gradi Celsius sono uguali

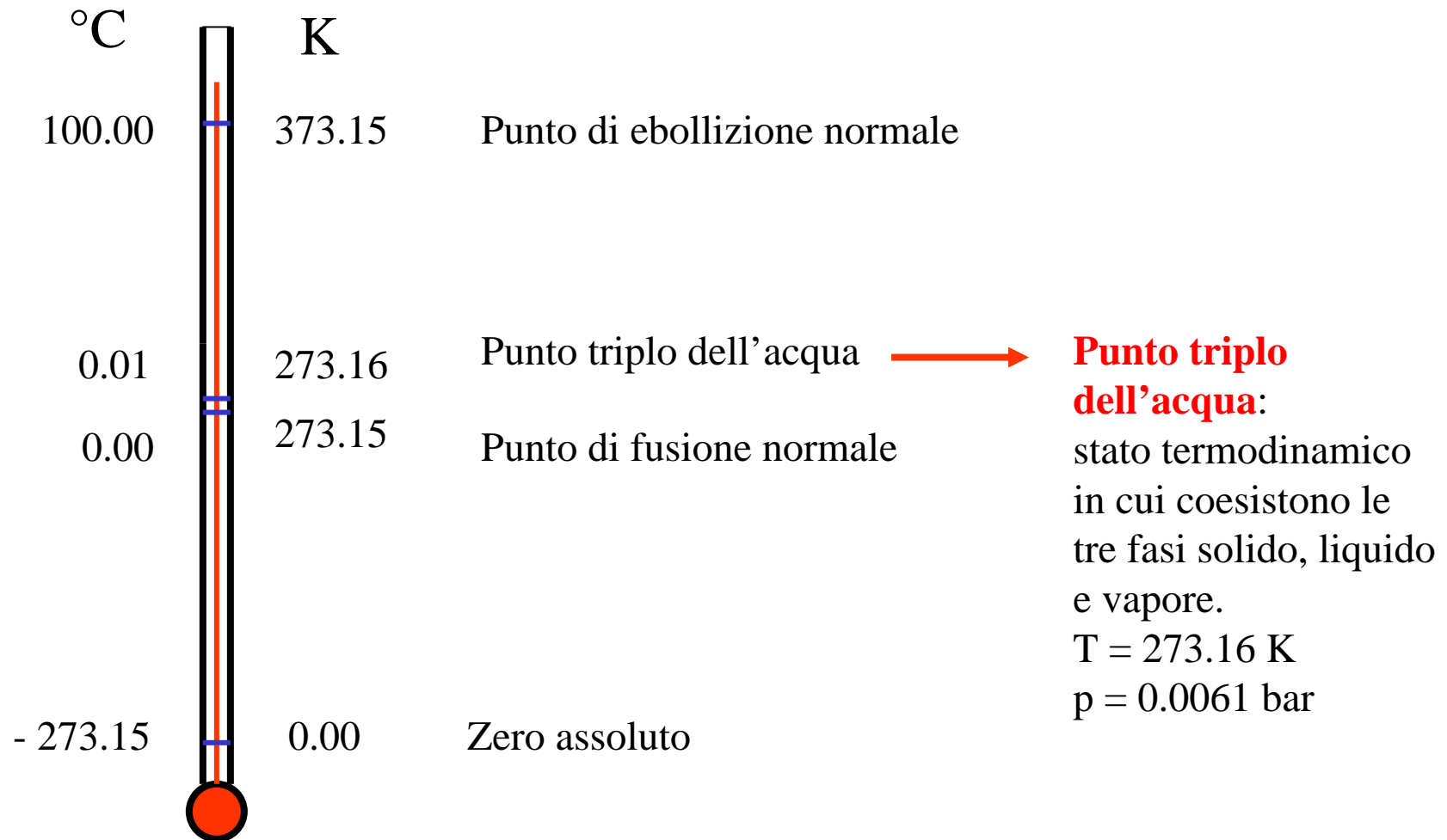
$$\Delta T[K] = \Delta T[^\circ C]$$

Le scale termometriche

Nel 1954 la scala Celsius è stata ridefinita in termini di un singolo punto fisso e della scala assoluta di temperatura.

- 1) Il punto fisso scelto fu il punto triplo dell'acqua al quale fu assegnato il valore di $0.01\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 2) L'ampiezza del grado Celsius venne assunta uguale a quella del kelvin;
- 3) Nella scala Kelvin l'unità di misura, il kelvin, è definita come $1/273.16$ della temperatura termodinamica del punto triplo dell'acqua, fissata a 273.16 K ;
- 4) Il punto di fusione normale dell'acqua sulle scale Celsius e Kelvin corrisponde a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 273.15 K rispettivamente.

Le scale termometriche



Le scale termometriche

Nei paesi anglosassoni sono ancora in uso le scale non SI:

- **scala Fahrenheit** (basata su due punti fissi: punto di congelamento normale = 32 °F, punto di ebollizione normale = 212 °F, intervallo diviso in 180 parti = 1°F)
- **scala Rankine** (basata su un punto fisso)

$$T[{}^{\circ}F] = T[R] - 459.67$$

Le formule di conversione con le scale Celsius e Kelvin sono:

$$T[R] = \frac{9}{5} T[K]$$

$$T[K] = \frac{5}{9} T[R]$$

$$T[{}^{\circ}F] = \frac{9}{5} T[{}^{\circ}C] + 32$$

$$T[{}^{\circ}C] = \frac{5}{9} (T[{}^{\circ}F] - 32)$$

L'unità di misura della scala della temperatura Rankine è uguale a quella della scala Fahrenheit.

Le scale termometriche: **Esercizio 1**

La temperatura di un sistema misurata con la scala Celsius è pari a 30 °C.

Determinare il valore della temperatura nella scala Kelvin, nella scala Fahrenheit e nella scala Rankine

$$T[K] = T[°C] + 273.15 \cong (30 + 273)K = 303K$$

$$T[R] = \frac{9}{5}T[K] \cong \left(\frac{9}{5} \cdot 303\right)R \cong 545R$$

$$T[°F] = \frac{9}{5}T[°C] + 32 = \left[\frac{9}{5}30 + 32\right]°F = 86°F$$

Le scale termometriche: **Esercizio 2**

La temperatura di un sistema misurata con la scala Fahrenheit è pari a 100 °F.

Determinare il valore della temperatura nella scala Kelvin, nella scala Celsius e nella scala Rankine

$$T[R] = T[°F] + 459.67 = (100 + 459.67)R = 559.67R$$

$$T[K] = \frac{5}{9}T[R] = \left(\frac{5}{9} \cdot 559.67\right)K = 310.9K$$

$$T[°C] = \frac{5}{9}(T[°F] - 32) = \frac{5}{9}(100 - 32)°C = 37.8°C$$

ELEMENTI DI TERMOMETRIA

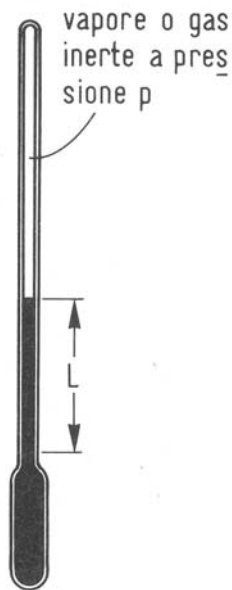
Effetti della temperatura utilizzati in termometria

Dilatazione di liquidi e solidi	Termometro a liquido
Variazione di resistenza elettrica	Termoresistenze
Generazione di forza elettromotrice	Termocoppie
Variazione della pressione di un gas	Termometro a gas
Emissione di radiazione elettromagnetica	Termografia I.R.

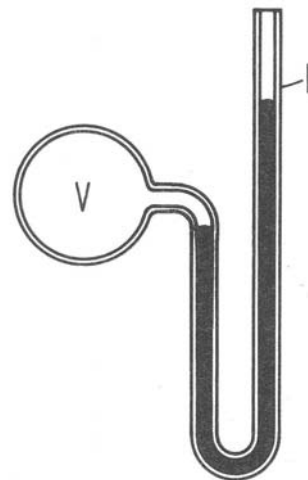
Elementi di Termometria

VARIABILE TERMOMETRICA

La **TEMPERATURA** è una proprietà intensiva che può essere direttamente misurata correlandone la variazione per un sistema alla corrispondente variazione di una proprietà di un altro sistema detto **TERMOMETRO**, il cui stato è fatto variare vincolando le altre proprietà scelte come indipendenti



termometro a dilatazione di liquido: il livello L del liquido costituisce la variabile termometrica



termometro a gas: si mantiene costante il volume del gas e si assume la pressione dipendente dalla temperatura

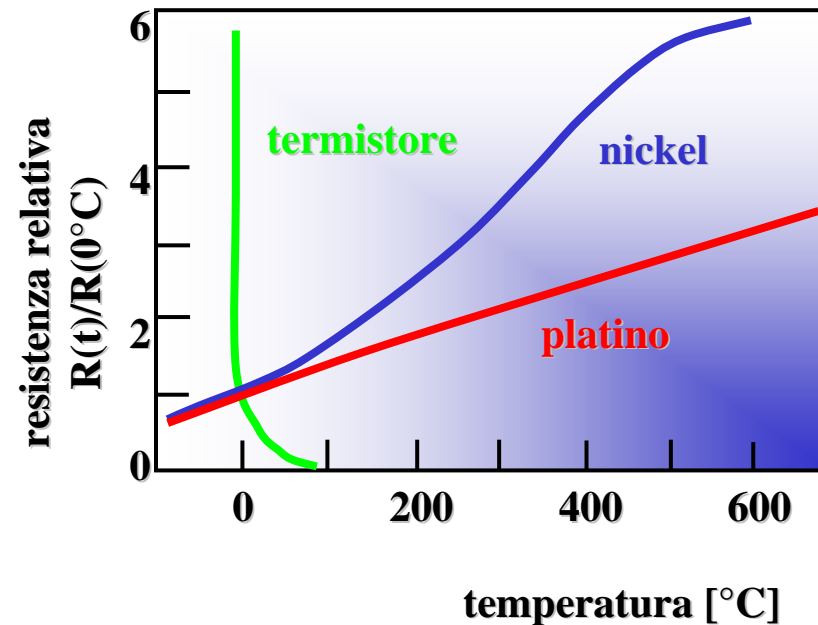
Elementi di Termometria

LE TERMORESISTENZE

La relazione tra la resistenza elettrica dei metalli e la temperatura venne scoperta da Humphrey Davy nel 1821, mentre nel 1871 William Siemens definì il platino quale migliore tra i metalli adottabili.

Infatti, il legame funzionale tra la Resistenza elettrica del platino e la Temperatura è quasi lineare

Questa caratteristica, unita alla grande stabilità del platino ed alla elevata ripetibilità, hanno portato alla scelta del **PRT** (TermoResistenza al Platino) come strumento di riferimento della ITS90 tra le temperature di -260°C e $+960^{\circ}\text{C}$ (**StandardPRT**)

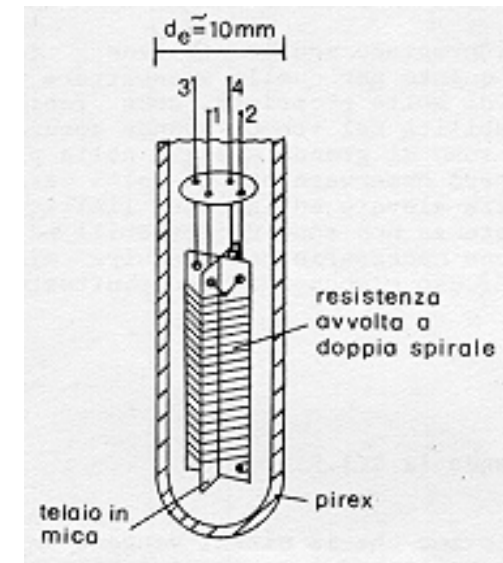


Elementi di Termometria

PRT A STELO (wounded wire)

Il filo di platino viene avvolto a spirale su di un telaio in mica che viene introdotto in un tubo il cui ambiente è ermeticamente sigillato e riempito di elio e ossigeno o aria secca per mantenere inalterate le caratteristiche superficiali del filo

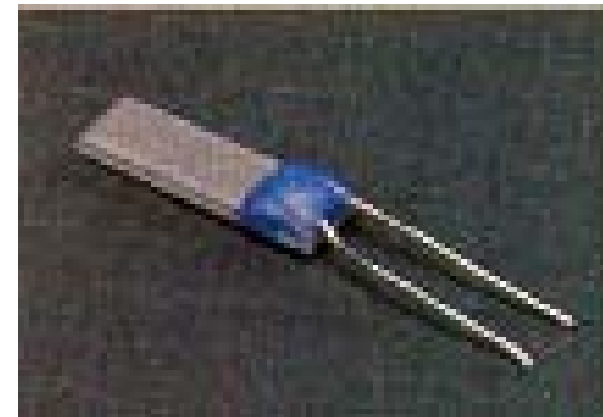
Il tubo è di quarzo per gli SPRT, mentre nei termometri per impiego industriale si adotta un tubo metallico



PRT A FIM SOTTILE (thin film)

Il film sottile di platino viene depositato su un substrato di ceramica.

Sono meno delicati e meno costosi ma sono meno accurati ed il campo di temperatura è ridotto.



Elementi di Termometria

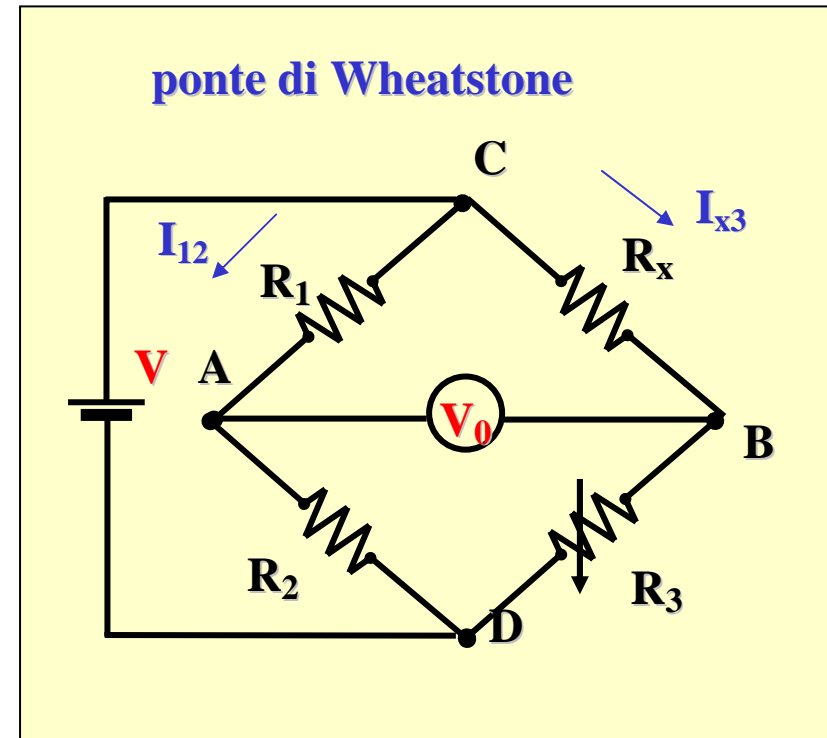
Misura della resistenza di un PRT

Lo sbilanciamento del ponte è dato da:

$$V_o = V \left(\frac{R_3}{R_3 + R_x} \right) - V \left(\frac{R_2}{R_1 + R_2} \right)$$

Il ponte si può bilanciare manualmente, regolando R_3 fino a che non eguaglia R_x ; allora è $V_0=0$.

Oppure si può ricavare R_x in funzione del V_0 letto dallo strumento (tenendo presente che $R_1=R_2$)



$$R_x = R_3 \left(\frac{V - 2V_0}{V + 2V_0} \right)$$

Elementi di Termometria

I TERMISTORI



THERMally sensitive resISTOR

I PRT sono sonde termometriche molto stabili ma hanno una **SENSIBILITA' ASSOLUTA** piuttosto bassa.

Invece **i termistori hanno una SENSIBILITA' ASSOLUTA molto più elevata**

I termistori sono ottenuti mediante sinterizzazione di miscele di ossidi di metalli di transizione con materiale ceramico come legante

Quando alcuni atomi del metallo costituente l'ossido vengono sostituiti con atomi di un altro metallo avente diversa valenza (drogaggio), le lacune o gli elettroni liberi che vengono a crearsi localmente dove è avvenuta la sostituzione possono spostarsi sotto l'azione di un campo elettrico con una resistenza al moto tanto più debole quanto più elevata è la temperatura

Elementi di Termometria

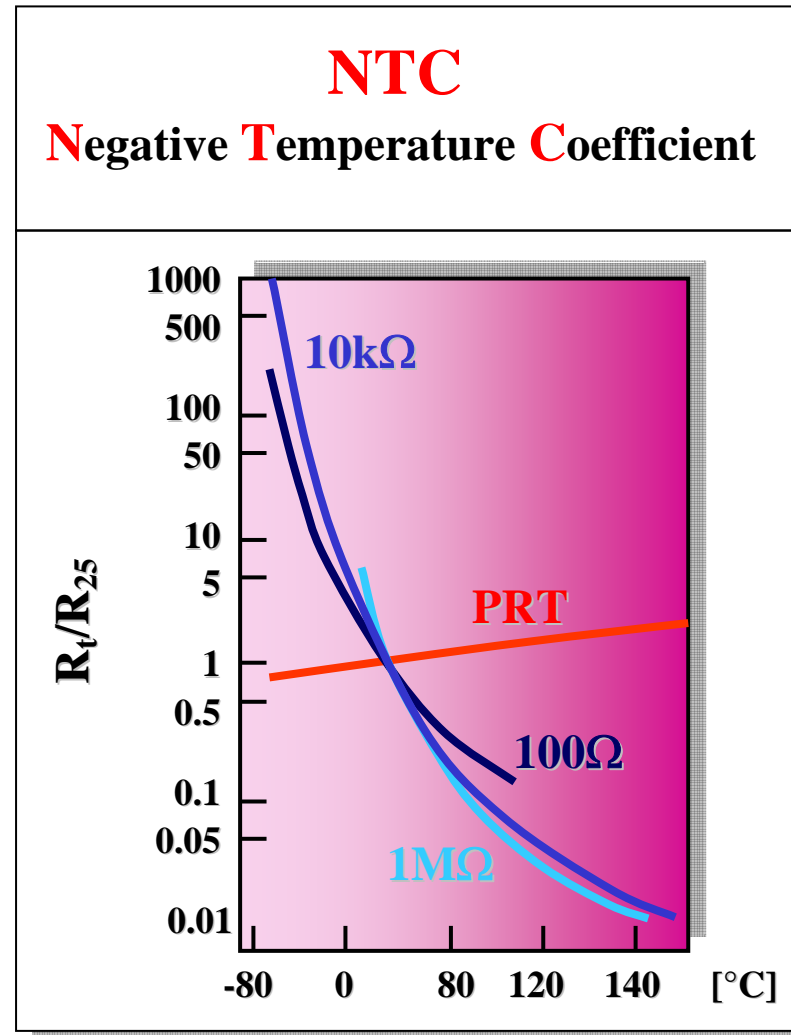
La variazione di resistenza di un PRT è pari a circa lo 0.4% per °C di variazione di temperatura (a 0°C).

La variazione di resistenza di un **TERMISTORE** è pari a circa il 4% per 1°C di variazione di temperatura.



Elevata SENSIBILITA' assoluta

I termistori hanno caratteristica **NON LINEARE**, estremamente dipendente dal processo di produzione per questo non esiste per i termistori la stessa elevata standardizzazione che hanno PRT e termocoppie (dispersione delle caratteristiche molto elevata)



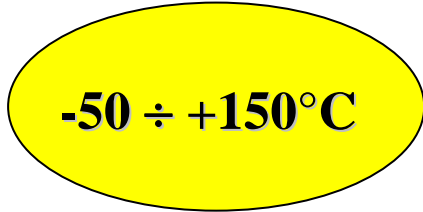
Elementi di Termometria

SENSORI IC (a Circuito Integrato)

Sono il tipo di sonda termometrica introdotta sul mercato più di recente.

Sfruttano una proprietà fondamentale dei semiconduttori (silicio, germanio) con cui sono realizzati per ottenere una caratteristica $\Delta V(t)$ LINEARE con la temperatura

La tensione può essere convertita in corrente con una resistenza a film sottile a basso coefficiente di temperatura



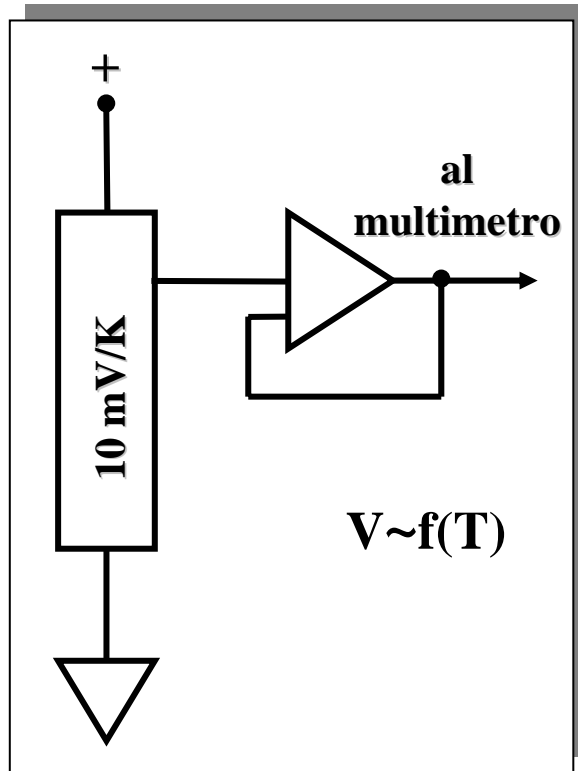
-50 ÷ +150°C

Hanno gli stessi difetti dei PRT in più il range di temperatura è limitato dal range operativo dei circuiti integrati

Una importante caratteristica dei sensori IC risiede nel fatto che il CIRCUITO INTEGRATO può incorporare anche la circuitistica per processare il segnale nello stesso package del sensore

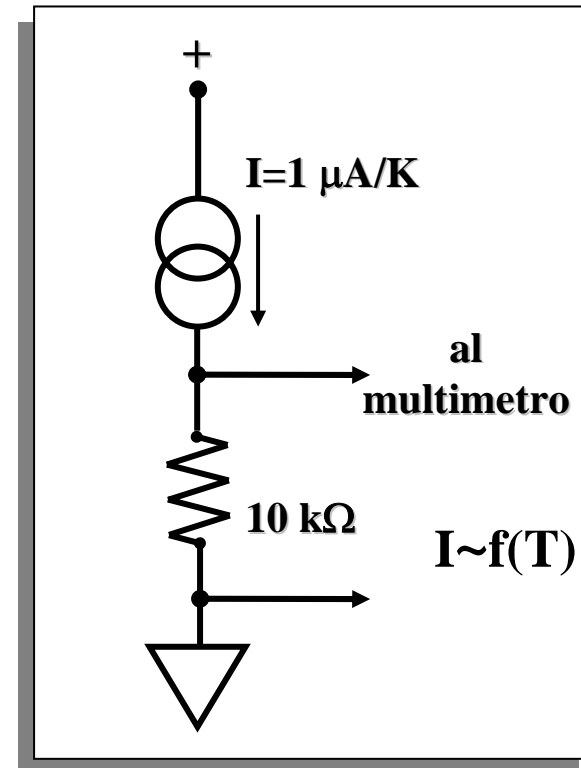
Elementi di Termometria

Esempio di un sensore con uscita in TENSIONE



Il coefficiente di temperatura nominale è, tipicamente: 10 mV/K

Esempio di un sensore con uscita in CORRENTE

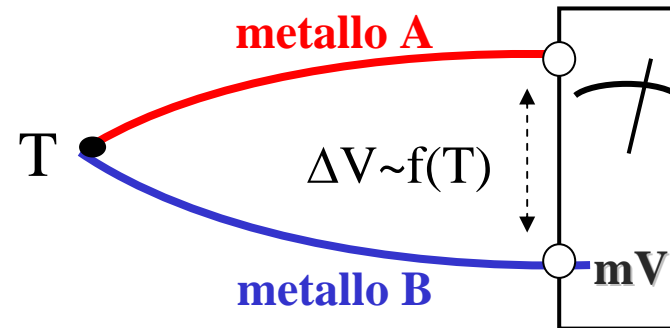


Il coefficiente di temperatura nominale è, tipicamente: $1 \mu\text{A/K}$

Elementi di Termometria

TERMOCOPPIE

La sonda è costituita dalla giunzione tra due fili metallici diversi



Possibilità di:

- **trasmissione a distanza**
- **registrazione delle misure**

Termocoppie (TC) vs Termoresistenze (PRT)

- **incertezza TC > PRT**
- **prontezza TC > PRT**
- **sensibilità TC > PRT**
- **ingombro TC < PRT**



Sono le sonde termometriche più VERSATILI

Elementi di Termometria

EFFETTO SEEBECK

Le termocoppie si basano sull'effetto scoperto nel 1821 da Thomas Johann Seebeck usando una coppia rame-antimonio

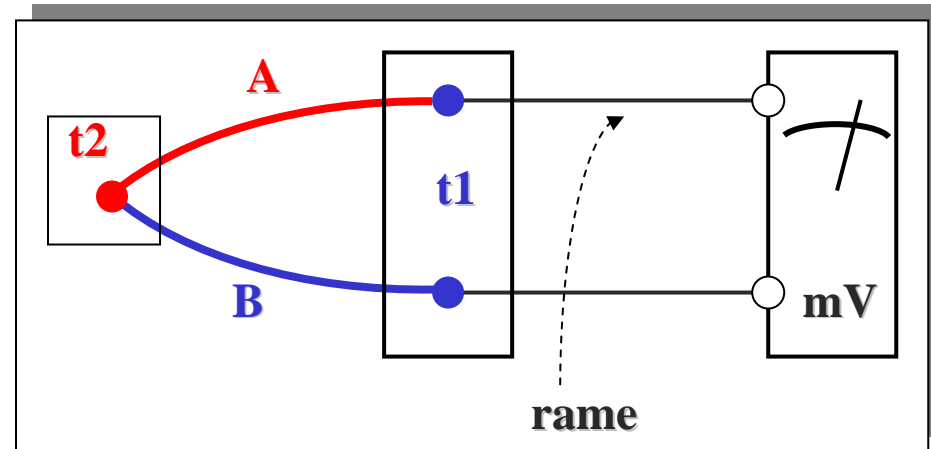
Quando due conduttori A e B, diversi tra loro, ma ognuno omogeneo, sono uniti alle estremità e queste sono mantenute a temperatura diversa, nel circuito così realizzato si manifesta una forza elettromotrice ΔV tale che:

$$\Delta V = \alpha_{AB} \Delta T$$

α_{AB} → coefficiente di Seebeck, o POTERE TERMOELETTRICO

Elementi di Termometria

La f.e.m. generata da una termocoppia dipende dalla differenza di temperatura tra i due giunti



Se si vogliono eseguire misure assolute occorre che uno dei due giunti sia mantenuta ad una temperatura nota con sufficiente precisione

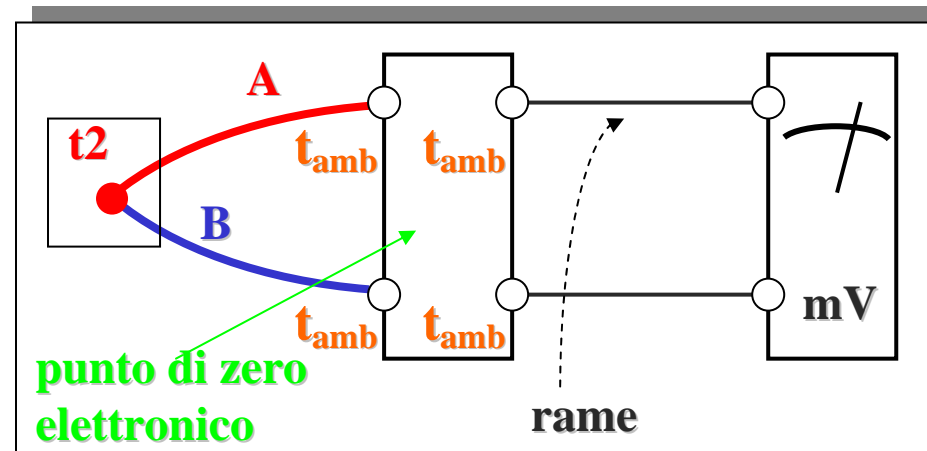
Generalmente il giunto di riferimento è mantenuto alla temperatura di fusione del ghiaccio (almeno per le misure di laboratorio)

In un contenitore Dewar si mantiene ghiaccio tritato (ottenuto con acqua distillata) in equilibrio con acqua distillata liquida

Elementi di Termometria

Quando non sono necessarie grandi precisioni di misura (ad es. per misure industriali):

- il giunto di riferimento è mantenuto in equilibrio con la temperatura ambiente
- l'errore che si produce è notevolmente maggiore a causa della instabilità della temperatura del giunto di riferimento



Viene usato un “punto di zero elettronico”, il quale genera una f.e.m. proporzionale alla temperatura ambiente. Questa f.e.m. di compensazione corregge la f.e.m. e la riporta sul valore utile da usare come dato diretto di ingresso sulle tavole con giunto di riferimento a 0°C

Elementi di Termometria

TIPI DI TERMOCOPPIE

Tipo	Composizione	Range di temperatura
S	platino (Pt) + platino _{87%} (Pt), rodio _{13%} (Rh)	0÷1500°C
R	platino (Pt) + platino _{90%} (Pt), rodio _{10%} (Rh)	0÷1500°C
B	Platino _{70%} (Pt), rodio _{30%} (Rh) + platino _{94%} (Pt), rodio _{6%} (Rh)	870÷1700°C
J	ferro (Fe) + costantana (Ni _{45%} Cu _{55%})	-184÷870°C
T	rame (Cu)+ costantana (Ni _{45%} Cu _{55%})	-184÷370°C
K	chromel (Ni _{90%} Cr _{10%}) + alumel (Ni _{95%} Mn _{2%} Al _{2%} Si _{1%})	0÷1260°C
E	chromel (Ni _{90%} Cr _{10%}) + costantana (Ni _{45%} Cu _{55%})	-184÷870°C

Per ogni tipo di termocoppia esistono tabelle che riportano i valori di f.e.m. alle diverse temperature, riferiti a 0°C (UNI-CTI 7938).

Elementi di Termometria

	PRT	Termistori	Sensori IC	Termocoppie
PRO	<ul style="list-style-type: none"> • stabilità • accuratezza • più lineari delle termocoppie 	<ul style="list-style-type: none"> • elevato segnale in uscita • veloci • collegamento a due fili 	<ul style="list-style-type: none"> • elevata linearità • elevato segnale in uscita • poco costosi 	<ul style="list-style-type: none"> • auto-alimentate • semplici e robuste • poco costose • ampia varietà • ampio range temperatura
CONTRO	<ul style="list-style-type: none"> • costosi • piccolo ΔR • bassa sensibilità assoluta • alimentazione elettrica • auto-riscaldamento 	<ul style="list-style-type: none"> • non lineari • limitato range temperatura • fragili • alimentazione elettrica • auto-riscaldamento 	<ul style="list-style-type: none"> • $t < 200^\circ\text{C}$ • lenti • fragili • alimentazione elettrica • auto-riscaldamento 	<ul style="list-style-type: none"> • non lineari • basso voltaggio • poco stabili • bassa sensibilità • richiedono giunto di riferimento

Elementi di Termometria

TERMOMETRIA IR

Le tecniche di misura basate su sonde termometriche richiedono il contatto della sonda con il corpo di cui si vuole misurare la temperatura.



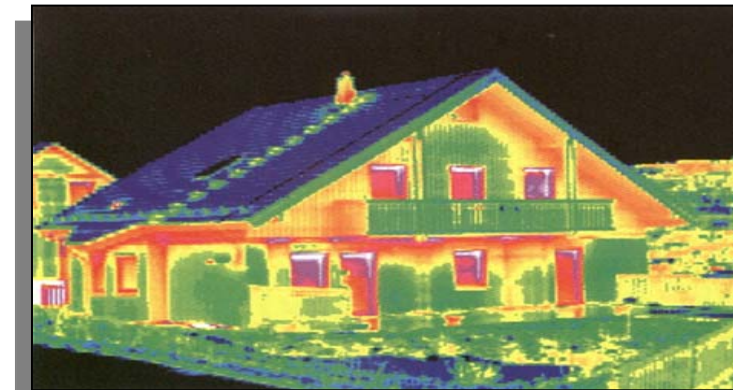
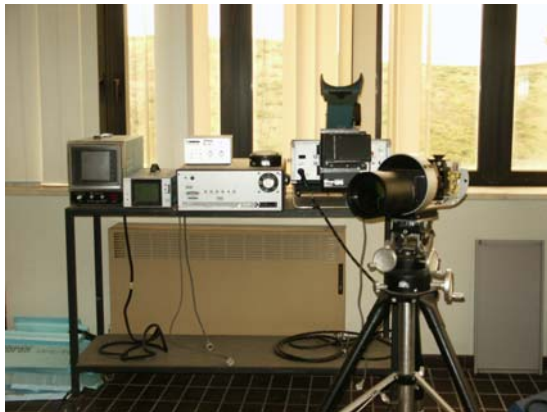
Sono tecniche **INVASIVE**, per cui non possono essere utilizzate in molte applicazioni.

Tecniche senza contatto

- Pirometria
- **Termografia IR**



VARIABILE TERMOMETRICA
radiazione e.m. emessa dal corpo



Elementi di Termometria

Termometria IR

Ragioni	Esempi
L'Oggetto è Inaccessibile	Linee di Trasmissione Elettriche
L'Oggetto è in Movimento	Pale di un Elicottero o di Turbine
Sicurezza	Luoghi Pericolosi ed Applicazioni in cui è rischioso usare sonde a contatto (dispositivi elettrici)
Ambienti fortemente ostili che potrebbero distruggere un sistema per contatto	Fornace Ambienti corrosivi o radioattivi
Oggetti molto Piccoli	Circuiti Elettronici
E' richiesta la conoscenza di mappe bidimensionali di temperatura	Determinazione delle dimensioni di un difetto. Mammografia.

Elementi di Termometria

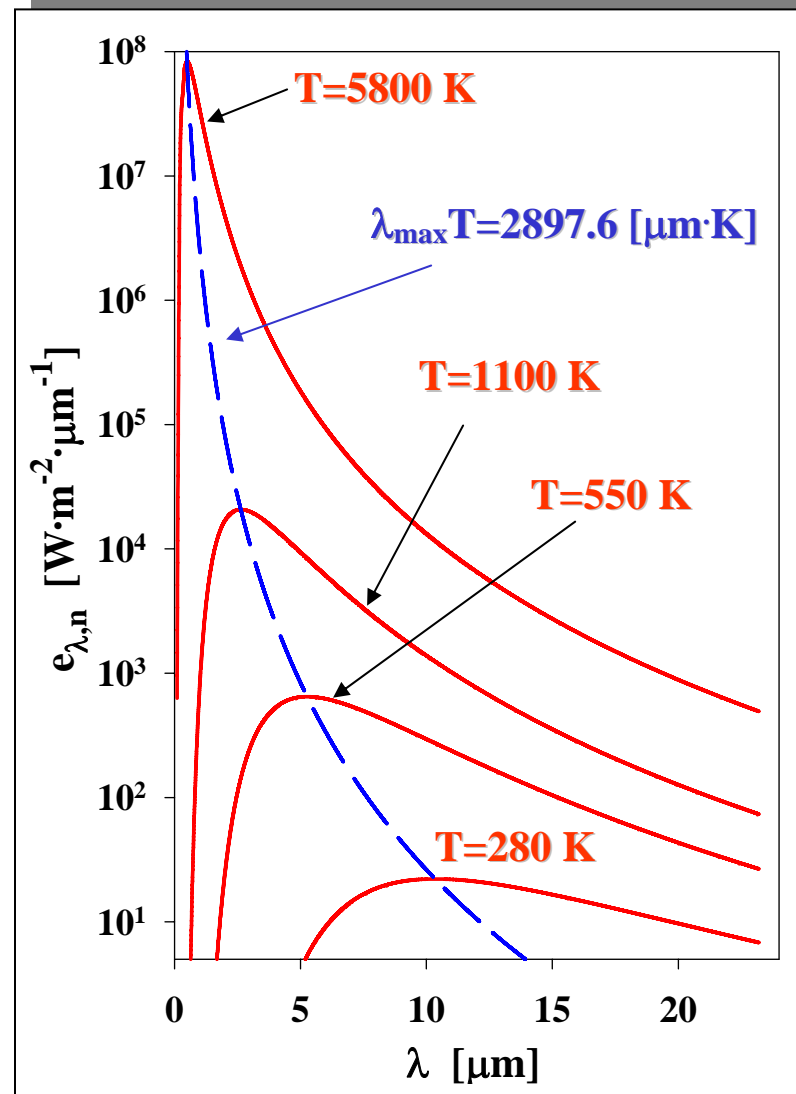
Emissione di radiazione elettromagnetica del CORPO NERO

$$E_{\lambda,n} \propto E_{\lambda,n}(\lambda, T)$$

La radiazione emessa da una **superficie reale** è sempre una frazione di quella del corpo nero

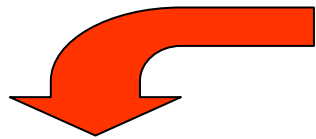
$$E_{\lambda,r} = \varepsilon(\lambda) E_{\lambda,n}(\lambda, T)$$

con $\varepsilon(\lambda) < 1$

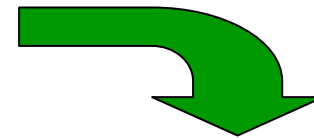


Elementi di Termometria

L'energia emessa dal corpo viene assorbita da un **SENSORE**, capace di convertirla in un segnale utilizzabile per la lettura della **TEMPERATURA**



Tipi di sensori



TERMICI
o **BOLOMETRICI**

La radiazione incidente viene dissipata sul sensore e ne aumenta la temperatura, facendo variare una grandezza termometrica (di solito la resistenza elettrica)

QUANTICI
o **FOTOELETTRICI**

Il fotone incidente induce nel sensore, che è un semiconduttore, una coppia lacuna-elettrone, e quindi un segnale elettrico utilizzabile; la radiazione deve avere una energia sufficiente per superare il band-gap del semiconduttore.

Elementi di Termometria

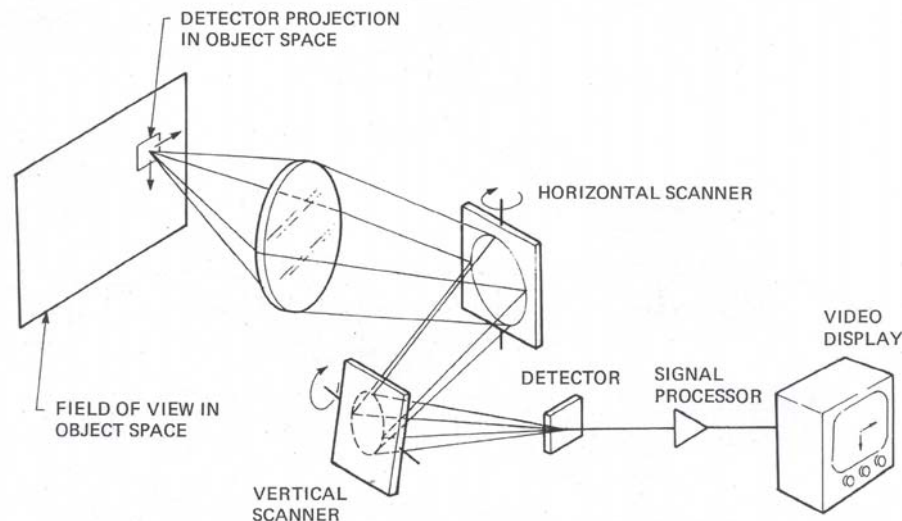
Per ottenere una MAPPA DI TEMPERATURA su una data superficie



TERMOGRAFIA IR

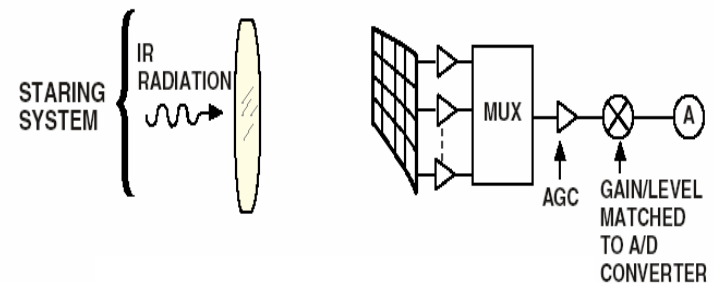
Sistemi a singolo sensore

La telecamera IR effettua un processo di scansione della superficie da misurare



Sistemi a matrice di sensori

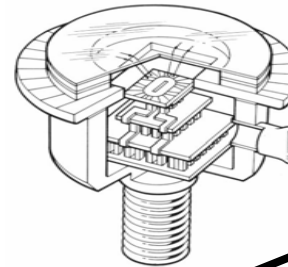
Nei sistemi Focal Plane Array è possibile una scansione in tempo reale grazie alla presenza di una matrice di sensori.



Elementi di Termometria

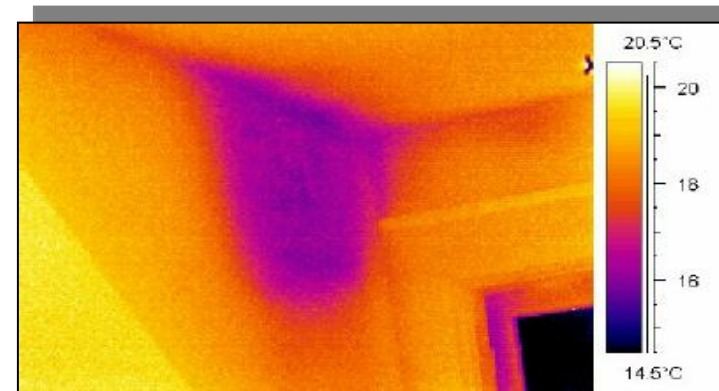
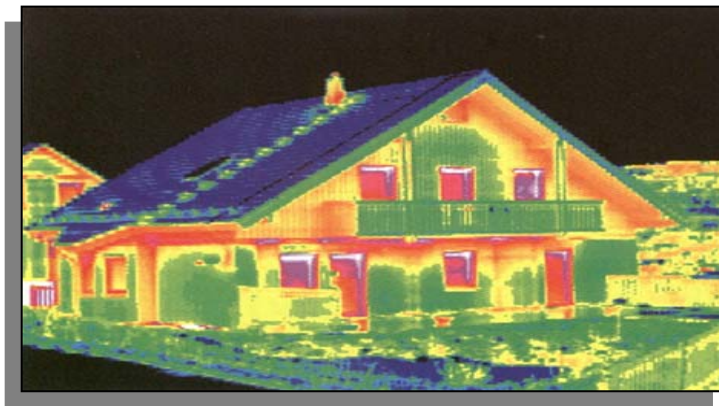
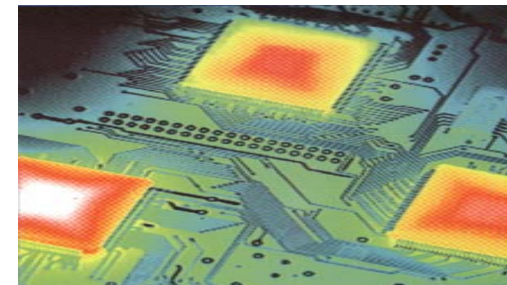
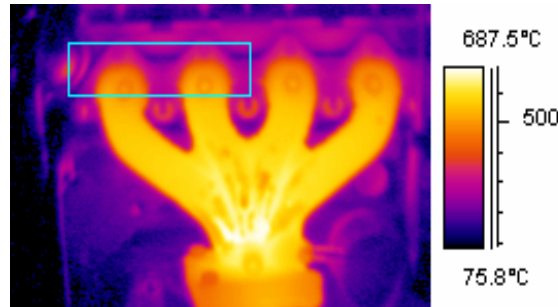
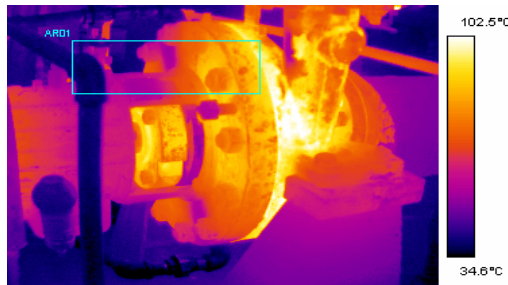
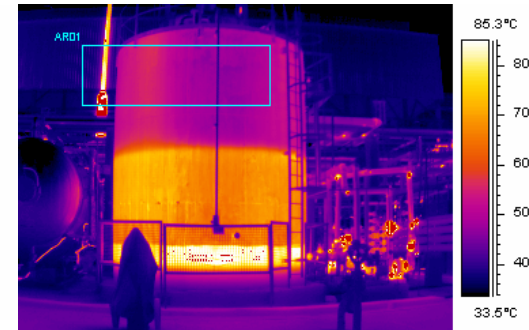
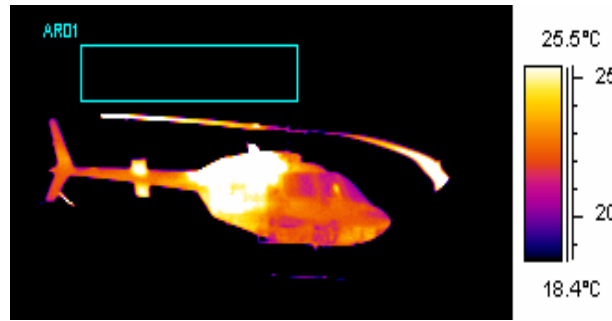
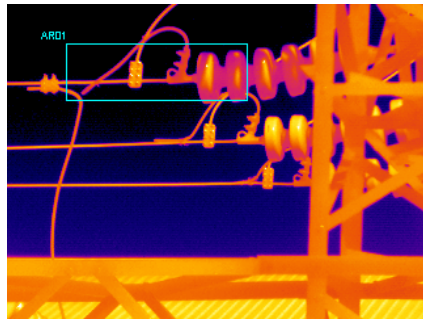
I sensori per TERMOGRAFIA IR hanno bisogno di raffreddamento

- con **azoto liquido** (70 K) (adatto per radiazione a bassa e ad alta λ)
- con **refrigeratore Peltier** (200 K) (adatto per radiazione a bassa λ)
- con **refrigeratore Stirling** (75 K) (adatto per radiazione a bassa e ad alta λ)



La TERMOGRAFIA IR è **poco accurata** nella misura delle **TEMPERATURE ASSOLUTE** ma è **molto accurata** nella valutazione delle **DIFFERENZE DI TEMPERATURA** sulla superficie.

Elementi di Termometria



LA PRESSIONE

La pressione è la forza esercitata da un fluido su una superficie di area unitaria

N.B. Si parla di pressione soltanto nel caso di fluidi; nei solidi la grandezza corrispondente alla pressione è la **tensione**

Unità di misura della pressione:
newton su metro quadrato (N/m^2) detto Pascal (Pa)  **1 Pa = 1 N/m²**

$$\mathbf{1\ bar = 10^5\ Pa = 0.1\ Mpa = 100\ kPa}$$

Unità di misura tecniche

$$1\ \text{kgf/m}^2 = 1\ \text{mm}_{\text{H}_2\text{O}} = 9.81\ \text{Pa}$$

$$1\ \text{kgf/cm}^2 = 10^4\ \text{kgf/m}^2 = 98100\ \text{Pa}$$

$$1\ \text{atmosfera standard} = 1\ \text{atm} = 101325\ \text{Pa} = 1.013\ \text{bar} = 760\ \text{mm}_{\text{Hg}} = 10333\ \text{mm}_{\text{H}_2\text{O}}$$

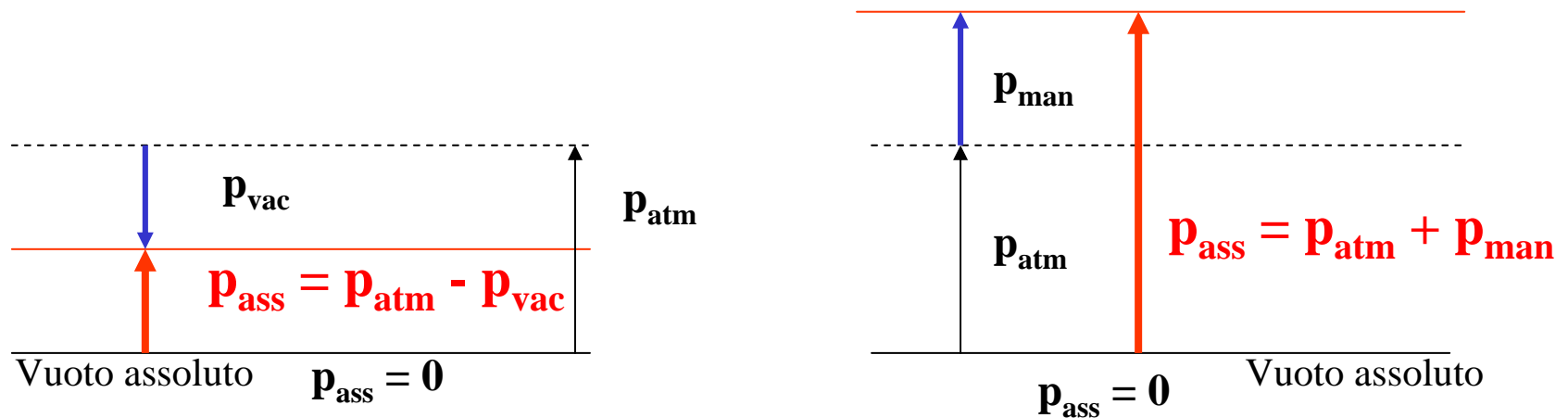
$$1\ \text{atmosfera tecnica} = 1\ \text{ata} = 1\ \text{kgf/cm}^2$$

La pressione

PRESSIONE ASSOLUTA: è la pressione in una data posizione misurata rispetto al vuoto assoluto (pressione assoluta zero)

PRESSIONE AL MANOMETRO (o pressione manometrica): molto spesso la pressione è misurata calibrando gli strumenti in modo da indicare zero in corrispondenza della pressione atmosferica, così che indicano la differenza tra la pressione assoluta e la pressione atmosferica locale.

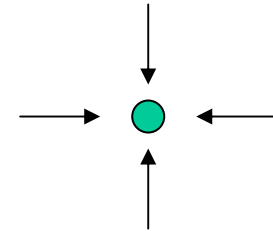
PRESSIONE AL VACUOMETRO: una pressione inferiore alla pressione atmosferica



La pressione

PRESSIONE IN UN PUNTO

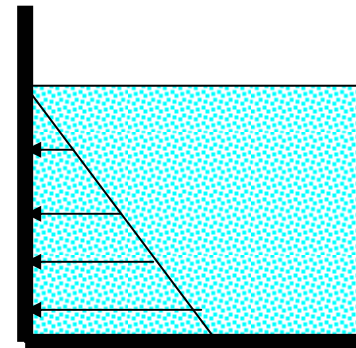
Essendo la pressione una forza per unità di superficie, si potrebbe pensare che essa sia un vettore. In realtà, la pressione in ogni punto di un fluido è la stessa in tutte le direzioni. Ovvero essa ha una intensità, ma non una specifica direzione.



La pressione è una grandezza scalare

Pertanto la pressione non cambia in direzione orizzontale.

Essa cambia invece in direzione verticale in un campo gravitazionale, per effetto dell'aumento del peso del fluido sovrastante il punto considerato.

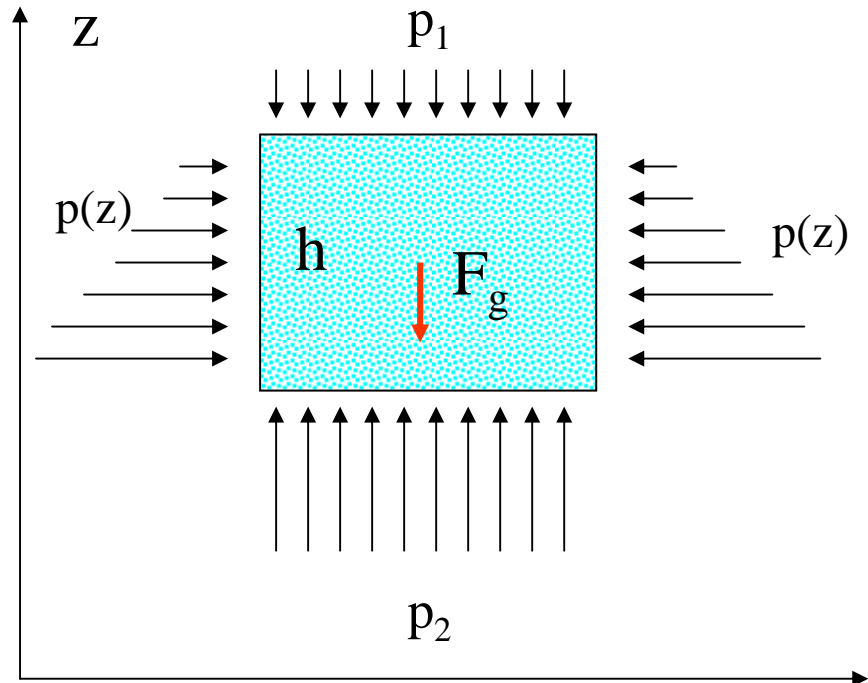


La pressione

Consideriamo un elemento rettangolare di fluido di altezza $\Delta z = h$ in equilibrio idrostatico.

Nella direzione x (e y) le forze di pressione ad ogni profondità si equilibrano, in quanto la pressione non varia in direzione orizzontale.

In direzione verticale si ha:



$$\sum F_z = p_2 \Delta x \Delta y - p_1 \Delta x \Delta y = F_g = mg = (\rho \Delta x \Delta y \Delta z) g = 0$$



$$p_2 = p_1 + \rho g \Delta z = p_1 + \rho g h$$

dove:

ρ = densità del fluido

h = profondità

La pressione: **Esercizio 1**

Determinare l'aumento di pressione quando ci si immerge in acqua ad una profondità di 10 m.

$$p_2 = p_1 + \rho g \Delta z = p_1 + \rho g h$$

$$\rho_{\text{acqua}} = 1000 \text{ kg/m}^3 = 10^3 \text{ kg/m}^3$$

$$h = 10 \text{ m}$$

$$p_2 - p_1 = \rho g h = 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} 9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} 10 \text{ m} \cong 10^5 \frac{\text{kg} \frac{\text{m}}{\text{s}^2}}{\text{m}^2}$$

$$p_2 - p_1 = \rho g h \cong 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar} \cong 1 \text{ atm}$$

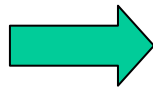
La pressione: **Esercizio 2**

Ripetere il calcolo dell'esempio precedente nel caso in cui il fluido sia aria

$$p_2 = p_1 + \rho g \Delta z = p_1 + \rho g h$$

$$h = 10 \text{ m}$$

$$\left. \begin{array}{l} p = 1 \text{ atm} \\ T = 20 \text{ }^\circ\text{C} \end{array} \right\}$$



$$\rho_{\text{aria}} = 1.2 \text{ kg/m}^3$$

$$p_2 - p_1 = \rho g h = 1.2 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} 9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} 10 \text{ m} \cong 118 \text{ Pa} \cong 10^{-3} \text{ atm}$$

La pressione

La misura della pressione atmosferica

$$p_{atm} = \rho gh$$

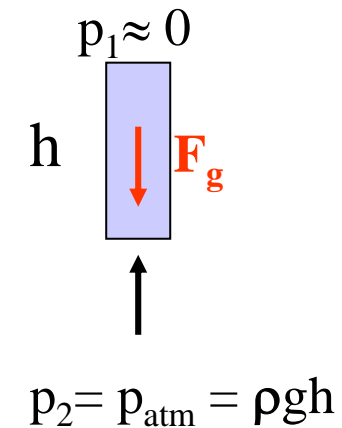
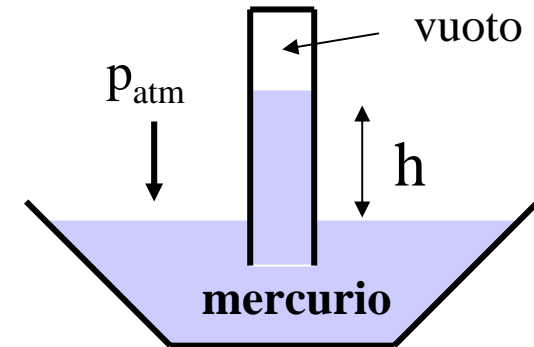
ATMOSFERA STANDARD

Pressione prodotta da una colonna di mercurio di 760 mm di altezza a 0 °C ($\rho_{Hg} = 13595 \text{ kg/m}^3$) per effetto della accelerazione di gravità standard ($g = 9.807 \text{ m/s}^2$).

N.B.

La pressione atmosferica media varia da 101325 Pa a livello del mare a 89.88, 79.50, 54.05, 26.5, 5.53 kPa ad altitudini di 1000, 2000, 5000, 10000 e 207000 m rispettivamente

Barometro di Torricelli



La pressione

La misura della pressione  **IL MANOMETRO**

Secondo
l'impiego

MANOMETRI ASSOLUTI

Misurano la pressione del fluido assumendo come unità di misura la pressione atmosferica.

MANOMETRI DIFFERENZIALI

Misurano la differenza di pressione tra due fluidi diversi o fra due punti di uno stesso fluido.

Secondo il
funzionamento

MANOMETRI A LIQUIDO

La pressione determina la variazione del livello di un liquido in un tubo di vetro graduato a lettura diretta.

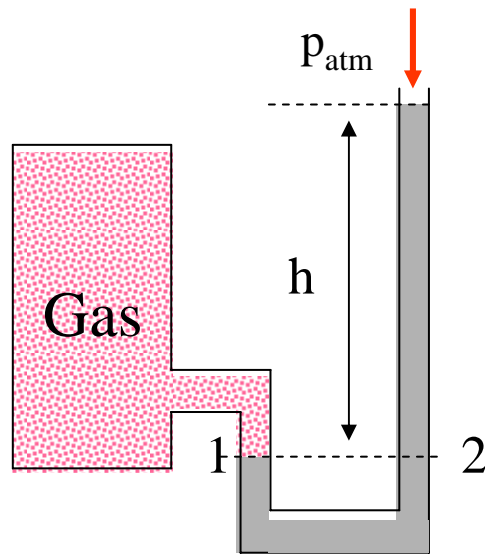
MANOMETRI METALLICI

La pressione determina la deformazione di un elemento elastico (un tubo, una capsula, un diaframma) collegato, mediante un meccanismo amplificatore ad un meccanismo indicatore.

Sono usati soprattutto nelle applicazioni industriali, in quanto più robusti ed adatti ad elevate pressioni, anche se meno precisi di quelli a liquido.

La pressione

La misura della pressione **IL MANOMETRO DIFFERENZIALE**



ρ = densità del
fluido manometrico

Consiste in un tubo piegato a U, in vetro o plastica, contenente un liquido di densità nota.

La pressione nel gas è praticamente uguale a quella nel punto 1: $p_{gas} = p_1$

Poiché la pressione in un fluido non varia in direzione orizzontale: $p_2 = p_1$

$$p_{gas} = p_1 = p_2 = P_{atm} + \rho gh$$

$$\Delta p = p_{gas} - P_{atm} = \rho gh$$

Si osservi che l'area della sezione trasversale del tubo non ha alcuna influenza sulla altezza differenziale h e quindi sulla misura della pressione.

La pressione: **Esercizio 3**

Si misura la pressione in un serbatoio mediante un manometro differenziale, che utilizza un fluido avente densità relativa rispetto all'acqua $d_{rel} = 0.85$. Se l'altezza della colonna manometrica è $h = 55$ cm, e la pressione atmosferica locale è 96 kPa, determinare la pressione assoluta all'interno del serbatoio.

$$P_{serbatoio} = P_{atm} + \rho gh$$

Si può assumere per l'accelerazione di gravità $g = g_{standard} = 9.807$ m/s²

La densità assoluta del fluido manometrico è $\rho = d_{rel} \rho_{H_2O} = 0.85 \cdot 1000 \frac{kg}{m^3} = 850 \frac{kg}{m^3}$

Allora
$$P_{serbatoio} = P_{atm} + \rho gh = 96kPa + 850 \frac{kg}{m^3} 9.807 \frac{m}{s^2} 0.55m$$

$$P_{serbatoio} = 96kPa + 4584 \frac{kg \frac{m}{s^2}}{m^2} = 9.86kPa + 4584 \frac{N}{m^2} = 100.6kPa$$

La pressione: **Esempio 1**

LA PRESSIONE DEL SANGUE

PRESSIONE ARTERIOSA

Pressione che il sangue circolante esercita sulle pareti delle arterie.

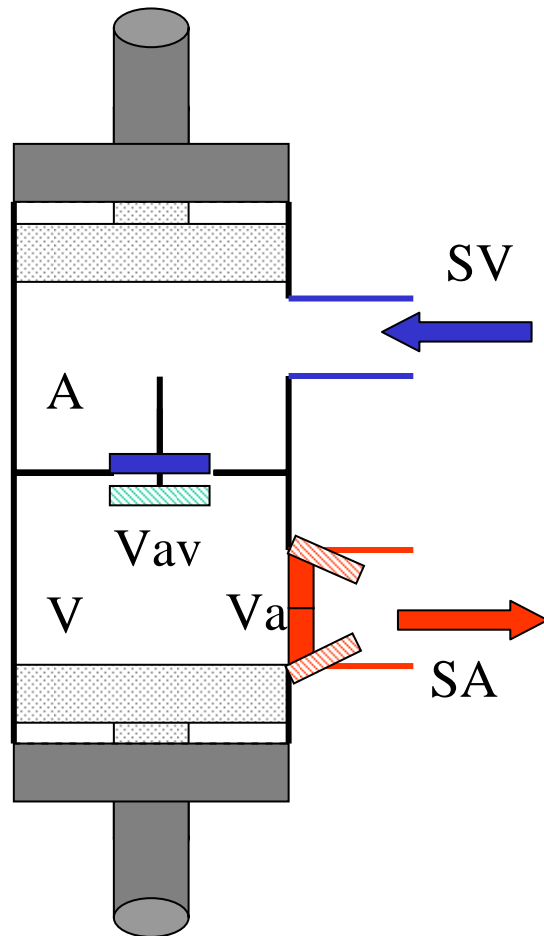
Dipende da fattori cardiaci (contrattilità del miocardio, frequenza delle sistoli, ritmo, integrità delle valvole atrio-ventricolari e semilunari ecc.), da fattori vascolari (tono ed elasticità delle pareti vasali, ampiezza del letto vascolare) e da fattori ematici (massa del sangue e densità e viscosità ematica).

La pressione sanguigna varia in rapporto alle fasi della rivoluzione cardiaca:

È massima durante la sistole (**pressione sistolica**): mediamente 120-140 mmHg e minima durante la diastole (**pressione diastolica**): mediamente 70-80 mmHg.

La pressione

Un modello meccanico semplificato del cuore

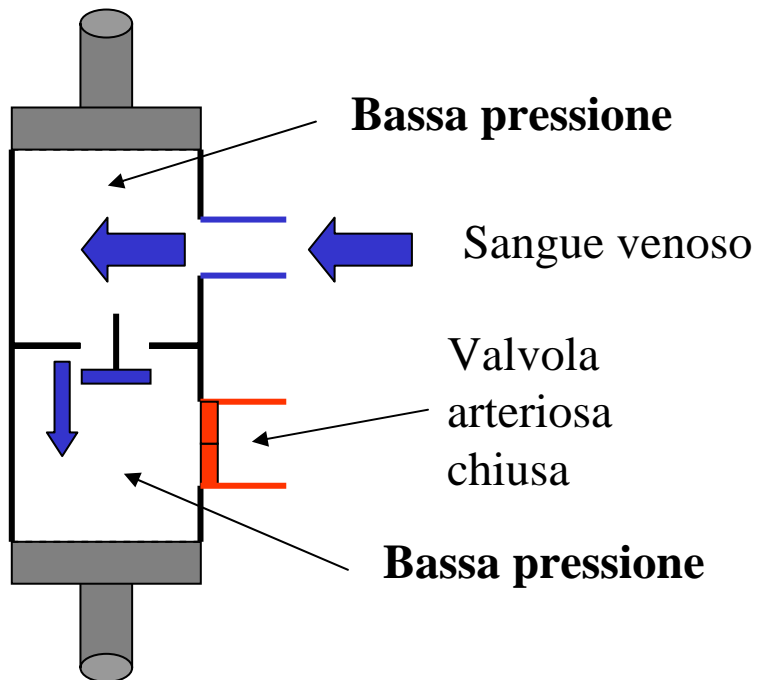


A	Atrio
V	Ventricolo
SV	Sangue venoso
SA	Sangue arterioso
Vav	Valvola atrioventricolare
Va	Valvola arteriosa

La pressione

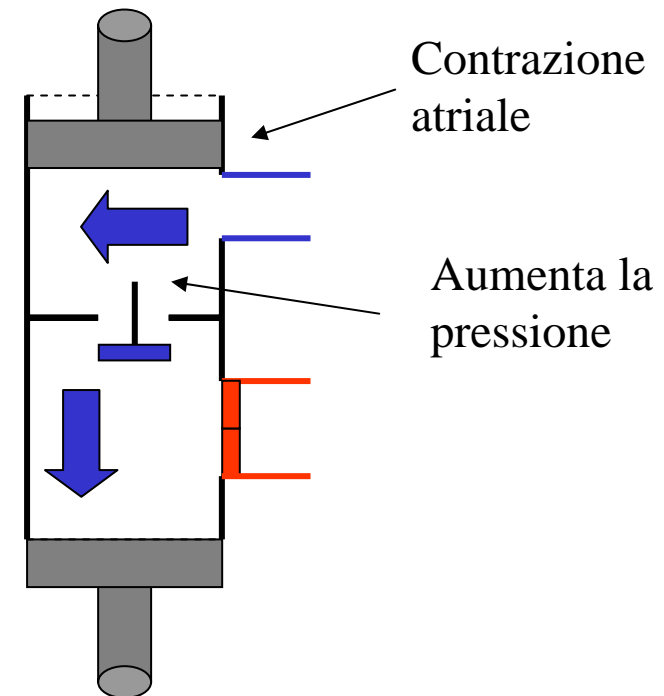
1) Diastole

Si riempie l'atrio ed inizia il riempimento del ventricolo



2) Sistole atriale

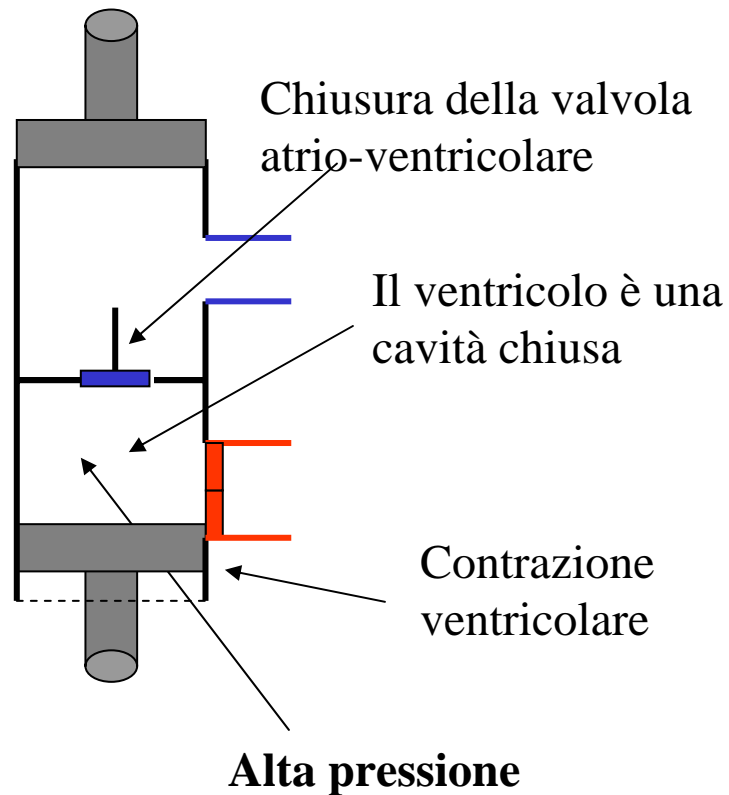
Si completa il riempimento del ventricolo



La pressione

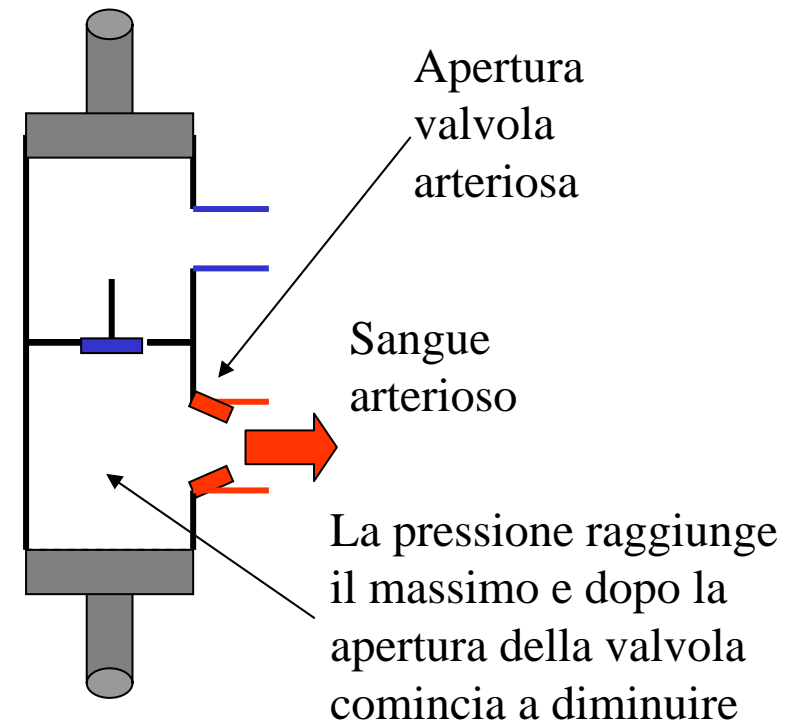
3) Sistole ventricolare

Il ventricolo si contrae a valvole chiuse: forte aumento di pressione



4) Deiezione sistolica

Quando la pressione ventricolare eccede quella nelle arterie la valvola arteriosa si apre ed il sangue defluisce nelle arterie.

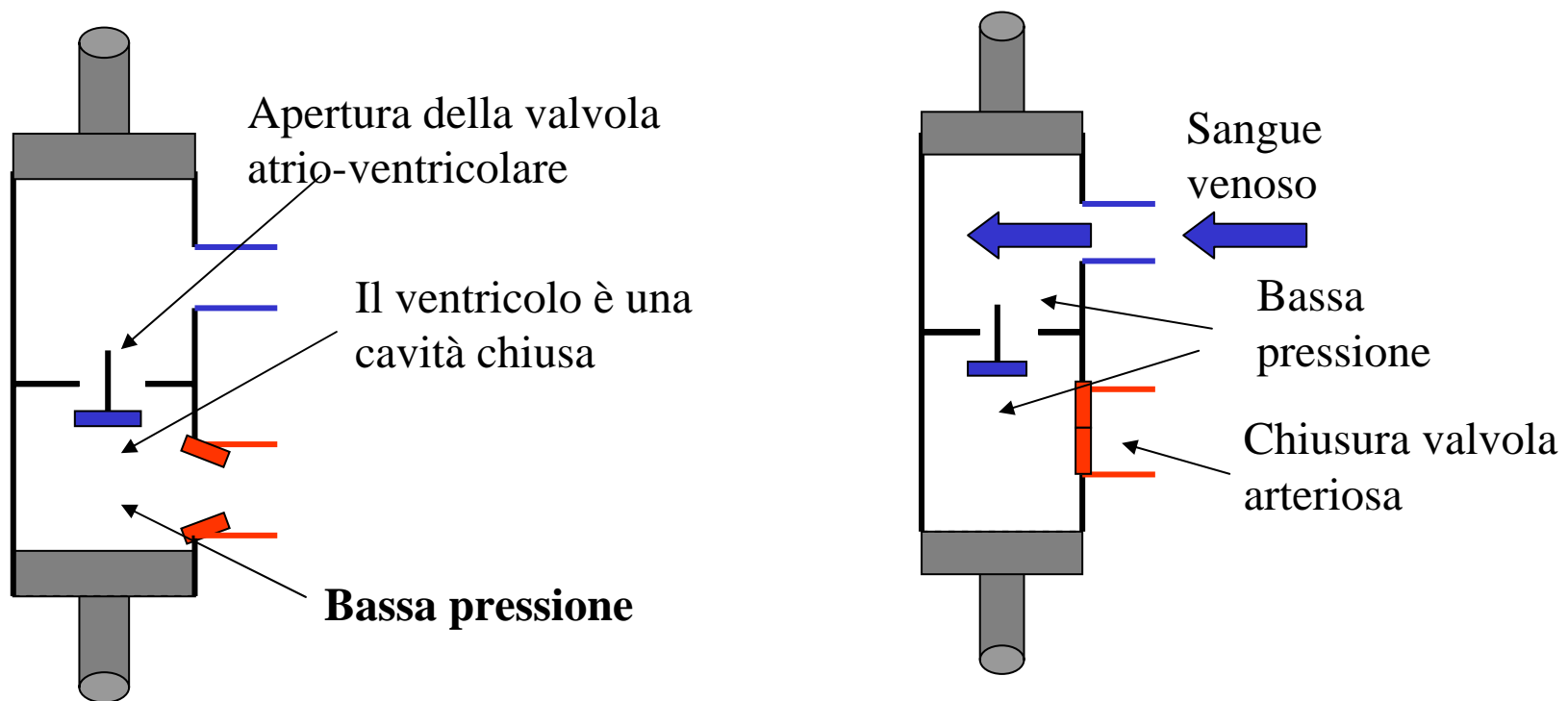


La pressione

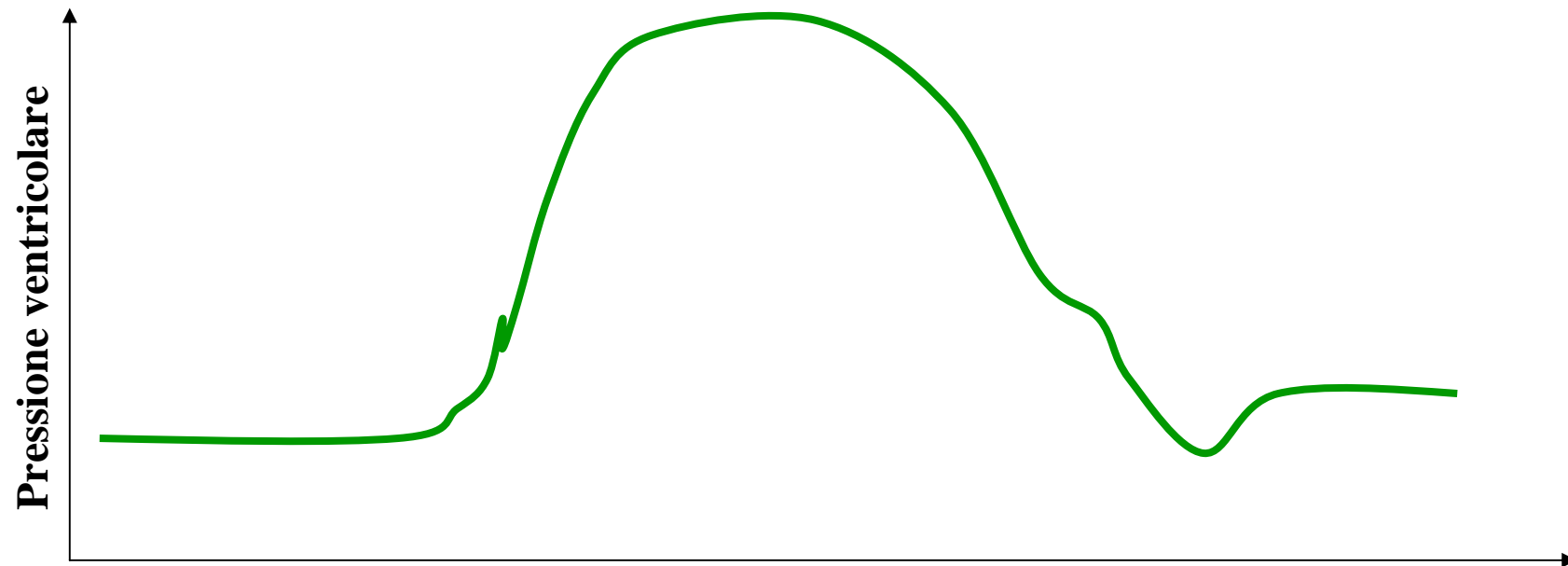
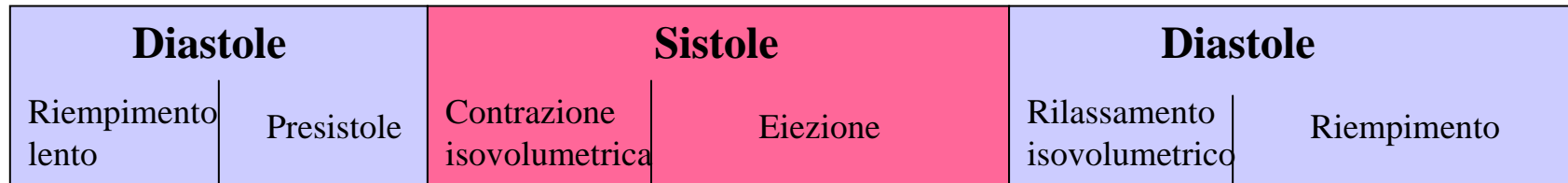
5) Diastole

Cessa la contrazione ventricolare, la pressione diminuisce rapidamente: quando diventa più bassa di quella atriale si apre la valvola atrio-ventricolare e quando diventa inferiore di quella nelle arterie si chiude la valvola arteriosa.

Riprende il riempimento diastolico



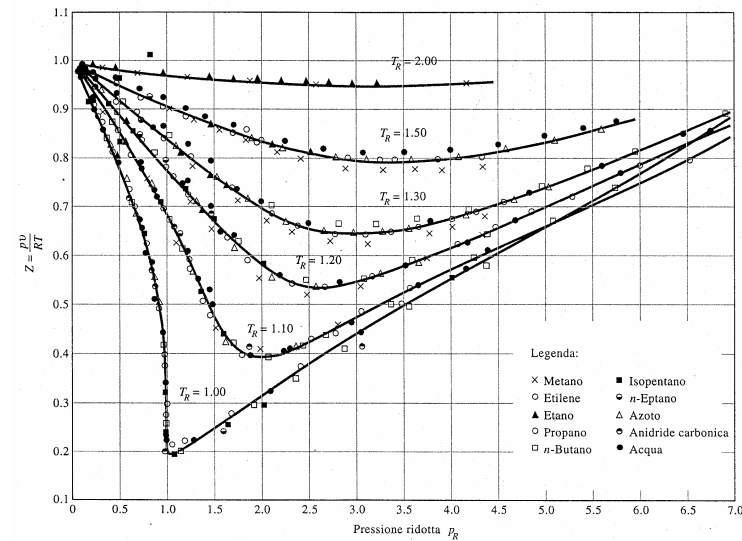
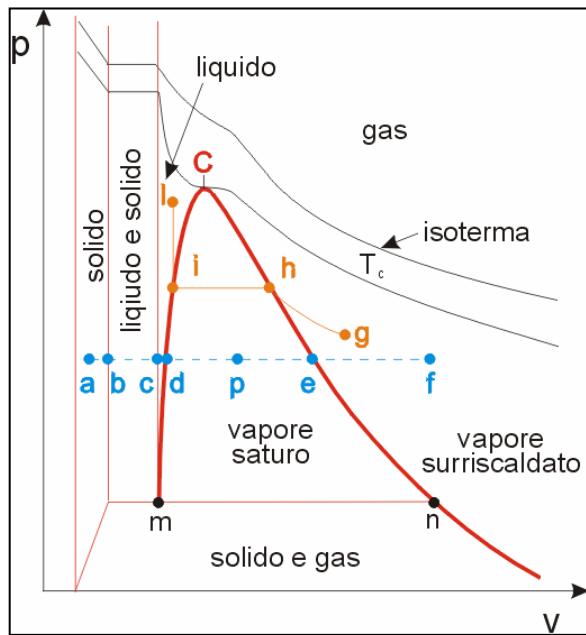
La pressione



Misura della pressione sanguigna → **LO SFIGMOMANOMETRO**

TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 2 LE PROPRIETA' DELLE SOSTANZE PURE



Cap. 2 – Proprietà delle sostanze pure

Indice

1. Le sostanze pure
2. Sistemi p-V-T
3. Le fasi di una sostanza pura
4. I cambiamenti di fase di una sostanza pura
5. Le tabelle delle proprietà termodinamiche
6. I gas perfetti
7. I gas reali
8. Il modello di sostanza incomprimibile

LE SOSTANZE PURE

Sostanze la cui composizione chimica è la stessa in tutta la massa presa in considerazione.

esempi di sostanze pure:

- ➔ sostanze costituite da un unico elemento chimico (azoto, elio) ovvero da un composto chimico (acqua, anidride carbonica),
- ➔ miscele di più elementi o composti chimici (aria), purchè abbia una composizione chimica uniforme sull'intero volume considerato;
- ➔ una miscela di due o più fasi di una sostanza pura, se la composizione chimica di tutte le fasi è la stessa (miscela di vapore acqueo e acqua liquida o di ghiaccio e acqua liquida)

Le sostanze pure

Sostanze la cui composizione chimica è la stessa in tutta la massa presa in considerazione.

esempi di sostanze che non possono essere considerate pure:

- miscela olio-acqua, poiché l'olio non è solubile in acqua, e quindi si hanno zone chimicamente differenti
- miscela di aria liquida e aria in fase aeriforme, poiché ad una determinata pressione i gas componenti l'aria hanno diverse temperature di liquefazione, per cui le composizioni chimiche delle due fasi sono differenti

SISTEMI p-V-T

Sistema costituito da una sostanza pura il cui stato termodinamico può essere descritto mediante le grandezze di stato **pressione**, **volume** e **temperatura**, che sono legate tra di loro da relazioni del tipo:

ovvero

$$p = f(T, V) \quad \longleftrightarrow \quad \text{Equazioni di stato}$$
$$V = f(T, p)$$

Le equazioni di stato possono essere determinate sperimentalmente, ad es. misurando il volume della sostanza in funzione della temperatura mantenendo costante la pressione e così via.

Sistemi p-V-T

L'equazione di stato di una sostanza pura:



è ricavata empiricamente



non può essere dedotta dalle leggi della termodinamica



nella sua forma generale può essere predetta da ipotesi sulla struttura microscopica della materia

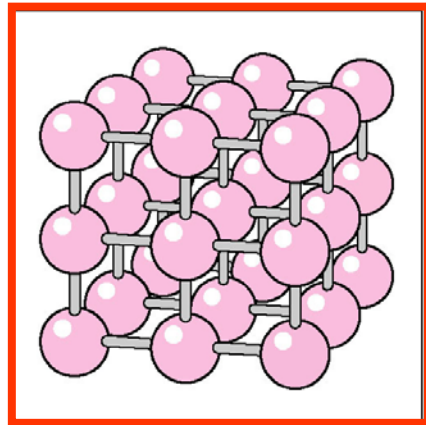
Questo tipo di predizione ha raggiunto un alto grado di precisione per i gas ed un grado di precisione minore per i liquidi e i solidi.

LE FASI DI UNA SOSTANZA PURA



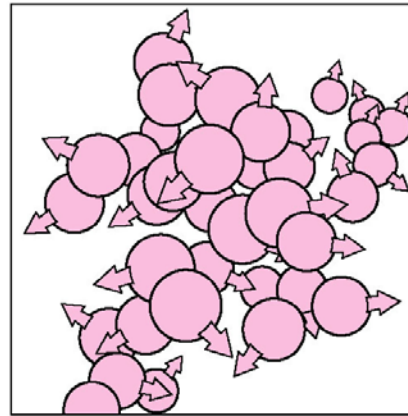
FASE SOLIDA:

Le molecole sono disposte in un reticolo. Le distanze tra le molecole sono piccole per cui le forze intermolecolari sono intense, il che consente di mantenere le molecole in posizioni fisse (In realtà le molecole vibrano attorno alla posizione di equilibrio con velocità che dipende dalla temperatura).

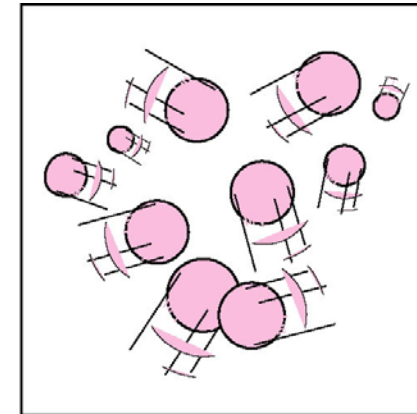


(a)

Fase solida



(b)



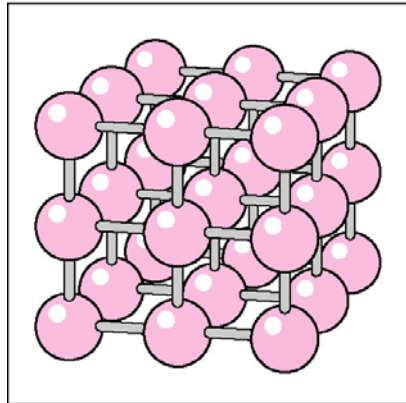
(c)

Le fasi di una sostanza pura

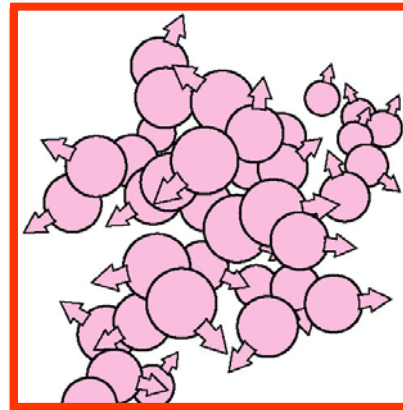


FASE LIQUIDA:

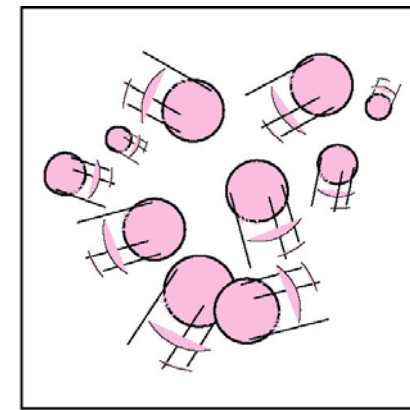
Le molecole non sono più vincolate in posizioni fisse tra loro. Gruppi di molecole si muovono l'uno rispetto all'altro, anche se all'interno del gruppo viene mantenuta una struttura ordinata. Generalmente la distanza tra le molecole subiscono un leggero aumento passando dalla fase solida alla fase liquida tranne rare eccezioni come l'acqua.



(a)



(b)



(c)

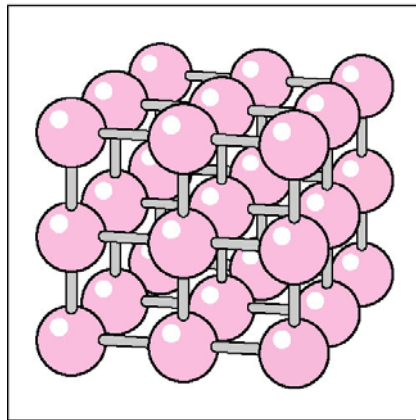
Fase liquida

Le fasi di una sostanza pura

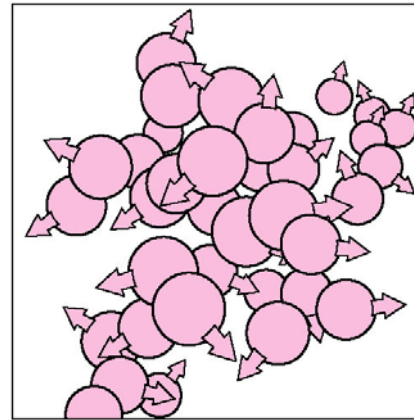


FASE AERIFORME:

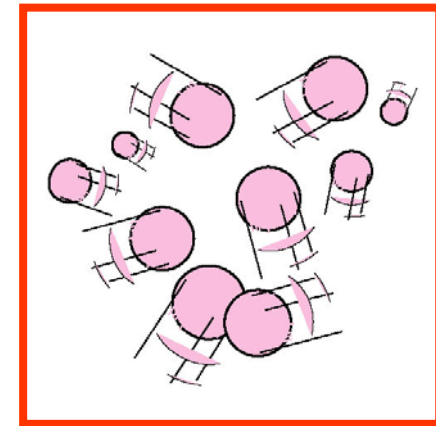
Le molecole sono lontane le une dalle altre e non si ha alcuna struttura ordinata. Le forze intermolecolari sono deboli e le molecole nel loro moto casuale danno luogo ad urti tra loro e con le superfici del contenitore.



(a)



(b)



(c)

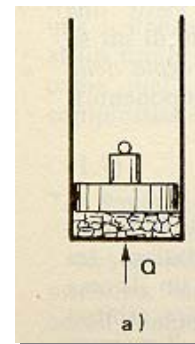
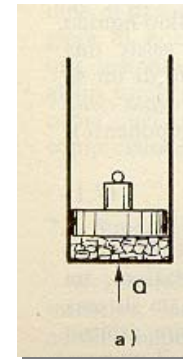
Fase aeriforme

I CAMBIAMENTI DI FASE DI UNA SOSTANZA PURA

**Allo scopo di esaminare il comportamento di una sostanza pura si descrivono alcuni semplici esperimenti;
le proprietà p , v , T sono DIRETTAMENTE MISURABILI, e il v e la T sono sempre tra loro indipendenti**

**Si consideri inizialmente una massa unitaria di sostanza pura in fase SOLIDA contenuta in un sistema pistone-cilindro;
si supponga di riscaldare la sostanza isobaricamente con una trasformazione reversibile;
si verifica un aumento della temperatura e del volume**

La dilatazione per effetto del riscaldamento è di piccolissima entità in quanto l'incremento di energia degli atomi, a causa della rigidità del reticolo cristallino, comporta solo un piccolo aumento della distanza interatomica



I cambiamenti di fase di una sostanza pura

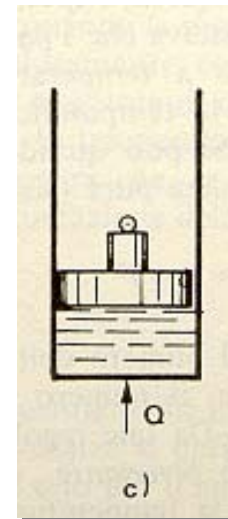
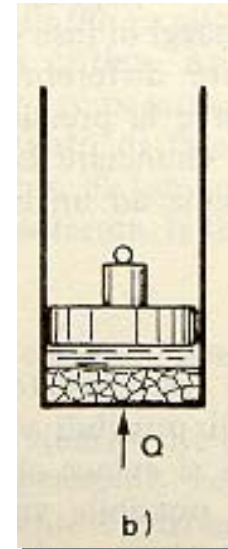
Somministrando ancora calore ha inizio il processo di *fusione* (il processo inverso è detto *solidificazione*), ossia si manifesta la fase liquida e contemporaneamente si nota che la temperatura resta costante; in questa condizione il sistema è bifasico;

Sebbene p e T siano uniformi all'interno del sistema bifasico, le proprietà specifiche come la densità, presentano una discontinuità passando da una fase all'altra

Un'ulteriore somministrazione di calore comporta un aumento progressivo della massa della fase liquida fino alla completa scomparsa della fase solida;

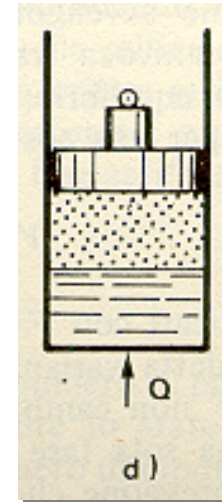
La maggior parte delle sostanze si espande nel passare in fase liquida;

Fanno eccezione alcune sostanze (tra queste l'acqua) che nel passaggio in fase liquida si contraggono (il volume specifico diminuisce)

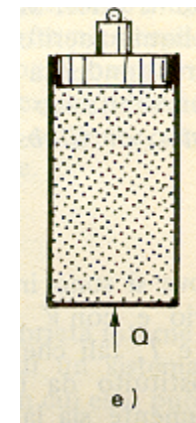


I cambiamenti di fase di una sostanza pura

Il riscaldamento della sola fase liquida determina nuovamente un aumento della temperatura e del volume specifico fino a che non compare la fase aeriforme ed ha inizio la *vaporizzazione* (il processo inverso è detto *condensazione*); l'energia termica fornita successivamente comporta un aumento della quantità di aeriforme a temperatura costante

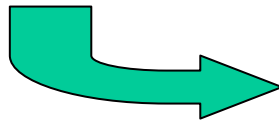


Quando la sostanza è tutta aeriforme il suo volume è notevolmente maggiore di quello della fase liquida



I cambiamenti di fase di una sostanza pura

Processi **isobari**
di cambiamento di
fase per una
sostanza pura

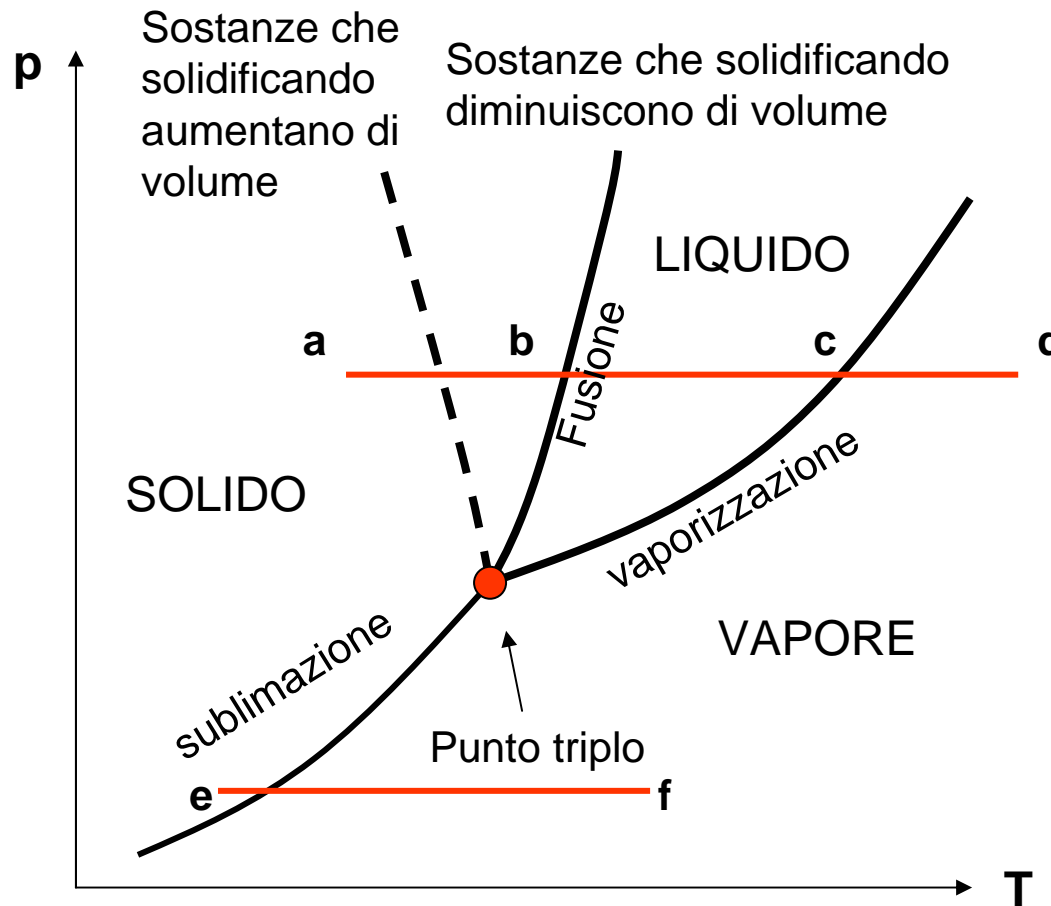


Punto triplo H₂O

$$T_{pt} = 273.16 \text{ K}$$

$$p_{pt} = 0.61 \text{ kPa}$$

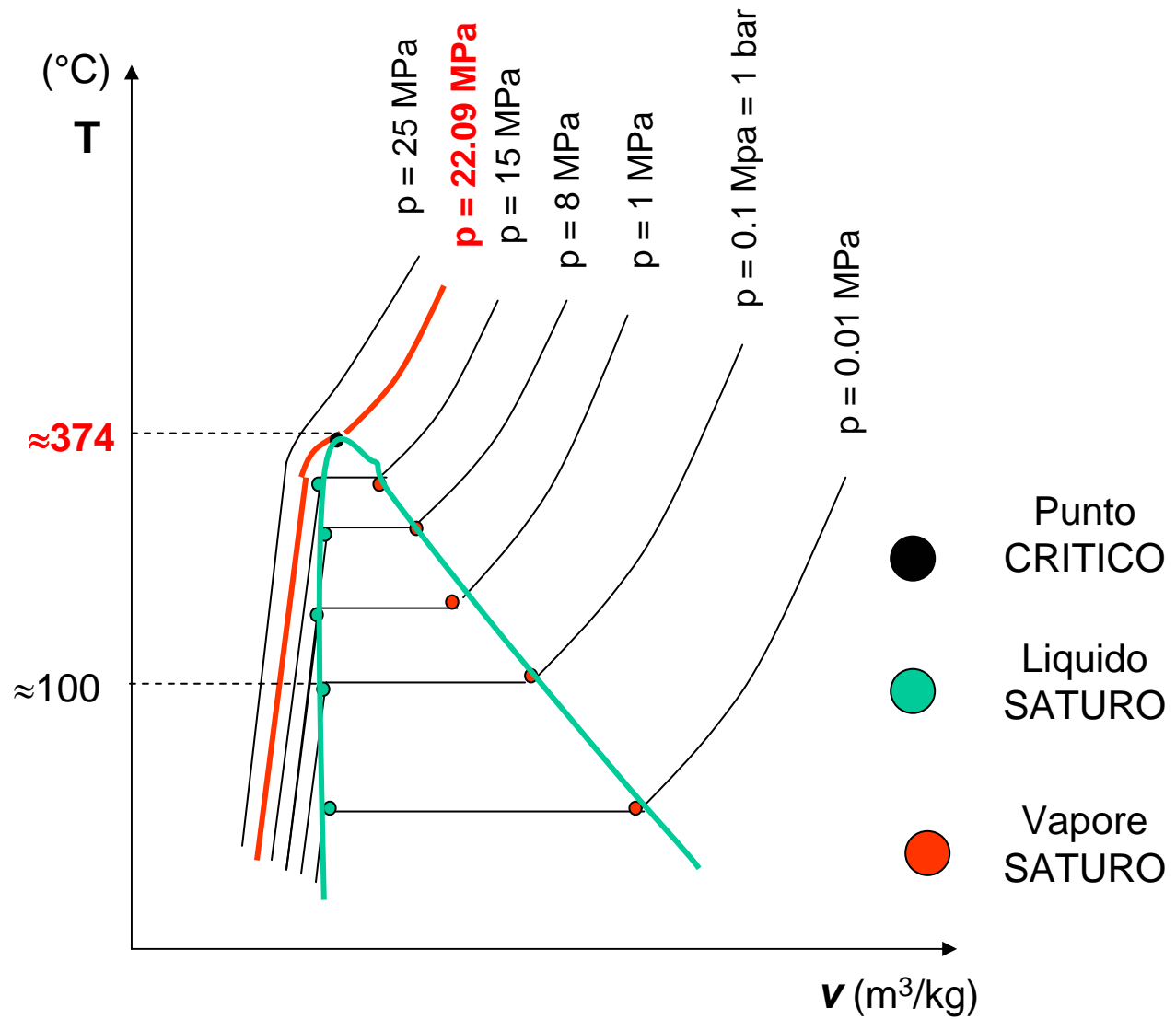
DIAGRAMMA p-T (delle fasi)



I cambiamenti di fase di una sostanza pura

Processi **isobari**
di cambiamento di
fase per una
sostanza pura

(I valori numerici si
riferiscono all'acqua)



I cambiamenti di fase di una sostanza pura

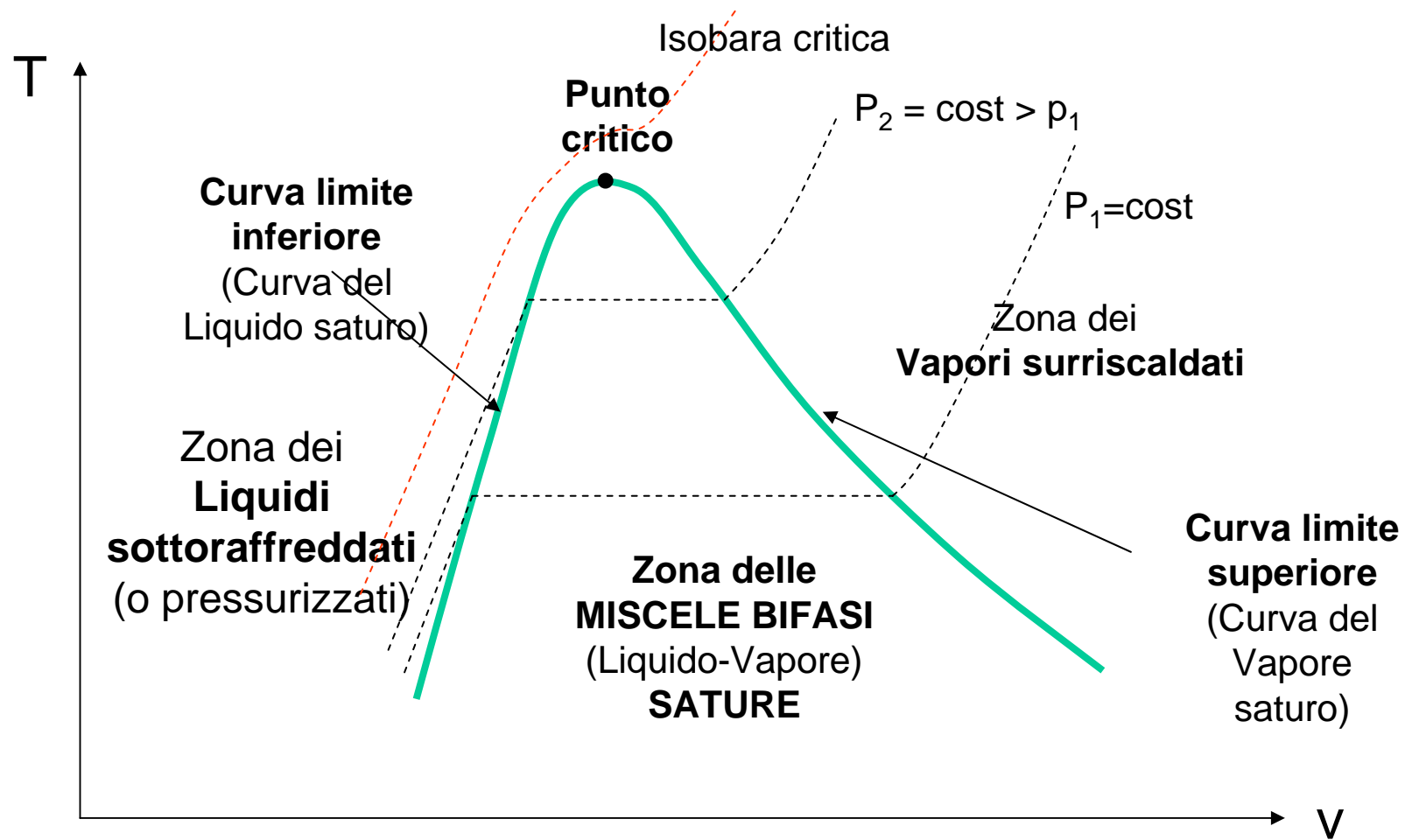
Processi di **VAPORIZZAZIONE e CONDENSAZIONE**  sono **ISOBARI e ISOTERMI**

Calore di VAPORIZZAZIONE (o CONDENSAZIONE) : $r(p,T)$
Calore scambiato per vaporizzare (condensare) un chilogrammo di liquido (vapore) in condizioni iniziali e finali di saturazione

Calore di vaporizzazione dell'H ₂ O in condizioni di saturazione		
T (°C)	p (bar)	r (kJ/kg)
0	0.006	2500
20	0.023	2454
60	0.074	2358
100	1.013	2257
140	3.61	2145
250	39.73	1716
340	145.9	1028
374.15	221.3	0

I DIAGRAMMI DI STATO

Diagramma T-v



Definizioni

Liquido saturo
Vapore saturo



Sistema nel quale il liquido e il vapore coesistono in condizioni di equilibrio

La pressione di saturazione dipende solo dalla temperatura

Vapore
SURRISCALDATO



Vapore che si trova a temperatura più elevata del vapore saturo alla stessa pressione

ovvero

Vapore che si trova a pressione più bassa del vapore saturo alla stessa temperatura

Liquido
SOTTORAFFREDDATO
o
PRESSURIZZATO



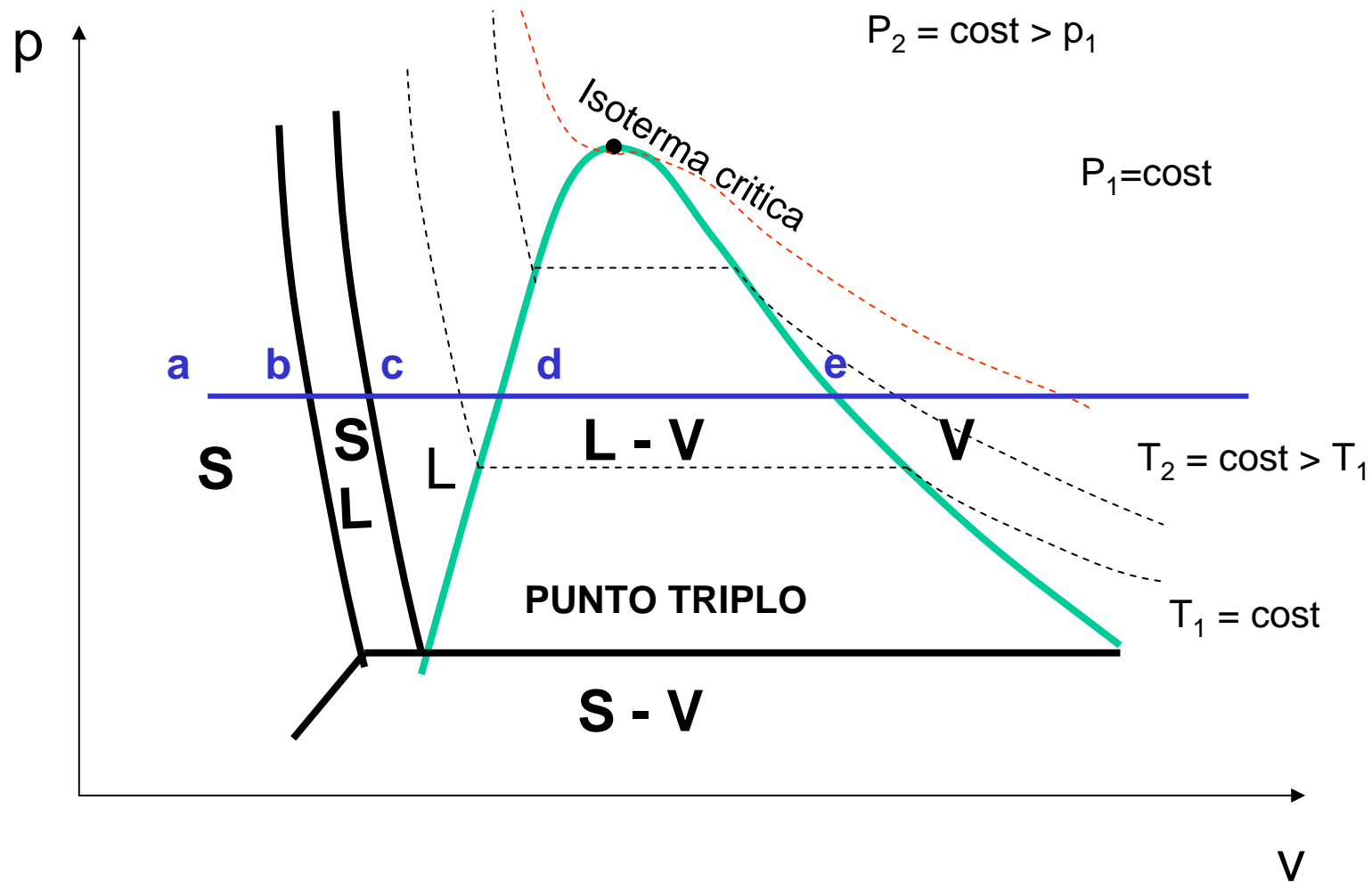
Liquido che si trova a temperatura più bassa del liquido saturo alla stessa pressione

ovvero

Liquido che si trova a pressione più elevata del liquido saturo alla stessa temperatura

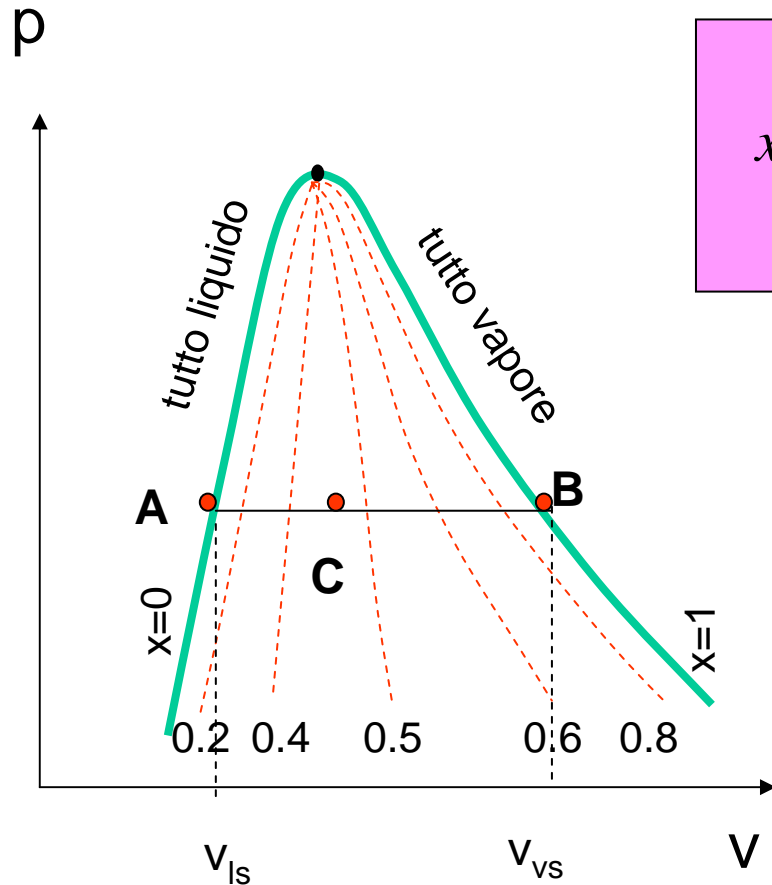
I diagrammi di stato

Diagramma p-v



I diagrammi di stato

TITOLO DI VAPORE



$$x = \frac{\text{massa del vapore}}{\text{massa totale}} = \frac{m_v}{m_l + m_v} = \frac{AC}{AB}$$

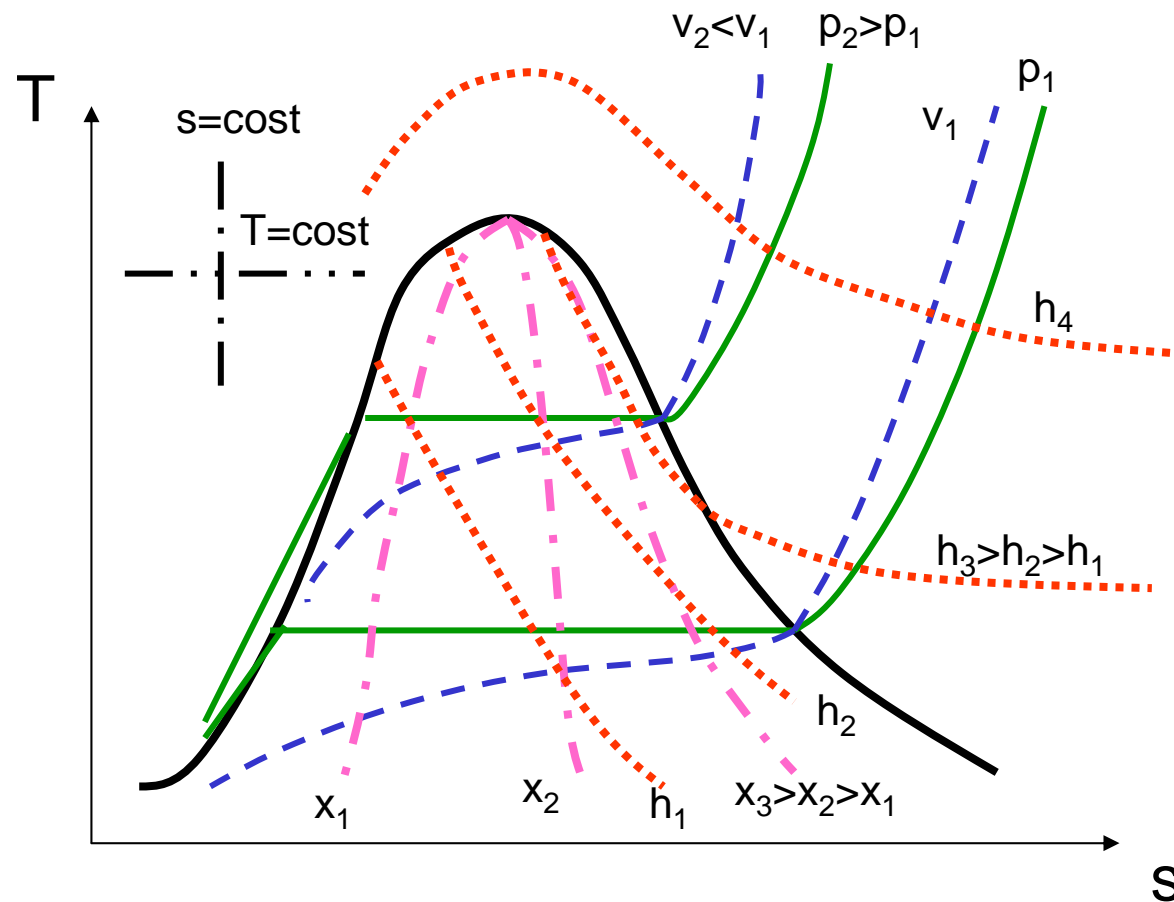
$$x_C = \frac{v_C - v_A}{v_B - v_A}$$

$$v_C = v_A + x_C (v_B - v_A)$$

$$v_C = v_{ls} + x_C (v_{vs} - v_{ls})$$

I diagrammi di stato

Diagramma T-s



Trasformazione

isoTERMA



isoENTROPICA



isoBARA



isoCORA



isoTITOLO



isoENTALPICA



LE TABELLE DELLE PROPRIETA' TERMODINAMICHE

Per la maggior parte delle sostanze, le relazioni tra le proprietà termodinamiche sono troppo complesse per essere espresse mediante semplici equazioni.

Allora i valori misurati, o calcolati utilizzando relazioni che legano tali proprietà a grandezze facilmente misurabili, vengono riportati in forma di tabelle.

Proprietà dell'ACQUA satura										
Temp T °C	Press p bar	Volume spec. m ³ /kg		Energia int. sp. kJ/kg		Entalpia specifica kJ/kg			Entropia spec. kJ/(kg K)	
		Liquido saturo	Vapore saturo	Liquido saturo	Vapore saturo	Liquido saturo	Vap	Vapore saturo	Liquido saturo	Vapore saturo
.....
20	0.0234	0.001	57.8	83.95	2402.9	83.96	2454.1	2538.1	0.2966	8.6672
.....
100	1.013	0.001	1.67	418.9	2506.5	419.04	2257	2676.1	1.3069	7.3549
.....
374.1	220.9	0.003	0.003	2029.6	2029.6	2099.3	0	2099.3	4.4298	4.4298

Le tabelle delle proprietà termodinamiche

Le tabelle forniscono i valori delle proprietà termodinamiche di una sostanza pura nello stato di liquido saturo o di vapore saturo.

Per calcolare le proprietà di una miscela bifase liquido-vapore con titolo di vapore x si possono utilizzare le relazioni seguenti:

Volume specifico	$v_C = v_{ls} + x_C (v_{vs} - v_{ls})$
Energia interna specifica	$u_C = u_{ls} + x_C (u_{vs} - u_{ls})$
Entalpia specifica	$h_C = h_{ls} + x_C (h_{vs} - h_{ls})$
Entropia specifica	$s_C = s_{ls} + x_C (s_{vs} - s_{ls})$

Le tabelle delle proprietà termodinamiche: **Esempio 1**

I GAS PERFETTI

Le tabelle forniscono le proprietà delle sostanze pure solo in corrispondenza di alcuni stati termodinamici, per cui sono molto accurate ma poco pratiche da utilizzare.

E' molto più agevole poter disporre di semplici relazioni analitiche tra le proprietà, che però devono essere sufficientemente generali e precise.

Nel caso di una sostanza pura le equazioni che legano tre proprietà termodinamiche (ad es. pressione, volume e temperatura) sono chiamate **equazioni di stato**

$$p = f(T, V)$$

Questo tipo di predizione ha raggiunto un alto grado di precisione per i gas ed un grado di precisione minore per i liquidi e i solidi.

I gas perfetti

Equazione di stato dei gas perfetti

$$pV = nR_0T$$

dove

p = pressione [Pa]

V = volume [m^3]

T = temperatura assoluta [K]

n = numero di moli = (massa del gas) / (massa molecolare) = m / M

R_0 = costante universale dei gas = 8.314 [J / (mole K)]

La fase aeriforme di una sostanza pura che soddisfa con buona approssimazione tale equazione viene detta

gas perfetto



è una sostanza ideale

I gas perfetti: Esempio 1

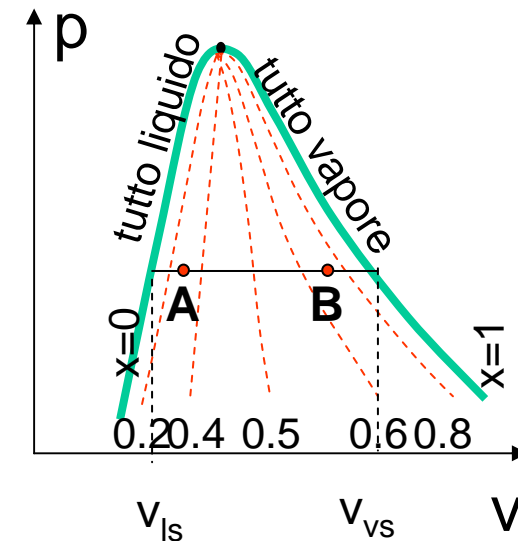
Una miscela bifase si comporta come un gas perfetto ?

Si consideri due stati qualunque A e B di un processo di vaporizzazione di una sostanza pura. Se valesse la legge dei gas perfetti si avrebbe:

$$\begin{aligned} p_A V_A &= nR_0 T_A \\ p_B V_B &= nR_0 T_B \end{aligned} \quad \text{ovvero} \quad \frac{p_A V_A}{p_B V_B} = \frac{T_A}{T_B}$$

Ma durante la vaporizzazione si ha: $p_A = p_B$ e $T_A = T_B$ per cui si dovrebbe avere: $V_A = V_B$.

Al contrario durante il processo di vaporizzazione il volume aumenta sensibilmente:



$$V_B \gg V_A$$

- N.B.** → Una miscela bifase non si comporta mai come un gas ideale
→ Non utilizzare **MAI** la equazione di stato dei gas perfetti all'interno della campana dei vapori

I gas perfetti

Equazione di stato dei gas perfetti

$$pV = nR_0T$$

Essendo $n = m/M$

$$pV = nR_0T = \frac{m}{M}R_0T$$

Dividendo ambedue i membri per m

$$p \frac{V}{m} = \frac{R_0}{M}T$$

ovvero

$$pv = RT$$

dove

p = pressione [Pa]

v = volume specifico [m^3/kg]

T = temperatura assoluta [K]

R = costante caratteristica de gas considerato= $8314/M$ [J / (kg K)]

I gas perfetti

GAS	Formula	Massa molecolare [g]	R [J/ kg K]
Aria		28.97	286.99
Ammoniaca	NH ₃	17.03	488.20
Argon	Ar	39.95	208.11
Benzene	C ₆ H ₆	78.11	106.44
Anidride carbonica	CO ₂	44.01	188.91
Ossido di carbonio	CO	28.01	296.82
Elio	He	4.00	2078.50
Idrogeno	H ₂	2.02	4115.84
Metano	CH ₄	16.04	518.33
Azoto	N ₂	28.02	296.72
Ossigeno	O ₂	32.00	259.81
Vapore acqueo*	H ₂ O	18.00	461.89

* Per valori molto piccoli della p parziale in miscele con aria può essere considerato gas ideale

I gas perfetti

Il modello dei gas perfetti

I gas perfetti soddisfano l'equazione di stato

$$pv = RT$$

L'energia interna del gas perfetto dipende solo dalla temperatura

$$u = u(T)$$

Allora anche **l'entalpia** del gas perfetto dipende solo dalla temperatura

$$h = h(T) = u(T) + pv = u(T) + RT$$

I GAS REALI

L'equazione di stato dei gas perfetti è molto semplice e pratica. Purtroppo i gas reali in vicinanza della zona delle miscele sature liquido-vapore e del punto critico si allontanano in maniera significativa dal comportamento di gas perfetti.

Allora, si può modificare l'equazione di stato introducendo un fattore correttivo Z detto **fattore di compressibilità**:

$$Z = \frac{pv}{RT}$$

da cui

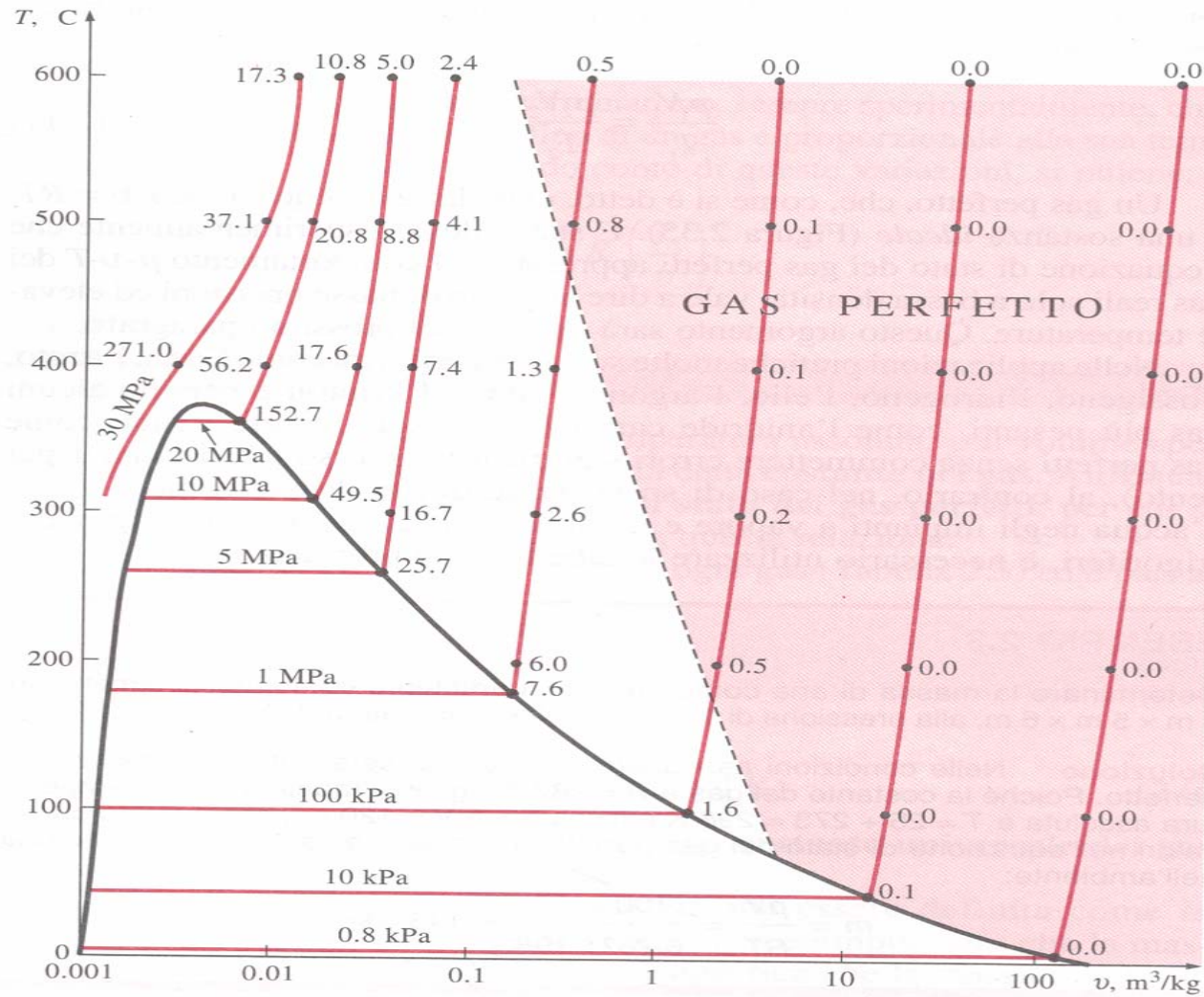
$$pv = ZRT$$

Il fattore di compressibilità può anche essere espresso come

$$Z = \frac{v}{v_{id}}$$

dove v_{id} è il volume specifico che si ottiene applicando la legge dei gas perfetti.

I gas reali



I gas reali

Legge degli stati corrispondenti

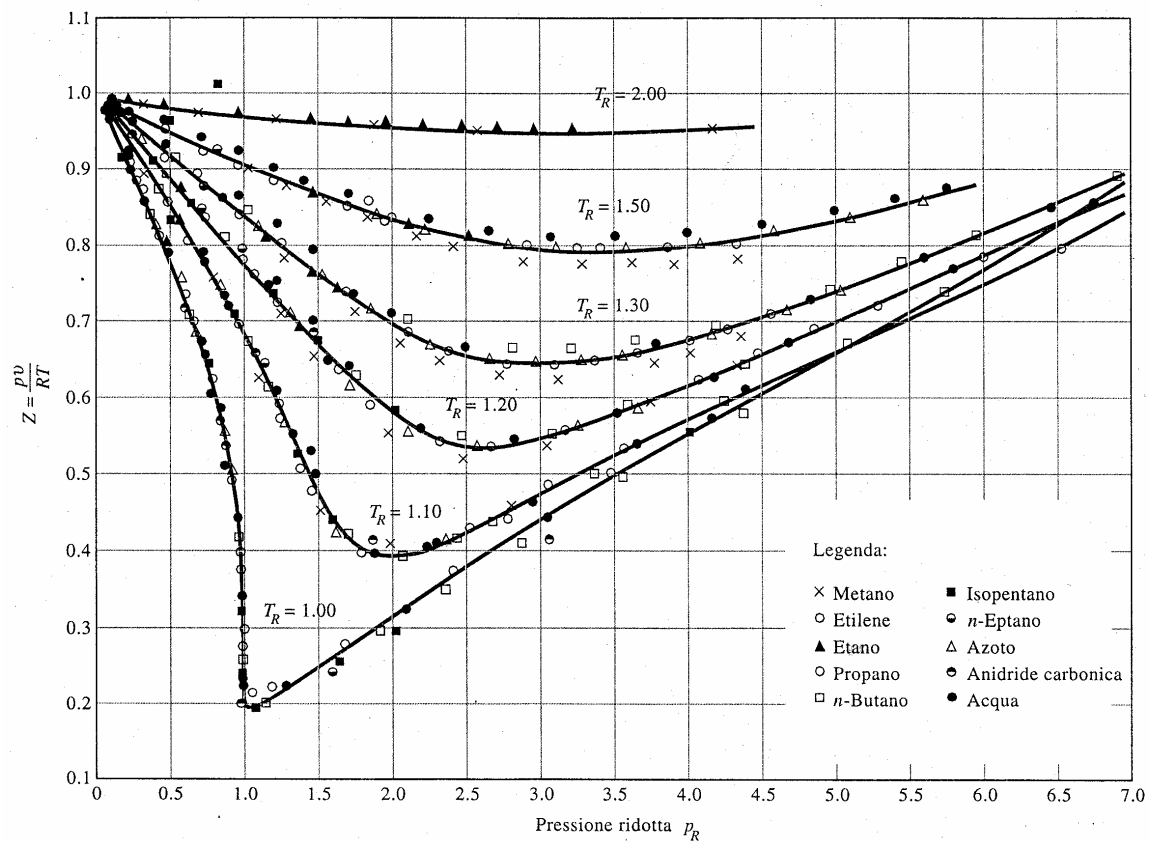
A parità di temperatura e pressione ridotta, tutti i gas hanno approssimativamente lo stesso valore del fattore di compressibilità Z

Pressione ridotta

$$p_R = \frac{p}{p_{crit}}$$

Temperatura ridotta

$$T_R = \frac{T}{T_{crit}}$$



I gas reali

1. A pressioni molto basse ($p_R \ll 1$), i gas si comportano come gas perfetti indipendentemente dalla temperatura
2. A temperature elevate ($TR > 2$) i gas si comportano come gas perfetti indipendentemente dalla pressione
3. Lo scostamento del comportamento di un gas reale da quello dei gas perfetti è massimo in vicinanza del punto critico.

IL MODELLO DI SOSTANZA INCOMPRESSIBILE

I dati per i liquidi mostrano che volume specifico ed energia interna variano molto poco con la pressione ad una data temperatura

$$v(T, p) \cong v_{ls}(T)$$

$$u(T, p) \cong u_{ls}(T)$$

$$\text{Allora } h(T, p) \cong h_{ls}(T) \cong u_{ls}(T) + pv_{ls}(T) \cong u_{ls}(T) + v_{ls} [p - p_{sat}(T)]$$

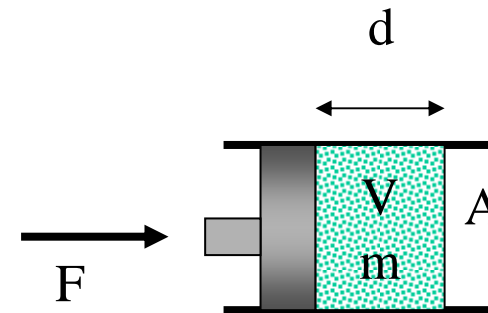
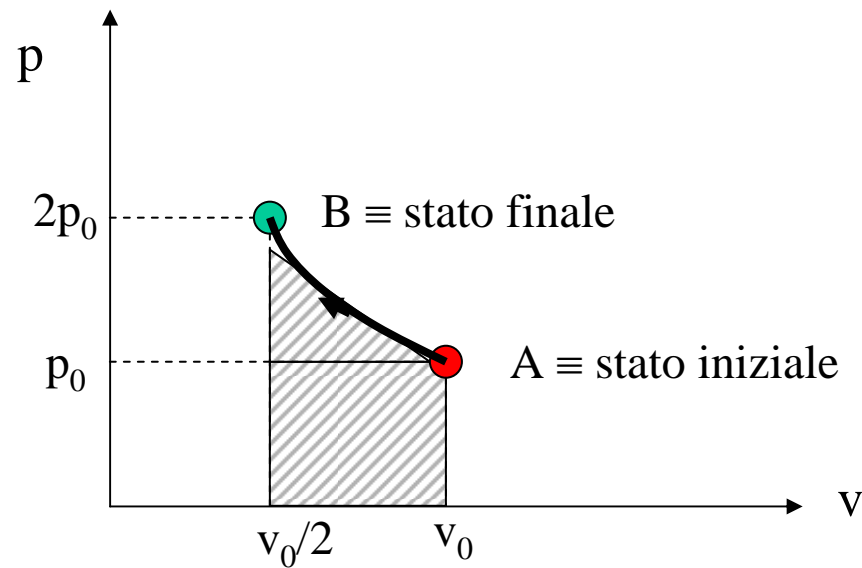
dove p_{sat} è la pressione di saturazione alla temperatura data.

In realtà per i liquidi in condizioni termodinamiche lontane dal punto critico, il volume specifico del liquido saturo varia molto poco con la temperatura per cui:

$$v(T, p) \cong v_{ls}(T) \cong \text{costante}$$

TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 3 TERMODINAMICA E LAVORO MECCANICO



Cap. 3 – TERMODINAMICA E LAVORO MECCANICO

Indice

- 1. Termodinamica, calore e lavoro meccanico**
- 2. Energia e lavoro meccanico**
- 3. L'energia interna**
- 4. Trasformazioni reversibili ed irreversibili**
- 5. Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso**
- 6. Scambio di lavoro in sistemi con deflusso**

TERMODINAMICA, CALORE E LAVORO

Termodinamica

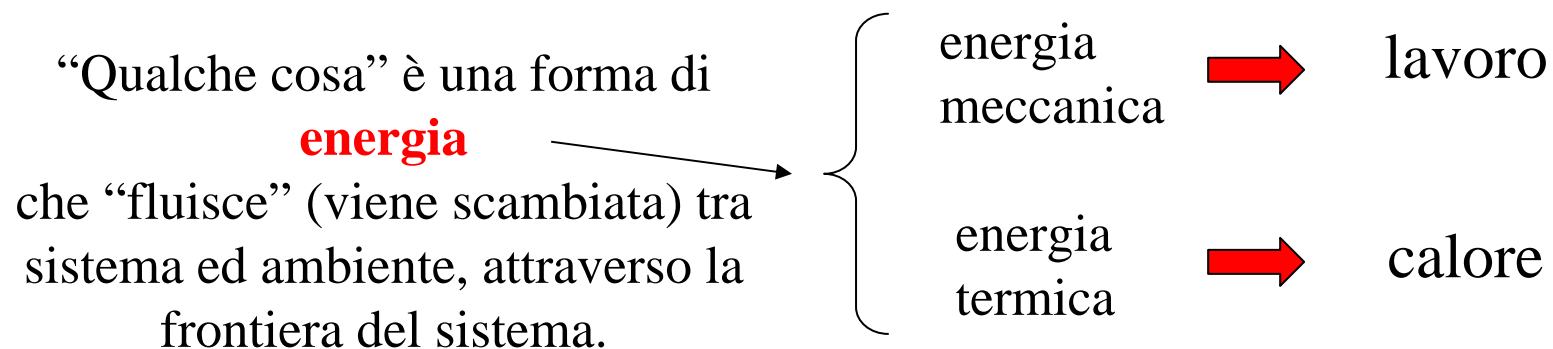
Scienza che studia le modificazioni subite da un sistema in conseguenza del trasferimento di energia principalmente sottoforma di LAVORO e CALORE.

LAVORO

“Qualche cosa” che appare alla frontiera del sistema quando cambia lo stato del sistema a causa del movimento di una parte della frontiera sotto l’azione di una forza.

CALORE

“Qualche cosa” che appare alla frontiera di un sistema quando cambia lo stato del sistema a causa di una differenza di temperatura tra sistema ed ambiente.



CALORE

Il **CALORE** è una forma di energia trasferita dal sistema all'ambiente (o viceversa) per effetto di una **DIFFERENZA DI TEMPERATURA**.

Il calore è una forma di energia in transito attraverso la frontiera del sistema.

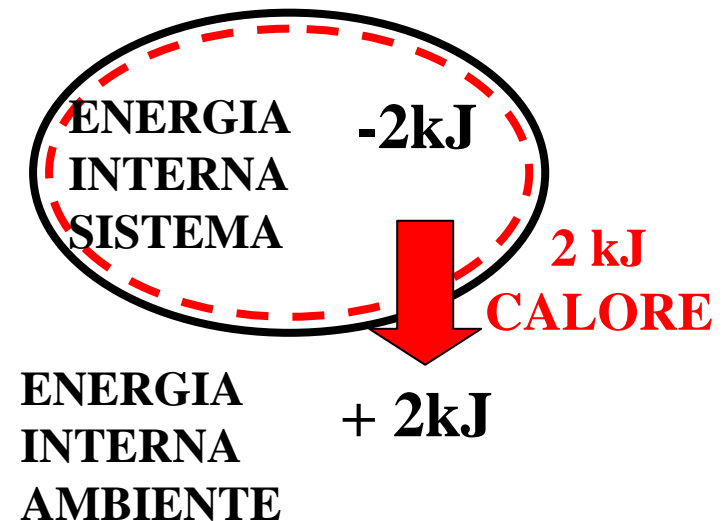
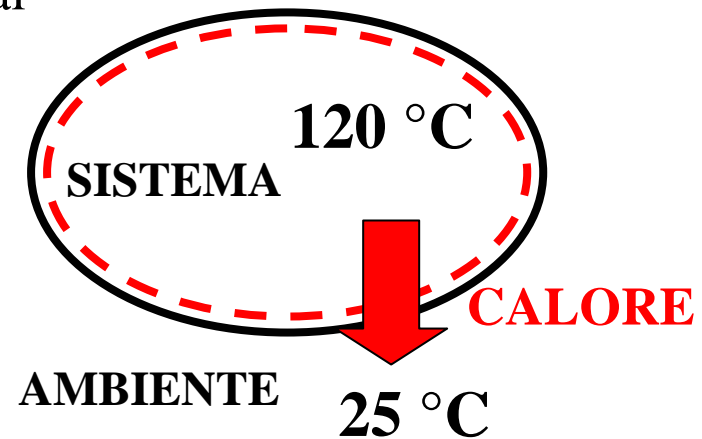
L'energia termica viene chiamata CALORE solo quando attraversa la frontiera del sistema.

$$Q = \text{calore} \quad \longrightarrow \quad [Q] \equiv [\text{Joule}] = [\text{J}]$$

$$q = Q/m = \text{calore per unità di massa}$$

$$\quad \longrightarrow \quad [q] \equiv [\text{J/kg}]$$

$$\dot{Q} = \frac{dQ}{dt} = \text{potenza termica}$$
$$\quad \longrightarrow \quad \left[\dot{Q} \right] \equiv \frac{\text{J}}{\text{s}} = \text{Watt} = \text{W}$$



LAVORO

Energia scambiata attraverso la frontiera del sistema che **NON** è calore, è **LAVORO**

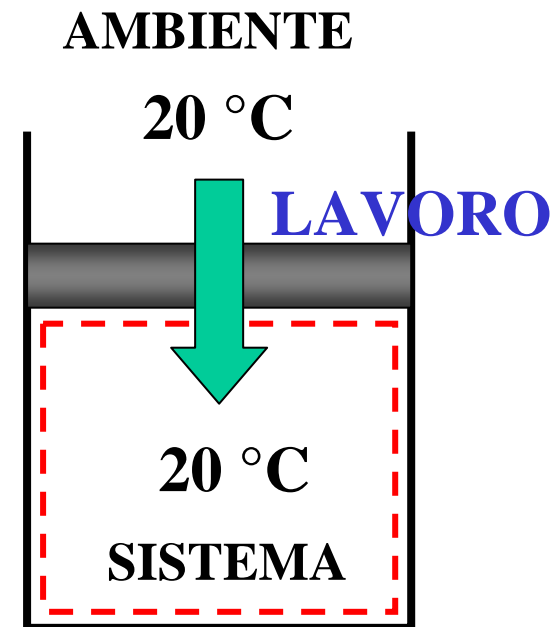
$$L = \text{lavoro} \quad \rightarrow \quad [L] \equiv [\text{Joule}] = [\text{J}]$$

$l = L/m = \text{lavoro per unità di massa}$

$$\rightarrow \quad [l] \equiv [\text{J/kg}]$$

$$\dot{L} = \frac{dL}{dt} = \text{potenza meccanica}$$

$$\rightarrow \quad \left[\dot{L} \right] \equiv \frac{\text{J}}{\text{s}} = \text{Watt} = \text{W}$$

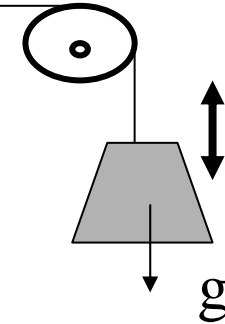


Lavoro

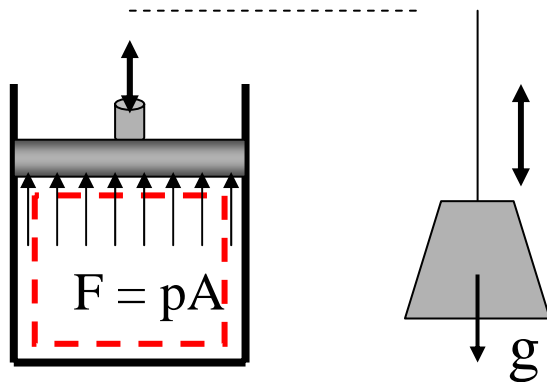
LAVORO

$$L = \int_1^2 \partial L = \int_{r_1}^{r_2} \vec{F} \cdot \vec{dr}$$

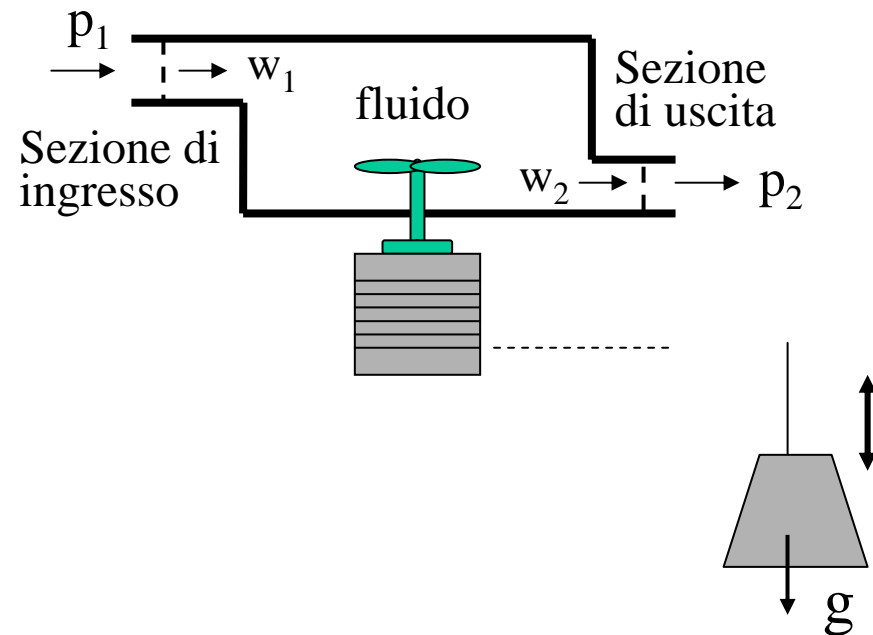
SISTEMA



LAVORO DI ESPANSIONE O COMPRESSIONE



LAVORO D'ELICA



Calore e lavoro

Convenzione sul segno di Calore e Lavoro

- Il **calore** ENTRANTE nel sistema è assunto **POSITIVO**
- Il **calore** USCENTE dal sistema è assunto **NEGATIVO**
- Il **lavoro** USCENTE dal sistema è assunto **POSITIVO**
- Il **lavoro** ENTRANTE nel sistema è assunto **NEGATIVO**



ENERGIA e LAVORO

ENERGIA
capacità di compiere lavoro

Forme di energia

- microscopiche
- macroscopiche

Forme di energia macroscopiche

Possedute dal sistema nel suo complesso, connesse con il moto del sistema o con la interazione con campi esterni (gravitazionale, elettrico, magnetico)

Considerando solo gli effetti **meccanici**

Energia cinetica

$$E_c = \frac{1}{2}mw^2$$

$$e_c = \frac{w^2}{2}$$

Energia potenziale

$$E_g = mgz$$

$$e_g = gz$$

Energia e lavoro

Forme di energia microscopiche

Connesse con la struttura molecolare del sistema e con il grado di attività molecolare.

Energia interna	U	$u = \frac{U}{m}$
------------------------	----------	-------------------

ENERGIA TOTALE DEL SISTEMA

$$E_{tot} = E_c + E_g + U = \frac{1}{2}mw^2 + mgz + U \quad [J]$$

$$e_{tot} = e_c + e_g + u = \frac{w^2}{2} + gz + u \quad [J / kg]$$

ENERGIA INTERNA

**Energia
interna**



**Somma di tutte le forme microscopiche
di energia di un sistema**

Energia interna
SENSIBILE



connessa con l'energia cinetica delle molecole

- energia cinetica traslazionale
- “ “ rotazionale
- “ “ vibrazionale

Energia interna
LATENTE



associata alla fase di un sistema e quindi alle forze intermolecolari tra le molecole del sistema

Energia interna
CHIMICA
(o di LEGAME)



associata con le forze di legame tra gli atomi che formano la molecola

Energia interna
NUCLEARE



associata con i legami all'interno del nucleo atomico

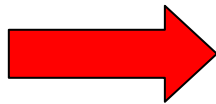
TRASFORMAZIONI REVERSIBILI ed IRREVERSIBILI

Trasformazione reversibile

Trasformazione che, partendo da uno stato di equilibrio termodinamico, si svolga per successivi stati di equilibrio termodinamico in modo tale che il sistema e l'ambiente possano sempre essere riportati nei rispettivi stati iniziali ripercorrendo la stessa trasformazione, **SENZA CHE DI CIO' RESTI TRACCIA NEL SISTEMA NE' NELL'AMBIENTE**



Le trasformazioni REVERSIBILI sono una idealizzazione



Le trasformazioni REALI presentano SEMPRE delle irreversibilità e quindi sono sempre IRREVERSIBILI

Trasformazioni reversibili ed irreversibili

CAUSE DI IRREVERSIBILITA'

Cause di disequilibrio termodinamico (di non-staticità)

- Differenze di temperatura
- Differenze di pressione
- Espansione libera di un fluido
- Miscelamento spontaneo di sostanze con differenti composizioni
- Reazioni chimiche spontanee

Effetti dissipativi

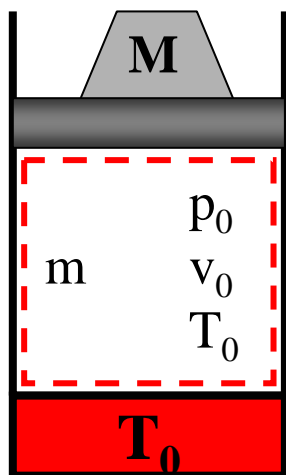
- Attrito meccanico tra superfici
- Passaggio di corrente elettrica in una resistenza elettrica
- Isteresi magnetica
- Deformazione non elastica



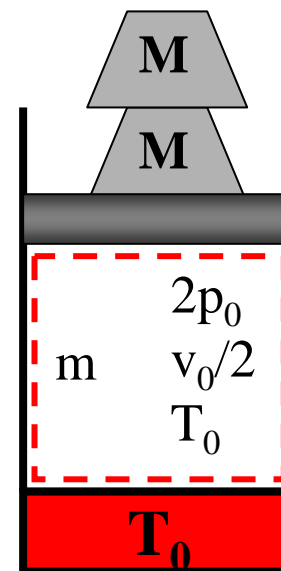
Gli effetti dissipativi comportano sempre conversione di altre forme di energia in energia interna.

SCAMBIO DI LAVORO IN SISTEMI SENZA DEFLUSSO

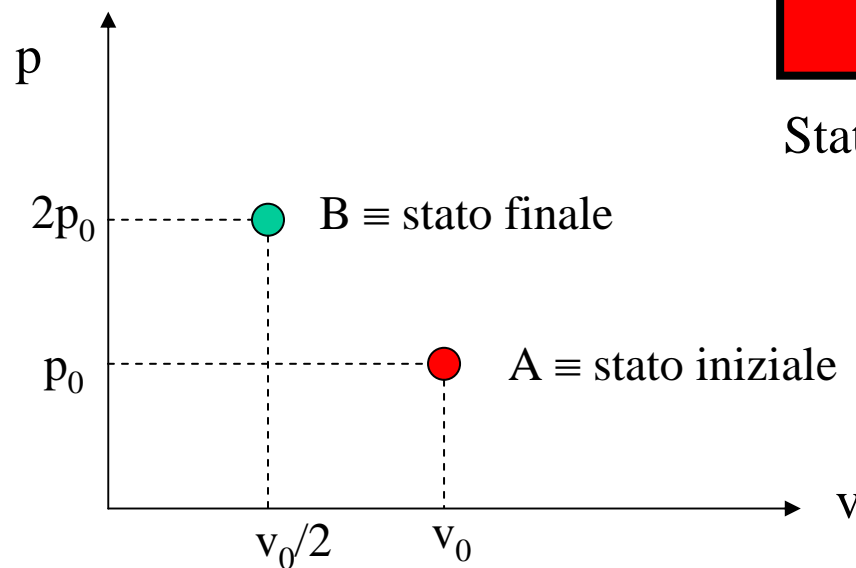
Esempio: Compressione isoterma



Stato iniziale
A

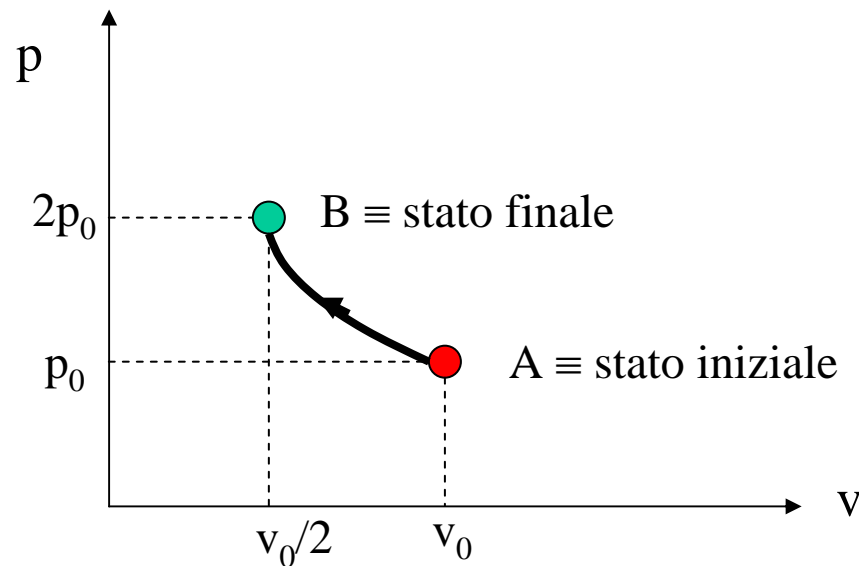


Stato iniziale
B

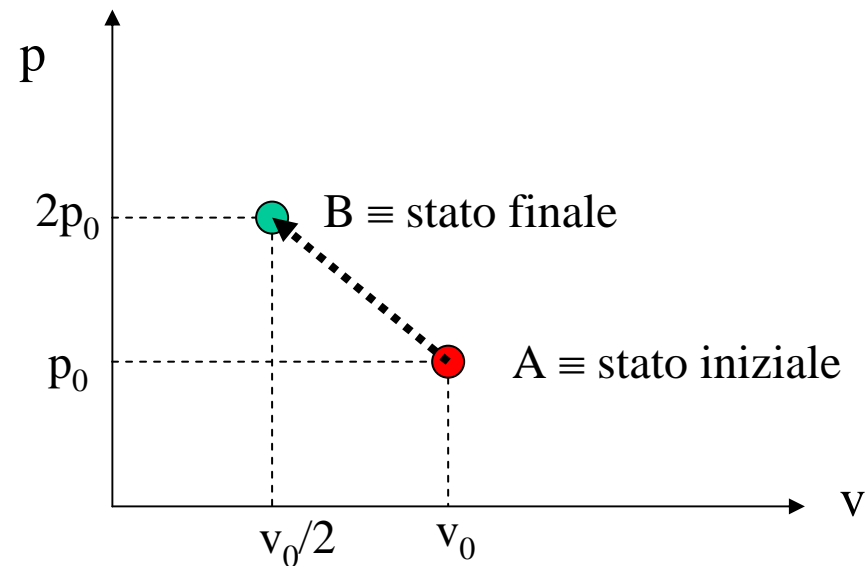


Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Esempio: Compressione isoterma

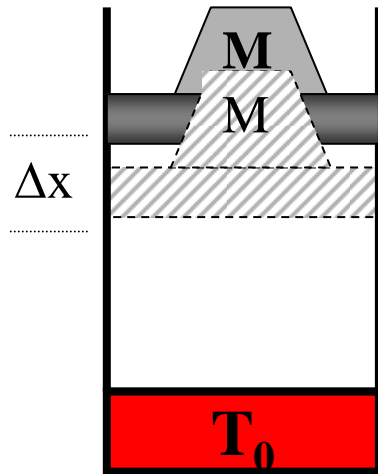


Processo REVERSIBILE
(quasi - statico)



Processo IRREVERSIBILE

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso



Se il processo è **REVERSIBILE**

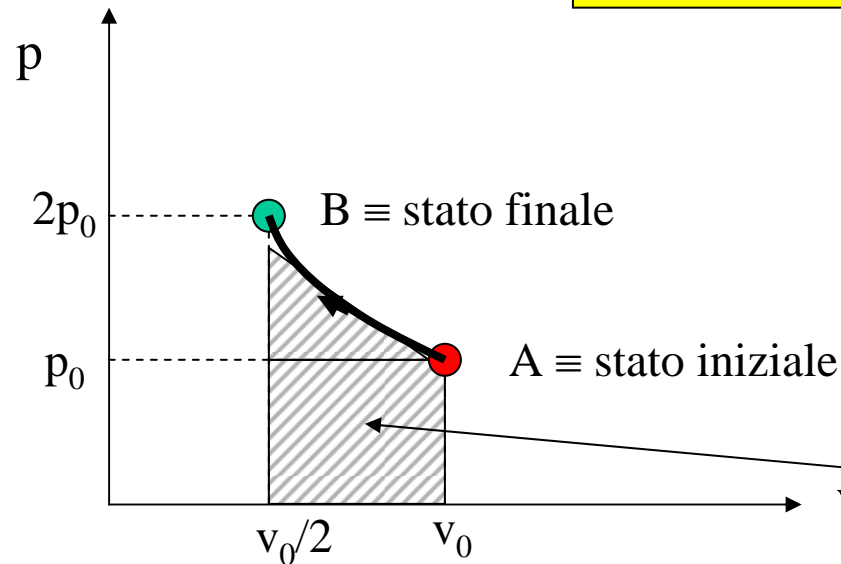
$$\partial L = F dx = p A dx = p dV$$

Riferendo tutto all'unità di massa

$$dv = \frac{dV}{m}$$

$$\partial l = p dv$$

$$[J / kg]$$



$$l_{A-B} = \int_A^B \partial l = \int_{v_A}^{v_B} p dv$$

$\int_{v_A}^{v_B} p dv =$ area sottesa dalla curva che rappresenta la trasformazione rispetto all'asse dei volumi

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

$$\partial l = p dv$$

$$l_{A-B} = \int_A^B \partial l = \int_{v_A}^{v_B} p dv$$

Se v aumenta



ESPANSIONE



$$l_{A-B} > 0$$

Se v diminuisce



COMPRESSIONE



$$l_{A-B} < 0$$

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Se il processo NON è REVERSIBILE

ESPANSIONE

$$l_{irr} < l_{rev} = \int_{v_A}^{v_B} p dv$$

A causa delle irreversibilità il lavoro **OTTENUTO (COMPIUTO DAL SISTEMA)** è **minore** di quello che si ha nel caso ideale

COMPRESSIONE

$$l_{irr} > l_{rev} = \int_{v_A}^{v_B} p dv$$

A causa delle irreversibilità il lavoro **SPESO (COMPIUTO SUL SISTEMA)** è **maggiore** di quello necessario nel caso ideale

In ambedue i casi, se il processo non è reversibile, il lavoro scambiato **NON** può essere calcolato come $\int p dv$

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Trasformazione ISOCORA

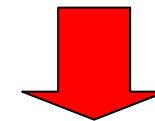
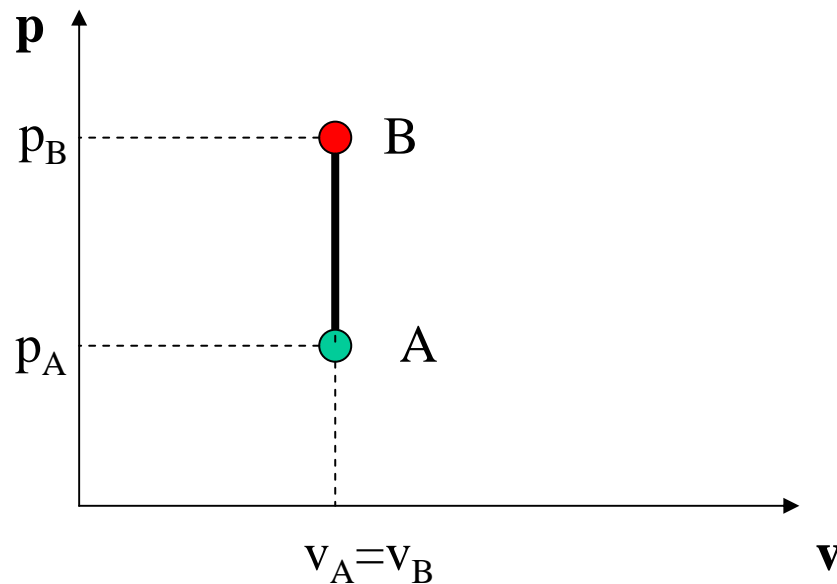
$v = \text{costante}$

$$l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv$$

$$dv = 0$$



$$l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv = 0$$



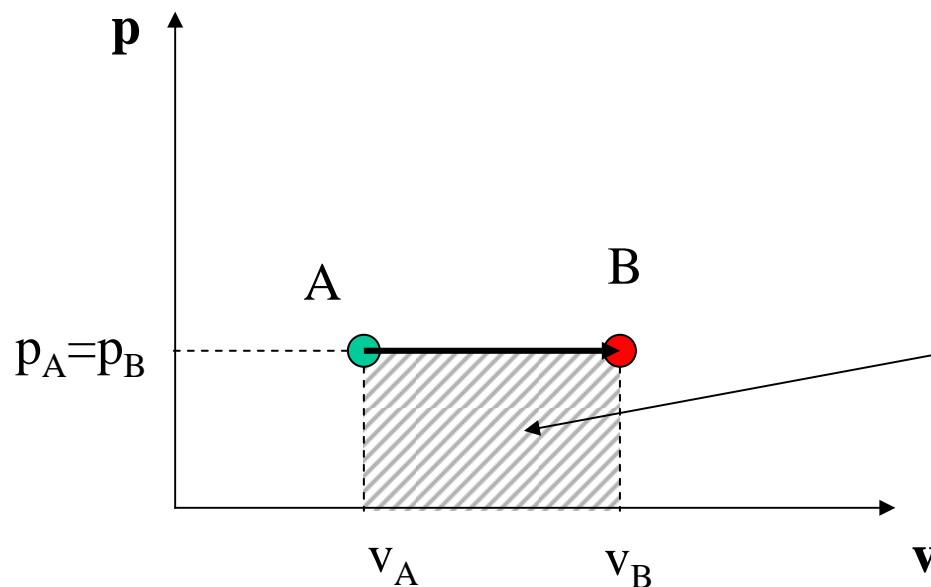
**Perché un sistema chiuso
possa scambiare lavoro con
l'ambiente è NECESSARIO
che venga modificato il
volume del sistema**

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Trasformazione ISOBARA

$p = \text{costante}$

$$l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv \quad \xrightarrow{p_A = p_B} \quad l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv = p \int_{v_A}^{v_B} dv = p(v_B - v_A)$$



$$l_{A-B} = p(v_B - v_A)$$

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Trasformazione ISOTERMA	T = costante
Nel caso di un GAS PERFETTO	$pv = RT = \text{costante}$
$p_A v_A = p_B v_B = RT = \text{cost}$	$\frac{v_B}{v_A} = \frac{p_A}{p_B}$

$$l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv = \int_{v_A}^{v_B} \frac{RT}{v} dv = RT \int_{v_A}^{v_B} \frac{dv}{v} = RT [\ln v]_{v_A}^{v_B}$$

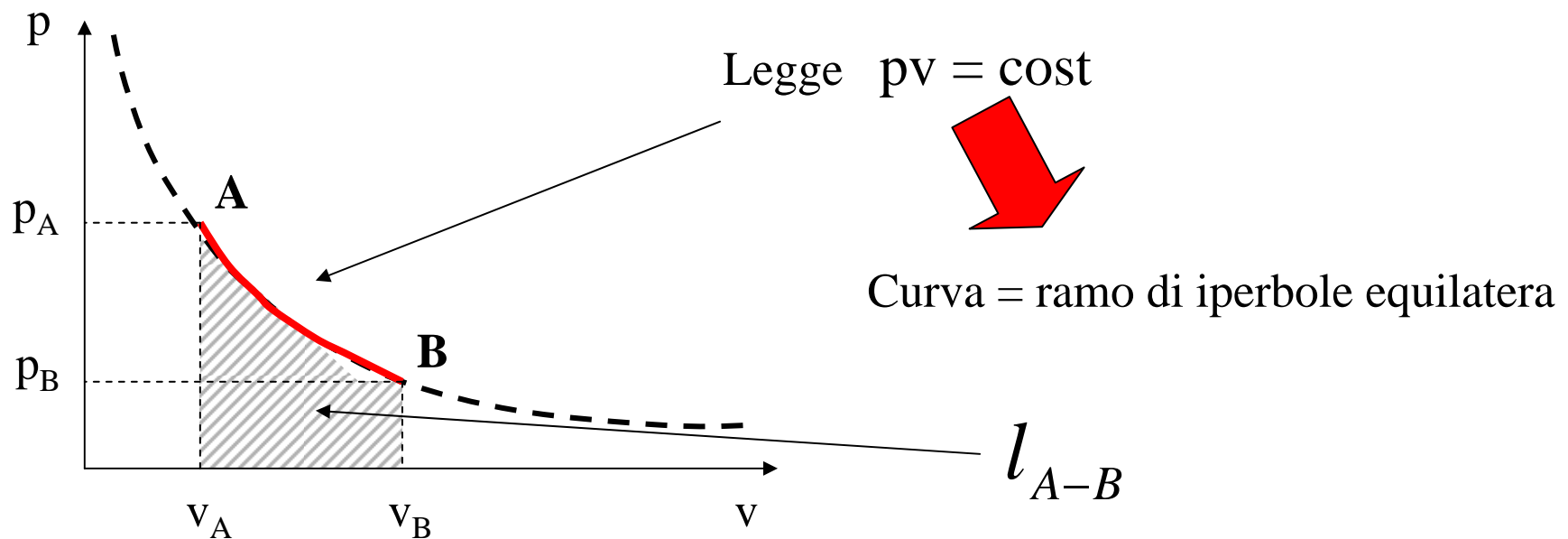
$$l_{A-B} = RT \ln \frac{v_B}{v_A}$$

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Trasformazione isoterma di un gas perfetto $l_{A-B} = RT \ln \frac{v_B}{v_A}$

ovvero

$$l_{A-B} = RT \ln \frac{v_B}{v_A} = RT \ln \frac{p_A}{p_B} = p_A v_A \ln \frac{v_B}{v_A} = p_A v_A \ln \frac{p_A}{p_B} = p_B v_B \ln \frac{v_B}{v_A} = p_B v_B \ln \frac{p_A}{p_B}$$



Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Trasformazione **POLITROPICA**

Nel caso di un **GAS PERFETTO**

$$pv^k = \text{cost} \quad \text{con } k > 1$$

Se $k = c_p / c_v$

Trasformazione ADIABATICA

$$Q_{A-B} = 0$$

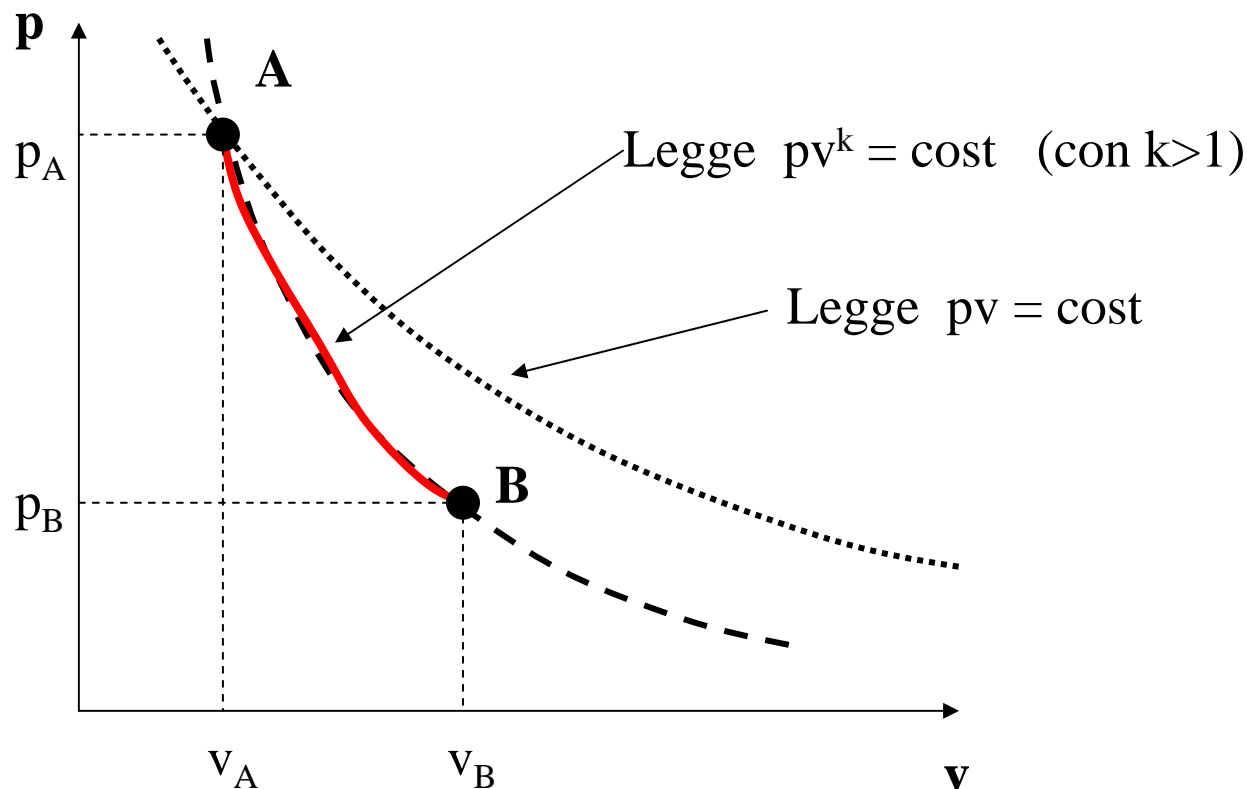
$$l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv = \frac{1}{1-k} (p_B v_B - p_A v_A) = \frac{p_A v_A}{(1-k)} \left[\left(\frac{p_B}{p_A} \right)^{\frac{k-1}{k}} - 1 \right]$$

dove $\frac{p_B}{p_A} =$ rapporto di compressione

Scambio di lavoro in sistemi senza deflusso

Trasformazione
politropica di un
gas ideale

$$l_{A-B} = \int_{v_A}^{v_B} p dv = \frac{1}{1-k} (p_B v_B - p_A v_A) = \frac{p_A v_A}{(1-k)} \left[\left(\frac{p_B}{p_A} \right)^{\frac{k-1}{k}} - 1 \right]$$

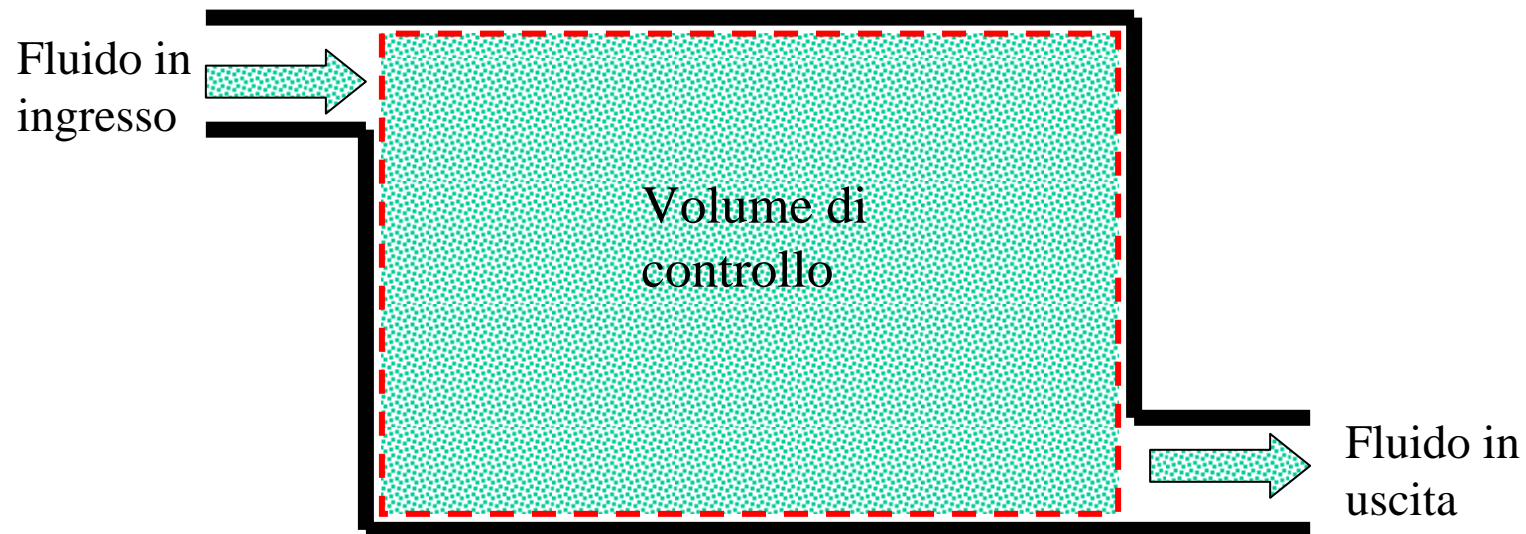


SCAMBIO DI LAVORO IN SISTEMI CON DEFLUSSO

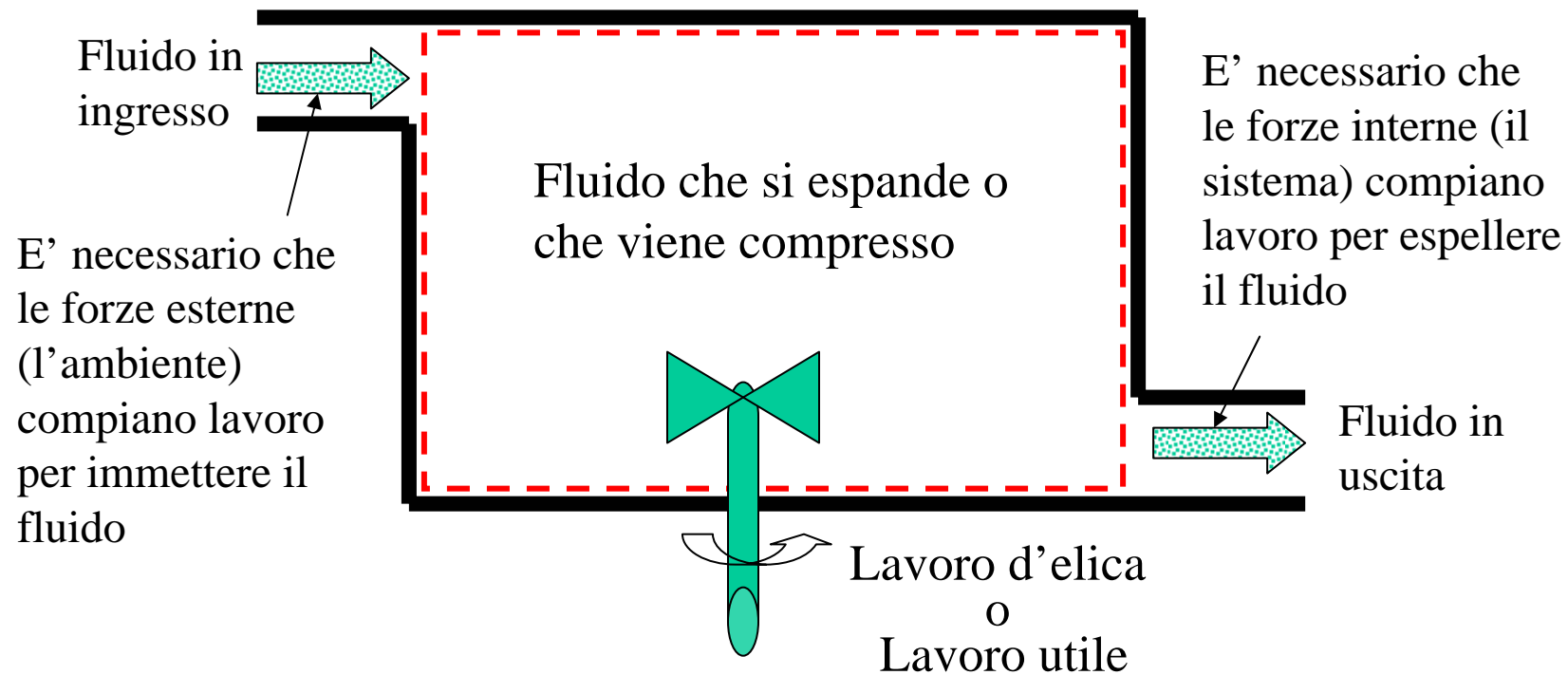
Numerosi apparati, molto importanti nelle applicazioni ingegneristiche, comportano scambio di massa tra sistema ed ambiente.

Ciò avviene mediante un flusso di massa tra una o più sezioni di ingresso e una o più sezioni di uscita.

L'analisi termodinamica avviene utilizzando il metodo del **volume di controllo**.

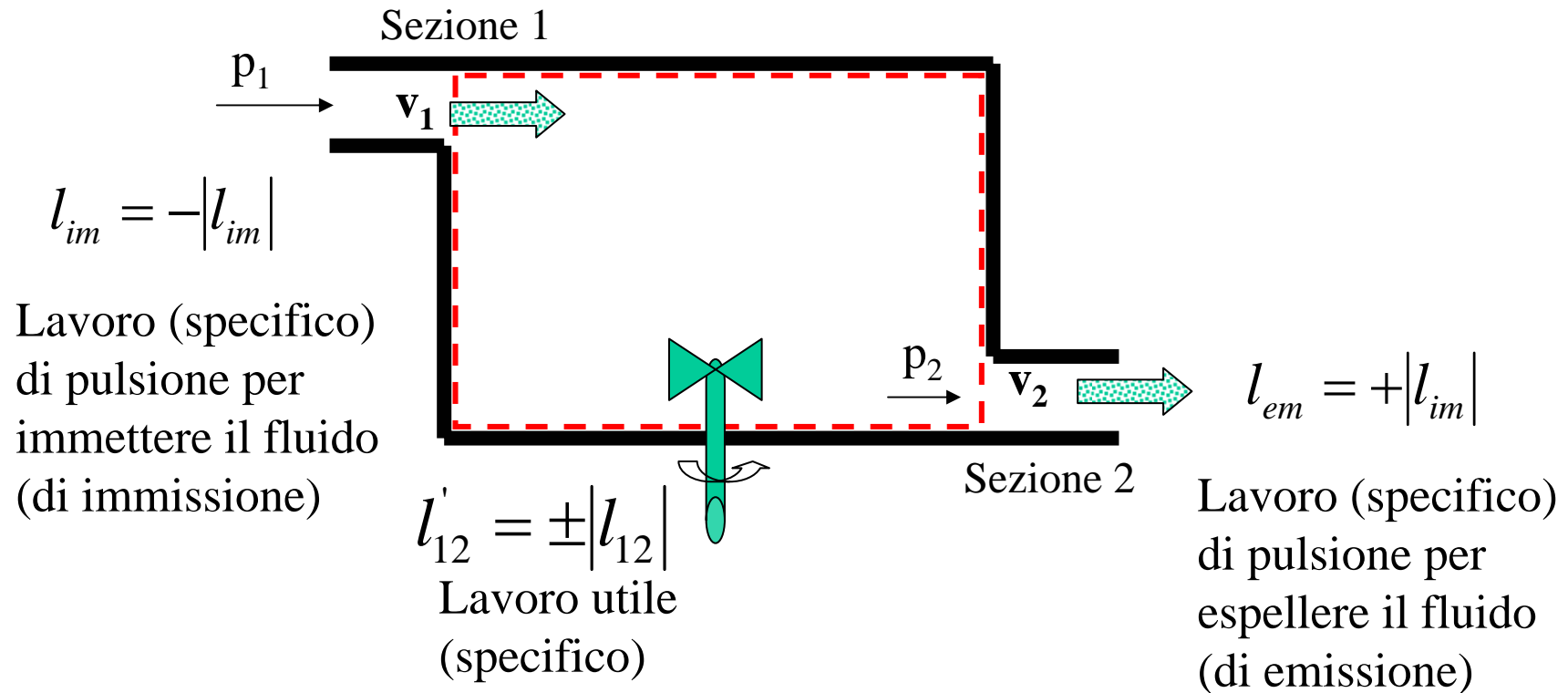


Scambio di lavoro in sistemi con deflusso



Condizione necessaria perché venga scambiato lavoro utile tra sistema ed ambiente è che sia presente un organo in grado di realizzare tale scambio.

Scambio di lavoro in sistemi con deflusso



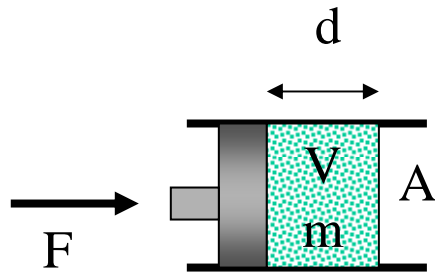
$$l_{tot} = l_{12} = \int_1^2 p dv = l'_{12} - |l_{im}| + l_{em}$$

Scambio di lavoro in sistemi con deflusso

Lavoro di pulsione

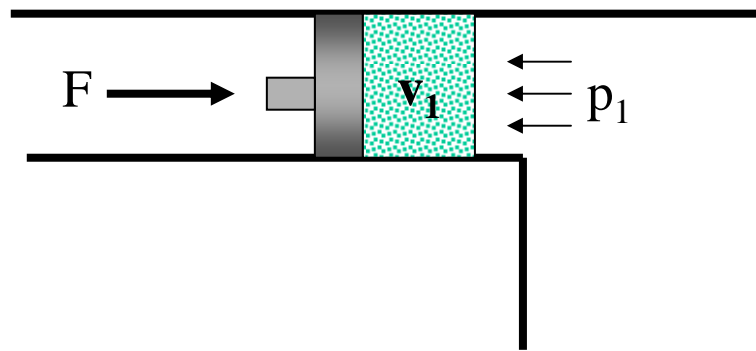
$$L_p = Fd = pAd = pV$$

dividendo ambedue i membri per la massa m



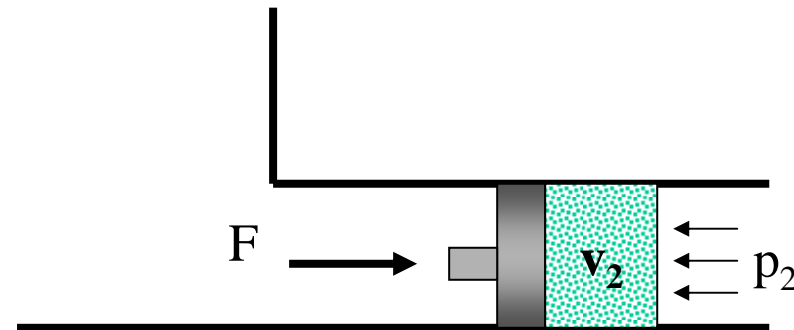
$$\frac{L_p}{m} = l_p = p \frac{V}{m} = pv \quad \rightarrow \quad l_p = pv$$

Sezione di ingresso



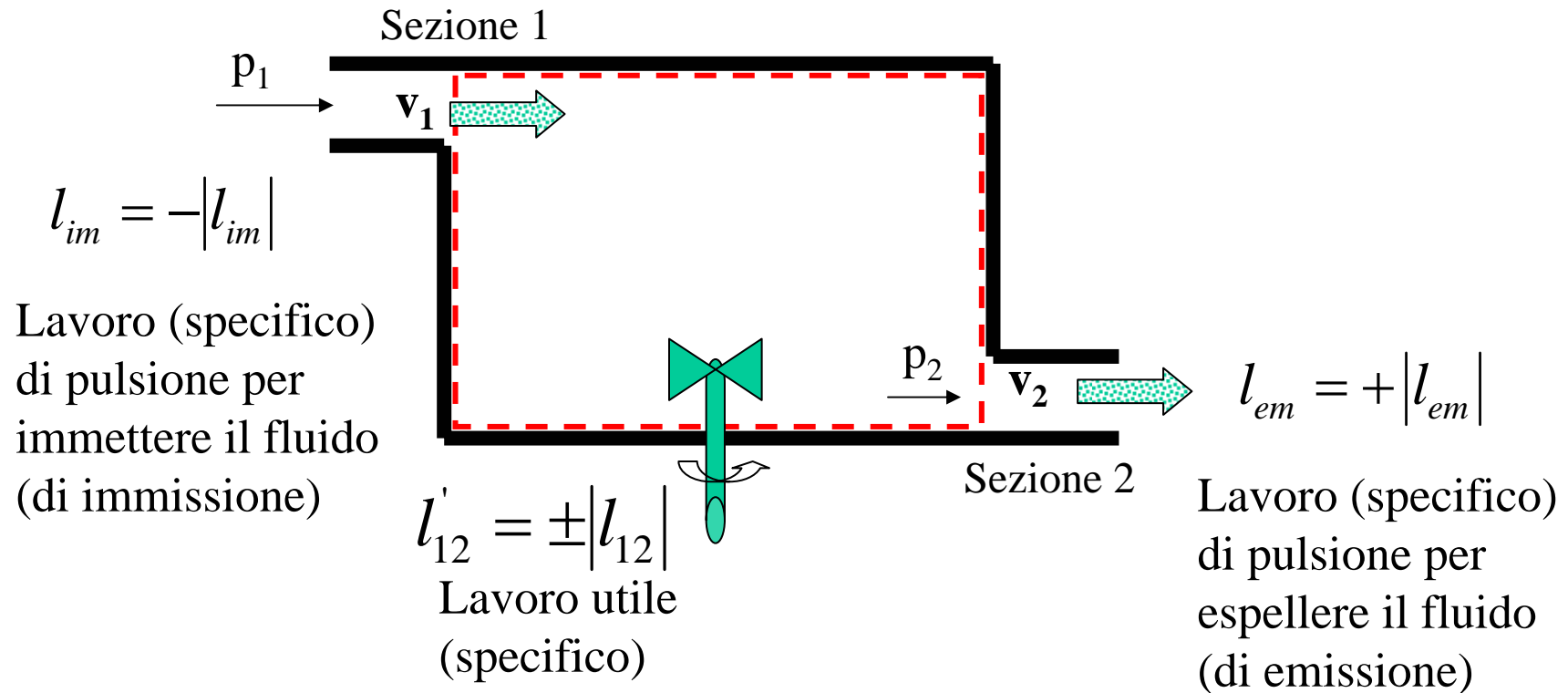
$$l_{im} = l_{p_1} = -p_1 v_1$$

Sezione di uscita



$$l_{em} = l_{p_2} = +p_2 v_2$$

Scambio di lavoro in sistemi con deflusso



$$l_{tot} = l_{12} = \int_1^2 p dv = l'_{12} - p_1 v_1 + p_2 v_2$$

Scambio di lavoro in sistemi con deflusso

Lavoro utile

$$l_{tot} = l_{12} = \int_1^2 p dv = l'_{12} - p_1 v_1 + p_2 v_2$$

$$l'_{12} = p_1 v_1 - p_2 v_2 + l_{tot} = p_1 v_1 - p_2 v_2 + \int_1^2 p dv$$

Integrando per parti

$$\int_1^2 p dv = \left| p v - \int v dp \right|_1^2$$

Fattore finito
Fattore differenziale

$$l'_{12} = p_1 v_1 - p_2 v_2 + \left| p v - \int v dp \right|_1^2 = \cancel{p_1 v_1} - \cancel{p_2 v_2} + \cancel{p_2 v_2} - \cancel{p_1 v_1} - \int_1^2 v dp$$

Scambio di lavoro in sistemi con deflusso

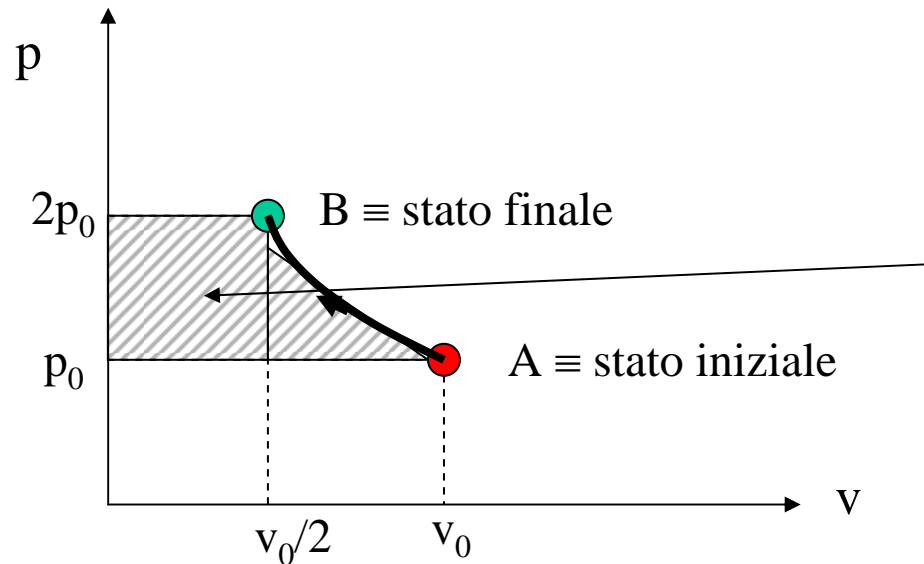
Lavoro utile

$$l'_{12} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp$$

in termini
infinitesimi



$$\partial l' = -v dp$$



$$l'_{12} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp$$

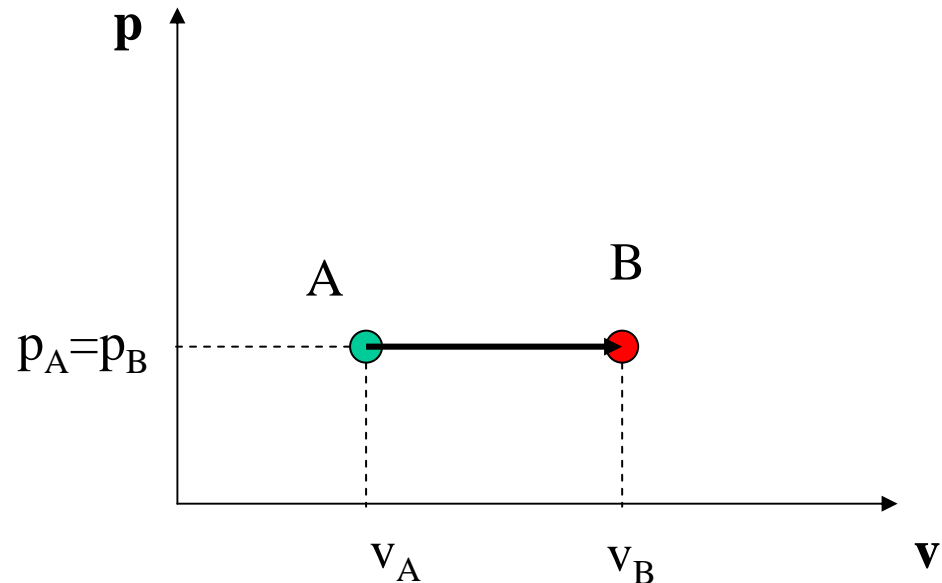
area sottesa dalla curva
che rappresenta la
trasformazione rispetto
all'asse della pressione

Scambio di lavoro in sistemi con deflusso

**Trasformazione ISOBARA
di un sistema con deflusso**

$$p = \text{cost}$$

$$l'_{12} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp = 0$$



In un processo con con deflusso NON è possibile scambiare lavoro utile se non esiste una DIFFERENZA DI PRESSIONE tra fluido in ingresso ed in uscita.

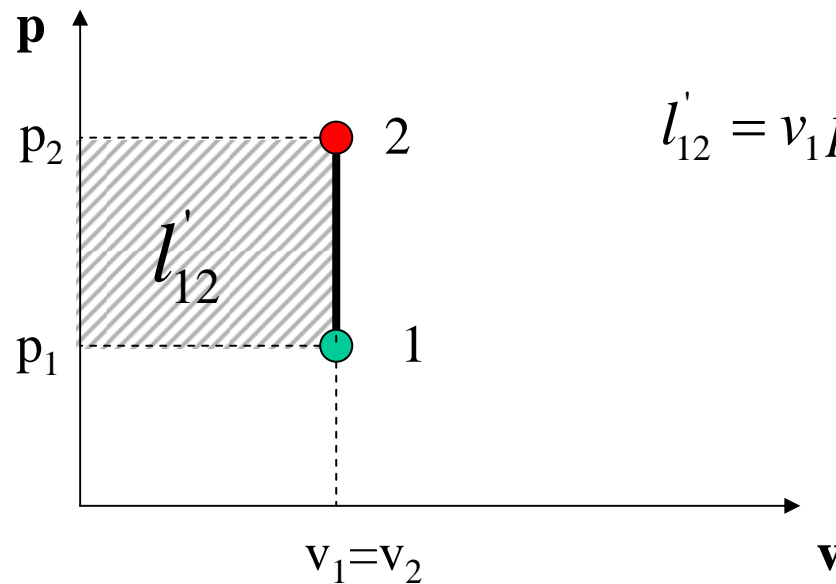
Scambio di lavoro in sistemi con deflusso

**Trasformazione ISOCORA
di un sistema con deflusso**

$$v = v_1 = v_2 = \text{cost}$$

$$l'_{12} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp = -v \int_{p_1}^{p_2} dp = -v(p_2 - p_1)$$

$$l'_{12} = v(p_1 - p_2)$$



$$l'_{12} = v_1 p_1 - v_2 p_2 = \text{lavoro di immissione} - \text{lavoro di emissione}$$

$$p_2 < p_1 \quad \rightarrow \quad l'_{12} > 0$$

Es. Turbina idraulica

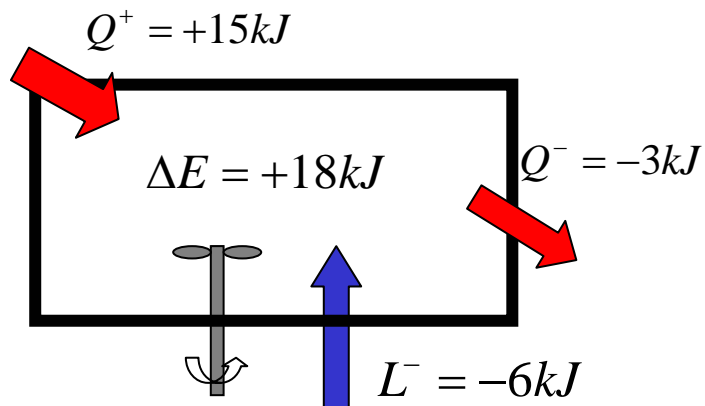
$$p_2 > p_1 \quad \rightarrow \quad l'_{12} < 0$$

Es. Pompa

TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 4

IL 1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA



$$Q - L = \Delta E$$

Cap. 4 – Il 1° principio della termodinamica

Indice

- 1° principio della termodinamica e conservazione dell'energia
- Grandezze di stato e grandezze di scambio
- 1° principio della termodinamica per sistemi chiusi
- 1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso
- Il principio di conservazione della massa.
- I calori specifici
- I calori specifici dei gas perfetti
- Il calore specifico delle sostanze incompressibili

1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

1° principio della termodinamica

Esprime il principio di conservazione dell'energia: è basato su osservazioni sperimentali e stabilisce che l'energia non può essere né creata né distrutta ma può solo essere convertita da una forma ad un'altra



Esistenza e definizione della
proprietà **ENERGIA TOTALE**
 E_t del sistema

Il primo principio della termodinamica non può essere provato o ricavato matematicamente, ma non è stato identificato nessun processo in natura che lo violi.



Processi nucleari: apparentemente
contraddicono il 1° principio ma:



$$E = mc^2$$

GRANDEZZE DI STATO E DI SCAMBIO

ENERGIA è una proprietà di un sistema termodinamico che dipende solo dallo stato del sistema

- è una **GRANDEZZA DI STATO**

CALORE e LAVORO sono **INTERAZIONI** fra il sistema e l'ambiente ed hanno proprietà comuni:

- Sono fenomeni che appaiono alla frontiera del sistema
- Il sistema possiede energia, ma non calore e lavoro
- Calore e lavoro sono associati con un processo non con uno stato
- Calore e lavoro sono **GRANDEZZE DI SCAMBIO** e quindi non sono funzioni di stato ma **FUNZIONI DI LINEA**, ovvero le loro quantità non dipendono solo dallo stato iniziale e da quello finale ma anche dal cammino seguito durante il processo, ovvero dal tipo di processo eseguito.

Grandezze di stato e di scambio

Dal punto di vista matematico:

- le grandezze di stato sono differenziali esatti

$$\int_1^2 dT = T_2 - T_1 \qquad \int_1^2 dU = U_2 - U_1$$
$$\oint dT = 0 \qquad \oint dU = 0$$

- le grandezze di scambio NON sono differenziali esatti

$$\int_1^2 \delta L = L_{12} \qquad \int_1^2 \delta Q = Q_{12}$$

1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA PER SISTEMI CHIUSI

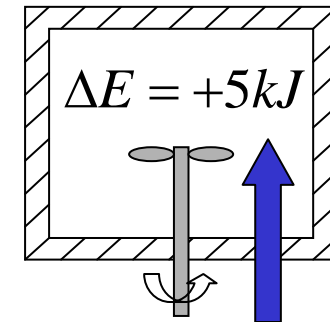
In un sistema chiuso si può avere scambio di energia tra sistema ed ambiente solo sotto forma di scambio di calore e lavoro.

**Processi con scambio di lavoro
senza scambio di calore**

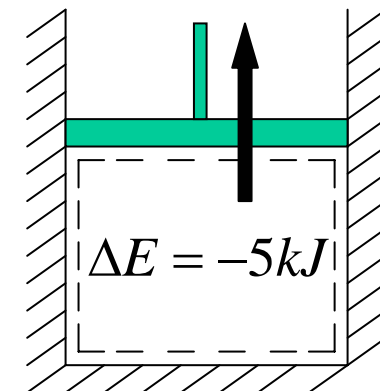
Per un sistema chiuso, il lavoro netto scambiato mediante una trasformazione adiabatica è uguale (in modulo) alla variazione della proprietà del sistema ENERGIA TOTALE tra lo stato finale e quello iniziale

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -L_{12} \quad \text{quando } Q = 0$$

$$\Delta E = -L_{netto} = -\left(\sum L^+ - \sum |L^-|\right)$$



$$L = +5kJ$$



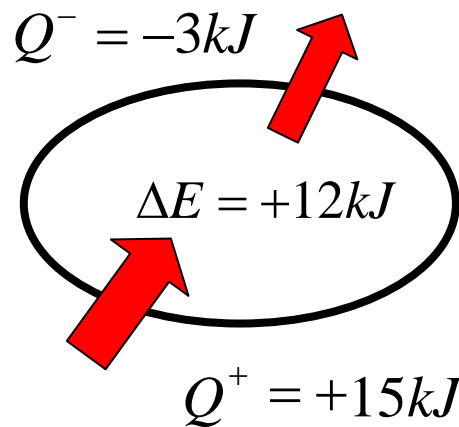
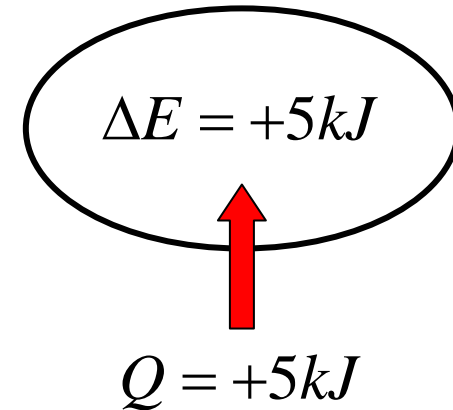
1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

Processi con scambio di calore senza scambio di lavoro

Per un sistema chiuso, in assenza di lavoro scambiato, la quantità di calore netto scambiato con l'ambiente uguaglia la variazione totale di energia.

$$\Delta E = Q$$

quando $L = 0$



$$\Delta E = Q_{netto} = \sum Q^+ - \sum |Q^-|$$

1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

Processi con scambio di calore e di lavoro

Per un sistema chiuso, lo scambio netto di energia tra sistema ed ambiente sotto forma di calore e lavoro uguaglia la variazione di energia totale del sistema

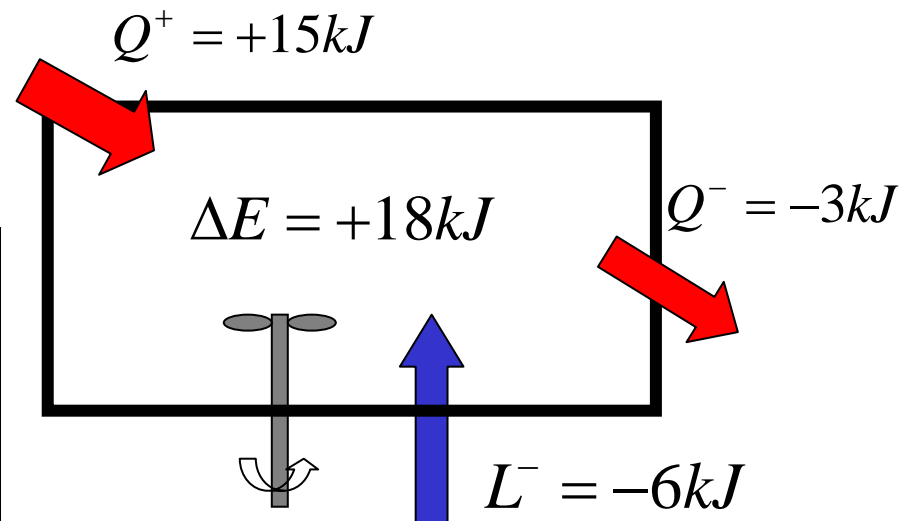
$$Q - L = \Delta E$$

dove

$$Q = Q_{netto} = \sum Q^+ - \sum |Q^-|$$

$$L = L_{netto} = \sum L^+ - \sum |L^-|$$

$$\Delta E = E_{stato\ finale} - E_{stato\ iniziale}$$



1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

$$Q - L = \Delta E$$

dove

$$\begin{cases} E = E_{totale} = E_{cin} + E_{pot} + E_{int} \\ E = E_{totale} = \frac{1}{2}mw^2 + mgz + U \\ \Delta E = \frac{1}{2}m(w_2^2 - w_1^2) + mg(z_2 - z_1) + U_2 - U_1 \end{cases}$$

Trasferimento netto di energia al (dal) sistema come calore e lavoro

=

Aumento (diminuzione) della energia totale (interna + cinetica + potenziale) del sistema

Nel caso, molto frequente per i sistemi chiusi, in cui la variazione di energia e quella di energia potenziale siano nulle (sistemi chiusi stazionari: $\Delta w = 0$ e $\Delta z = 0$), o comunque trascurabili



$$Q - L = \Delta U$$

1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

$$Q - L = \Delta U \longrightarrow [J]$$

Altre formulazioni del 1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

Per unità di massa

$$q - l = \Delta u \longrightarrow \left[\frac{J}{kg} \right]$$

In termini di potenza

$$\dot{Q} - \dot{L} = \frac{dU}{dt} \longrightarrow [W]$$

$$\dot{q} - \dot{l} = \frac{du}{dt} \longrightarrow \left[\frac{W}{kg} \right]$$

1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

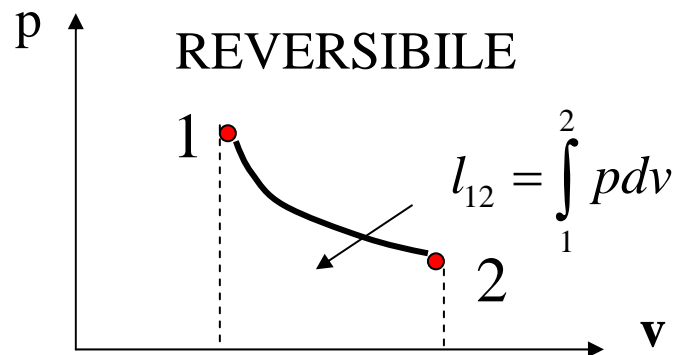
Per una trasformazione infinitesima

$$\delta q - \delta l = du$$

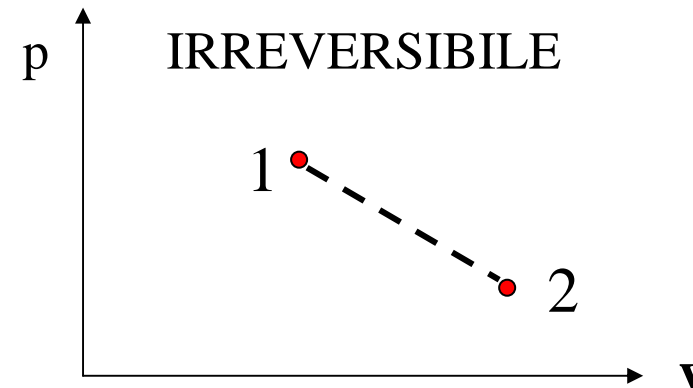
Per una trasformazione finita

$$q_{12} - l_{12} = \int_1^2 du = u_2 - u_1$$

Il 1° principio vale sia per trasformazioni reversibili che irreversibili



Conoscendo stato iniziale, stato finale e tipo di trasformazione possiamo calcolare lavoro, calore e variazione di energia interna



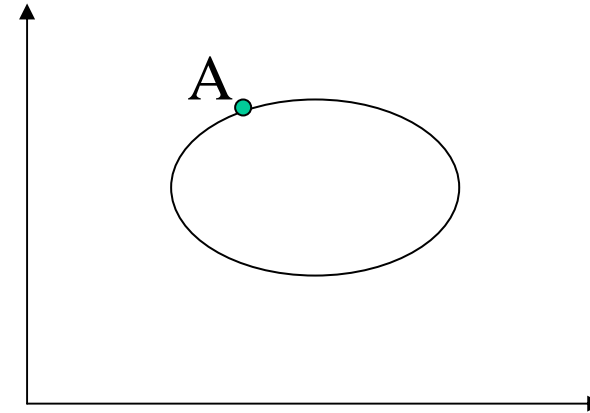
NON siamo in grado di calcolare lavoro e calore ma possiamo calcolare la variazione di energia interna

1° principio della termodinamica per sistemi chiusi

Per una trasformazione ciclica

Poiché stato finale e stato iniziale coincidono:

$$\rightarrow \begin{cases} \Delta U = U_{fin} - U_{iniz} = 0 \\ Q - L = 0 \\ Q = L \end{cases}$$



$$\oint \delta q - \oint \delta l = \oint du = 0$$

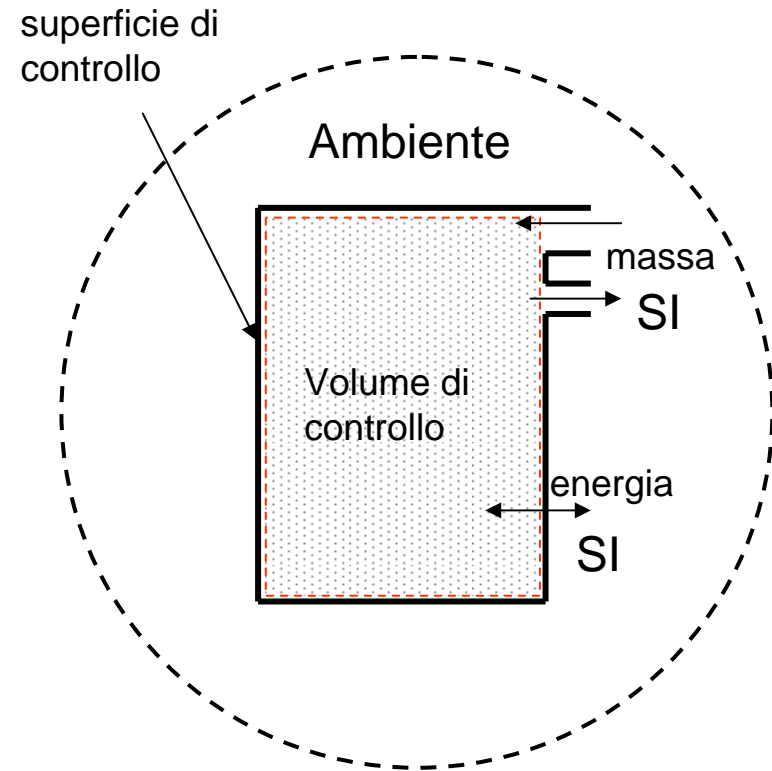
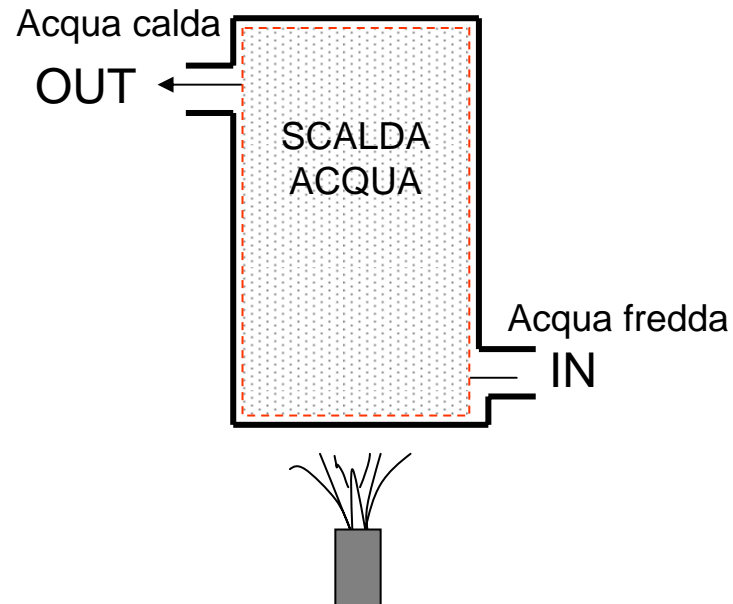
$$\oint (\delta q - \delta l) = 0 \quad \oint \delta q = q_{netto} = \oint \delta l = l_{netto}$$

1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA PER SISTEMI CON DEFLUSSO

Un sistema chiuso può scambiare energia con l'ambiente solo attraverso scambi di calore e lavoro.

Invece un sistema con deflusso può scambiare energia con l'ambiente anche per effetto degli scambi di massa

Es



1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

Tenendo conto degli scambi di energia per effetto del flusso di massa si ha:

$$Q - L + \sum E_{massa,in} - \sum E_{massa,out} = \Delta E_{VC}$$

dove

$Q - L =$ energia totale che attraversa la frontiera del sistema come calore e lavoro

$\sum E_{massa,in} =$ energia totale della massa entrante nel volume di controllo

$\sum E_{massa,out} =$ energia totale della massa uscente dal volume di controllo

$\Delta E_{VC} =$ variazione netta dell'energia nel volume di controllo, nell'intervallo di tempo durante il quale sono avvenuti gli scambi di calore, di lavoro e di massa

1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

La relazione precedente può anche essere scritta usando le grandezze specifiche, dividendo ogni termine per la massa m :

$$q - l + \sum e_{massa,in} - \sum e_{massa,out} = \Delta e_{VC}$$

E limitando la trattazione ad un sistema con deflusso con un solo ingresso ed una sola uscita:

$$q - l + e_{massa,in} - e_{massa,out} = \Delta e_{VC}$$

1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

$$q - l + e_{massa,in} - e_{massa,out} = \Delta e_{VC}$$

Ricordando che:

$$l = l' - p_{in} v_{in} + p_{out} v_{out}$$

Lavoro utile

Lavori di pulsione

e che l'energia totale del fluido è data dalla somma della energia interna, cinetica e potenziale:

$$e_{massa,in} = u_{in} + \frac{1}{2} w_{in}^2 + gz_{in} \quad e_{massa,out} = u_{out} + \frac{1}{2} w_{out}^2 + gz_{out}$$

$$q - l' + p_{in} v_{in} - p_{out} v_{out} + u_{in} + \frac{1}{2} w_{in}^2 + gz_{in} - u_{out} - \frac{1}{2} w_{out}^2 - gz_{out} = \Delta e_{VC}$$

1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

$$q - l' + (u_{in} + p_{in} v_{in}) - (u_{out} + p_{out} v_{out}) + \frac{1}{2} (w_{in}^2 - w_{out}^2) + g(z_{in} - z_{out}) = \Delta e_{VC}$$

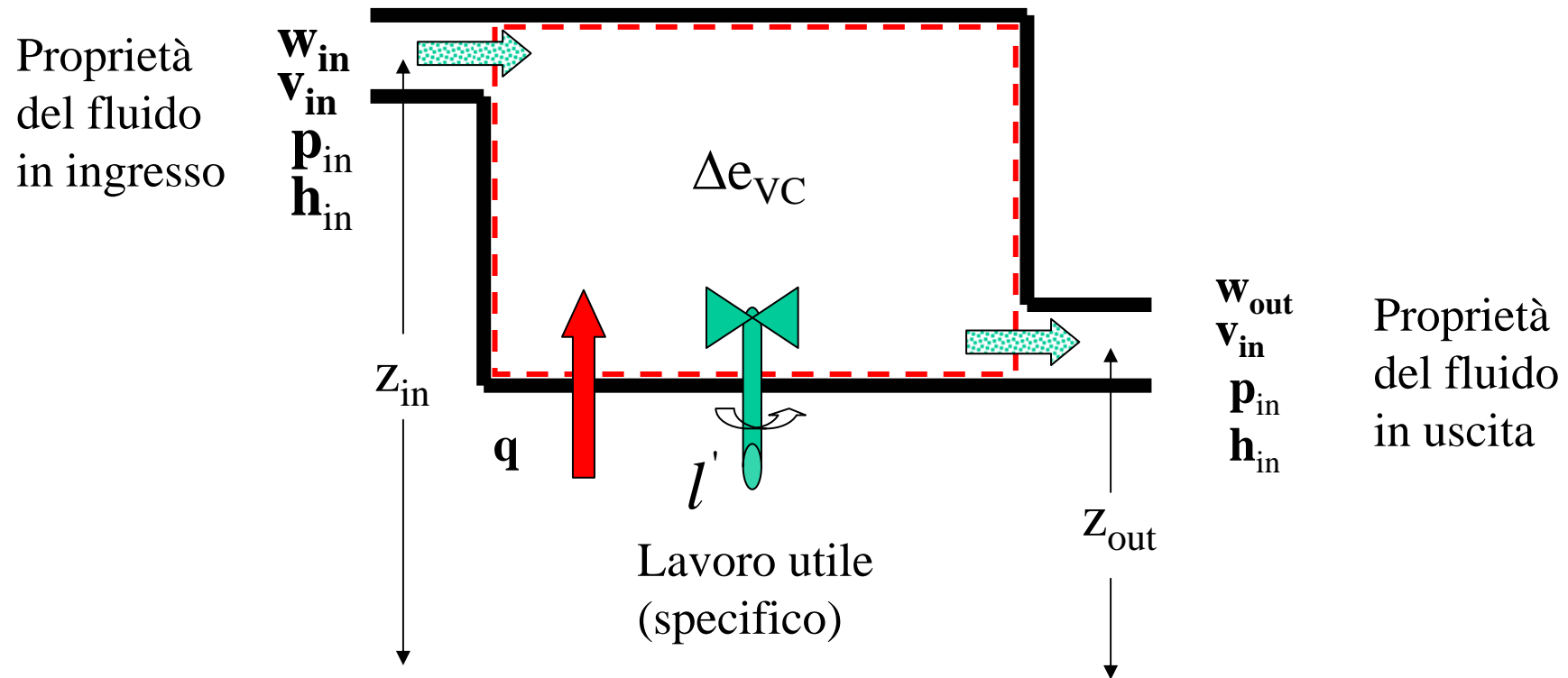
Ricordando che $h = u + pv$ Entalpia specifica

si ottiene $q - l' + h_{in} - h_{out} + \frac{1}{2} (w_{in}^2 - w_{out}^2) + g(z_{in} - z_{out}) = \Delta e_{VC}$

$$q - l' = \Delta e_{VC} + (h_{out} - h_{in}) + \frac{1}{2} (w_{out}^2 - w_{in}^2) + g(z_{out} - z_{in})$$

1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

$$q - l' = \Delta e_{vc} + (h_{out} - h_{in}) + \frac{1}{2}(w_{out}^2 - w_{in}^2) + g(z_{out} - z_{in})$$



1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

I processi a flusso stazionario

Molti dispositivi ingegneristici possono essere modellizzati (una volta che sia terminato il transitorio iniziale) come sistemi in cui avvengono processi a flusso stazionario, ovvero processi durante i quali il fluido scorre attraverso un volume di controllo in modo che le proprietà del fluido possono cambiare da punto a punto all'interno del volume di controllo ma restano le stesse durante l'intero processo per ogni punto fissato

Stazionario = invariante nel tempo  $\Delta e_{VC} = 0$

1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso a flusso stazionario

$$q - l' = (h_{out} - h_{in}) + \frac{1}{2} (w_{out}^2 - w_{in}^2) + g(z_{out} - z_{in})$$

IL PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA

La conservazione della massa è uno dei principi fondamentali, al pari della conservazione dell'energia.

La massa, come l'energia è una proprietà che si conserva e non può essere né creata né distrutta



Nel caso non siano trascurabili gli effetti relativistici, massa ed energia possono essere convertite tra di loro:

$$E = mc^2$$

Per un sistema chiuso implica semplicemente che la massa del sistema resta costante durante il processo.

Per un sistema con deflusso si ha:

$$\sum m_{in} - \sum m_{out} = \Delta m_{VC}$$

dove $\sum m_{in}$ = massa totale entrante nel volume di controllo

$\sum m_{out}$ = massa totale uscente dal volume di controllo

Δm_{VC} = variazione netta di massa nel volume di controllo

Il principio di conservazione della massa

Per un sistema a flusso stazionario, la massa all'interno del volume di controllo resta costante nel tempo per cui:

$$\Delta m_{VC} = 0$$

$$\sum m_{in} = \sum m_{out}$$

La massa totale entrante nel sistema è uguale alla massa totale uscente dal sistema

Per un sistema ad un solo ingresso ed una sola uscita

$$m_{in} = m_{out}$$

Portata massica



massa che scorre attraverso una sezione nell'unità di tempo

$$\dot{m} = \frac{dm}{dt} \longrightarrow [\text{kg/s}]$$

Conservazione della massa

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

Equazione di continuità

Il principio di conservazione della massa

La massa di fluido che scorre con velocità w attraverso la sezione A in un intervallo di tempo dt è contenuta nel volume dV . Allora

$$\dot{m} = \frac{dm}{dt} = \frac{\rho dV}{dt} = \rho A \frac{dx}{dt} = \rho A w$$

Per un fluido in flusso stazionario, la portata massica è la stessa attraverso qualunque sezione:

$$\dot{m}_1 = \dot{m}_2 \quad \Rightarrow \quad \rho_1 A_1 w_1 = \rho_2 A_2 w_2$$

$$\rho_1 A_1 w_1 = \text{costante}$$

Equazione di continuità

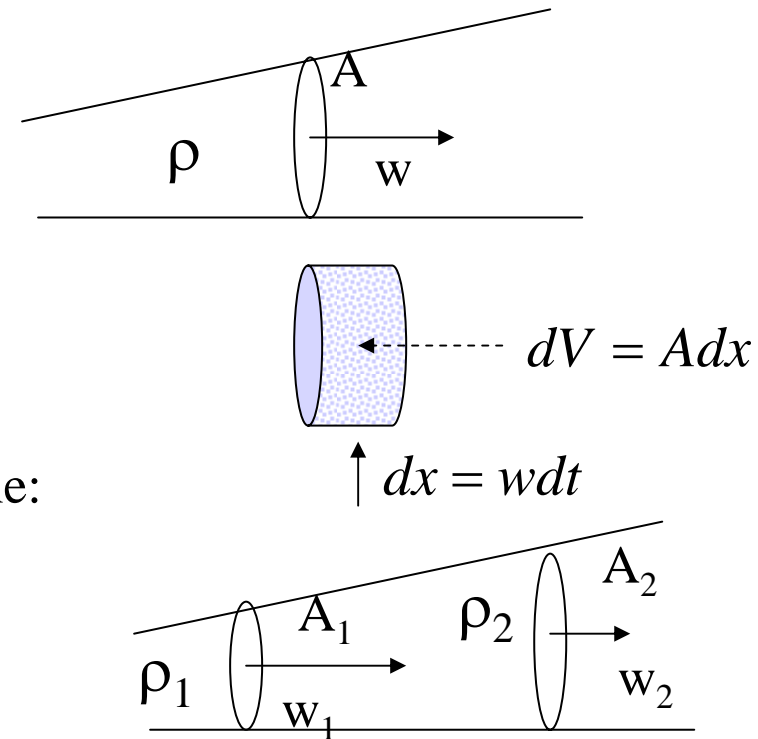
Per un fluido incompressibile

$$\rho_1 = \rho_2 = \rho = \text{costante}$$

$$A_1 w_1 = A_2 w_2$$

$$\dot{V} = A w = \text{costante}$$

Portata volumica
[m³/s]



1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso

Utilizzando la portata massica si può ricavare:

La POTENZA MECCANICA UTILE scambiata, conoscendo il lavoro utile scambiato per unità di massa

$$\dot{L}' = \dot{m} l'$$

La POTENZA TERMICA scambiata, conoscendo il calore scambiato per unità di massa

$$\dot{Q} = \dot{m} q$$

Il **1° principio della termodinamica per sistemi con deflusso in regime stazionario con un ingresso ed una uscita**, può essere espresso **in termini di potenze** come:

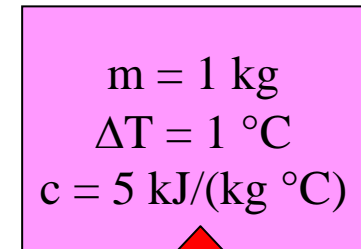
$$\dot{Q} - \dot{L}' = \dot{m} \left[(h_{out} - h_{in}) + \frac{1}{2} (w_{out}^2 - w_{in}^2) + g(z_{out} - z_{in}) \right]$$

I CALORI SPECIFICI

Calore specifico: c [kJ/(kg °C)]

Energia necessaria per innalzare di un grado la temperatura della massa unitaria di una sostanza

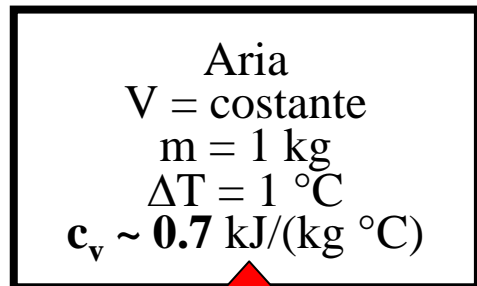
In generale tale energia dipende dal tipo di trasformazione con cui avviene la somministrazione di energia



$Q = 5 \text{ kJ}$

Calore specifico a volume costante: c_v

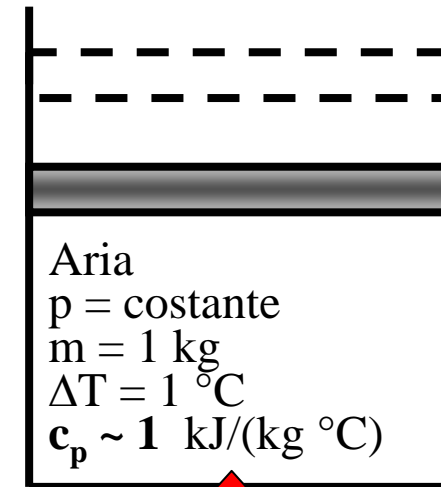
Energia necessaria per innalzare di un grado la temperatura della massa unitaria di una sostanza con un riscaldamento a volume costante



$Q \sim 0.7 \text{ kJ}$

Calore specifico a pressione costante: c_p

Energia necessaria per innalzare di un grado la temperatura della massa unitaria di una sostanza con un riscaldamento a pressione costante



$Q \sim 1 \text{ kJ}$

I calori specifici

Calore specifico

a volume costante

$$c_v = \left(\frac{\partial u}{\partial T} \right)_v$$

a pressione costante

$$c_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T} \right)_p$$

Rapporto tra i calori specifici

$$k = c_p / c_v$$

c_p e c_v sono chiamati calori specifici perché sotto certe condizioni legano la variazione di temperatura di un sistema alla quantità di energia sotto forma di calore.

$$c_v = f_1(v, T) = f_2(p, T)$$

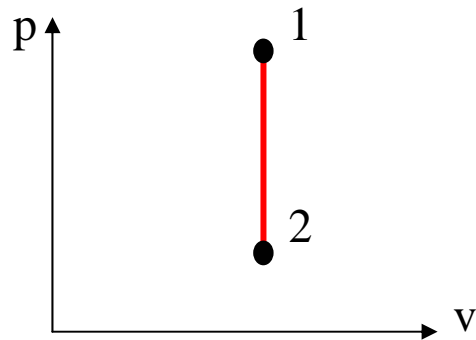
In generale

$$c_p = f_3(p, T) = f_4(v, T)$$

I calori specifici

$$\text{In generale} \quad c_v = f_1(v, T) = f_2(p, T)$$

Per una trasformazione ISOCORA: $v = \text{cost}$ \longrightarrow $c_v = f(T)$



$$c_v = \left. \frac{\partial u}{\partial T} \right|_v = \frac{du}{dT} \longrightarrow du_{\text{isocora}} = c_v dT$$

$$(u_2 - u_1)_{\text{isocora}} = \int_{T_1}^{T_2} c_v dT$$

Se tra T_1 e T_2 il calore specifico c_v può essere considerato costante:

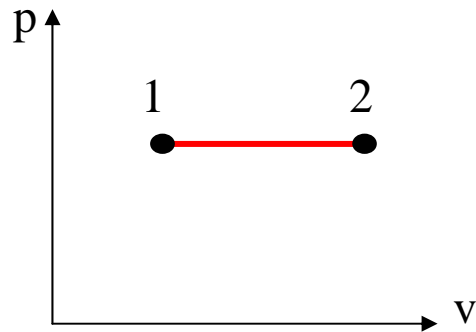
$$c_v(T_1) \cong c_v(T_2) \cong \bar{c}_v$$

$$(u_2 - u_1)_{\text{isocora}} = \bar{c}_v \int_{T_1}^{T_2} dT = \bar{c}_v (T_2 - T_1)$$

I calori specifici

$$\text{In generale} \quad c_p = f_3(p, T) = f_4(v, T)$$

Per una trasformazione ISOBARA: $p = \text{cost}$ \longrightarrow $c_p = g(T)$



$$c_p = \left. \frac{\partial h}{\partial T} \right|_p = \frac{dh}{dT} \longrightarrow dh_{\text{isobara}} = c_p dT$$

$$(h_2 - h_1)_{\text{isobara}} = \int_{T_1}^{T_2} c_p dT$$

Se tra T_1 e T_2 il calore specifico c_p può essere considerato costante:

$$c_p(T_1) \cong c_p(T_2) \cong \bar{c}_p$$

$$(h_2 - h_1)_{\text{isobara}} = \bar{c}_p \int_{T_1}^{T_2} dT = \bar{c}_p (T_2 - T_1)$$

I CALORI SPECIFICI DEI GAS PERFETTI

$$\left\{ \begin{array}{l} pv = RT \\ u = u(T) \\ h = h(T) = u(T) + RT \end{array} \right.$$

Per un gas perfetto l'energia interna e l'entalpia dipendono solo da T.

Perciò i risultati precedenti valgono non solo per trasformazioni isocore e isobare ma **per qualunque trasformazione.**

$$c_v(T) = \frac{du}{dT}$$

$$u(T_2) - u(T_1) = \bar{c}_v (T_2 - T_1)$$

$$c_p(T) = \frac{dh}{dT}$$

$$(h_2 - h_1) = \bar{c}_p (T_2 - T_1)$$

$$h = h(T) = u(T) + RT \quad \frac{dh}{dT} = \frac{du}{dT} + R$$

$$c_p(T) = c_v(T) + R$$

$$c_p(T) = \frac{kR}{k-1}$$

$$c_v(T) = \frac{R}{k-1}$$

$$c_p > c_v$$

$$k = \frac{c_p}{c_v} > 1$$

I calori specifici dei gas perfetti

T (K)	c_p	c_v	k	c_p	c_v	k
		ARIA			AZOTO	
300	1.01	0.72	1.40	1.04	0.74	1.40
	OSSIGENO			IDROGENO		
300	0.92	0.66	1.40	14.31	10.18	1.41
	MONOSSIDO DI CARBONIO			BIOSSIDO DI CARBONIO		
300	1.04	0.74	1.40	0.85	0.66	1.29

IL CALORE SPECIFICO DELLE SOSTANZE INCOMPRESSIBILI

Poiché l'energia interna di una sostanza modellizzata come incompressibile dipende solo dalla temperatura:

$$c_v(T) = \left. \frac{\partial u(T)}{\partial T} \right|_v = \frac{du}{dT}$$

Inoltre considerando il volume specifico praticamente costante si ha:

$$h(T, p) = u(T) + pv$$
$$\underbrace{\left. \frac{\partial h}{\partial T} \right|_p}_{c_p} = \underbrace{\frac{du}{dT}}_{c_v} + \frac{d}{dT}(\cancel{pv})$$

Pertanto, nei limiti di validità delle approssimazioni sopra indicate:

$$c_p \cong c_v \cong c(T)$$

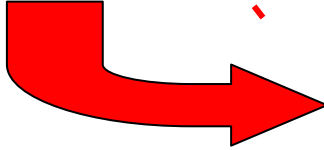
Il calore specifico delle sostanze incompressibili

$$c_p = c_v = c(T)$$

Allora

$$du = c(T)dT \quad \longrightarrow \quad u_2 - u_1 = \int_{T_1}^{T_2} c(T)dT$$

$$dh = du + vdp + \cancel{p dv} \quad h_2 - h_1 = \int_1^2 du + \int_{p_1}^{p_2} vdp = u_2 - u_1 + v(p_2 - p_1)$$



$$h_2 - h_1 = \int_{T_1}^{T_2} c(T)dT + v(p_2 - p_1)$$

Se il calore specifico c è assunto costante nel range di temperatura T_1, T_2 :

$$u_2 - u_1 = c(T_2 - T_1)$$

$$h_2 - h_1 = c(T_2 - T_1) + v(p_2 - p_1)$$

Il calore specifico delle sostanze incompressibili

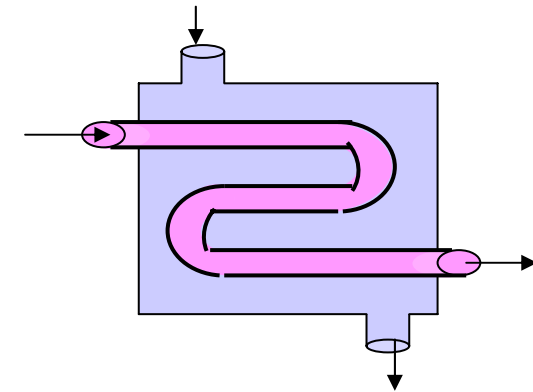
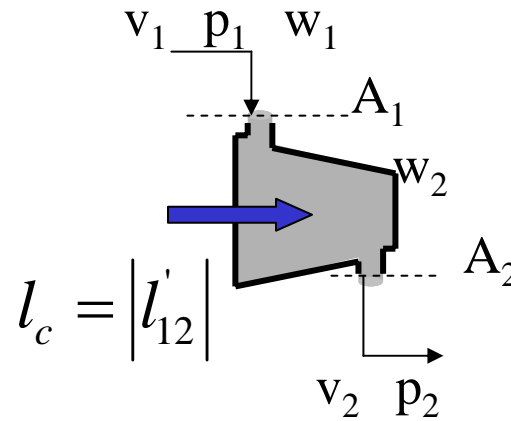
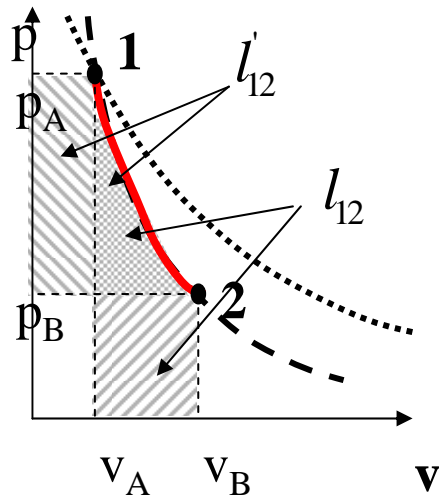
LIQUIDO	STATO	c (kJ/(kg K))
Acqua	Pressione atm. norm.: 0°C	4.22
	Pressione atm. norm.: 27°C	4.18
	Pressione atm. norm.: 100°C	4.22
Ammoniaca	Liquido saturo: -20°C	4.52
	Liquido saturo: +10°C	4.67
	Liquido saturo: +50°C	5.10
Glicerina	Pressione atm. norm.: 10°C	2.32
	Pressione atm. norm.: 50°C	2.58
Mercurio	Pressione atm. norm.: 10°C	0.14
	Pressione atm. norm.: 315°C	0.13
R12	Liquido saturo: -20°C	0.90
	Liquido saturo: +20°C	0.96

Il calore specifico delle sostanze incompressibili

SOLIDO	TEMPERATURA (K)	c (kJ/(kg K))
Alluminio	300	0.903
Acqua	200	1.56
	240	1.86
	273	2.11
Argento	300	0.235
Ferro	300	0.447
Piombo	300	0.129
Rame	300	0.385
	400	0.393

TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 4 - Parte II APPLICAZIONI DEL 1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA



Cap. 4 – Parte II

Applicazioni del 1° principio della termodinamica

Indice

1. Applicazione del 1° principio della termodinamica alla analisi di processi dei gas perfetti in sistemi senza e con deflusso:
trasformazione isocora, isobara, isoterma, adiabatica
2. Applicazione del 1° principio della termodinamica alla analisi di apparati con deflusso in regime stazionario: pompe, ventilatori, compressori, macchine motrici termiche ed idrauliche, sistemi di laminazione, convergenti e divergenti, scambiatori di calore a superficie, circuiti idraulici.

PROCESSI DEI GAS PERFETTI

Modello del gas perfetto

$$\left\{ \begin{array}{l} pv = RT \\ u = u(T) \\ h = h(T) = u(T) + RT \end{array} \right.$$

Calori specifici dei gas perfetti

$$\left\{ \begin{array}{l} c_p(T) = c_v(T) + R \\ c_v(T) = \frac{R}{k-1} \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} k = \frac{c_p}{c_v} > 1 \\ c_p(T) = \frac{kR}{k-1} \end{array}$$

Il calcolo delle variazioni di energia interna e di entalpia

$$u(T_2) - u(T_1) = \bar{c}_v (T_2 - T_1) \quad h_2(T) - h_1(T) = \bar{c}_p (T_2 - T_1)$$

Il 1° principio della termodinamica se sono trascurabili le variazioni di energia cinetica e di energia potenziale

$$q - l = u_2 - u_1 \quad \text{Sistemi chiusi}$$

$$q - l' = h_{out} - h_{in} \quad \text{Sistemi con deflusso}$$

Processi dei gas perfetti

Sistemi CHIUSI $\partial q - \partial l = du$	Sistemi CON DEFLUSSO $\partial q - \partial l' = dh$
<div style="border: 1px solid red; padding: 5px; display: inline-block;"> Trasformazione ISOCORA: $v = \text{costante}$ </div>	
$pv = RT$ $\partial l = pdv = 0$ <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $l_{12} = 0$ </div> $\partial q = du = c_v dT$ <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $q_{12} = u_2 - u_1 = c_v (T_2 - T_1)$ </div>	$\frac{p}{T} = \frac{R}{v} = \text{costante}$ $\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$ $\partial l' = -vdp \quad (\text{trasformazione reversibile})$ <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $l'_{12} = -v(p_2 - p_1) = v(p_1 - p_2)$ </div> $\partial q = dh - \partial l' = c_p dT + vdp$ <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $q_{12} = c_p (T_2 - T_1) + v(p_1 - p_2)$ </div>

Processi dei gas perfetti

Sistemi CHIUSI $\partial q - \partial l = du$	Sistemi CON DEFLUSSO $\partial q - \partial l' = dh$
Trasformazione ISOBARA: $p = \text{costante}$	
$pv = RT$	$\frac{v}{T} = \frac{R}{p} = \text{costante}$
$\partial l = p dv$ (trasformazione reversibile) $l_{12} = p(v_2 - v_1)$ $\partial q = du - \partial l = c_v dT - \partial l$ $q_{12} = c_v(T_2 - T_1) - p(v_2 - v_1)$	$\partial l' = -v dp = 0$ $l'_{12} = 0$ $\partial q = dh = c_p dT$ $q_{12} = c_p(T_2 - T_1)$

Processi dei gas perfetti

Sistemi CHIUSI $\partial q - \partial l = du$	Sistemi CON DEFLUSSO $\partial q - \partial l' = dh$
Trasformazione ISOTERMA: T = costante dT = 0	
$pv = RT = \text{costante}$	$p_1 v_1 = p_2 v_2$ $\frac{v_2}{v_1} = \frac{p_1}{p_2}$
$\partial l = p dv$ (trasformazione reversibile) <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; margin: 5px 0;"> $l_{12} = \int_{v_1}^{v_2} p dv = \int_{v_1}^{v_2} \frac{RT}{v} dv = RT \ln \frac{v_2}{v_1}$ </div> $\partial q = du + \partial l = c_v dT + p dv$ <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; margin: 5px 0;"> $q_{12} = l_{12}$ </div>	$\partial l' = -v dp$ (trasformazione reversibile) <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; margin: 5px 0;"> $l'_{12} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp = - \int_{p_1}^{p_2} \frac{RT}{p} dp = RT \ln \frac{p_1}{p_2}$ </div> $\partial q = dh + \partial l' = c_p dT - v dp$ <div style="border: 1px solid black; background-color: yellow; padding: 5px; margin: 5px 0;"> $q_{12} = l'_{12}$ </div>

Processi dei gas perfetti

Trasformazione ISOTERMA: $T = \text{costante}$ $dT = 0$

$$pv = RT = \text{costante} \quad p_1 v_1 = p_2 v_2 \quad \frac{v_2}{v_1} = \frac{p_1}{p_2}$$

Sistemi CHIUSI

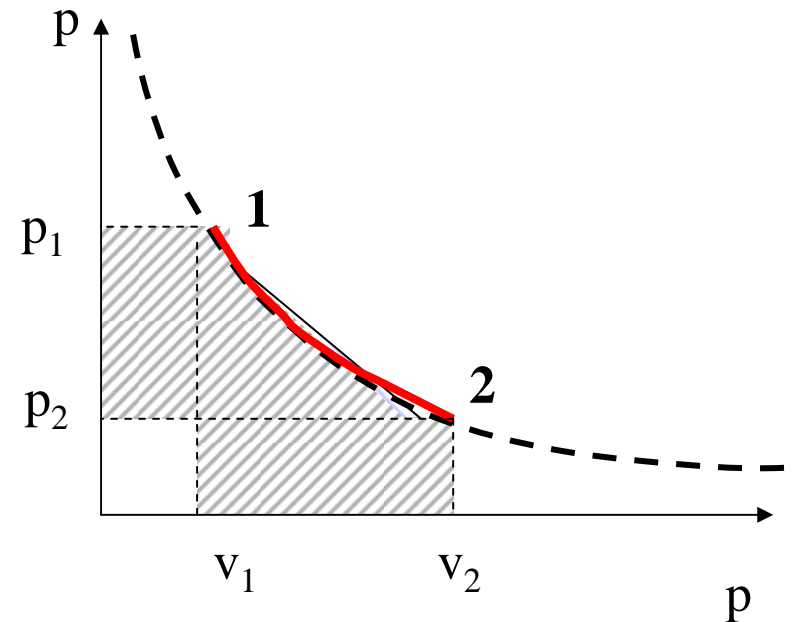
$$q_{12} = l_{12} = \int_{v_1}^{v_2} p dv = \int_{v_1}^{v_2} \frac{RT}{v} dv = RT \ln \frac{v_2}{v_1}$$

Sistemi CON DEFLUSSO

$$q_{12} = l'_{12} = - \int_{p_1}^{p_2} v dp = - \int_{p_1}^{p_2} \frac{RT}{p} dp = RT \ln \frac{p_1}{p_2}$$

N.B.

Le due quantità sono uguali



Processi dei gas perfetti

Sistemi CHIUSI $\partial q - \partial l = du$	Sistemi CON DEFLUSSO $\partial q - \partial l' = dh$
<div style="border: 1px solid red; padding: 5px; display: inline-block;"> Trasformazione ADIABATICA: $q = 0$ $k = c_p/c_v > 1$ </div>	
$pv^k = p_1v_1^k = p_2v_2^k = \text{costante}$ $Tv^{k-1} = \text{costante}$ $Tp^{\frac{1-k}{k}} = \text{costante}$	
$\partial l = \partial q - du = -du$ $l_{12} = u_1 - u_2 = c_v (T_1 - T_2)$ <div style="background-color: yellow; padding: 10px; border: 1px solid black;"> $l_{12} = \frac{1}{k-1} (p_1v_1 - p_2v_2) =$ $= \frac{1}{k-1} p_1v_1 \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right]$ </div>	$\partial l' = \partial q - dh = -dh$ $l_{12} = h_1 - h_2 = c_p (T_1 - T_2)$ <div style="background-color: yellow; padding: 10px; border: 1px solid black;"> $l'_{12} = \frac{k}{k-1} (p_1v_1 - p_2v_2) =$ $= \frac{k}{k-1} p_1v_1 \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right]$ </div>

Processi dei gas perfetti

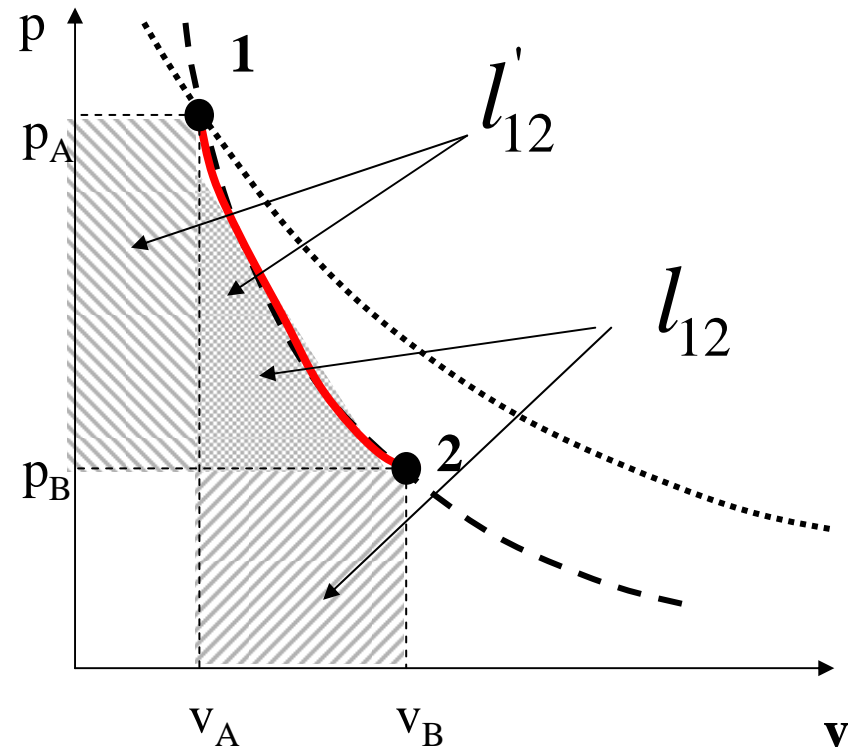
Trasformazione ADIABATICA: $q = 0$ $k = c_p/c_v > 1$

$$l_{12} = \frac{1}{k-1} p_1 v_1 \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right]$$

$$l'_{12} = \frac{k}{k-1} p_1 v_1 \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right]$$



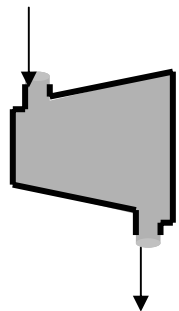
$$l'/l = k > 1$$



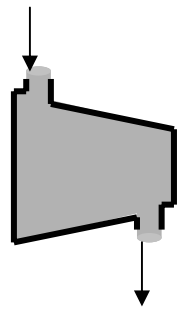
APPARATI CON DEFLUSSO IN REGIME STAZIONARIO

Molti dispositivi che operano in condizioni che in pratica non variano o variano poco per lunghi periodi di tempo, possono essere studiati come dispositivi a flusso stazionario.

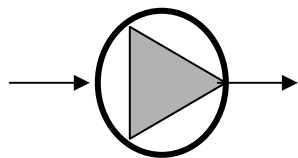
Macchine motrici o operatrici



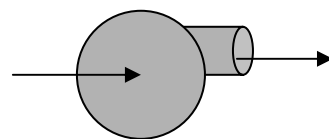
Turbina



Compressore

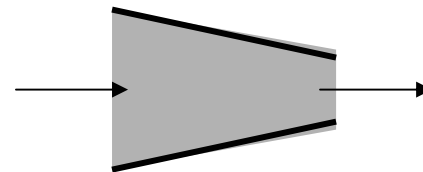


Pompa

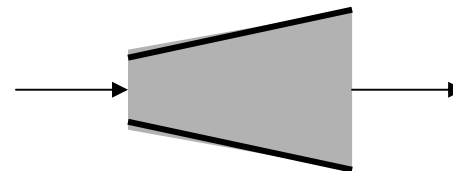


Ventilatore

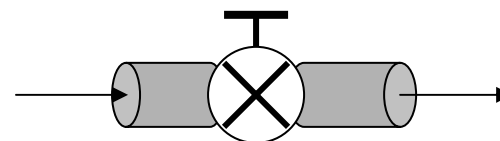
Dispositivi per modificare la velocità o la pressione di un fluido



Convergente (ugello)

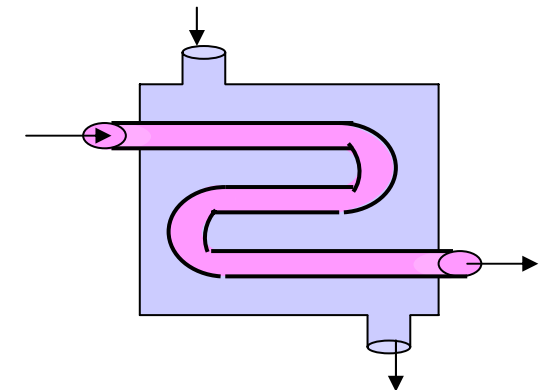


Divergente (diffusore)



Valvola di laminazione

Dispositivi per scambiare calore tra due fluidi



Scambiatore di calore a superficie

Apparati con deflusso in regime stazionario

POMPE

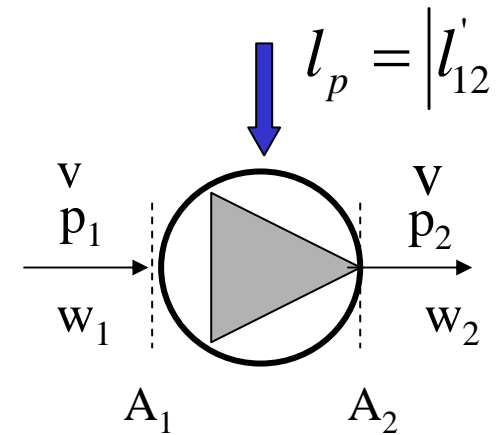
MACCHINE

OPERATRICI

Sono macchine che cedono energia al fluido

IDRAULICHE

Il fluido circolante è un liquido



$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$

$$q_{12} \approx 0$$

$$w_1 \approx w_2 \quad \longrightarrow \quad \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) \approx 0$$

$$z_1 \approx z_2 \quad \longrightarrow \quad g(z_2 - z_1) \approx 0$$

$$l'_{12} = -(h_2 - h_1)$$

Apparati con deflusso in regime stazionario

$$l'_{12} = -(h_2 - h_1)$$

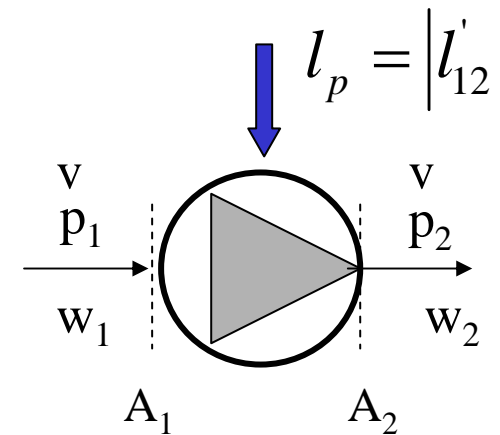
Se consideriamo una **pompa ideale**

$$l'_{12,ideale} = -\int_{p_1}^{p_2} v dp = -v \int_{p_1}^{p_2} dp = -v(p_2 - p_1)$$

$$l'_{p,ideale} = |l'_{12,ideale}| = v(p_2 - p_1)$$

Per una **pompa reale**

$$l_{p,reale} > l_{p,ideale}$$



**RENDIMENTO
DELLA POMPA**

$$\eta_p = \frac{l_{p,ideale}}{l_{p,reale}}$$

detto anche
**Rendimento
isoentropico**

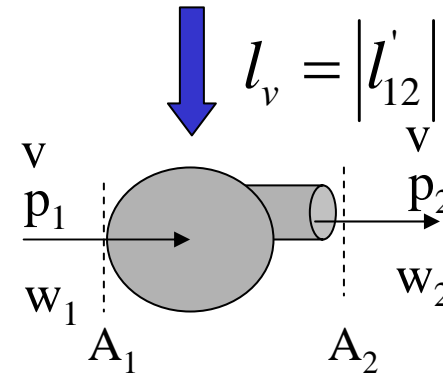
Valori tipici 0.7 ÷ 0.9

Apparati con deflusso in regime stazionario

VENTILATORI

MACCHINE OPERATRICI, che agiscono su un AERIFORME, ma che possono comunque essere considerate MACCHINE IDRAULICHE.

in quanto il fluido non subisce variazioni apprezzabili di densità e quindi di volume specifico (la differenza di pressione è sempre piccola) e può quindi essere modellizzato, con buona approssimazione come incompressibile.



$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$

$$q_{12} \approx 0$$

$$w_1 \approx w_2 \quad \longrightarrow \quad \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) \approx 0$$

$$z_1 \approx z_2 \quad \longrightarrow \quad g(z_2 - z_1) = 0$$

$$l'_{12} = -(h_2 - h_1)$$

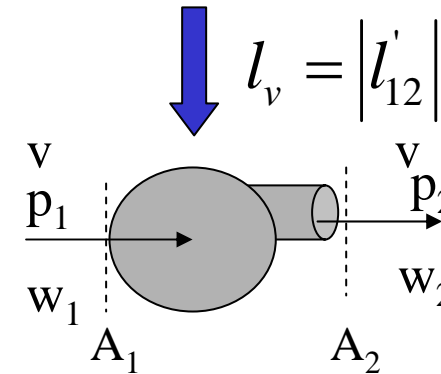
Apparati con deflusso in regime stazionario

$$l'_{12} = -(h_2 - h_1)$$

Se consideriamo un **ventilatore ideale**

$$l'_{12,ideale} = -\int_{p_1}^{p_2} v dp = -v \int_{p_1}^{p_2} dp = -v(p_2 - p_1)$$

$$l'_{v,ideale} = |l'_{12,ideale}| = v(p_2 - p_1)$$



Per un **ventilatore reale**

$$l_{v, reale} > l_{v, ideale}$$

**RENDIMENTO
DEL VENTILATORE**

$$\eta_v = \frac{l_{v,ideale}}{l_{v,reale}}$$

detto anche
**Rendimento
isoentropico**

Valori tipici 0.5 ÷ 0.7

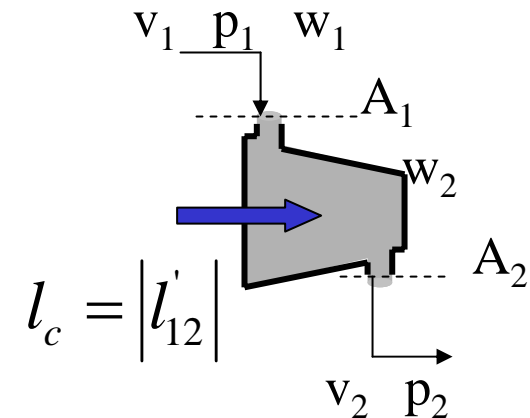
Apparati con deflusso in regime stazionario

Ventilatori e pompe forniscono energia meccanica al fluido per farlo muovere all'interno del circuito idraulico, vincendo le perdite di carico.

Le pompe sono utilizzate anche negli impianti in cui è necessario pressurizzare un liquido.

COMPRESSORI

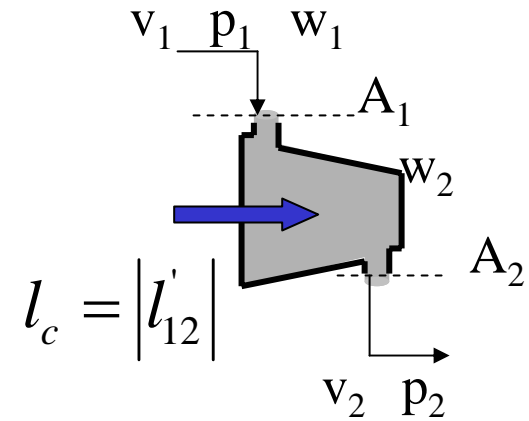
I compressori sono **MACCHINE OPERATRICI** che agiscono su un aeriforme provocandone un notevole aumento della pressione e una considerevole riduzione del volume specifico, con un sensibile incremento di energia interna e quindi di temperatura.



1. L'incremento di energia interna è essenziale per la realizzazione di alcuni cicli termodinamici
2. In alcuni casi anche i compressori possono essere utilizzati solamente per movimentare un fluido all'interno di un circuito (impianti di distribuzione dell'aria compressa o, comunque, di gas tecnici o medicali)

Apparati con deflusso in regime stazionario

$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$



$$\begin{array}{l}
 q_{12} \approx 0 \\
 w_1 \approx w_2 \quad \longrightarrow \quad \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) \approx 0 \\
 z_1 \approx z_2 \quad \longrightarrow \quad g(z_2 - z_1) = 0
 \end{array}$$

$$l'_{12} = -(h_2 - h_1)$$

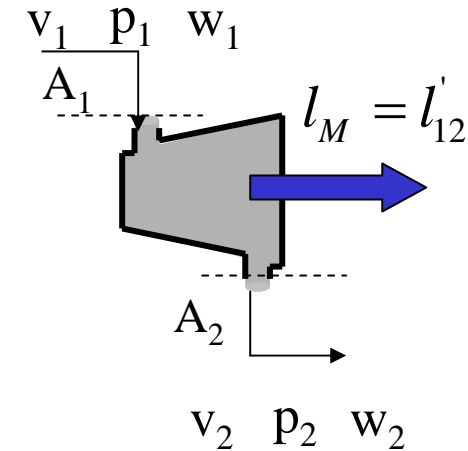
$$l_c = |l'_{12}| = h_2 - h_1$$

Apparati con deflusso in regime stazionario

MACCHINE MOTRICI

Il fluido espandendo aziona l'organo di espansione (le pale della turbina), fornendo lavoro all'ambiente mediante la rotazione dell'asse della turbina.

$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$



MACCHINE TERMICHE: Il fluido all'ingresso è un aeriforme

$$l_M = l'_{12} = h_1 - h_2$$

MACCHINE IDRAULICHE: Il fluido all'ingresso è un liquido

$$l_M = l'_{12} = h_1 - h_2 = v(p_1 - p_2) + (u_1 - u_2)$$

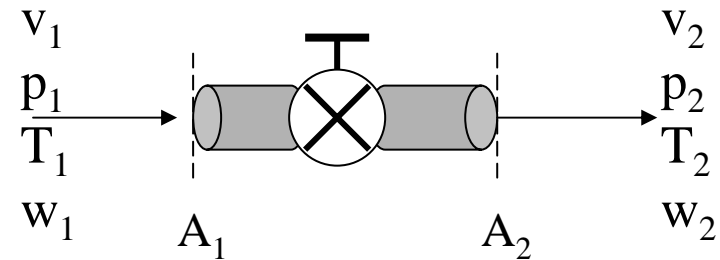
Nel caso in cui siano trascurabili le irreversibilità e $T_1 \sim T_2$ $\rightarrow u_1 - u_2 \approx 0$

Apparati con deflusso in regime stazionario

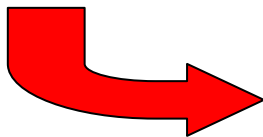
LAMINAZIONE

Il processo di laminazione di un fluido consiste in una consistente riduzione della pressione del fluido, ottenuta facendolo passare in un brusco restringimento di sezione del circuito (valvole, tubi capillari ecc.).

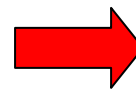
La diminuzione di pressione è dovuto all'effetto delle irreversibilità, in primo luogo delle forze di attrito (particolarmente elevate in corrispondenza del restringimento) tra fluido e pareti del condotto.



$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2} (w_2^2 - w_1^2) + g (z_2 - z_1)$$



$$h_1 = h_2$$

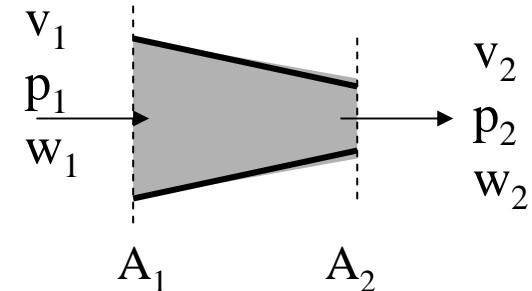


Il processo di laminazione può essere trattato come **ISOENTALPICO**

Apparati con deflusso in regime stazionario

CONVERGENTE (UGELLO)

E' un dispositivo utilizzato per ottenere forti incrementi di velocità a spese della pressione. Ciò è ottenuto diminuendo l'area della sezione del condotto nella direzione del flusso.



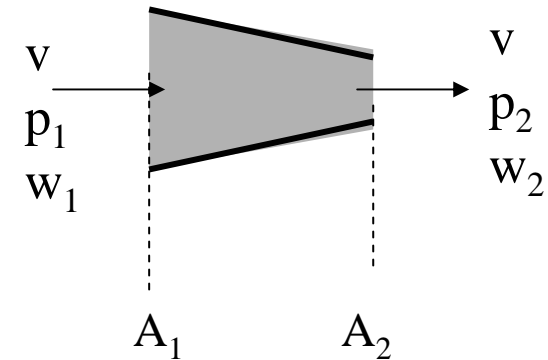
Il caso contrario è quello in cui l'area della sezione del dispositivo aumenta nella direzione del flusso: **DIVERGENTE (DIFFUSORE)**.

In questo caso il dispositivo è utilizzato per aumentare la pressione di un fluido a spese della velocità.

Nel caso in cui la velocità del fluido si mantenga in ogni punto sensibilmente **al di sotto della velocità del suono**, il fluido (anche se è un aeriforme) può essere trattato come **INCOMPRESSIBILE**, ovvero con volume specifico costante.

Apparati con deflusso in regime stazionario

CONVERGENTE (UGELLO)



$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$

$$\left\{ \begin{array}{l} w_2 = \sqrt{w_1^2 + 2(h_1 - h_2)} \approx \sqrt{w_1^2 + 2[(u_1 - u_2) + v(p_1 - p_2)]} \\ A_1 w_1 = A_2 w_2 \end{array} \right.$$

Nel caso in cui siano trascurabili le irreversibilità e $T_1 \sim T_2$

$$\rightarrow u_1 - u_2 \approx 0$$

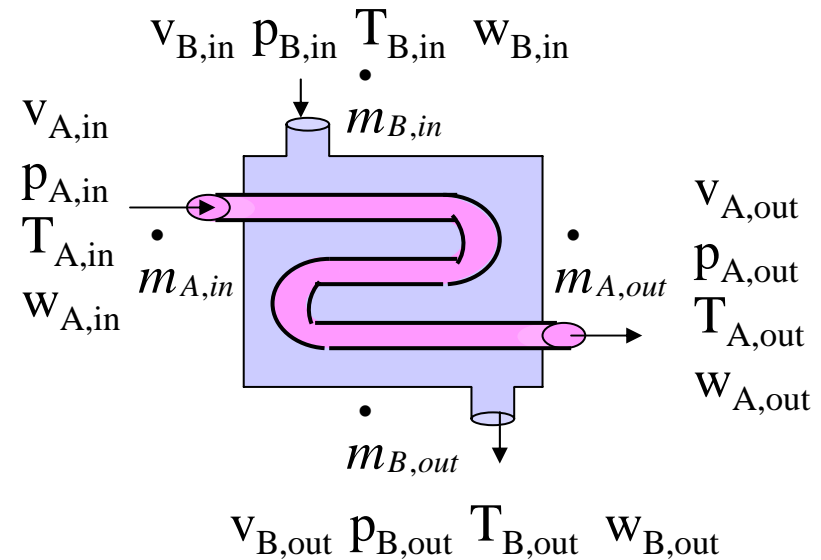
$$w_2 \approx \sqrt{w_1^2 + 2v(p_1 - p_2)}$$

Apparati con deflusso in regime stazionario

SCAMBIATORI DI CALORE A SUPERFICIE

Sono dispositivi con cui si vuole realizzare uno scambio di calore (ma non di lavoro) tra due fluidi, senza che questi si miscelino.

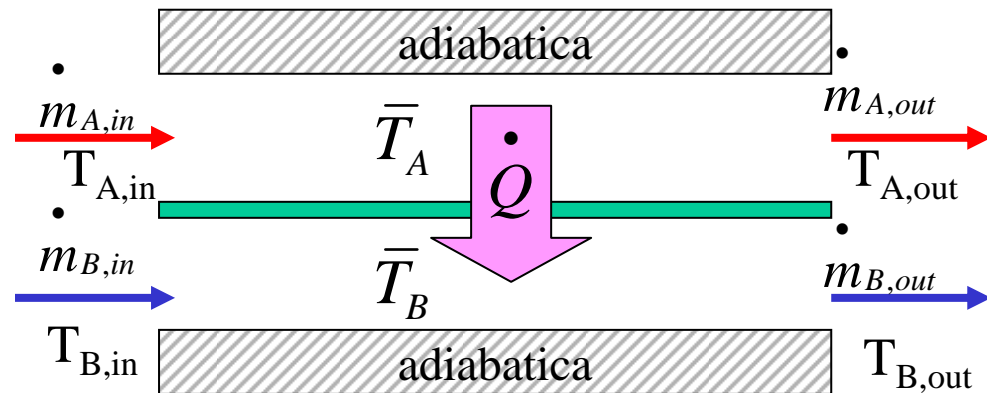
A tale scopo i due fluidi sono separati da una parete che consenta lo scambio di calore ma non di massa.



Allo stato stazionario

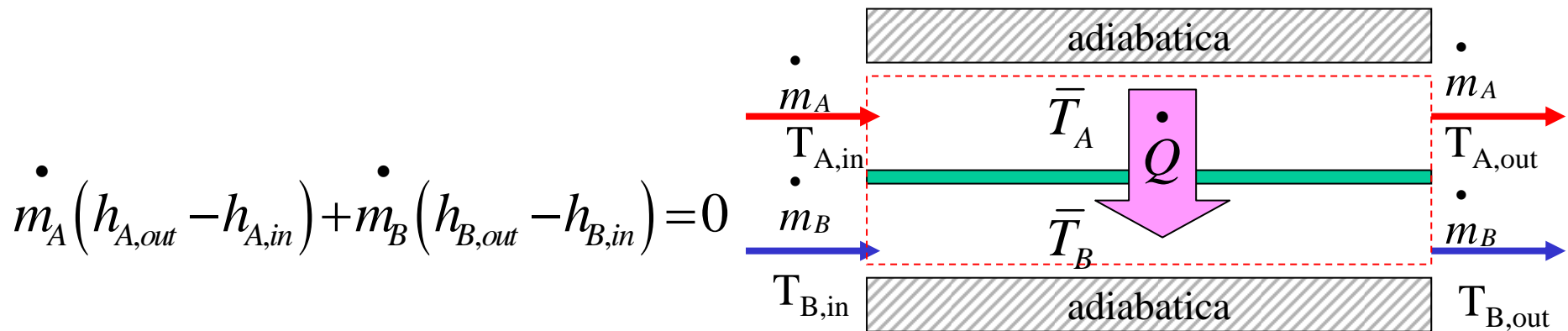
$$\dot{m}_{A,in} = \dot{m}_{A,out} = \dot{m}_A$$

$$\dot{m}_{B,in} = \dot{m}_{B,out} = \dot{m}_B$$



Apparati con deflusso in regime stazionario

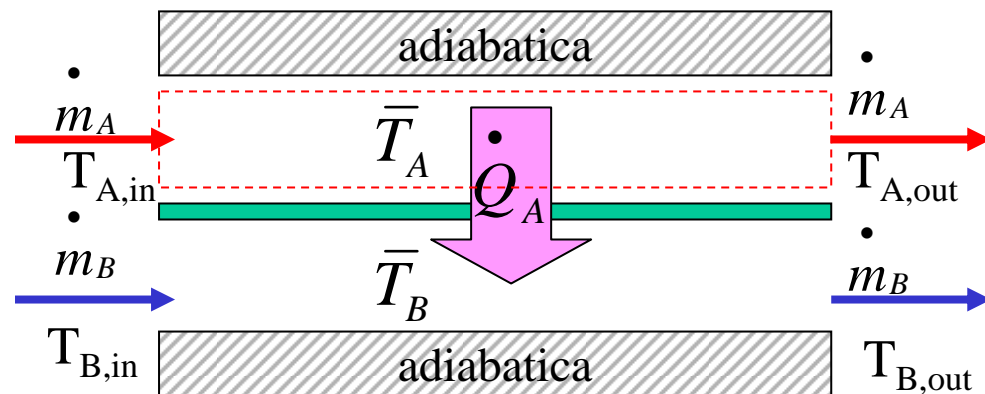
$$\dot{Q} - \dot{L} = \sum_{i=A}^B \dot{m}_i \left[(h_{i,out} - h_{i,in}) + \frac{1}{2} (w_{i,out}^2 - w_{i,in}^2) + g (z_{i,out} - z_{i,in}) \right]$$



$$\dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in})$$

Apparati con deflusso in regime stazionario

Consideriamo come sistema, il volume di controllo costituito dal solo fluido A



$$\dot{Q}_A - \dot{L}_A = \dot{m}_A \left[(h_{A,out} - h_{A,in}) + \frac{1}{2} (w_{A,out}^2 - w_{A,in}^2) + g(z_{A,out} - z_{A,in}) \right]$$

$$\dot{Q}_A = \dot{m}_A (h_{A,out} - h_{A,in}) < 0$$

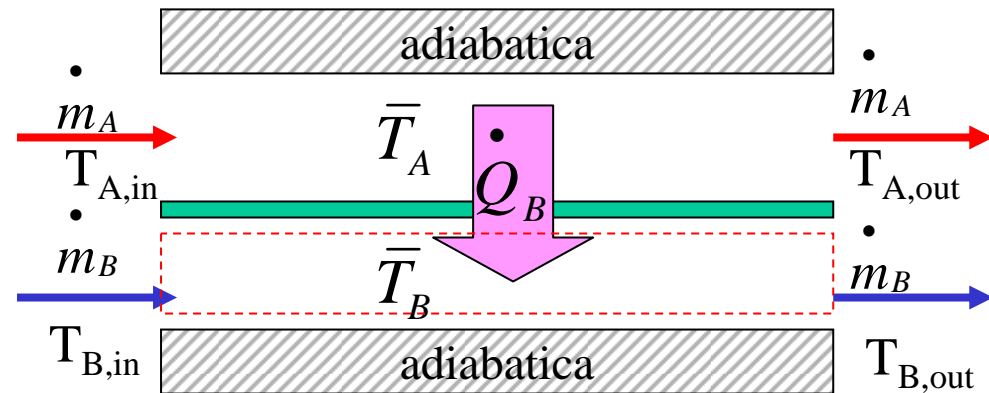


$$|\dot{Q}_A| = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out})$$

E' la potenza termica ceduta dal fluido caldo al fluido freddo.

Apparati con deflusso in regime stazionario

Consideriamo come sistema, il volume di controllo costituito dal solo fluido B



$$\dot{Q}_B - \dot{L}_B = \dot{m}_B \left[(h_{B,out} - h_{B,in}) + \frac{1}{2} (w_{B,out}^2 - w_{B,in}^2) + g(z_{B,out} - z_{B,in}) \right]$$

$$\dot{Q}_B = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in}) > 0$$

E' la potenza termica (ceduta dal fluido caldo) assorbita dal fluido freddo.



$$\dot{Q} = |\dot{Q}_A| = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{Q}_B = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in})$$

Apparati con deflusso in regime stazionario

$$\dot{Q} = \left| \dot{Q}_A \right| = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{Q}_B = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in})$$

Se il fluido A (caldo) è un
gas perfetto

$$\dot{Q} = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{m}_A c_{p,A} (T_{A,in} - T_{A,out})$$

Se il fluido A (caldo) è un
liquido sottoraffreddato

$$\dot{Q} = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{m}_A c_A (T_{A,in} - T_{A,out})$$

Se il fluido A (caldo) è un
**liquido saturo o una miscela
bifase satura che evapora
(CONDENSATORE)**

$$\dot{Q} = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{m}_A r_A (x_{A,in} - x_{A,out})$$

dove

r_A = calore latente di condensazione del fluido

$x_{A,in}$ = titolo di vapore del fluido all'ingresso dello scambiatore

$x_{A,out}$ = titolo di vapore del fluido all'uscita dello scambiatore

Apparati con deflusso in regime stazionario

$$\dot{Q} = \left| \dot{Q}_A \right| = \dot{m}_A (h_{A,in} - h_{A,out}) = \dot{Q}_B = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in})$$

Se il fluido B (freddo) è un
gas perfetto

$$\dot{Q} = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in}) = \dot{m}_B c_{p,B} (T_{B,out} - T_{B,in})$$

Se il fluido B (freddo) è un
liquido sottoraffreddato

$$\dot{Q} = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in}) = \dot{m}_B c_B (T_{B,out} - T_{B,in})$$

Se il fluido B (freddo) è un
**liquido saturo o una miscela
bifase satura che evapora
(EVAPORATORE)**

$$\dot{Q} = \dot{m}_B (h_{B,out} - h_{B,in}) = \dot{m}_B r_B (x_{B,out} - x_{B,in})$$

dove

r_A = calore latente di evaporazione del fluido

$x_{A,in}$ = titolo di vapore del fluido all'ingresso dello scambiatore

$x_{A,out}$ = titolo di vapore del fluido all'uscita dello scambiatore

Apparati con deflusso in regime stazionario

LEGGE DI BERNOULLI

$$q_{12} - l'_{12} = (h_2 - h_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$

Ipotizzando:

- Processo adiabatico** $\Rightarrow q_{12} = 0$
- Processo isoterma e reversibile** $\Rightarrow u_2 - u_1 = 0$
- Fluido incomprimibile** $\Rightarrow v_1 = v_2 = v$

$$-l'_{12} = v(p_2 - p_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1)$$

Legge di Bernoulli
per fluido ideale

**Tenendo conto delle
irreversibilità**

$$-l'_{12} = v(p_2 - p_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1) + R_{12}$$

dove R_{12} è l'energia (per unità di massa) dissipata a causa delle irreversibilità

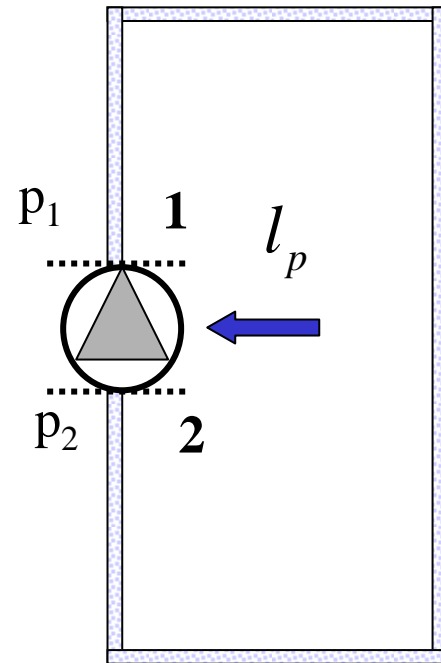
Apparati con deflusso in regime stazionario

CIRCUITO IDRAULICO CHIUSO

$$-l'_{12} = v(p_2 - p_1) + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1) + R_{12}$$

Considerando che $w_1 \approx w_2$ $z_1 \approx z_2$
 e ponendo $l_p = |l'_{12}|$ $\rho = 1/v$

$$l'_p + \frac{(p_2 - p_1)}{\rho} + \frac{1}{2}(w_2^2 - w_1^2) + g(z_2 - z_1) + R_{12} = 0$$



Assumendo come volume di controllo il circuito delimitato dalla sezione di ingresso 1 e da quella di uscita 2:

$$\longrightarrow l_p = 0$$

$$R_{12} = \frac{p_2 - p_1}{\rho}$$

La presenza delle irreversibilità dà luogo a una dissipazione di energia meccanica che provoca una caduta di pressione all'interno del circuito: **PERDITE DI CARICO**

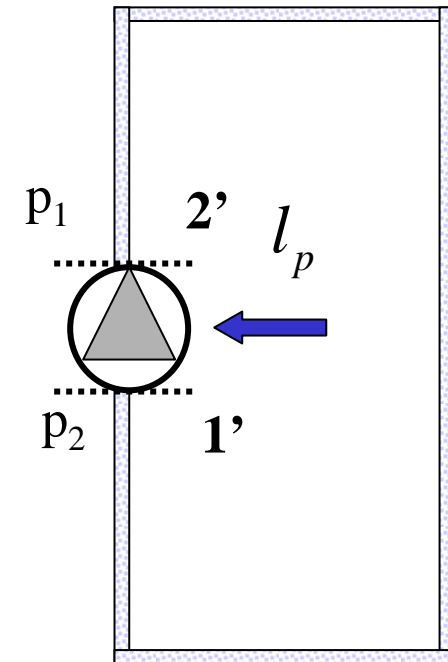
Apparati con deflusso in regime stazionario

Assumendo come volume di controllo il circuito delimitato dalla sezione di ingresso 1' e da quella di uscita 2':

$$l_p' + \frac{(p_{2'} - p_{1'})}{\rho} + \frac{1}{2} (w_{2'}^2 - w_{1'}^2) + g(z_{2'} - z_{1'}) + R_{1'2'} = 0$$

$$l_p = \frac{p_{2'} - p_{1'}}{\rho}$$

$R_{1'2'}$ è posto uguale a zero perché degli effetti delle irreversibilità all'interno del propulsore si tiene conto con il suo rendimento.



$$l_p = \frac{p_{2'} - p_{1'}}{\rho} = \frac{p_1 - p_2}{\rho} = R_{12}$$



Allo stato stazionario, il lavoro del propulsore deve compensare le perdite di carico dovute alle irreversibilità.

Apparati con deflusso in regime stazionario

LE PERDITE DI CARICO

Le perdite di carico lungo un tratto di circuito vengono definite come:

$$H = \frac{R_{12}}{g} = \frac{p_2 - p_1}{\rho g}$$

In questo modo H ha le dimensioni di una lunghezza (altezza della colonna di liquido con densità ρ che può essere sollevata da una differenza di pressione $p_2 - p_1$)

$$H = H'_a - H''_a$$

H'_a = perdite di carico distribuite

H''_a = perdite di carico concentrate

Le perdite di carico distribuite:

Sono dovute allo scorrimento del fluido nei tratti rettilinei dei condotti.

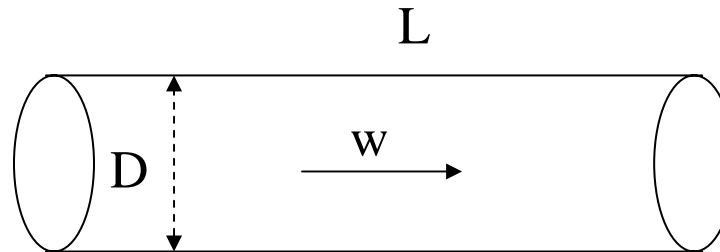
Le perdite di carico concentrate:

Sono dovute al passaggio del fluido attraverso valvole, curve, raccordi, restringimenti improvvisi della sezione del condotto ecc..

Apparati con deflusso in regime stazionario

PERDITE DI CARICO DISTRIBUITE

$$H'_a = \xi' \frac{L w^2}{D 2g}$$



dove

- L = lunghezza del condotto
- D = diametro idraulico del condotto
- w = velocità media di flusso
- ξ' = fattore di attrito

quindi

$$\frac{H'_a}{L} = f(D, w)$$

Il fattore di attrito ξ' dipende dalla scabrezza e diametro del condotto e dal regime di flusso (laminare o turbolento).
E' rappresentato graficamente (diagramma di Moody).

Apparati con deflusso in regime stazionario

PERDITE DI CARICO CONCENTRATE

Dipendono fortemente dalla geometria del componente che provoca la perdita di carico.

$$H_a'' = \xi'' \frac{w^2}{2g}$$

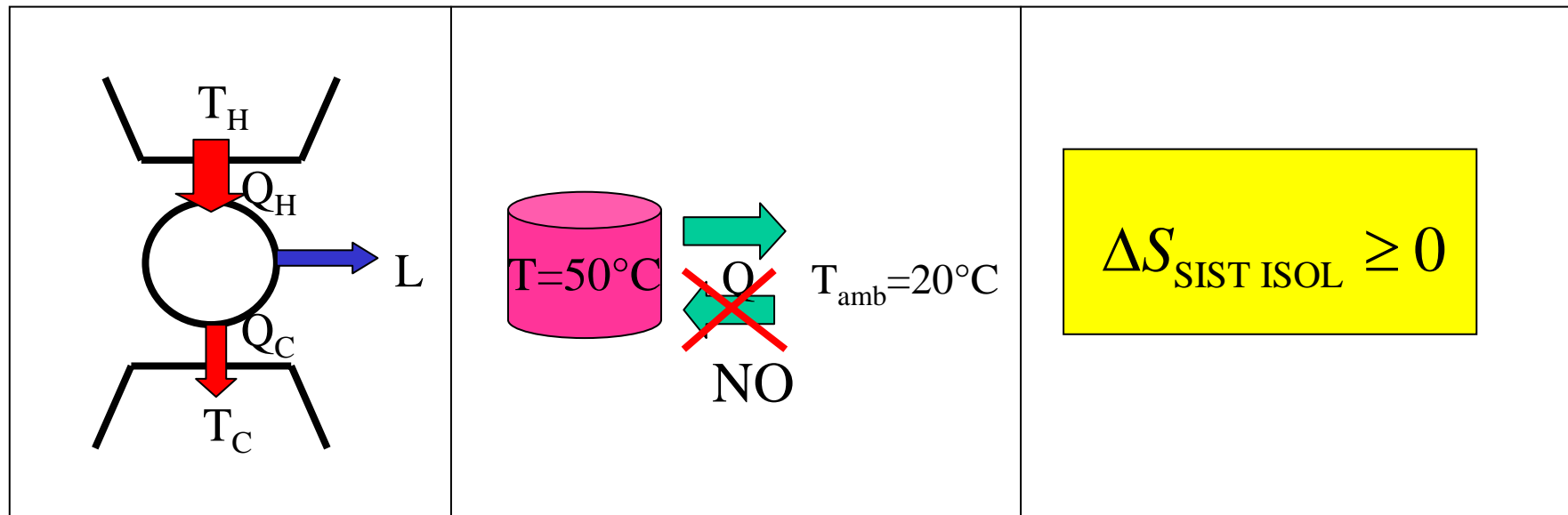
dove ξ'' è un fattore adimensionale (fattore di forma), tabulato per i casi generali o fornito dai costruttori per i casi particolari.

Tipo di resistenza	Fattore di forma (D = 1/2")
Gomito a 90°	2
Curva a 90° stretta	1.8
Curva a 90° larga	1
Valvola di intercettazione	15
Valvola per radiatori	8.5
Restringimento di sezione	0.5
Allargamento di sezione	1

TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 5

IL 2° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA



Cap. 5 – Il 2° principio della termodinamica

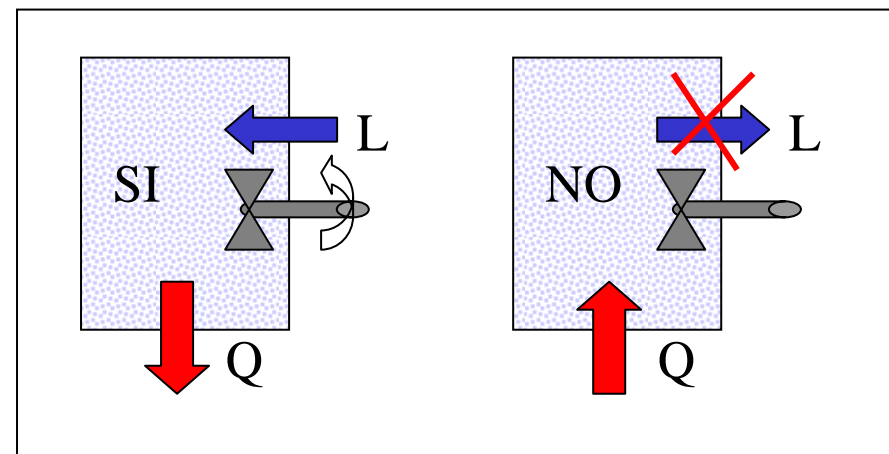
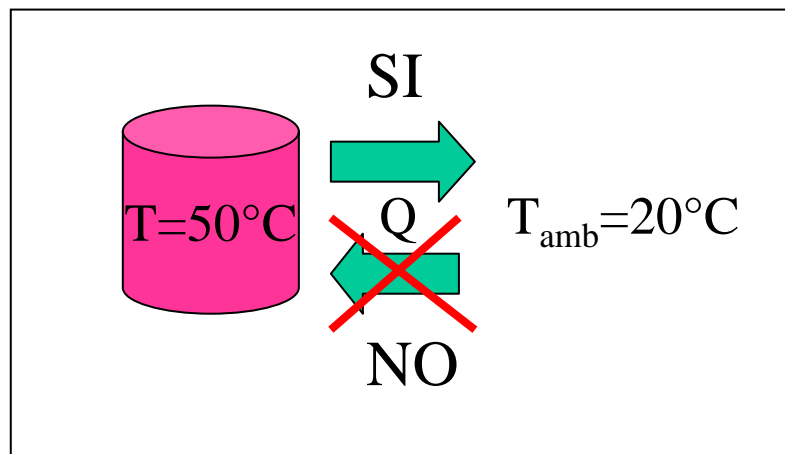
Indice

1. Limiti del 1° principio della termodinamica
2. Serbatoi di energia termica
3. Macchine termiche motrici: il rendimento termico
4. Il 2° principio della termodinamica: Postulato di Kelvin
5. La temperatura termodinamica
6. Limitazioni di 2° principio ai cicli termodinamici diretti
7. Macchine frigorifere e a pompa di calore: il COP
8. Il 2° principio della termodinamica: Postulato di Clausius
9. Limitazioni di 2° principio ai cicli termodinamici inversi
10. La diseguaglianza di Clausius e la funzione di stato entropia
11. Formulazione del 2° principio della termodinamica in termini entropici
12. I rendimenti isoentropici della espansione e della compressione

LIMITI DEL 1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Perché una trasformazione termodinamica possa avvenire essa deve **NECESSARIAMENTE** soddisfare il 1° principio della termodinamica ovvero il principio di conservazione dell'energia.

Però il fatto che venga soddisfatto il 1° principio **NON ASSICURA** che la trasformazione avvenga realmente.



Le trasformazioni avvengono **spontaneamente** in un certo verso e non nel verso opposto



Limiti del 1° principio della termodinamica

Il 1° principio della termodinamica non è in grado di fornire alcuna indicazione su:

- 1) Individuare il verso in cui avvengono le trasformazioni spontanee
- 2) Stabilire eventuali limitazioni alla conversione di calore in lavoro e quindi discriminare le diverse forme di energia sulla base della loro “qualità”.
- 3) Prevedere, per un sistema in condizioni di non equilibrio termodinamico, quale sarà la condizione di equilibrio fra tutte quelle compatibili con la conservazione dell’energia.



Questi limiti del 1° principio sono superati applicando alle trasformazioni **il 2° principio della termodinamica**



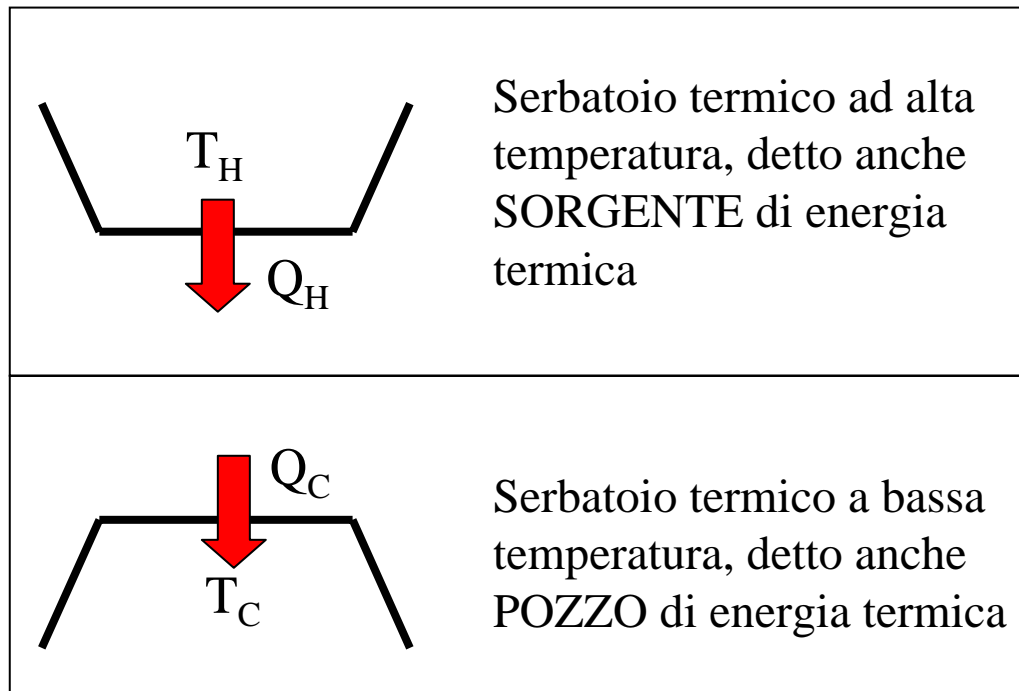
Una trasformazione termodinamica perché possa avvenire deve soddisfare sia il 1° che il 2° principio della termodinamica.

SERBATOI DI ENERGIA TERMICA

Un **SERBATOIO DI ENERGIA TERMICA** è un corpo in grado di scambiare (cedere o assorbire) una qualsiasi quantità di calore senza che la sua temperatura vari apprezzabilmente.

In altri termini, è un corpo con **CAPACITA' TERMICA** relativamente grande.

$$C = mc \gg$$



Tipici esempi :

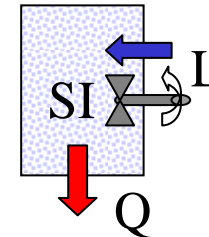
Caldaie industriali

$m \rightarrow \infty$
Atmosfera, Terra, Mare, Fiumi

$c \rightarrow \infty$
Sostanze in cambiamento di fase

MACCHINA TERMICA MOTRICE

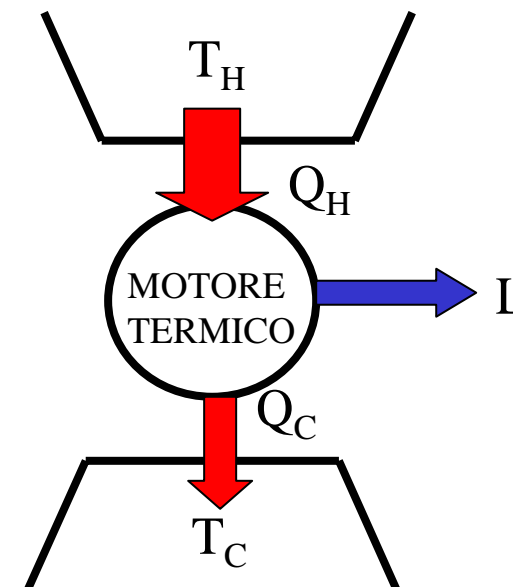
Il lavoro può essere facilmente convertito in altre forme di energia, ad esempio in energia termica



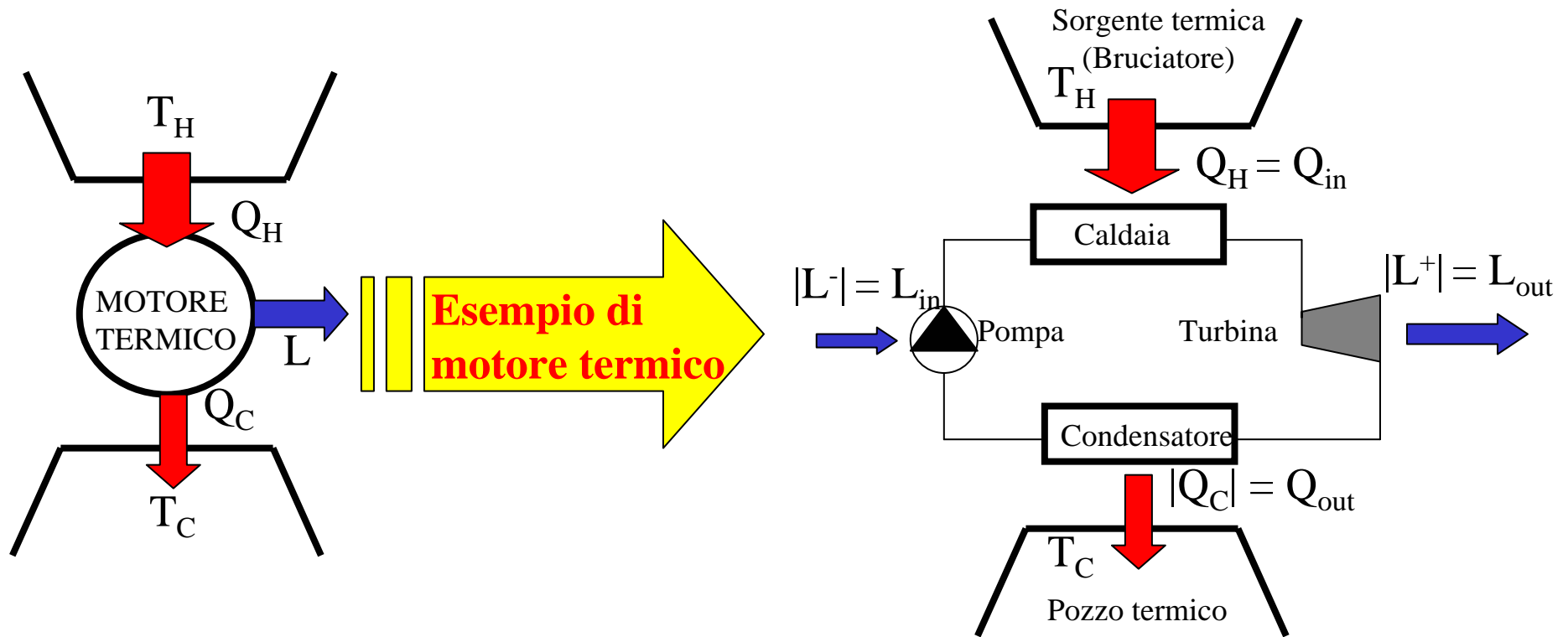
Al contrario, per convertire calore in energia meccanica al fine di ottenere lavoro, sono necessarie macchine che lavorano secondo un opportuno **ciclo termodinamico**, dette **MACCHINE TERMICHE MOTRICI** o **MOTORI TERMICI**.

Nonostante la grande varietà di tipologie i motori termici possono essere schematizzati nel modo seguente:

- 1) Ricevono calore da una sorgente ad alta temperatura.
- 2) Convertono parte di questo calore in lavoro.
- 3) Cedono la parte rimanente di calore ad un pozzo a bassa temperatura.
- 4) Funzionano secondo un ciclo termodinamico.



Macchina termica



$$L_{netto} = L = L^+ + L^- = L_{out} - L_{in}$$

$$Q_{netto} = Q = Q_H + Q_C = Q_{in} - Q_{out}$$

Poiché in un ciclo $\Delta U = 0$,
per il 1° principio

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

IL RENDIMENTO TERMICO

Le prestazioni di un motore termico possono essere valutate in termini della sua efficienza che può essere espressa concettualmente come il rapporto tra ciò che si vuole ottenere (l'effetto utile, che nel caso di un motore è il lavoro) è ciò che bisogna spendere per ottenere tale effetto utile (nel caso di un motore termico il calore che viene fornito dalla sorgente ad alta temperatura).

$$\text{Efficienza} = \frac{\text{Effetto utile}}{\text{Risorse impiegate}}$$

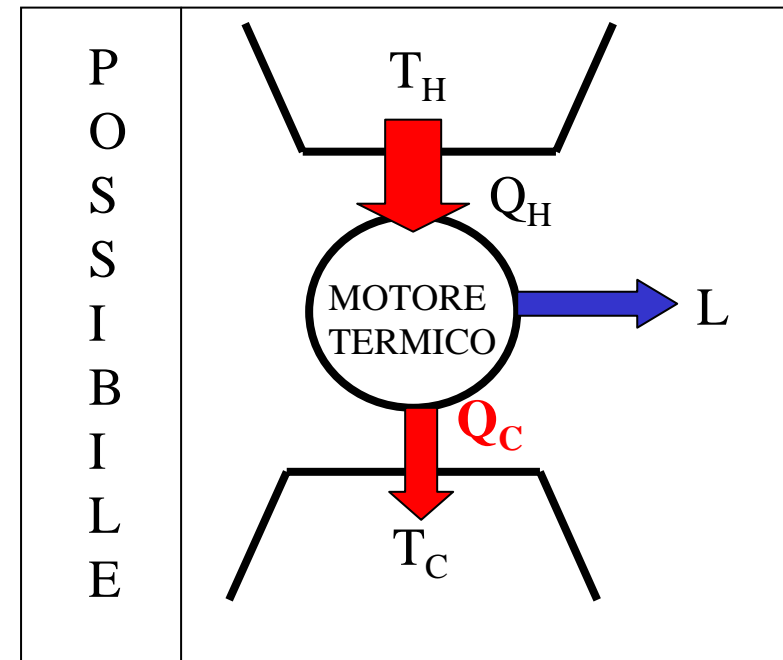
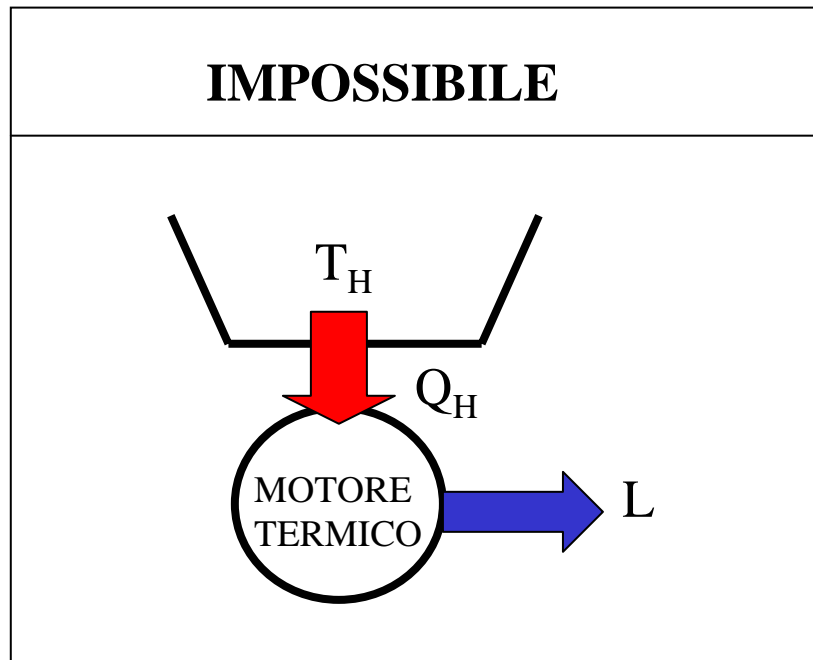
Nel caso di un motore termico, per esprimere l'efficienza della macchina si utilizza il **RENDIMENTO TERMICO η** :

$$\eta = \frac{L_{\text{ottenuto}}}{Q_{\text{assorbito}}} = \frac{L_{\text{netto}}}{Q_H} = \frac{Q_H - |Q_C|}{Q_H} = 1 - \frac{|Q_C|}{Q_H} = 1 - \frac{Q_{\text{out}}}{Q_{\text{in}}}$$

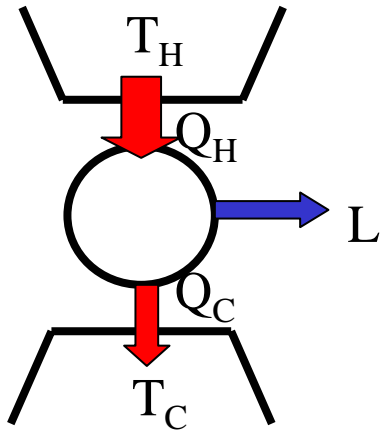
IL 2° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il 2° principio della termodinamica può essere espresso **per le macchine termiche motrici** mediante il **POSTULATO DI KELVIN**

E' impossibile realizzare una macchina operante secondo un processo **CICLICO, il cui unico effetto sia la trasformazione in lavoro di tutto il calore estratto da una sorgente a temperatura uniforme e costante.**

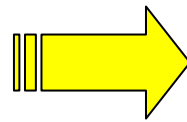


LIMITAZIONI DI 2° PRINCIPIO AI CICLI MOTORI



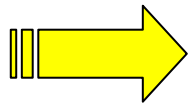
$$\eta = 1 - \frac{|Q_C|}{Q_H} = 1 - \frac{Q_{out}}{Q_{in}}$$

Conseguenze del Postulato di Kelvin



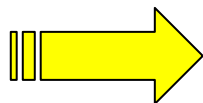
Il rendimento termico di un ciclo termodinamico motore è sempre minore di 1 (<100%)

$\eta = 1$ solo se $Q_C = 0$, ma il postulato di Kelvin esclude che Q_C possa essere nullo



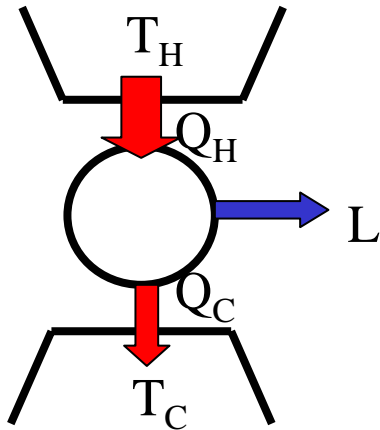
E' impossibile costruire una macchina termica ciclica bitermica che abbia un rendimento più alto di una qualunque MACCHINA REVERSIBILE operante fra le stesse due sorgenti

Ovvero, il rendimento termico di un ciclo motore IRREVERSIBILE è sempre minore di quello di un ciclo motore reversibile operante tra le stesse due sorgenti.



TUTTI i cicli motori REVERSIBILI, che operano fra le stesse due sorgenti termiche hanno lo STESSO rendimento.

LA TEMPERATURA TERMODINAMICA



$$\eta = 1 - \frac{|Q_C|}{Q_H} = 1 - \frac{Q_{out}}{Q_{in}}$$

Poiché tutti i motori reversibili bitermici hanno lo stesso rendimento indipendentemente dalle trasformazioni che costituiscono il ciclo e dal fluido evolvente utilizzato, il rendimento di qualunque ciclo reversibile bitermico dovrà essere funzione solamente delle temperature dei serbatoi termici: $\eta_{rev} = \eta_{rev}(T_C, T_H)$

$$\eta_{rev}(T_C, T_H) = 1 - \frac{|Q_C|}{Q_H} \quad \longrightarrow \quad \left(\frac{|Q_C|}{Q_H} \right) \Bigg|_{\text{ciclo REVERSIBILE}} = f(T_C, T_H)$$

La scala KELVIN assume

$$f(T_C, T_H) = \frac{T_C}{T_H}$$



$$\eta_{rev} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

Limitazioni di 2° principio ai cicli motori

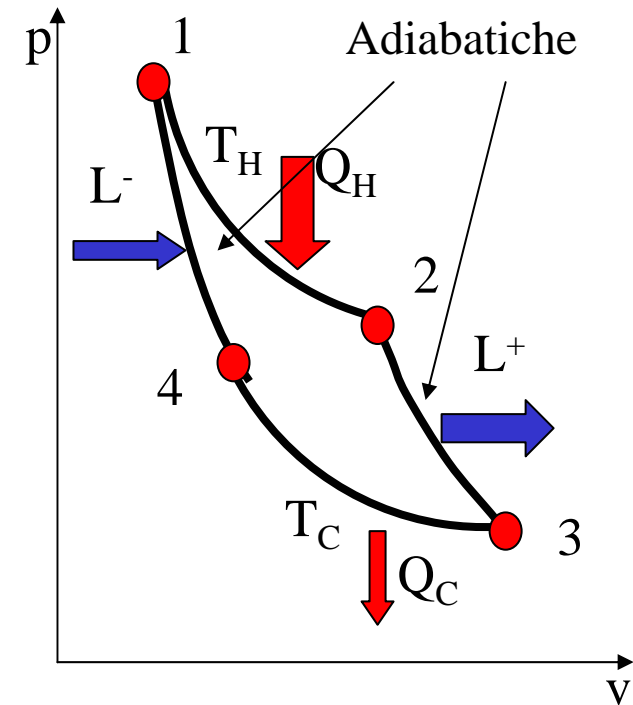
TEOREMA DI CARNOT

Il rendimento termico di un qualunque ciclo motore REVERSIBILE e BITERMICO è dato da

$$\eta_{Carnot\ rev} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

Rendimento di Carnot

Qualunque altro ciclo motore (ad es. NON bitermico, ovvero IRREVERSIBILE) ha rendimento inferiore.



Limitazioni di 2° principio ai cicli motori

PRESTAZIONI MASSIME DI CICLI MOTORI

$$\eta_{Carnot\ rev} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

E' il rendimento di tutti i cicli motori reversibili operanti tra due sorgenti termiche a temperature T_H e T_C e il massimo rendimento per qualunque ciclo motore operante tra le stesse sorgenti.

Il teorema di Carnot fornisce un criterio per valutare le prestazioni massime dei cicli motori reali una volta che siano fissate le temperature massima e minima di ciclo.

$$\eta_t \begin{cases} < \eta_{Carnot} & \text{motori irreversibili} \\ = \eta_{Carnot} & \text{motori reversibili} \\ > \eta_{Carnot} & \text{motori impossibili} \end{cases}$$

Anche per i cicli reali il rendimento termico può essere ottimizzato fornendo calore alla più alta temperatura possibile (limitata dalla resistenza termica dei materiali) e scaricando calore alla più bassa temperatura possibile (limitata dalla temperatura ambiente).

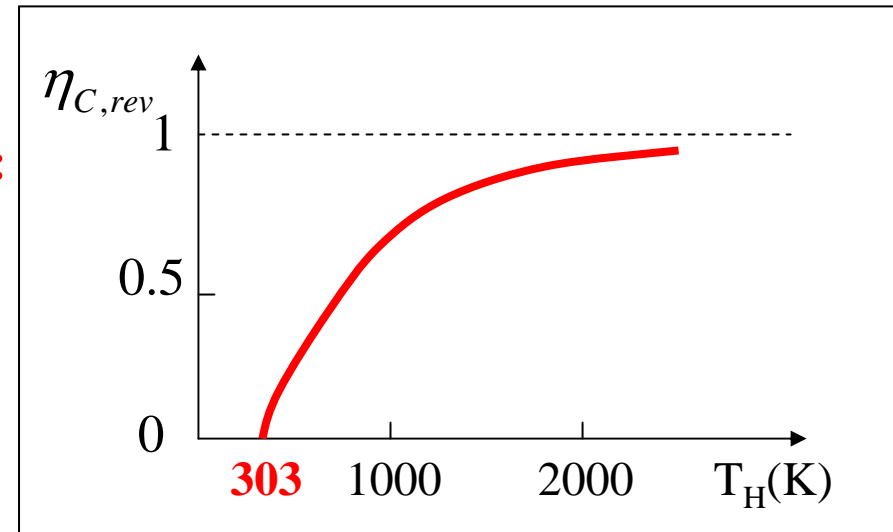
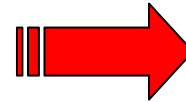
Limitazioni di 2° principio ai cicli motori

$$\eta_{Carnot, rev} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

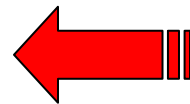
Per aumentare il rendimento termico:

- **aumentare T_H**
- **diminuire T_C**

T_C è limitata inferiormente dalla temperatura ambiente



$T_C = 303 \text{ K}$	
T_H [K]	$\eta_{t,C}$ (%)
925	67
800	62
700	57
500	39
350	13



Mantenendo costante la temperatura T_C del pozzo termico verso cui viene scaricato calore, il rendimento di Carnot aumenta all'aumentare della temperatura T_H della sorgente.

Limitazioni di 2° principio ai cicli motori

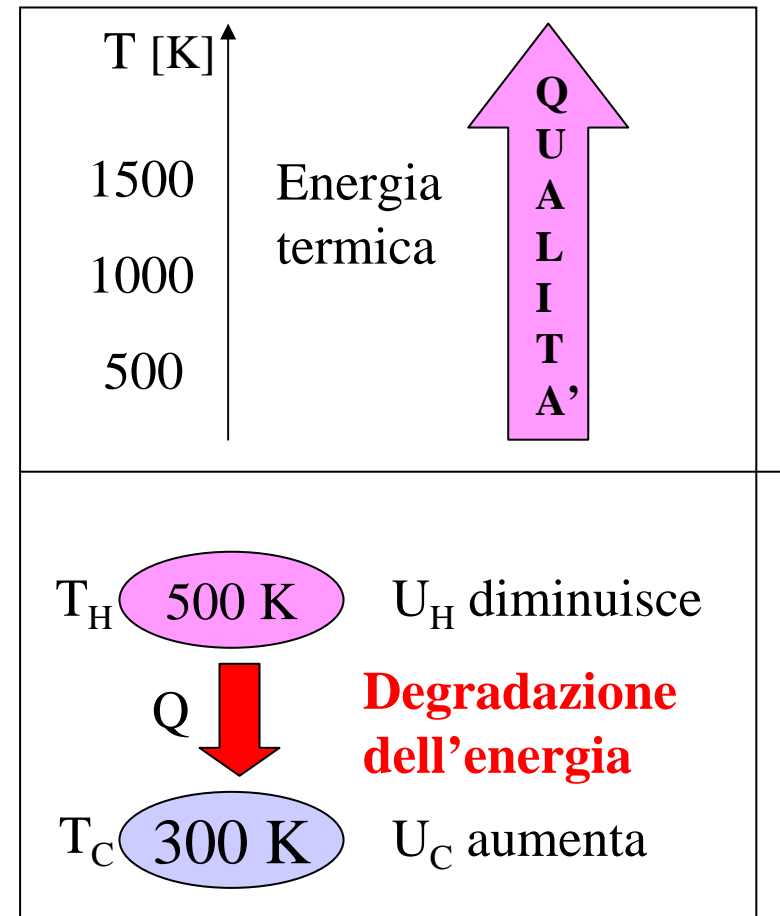
LA QUALITA' DELL'ENERGIA

Alla luce del 2° principio della termodinamica le diverse forme di energia non sono tra loro equivalenti: per l'energia si può parlare quindi di QUALITA'.

Il calore è una forma di energia, la cui qualità dipende dalla temperatura a cui esso può essere fornito. Infatti, più è alta tale temperatura tanto maggiore è la quantità di calore che può essere convertita in lavoro.

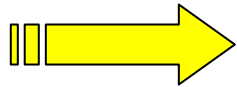
Il lavoro è una forma di energia di qualità molto più alta del calore. Infatti esso può essere convertito totalmente in calore.

Inoltre, quando il calore viene scambiato da un corpo ad alta temperatura ad uno a bassa temperatura, esso subisce un **inevitabile degrado**, perché alla fine del processo solo una minore parte potrà essere convertita in lavoro.



Limitazioni di 2° principio ai cicli motori

MOTORI NON BITERMICI



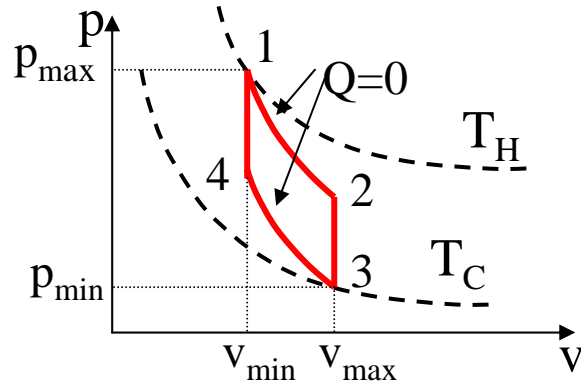
Il rendimento di ogni motore reversibile operante fra più di due sorgenti termiche è sempre minore del rendimento di un motore reversibile bitermico che opera tra due sorgenti che hanno temperature uguali a quella massima e a quella minima del primo motore.

Infatti solo una parte del calore fornito al sistema viene ricevuto alla temperatura $T_{H,max}$ e solo una frazione del calore ceduto dal sistema viene scaricato alla temperatura $T_{C,min}$. Quindi la parte rimanente del calore viene convertito in lavoro con rendimento minore di $1 - T_{C,min}/T_{H,max}$.

I motori di uso pratico non sono mai bitermici, ma la temperatura a cui il calore viene assorbito e ceduto varia con continuità tra due estremi.

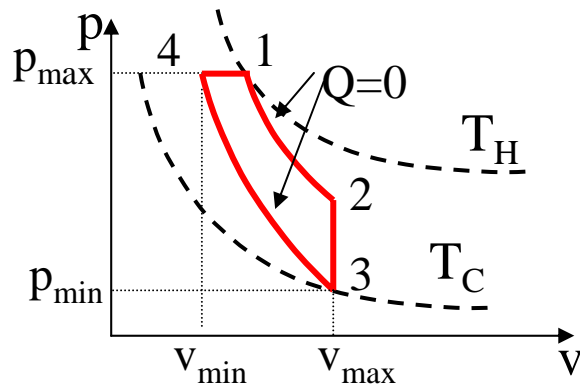
Limitazioni di 2° principio ai cicli motori

Esempi di motori NON bitermici



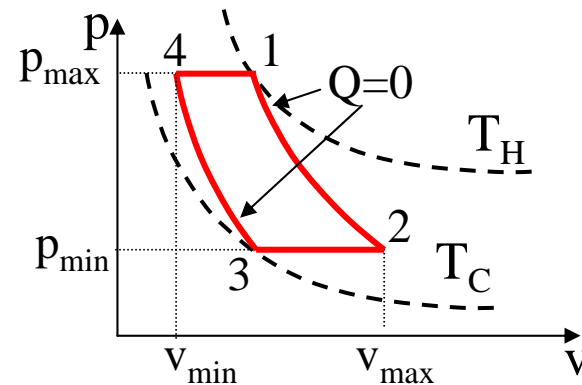
Ciclo OTTO ideale

Motori alternativi a combustione interna a benzina



Ciclo DIESEL ideale

Motori alternativi a combustione interna a gasolio



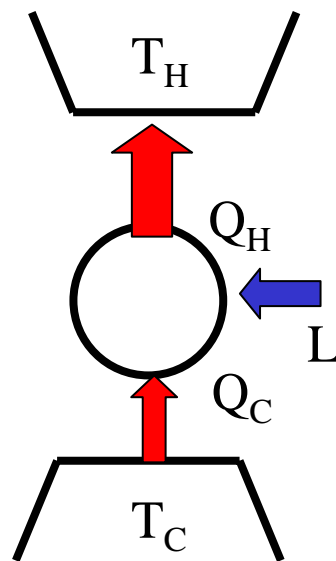
Ciclo BRAYTON ideale

Motori a turbogetto. Impianti di potenza a turbogas

MACCHINE FRIGORIFERE E A POMPA DI CALORE

I cicli termodinamici motori vengono anche detti cicli diretti.

I cicli inversi (o frigoriferi) sono quelli su cui è basato il funzionamento delle **MACCHINE FRIGORIFERE** e delle **MACCHINE A POMPA DI CALORE**.



$$\text{Efficienza} = \frac{\text{Effetto utile}}{\text{Risorse impiegate}}$$

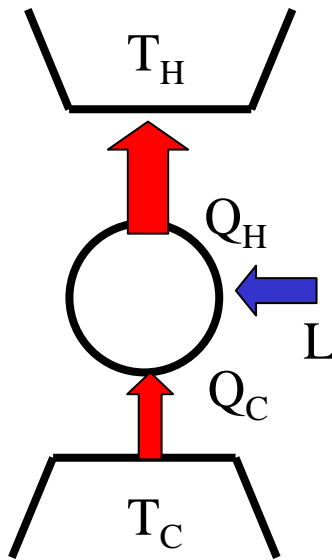
Nel caso di una **MACCHINA FRIGORIFERA** l'effetto utile è il calore Q_C asportato dalla sorgente a bassa temperatura

Nel caso di una **MACCHINA A POMPA DI CALORE** l'effetto utile è il calore Q_H ceduto alla sorgente ad alta temperatura.

In ambedue i casi le risorse impiegate sono costituite dal **lavoro netto** fornito al sistema per realizzare il ciclo termodinamico

Macchine frigorifere e a pompa di calore

L'indice per la valutazione delle prestazioni delle macchine frigorifere e delle macchine a pompa di calore è il **COEFFICIENTE DI PRESTAZIONE** o **C.O.P** della macchina.



MACCHINA FRIGORIFERA

$$COP_F = \frac{Q_C}{L} = \frac{Q_C}{|Q_H| - Q_C} = \frac{1}{\frac{|Q_H|}{Q_C} - 1}$$

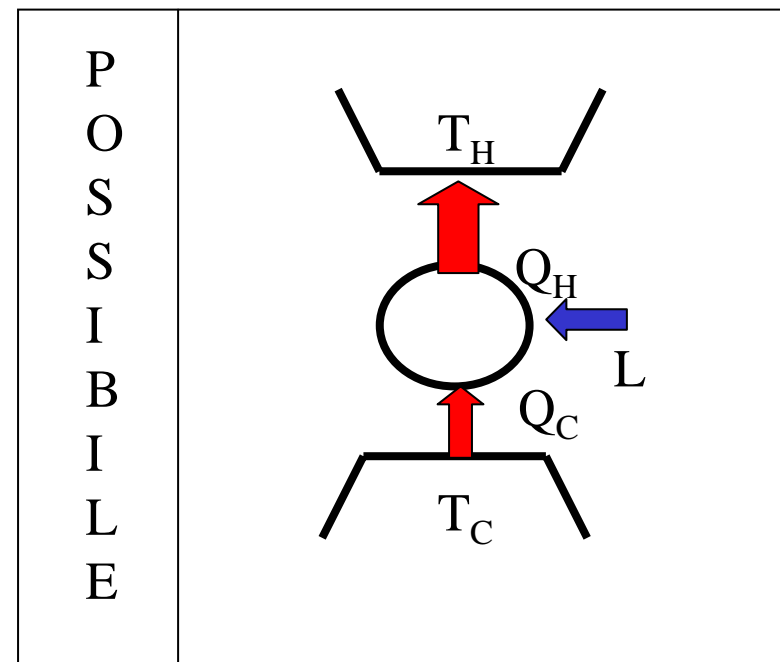
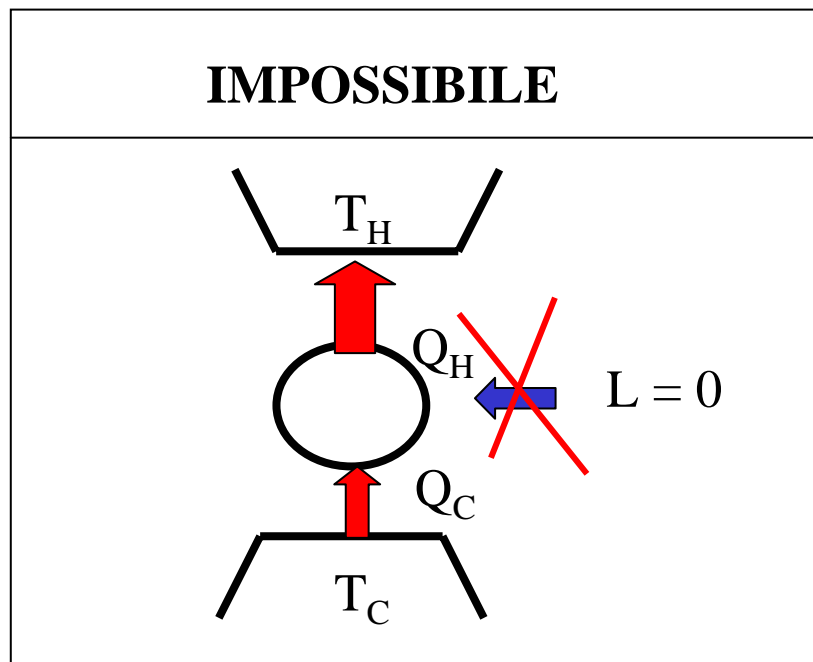
MACCHINA A POMPA DI CALORE

$$COP_{PdC} = \frac{|Q_H|}{L} = \frac{|Q_H|}{|Q_H| - Q_C} = \frac{1}{1 - \frac{Q_C}{|Q_H|}}$$

LIMITAZIONI DI 2° PRINCIPIO AI CICLI INVERSI

Il 2° principio della termodinamica può essere espresso **per le macchine frigorifere e a pompa di calore** mediante il **POSTULATO DI CLAUSIUS**

E' impossibile realizzare una macchina operante secondo un processo **CICLICO, il cui unico effetto sia il trasferimento di calore da un corpo a temperatura più bassa ad una a temperatura più elevata.**



Limitazioni di 2° principio ai cicli inversi

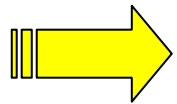
MACCHINA FRIGORIFERA

$$COP_F = \frac{Q_C}{L} = \frac{Q_C}{|Q_H| - Q_C} = \frac{1}{\frac{|Q_H|}{Q_C} - 1}$$

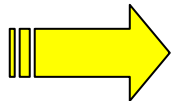
MACCHINA A POMPA DI CALORE

$$COP_{PdC} = \frac{|Q_H|}{L} = \frac{|Q_H|}{|Q_H| - Q_C} = \frac{1}{1 - \frac{Q_C}{|Q_H|}}$$

$L = 0$  $COP \rightarrow \infty$, ma il postulato di Clausius esclude tale possibilità.
Allora il COP deve essere finito: esiste un valore massimo teorico?



Tutti i cicli frigoriferi (o a pompa di calore) REVERSIBILI e BITERMICI, operanti tra le stesse due sorgenti termiche hanno lo STESSO COP.



Il COP di un ciclo frigorifero (o a pompa di calore) IRREVERSIBILE è sempre MINORE del COP del ciclo reversibile che opera fra le stesse due sorgenti termiche

Limitazioni di 2° principio ai cicli inversi

Il COP massimo teorico per macchine frigorifere o a pompa di calore reversibili e bitermiche si ottiene allora ponendo

$$\frac{|Q_H|}{Q_C} = \frac{T_H}{T_C}$$

MACCHINA FRIGORIFERA

$$COP_{F,rev} = \frac{1}{\frac{|Q_H|}{Q_C} - 1} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_C} - 1}$$

MACCHINA A POMPA DI CALORE

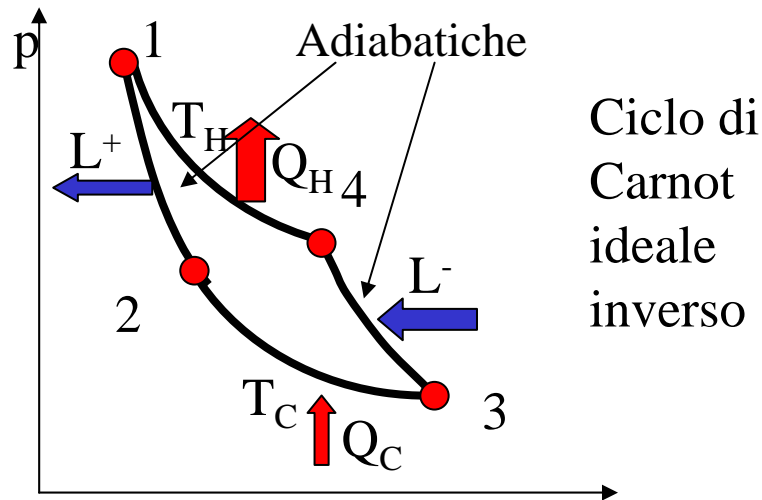
$$COP_{PdC,rev} = \frac{1}{1 - \frac{Q_C}{|Q_H|}} = \frac{1}{1 - \frac{T_C}{T_H}}$$

Analogamente ai cicli motori, per i cicli frigoriferi reali bitermici si ha

$$COP_F \begin{cases} < COP_{F,rev} & \text{macchine frigorifere irreversibili} \\ = COP_{F,rev} & \text{macchine frigorifere reversibili} \\ > COP_{F,rev} & \text{macchine frigorifere impossibili} \end{cases}$$

Analogamente per le macchine a pompa di calore.

Limitazioni di 2° principio ai cicli inversi

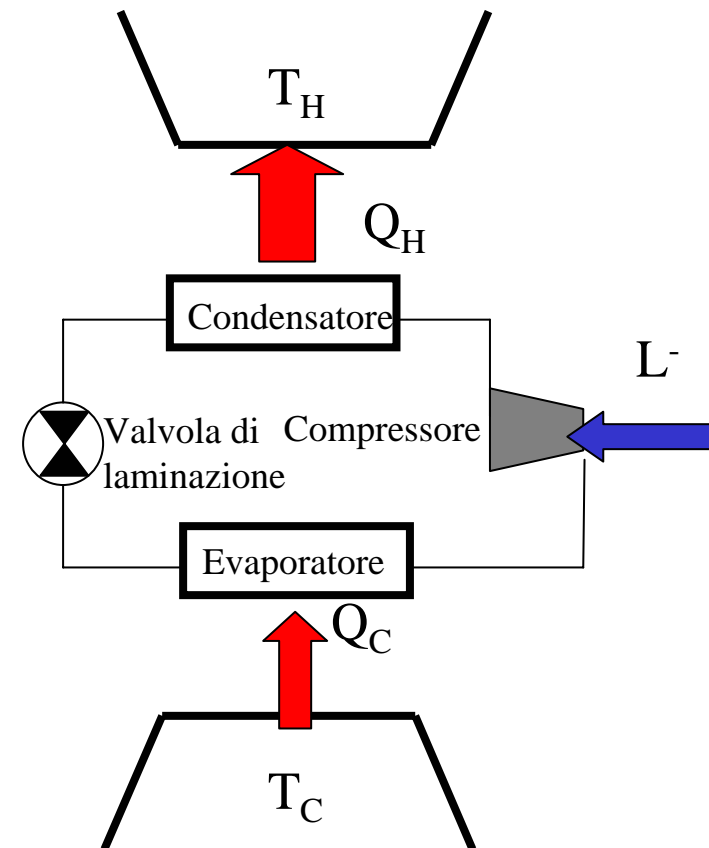


Ciclo di Carnot ideale inverso

Poiché nel ciclo di Carnot ideale tutte le trasformazioni sono reversibili esse possono essere invertite per ottenere il ciclo inverso di Carnot ideale, avente COP massimo.

In realtà il ciclo termodinamico di riferimento per le macchine frigorifere o a pompa di calore è il ciclo inverso a semplice compressione di vapore

Macchina a ciclo inverso a semplice compressione di vapore



L'ENTROPIA

DISEGUAGLIANZA DI CLAUSIUS

Se un sistema effettua un processo ciclico, l'espressione

è uguale a zero se il ciclo è **REVERSIBILE** e minore di zero se il ciclo è irreversibile. Ovvero, in generale si ha

$$\oint \frac{\delta Q}{T}$$

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

CICLO BITERMICO $\oint \frac{\delta Q}{T} = \sum_{i=1}^2 \frac{Q_i}{T_i} = \frac{Q_H}{T_H} + \frac{Q_C}{T_C} = \frac{Q_H}{T_H} - \frac{|Q_C|}{T_C}$

REVERSIBILE $\oint \frac{\delta Q}{T} = 0 \rightarrow \frac{Q_H}{T_H} - \frac{|Q_C|}{T_C} = 0 \rightarrow \frac{Q_H}{|Q_C|} = \frac{T_H}{T_C}$

IRREVERSIBILE $\oint \frac{\delta Q}{T} < 0 \rightarrow \frac{Q_H}{T_H} - \frac{|Q_C|}{T_C} < 0 \rightarrow \frac{Q_H}{|Q_C|} < \frac{T_H}{T_C}$

L'entropia

Esiste una grandezza di stato di un sistema chiuso (detta ENTROPIA) tale che il cambiamento del suo valore, per ogni trasformazione REVERSIBILE compiuta dal sistema tra lo stato 1 e lo stato 2 è uguale a :

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev}$$

Indicando con S la grandezza di stato ENTROPIA:

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev} = S_2 - S_1 \quad \text{o, in forma differenziale} \quad dS = \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev}$$

In un sistema chiuso l'entropia può essere scambiata solo per effetto di scambio di calore. Se si ha scambio di lavoro questo non dà luogo a variazione di entropia.

In un sistema aperto l'entropia può essere scambiata anche per effetto dello scambio di massa $\left(\dot{m}(s_{out} - s_{in}) \right)$

L'entropia

$$dS = \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev}$$

$$\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev} = S_2 - S_1$$

$$\oint dS = 0$$

Se il processo è
REVERSIBILE

$$\oint dS = \oint \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev} = 0$$

$$dS = \frac{\delta Q}{T} \Big|_{rev}$$

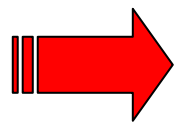
IRREVERSIBILE

diseguaglianza di Clausius

$$\oint dS = 0$$

$$\oint \frac{\delta Q}{T} < 0$$

$$dS > \frac{\delta Q}{T}$$



$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

$$dS = \frac{\delta Q}{T} + dS_{gen}$$

con $dS_{gen} > 0$

Entropia scambiata:
può essere $> = < 0$

Entropia generata:
è sempre > 0

L'entropia

$$dS = \frac{\delta Q}{T} + dS_{gen}$$

$$\Delta S_{12} = \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + \Delta S_{12,gen}$$

**Trasformazione
ADIABATICA**

$$Q_{12} = 0$$

REVERSIBILE $\Delta S_{12,gen} = 0$

$$\Delta S_{12} = 0$$

IRREVERSIBILE $\Delta S_{12,gen} \neq 0$ e > 0

$$\Delta S_{12} > 0$$



$$\Delta S_{12} \geq 0$$

> 0 trasformazione **IRREVERSIBILE**

$= 0$ trasformazione **IRREVERSIBILE**

< 0 trasformazione **IMPOSSIBILE**

In una trasformazione adiabatica la variazione di entropia può essere solo nulla se la trasformazione è reversibile o maggiore di zero se la trasformazione è irreversibile

L'entropia

SISTEMA ISOLATO

Una qualunque trasformazione che avviene in un sistema isolato avviene senza scambio di massa e di calore, per cui

$$\Delta S_{\text{SIST ISOL}} \geq 0$$

2° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Quindi una trasformazione che avviene in un sistema isolato è:



IRREVERSIBILE se $\Delta S_{\text{SIST ISOL}} > 0$

REVERSIBILE se $\Delta S_{\text{SIST ISOL}} = 0$

IMPOSSIBILE se $\Delta S_{\text{SIST ISOL}} < 0$

L'insieme Sistema + Ambiente
(l'universo) è isolato per cui

$$\Delta S_{\text{SIST+AMB}} = \Delta S_{\text{SIST}} + \Delta S_{\text{AMB}} \geq 0$$

L'entropia

SISTEMA ISOLATO $\Delta S_{SIST+AMB} = \Delta S_{SIST} + \Delta S_{AMB} \geq 0$

Principio dell'aumento dell'entropia

Durante una trasformazione l'entropia di un sistema isolato non diminuisce mai e al più rimane costante se la trasformazione è reversibile

Ne consegue che:



Le trasformazioni possono avvenire spontaneamente solo nel verso che sia in accordo con il principio di dell'aumento di entropia.



L'entropia si conserva solo durante trasformazioni reversibili e non si conserva durante tutte le trasformazioni reali. L'entropia dell'universo è sempre in aumento.

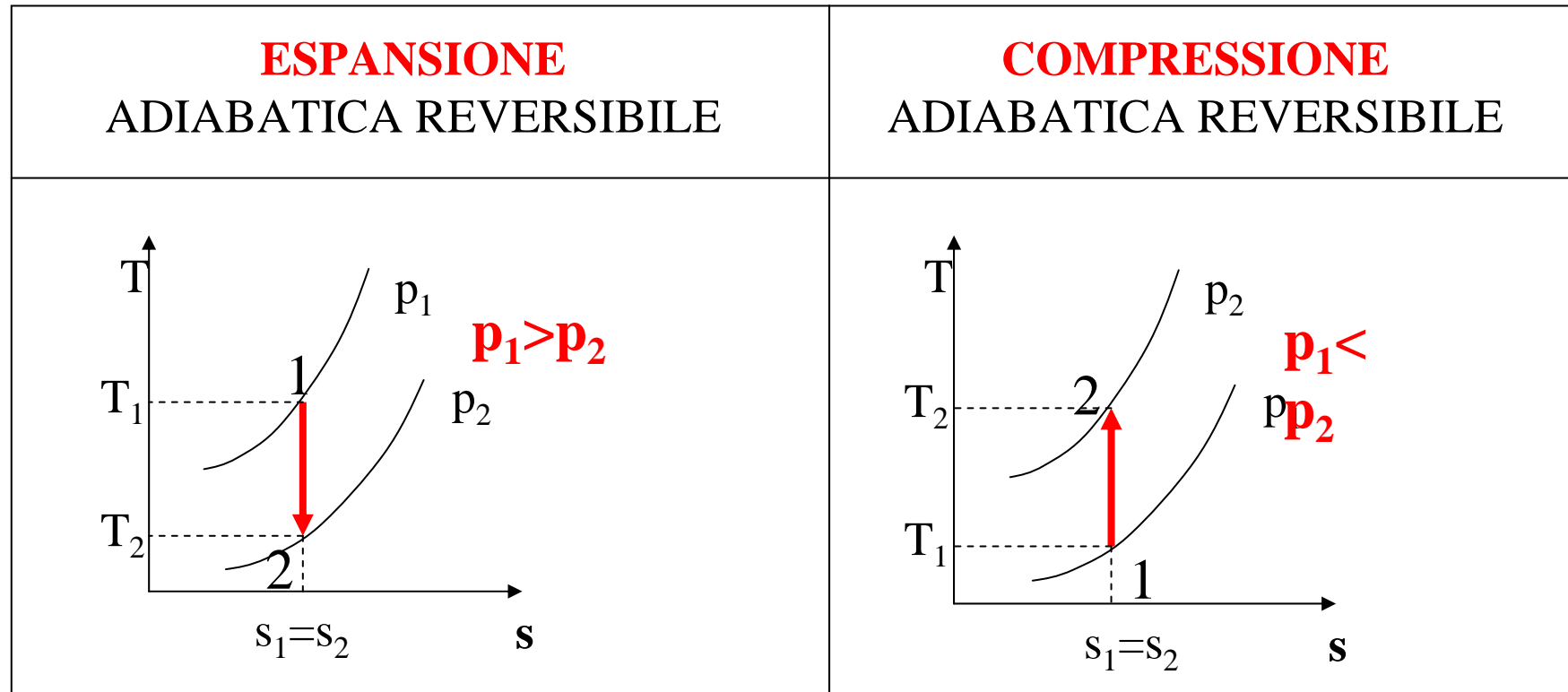


L'entropia generata misura l'entità delle irreversibilità dei processi termodinamici reali, che limitano le prestazioni dei sistemi di conversione dell'energia.

I RENDIMENTI ISOENTROPICI

TRASFORMAZIONI ADIABATICHE REVERSIBILI

Una trasformazione adiabatica reversibile è **ISOENTROPICA**.



In molti casi pratici si può considerare che con buona approssimazione il processo avvenga senza scambio di calore con l'esterno.

I rendimenti isoentropici

ESPANSIONE ADIABATICA IRREVERSIBILE

Una trasformazione adiabatica irreversibile avviene sempre con aumento di entropia a causa dell'entropia generata dalle irreversibilità.

Se il sistema è con deflusso, trascurando le variazioni di energia cinetica e potenziale

$$\cancel{\delta q} - \delta l' = dh$$

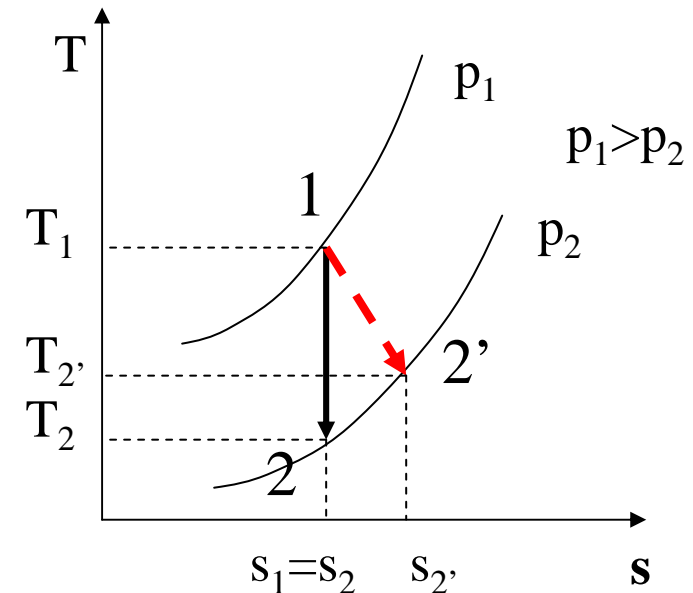
$$l' = -\Delta h$$

Nel processo ideale

$$l'_r = h_1 - h_2$$

Nel processo reale

$$l'_r = h_1 - h_{2'}$$



da cui

$$l'_{reale,esp} = \eta_{is,esp} l'_{ideale,esp}$$

$$h_{2'} = h_1 - \eta_{is,esp} (h_1 - h_2)$$

**RENDIMENTO
ISOENTROPICO
della espansione**

$$\eta_{is,esp} = \frac{l'_r}{l'_{id}} = \frac{h_1 - h_{2'}}{h_1 - h_2}$$

I rendimenti isoentropici

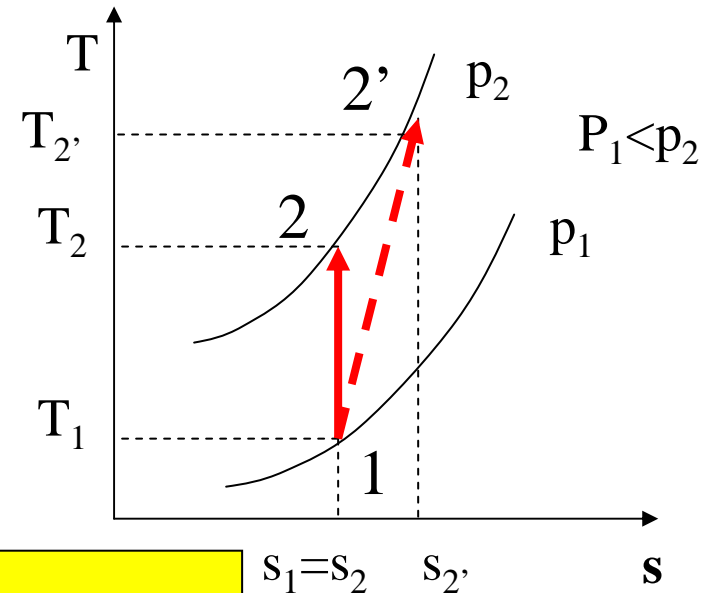
COMPRESSIONE ADIABATICA IRREVERSIBILE

Se il sistema è con deflusso, trascurando le variazioni di energia cinetica e potenziale

$$\cancel{\delta q} - \delta l' = dh \quad l' = -\Delta h$$

Nel processo ideale $l'_r = h_1 - h_2$

Nel processo reale $l'_r = h_1 - h_{2'}$



**RENDIMENTO
ISOENTROPICO
della compressione**

$$\eta_{is,compr} = \frac{l'_{ideale}}{l'_{reale}} = \frac{h_1 - h_2}{h_1 - h_{2'}}$$

da cui $l'_{reale,compr} = \frac{l'_{ideale,compr}}{\eta_{is,compr}} \quad h_{2'} = h_1 + \eta_{is,esp} (h_2 - h_1)$

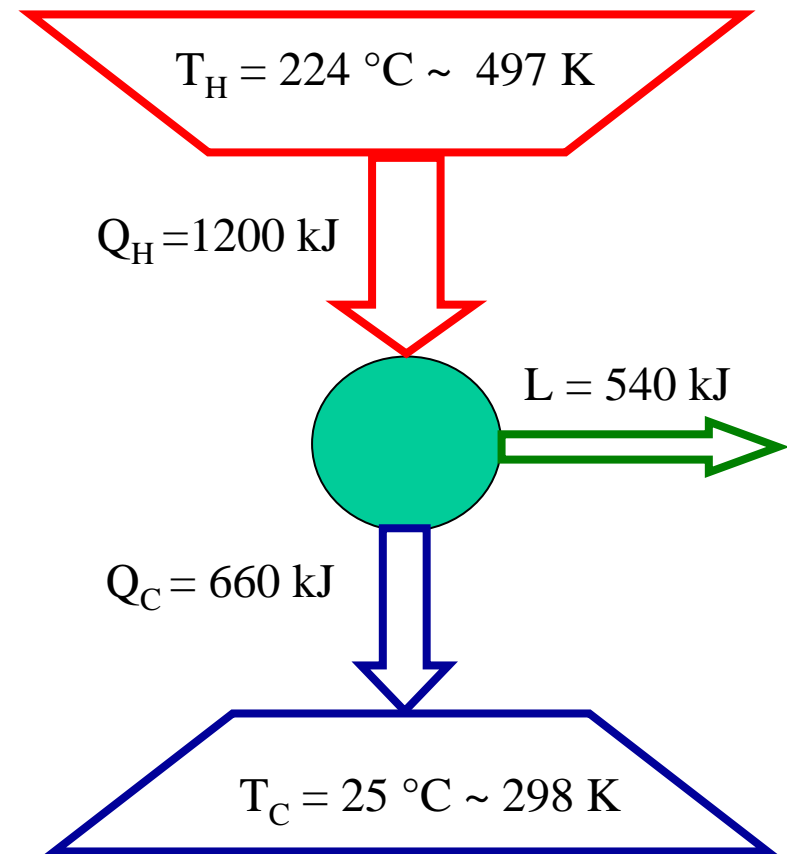
Esempio 1

Un inventore sostiene di avere sviluppato un ciclo bitermico motore capace di produrre un lavoro netto $L=540$ kJ, assorbendo una quantità di calore

$Q_C = 1200$ kJ da gas caldi alla temperatura $T_H = 224$ °C.

Il ciclo scarica calore in atmosfera alla temperatura $T_C = 25$ °C.

Valutare la validità di quanto sostenuto dall'inventore.

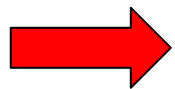


Esempio 1- continua

$$\eta = \frac{L}{Q_H} = \frac{540kJ}{1200kJ} = 0,45 = 45\%$$

$$\eta_{\max} = 1 - \frac{T_C}{T_H} = 1 - \frac{298}{497} = 1 - 0,60 = 0,40\%$$

**I dati dell'inventore
sono evidentemente
sbagliati**



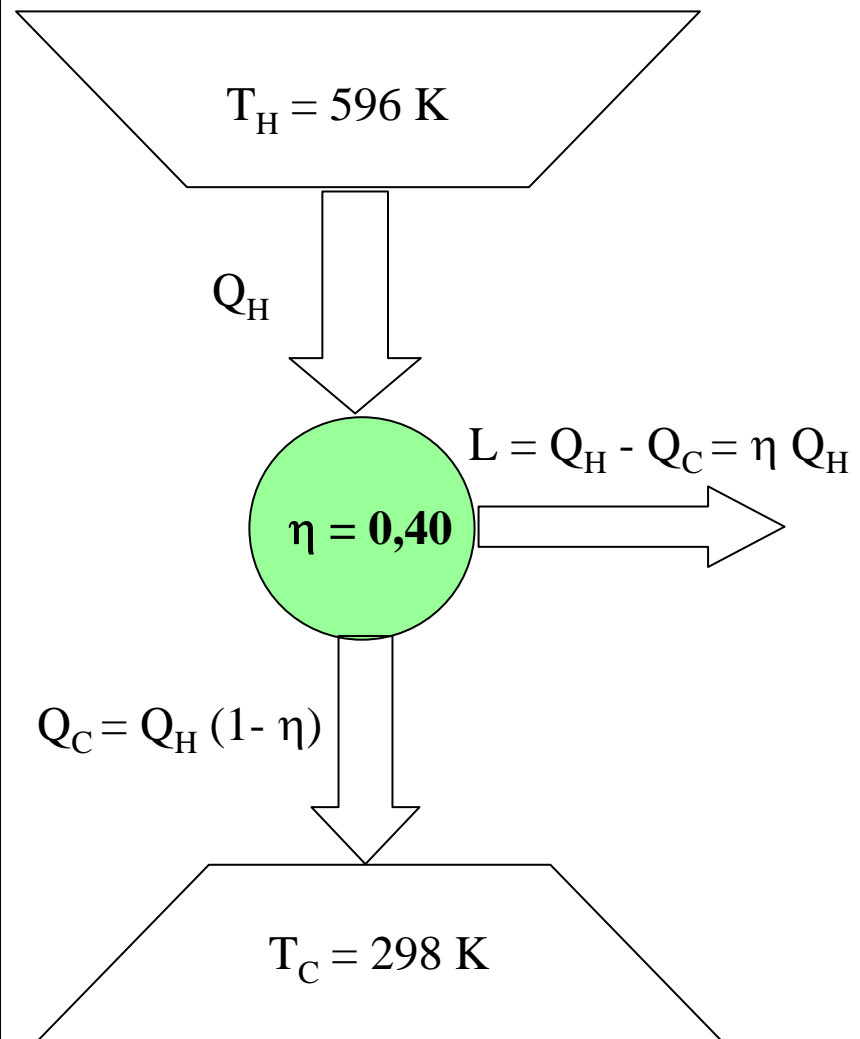
Si noti che se si usasse la temperatura in °C
si commetterebbe un grave errore:

$$1 - \frac{T_C(^{\circ}C)}{T_H(^{\circ}C)} = 1 - \frac{25^{\circ}C}{224^{\circ}C} = 1 - 0,11 = 0,89 \quad ?!?!?!$$

Esempio 2

Un motore termico ciclico scambia calore con due sorgenti a temperatura $T_C = 298 \text{ K}$ e $T_H = 596 \text{ K}$ con un rendimento $\eta = 0,40$.

Valutare la prestazione del motore rispetto al massimo rendimento possibile.



Esempio 2 - continua

$$\eta_{reale} = 0,40 = 40\%$$

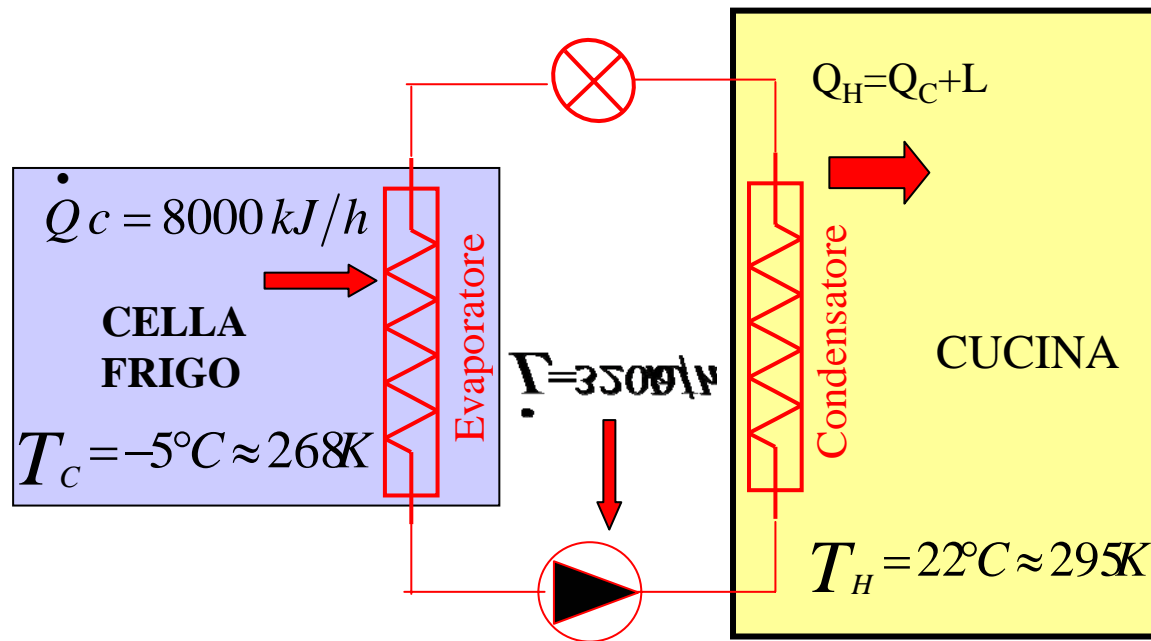
$$\eta_{max} = 1 - \frac{T_C}{T_H} = 1 - \frac{298}{596} = 1 - 0,50 = 0,50\%$$

$$\frac{\eta_{reale}}{\eta_{max}} = \frac{0,40}{0,50} = 0,80 = 80\%$$

Esempio 3

Un frigorifero domestico mantiene il freezer alla temperatura $T_C = -5\text{ }^\circ\text{C}$ quando l'aria ambiente è a $T_H = 22\text{ }^\circ\text{C}$. La potenza termica ceduta dal freezer al refrigerante è pari a 8000 kJ/h e la potenza necessaria per far funzionare il frigorifero è pari a 3200 kJ/h .

Determinare il COP del frigorifero e confrontarlo con il COP di un ciclo inverso reversibile operante tra le stesse due sorgenti termiche.



Esempio 3 - continua

$$COP = \frac{Q_C}{L} = \frac{8000 \text{ kJ/h}}{3200 \text{ kJ/h}} = 2,5$$

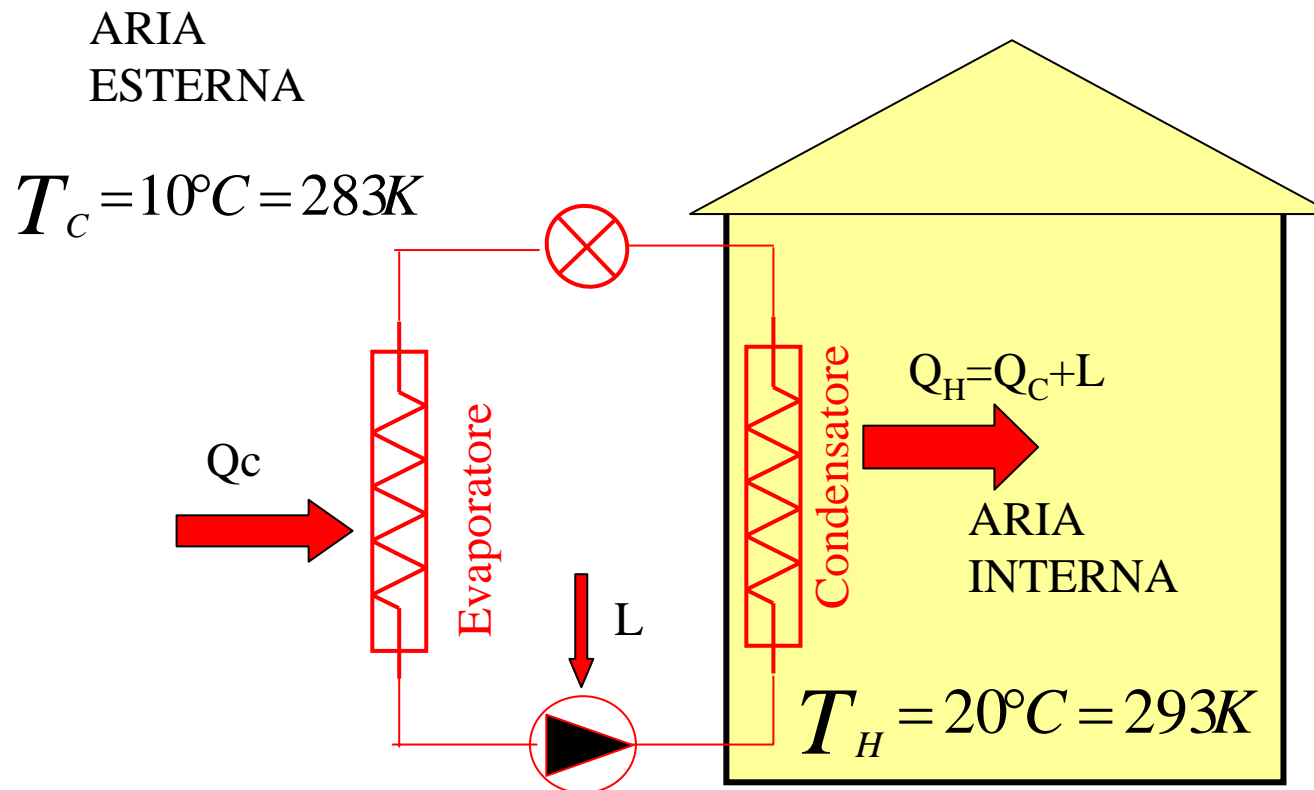
$$COP_{\max} = \frac{T_C}{T_H - T_C} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_C} - 1} = \frac{1}{\frac{295}{268} - 1} = 9,9$$

La differenza fra COP reale e COP ideale suggerisce che si può fare qualche cosa per migliorare le prestazioni termodinamiche del frigorifero.

Esempio 4

Una abitazione richiede una energia termica $Q_H = 5,3 \cdot 10^6$ kJ al giorno per mantenere l'ambiente interno alla temperatura $T_H = 20$ °C, quando la temperatura esterna è $T_C = 10$ °C.

Se si utilizza un ciclo a pompa di calore per fornire energia alla abitazione, determinare il minimo lavoro teorico che deve essere fornito al giorno.



Esempio 4 - continua

$$L_{\min} = Q_{H,rev} - Q_{C,rev}$$

$$\left(\frac{Q_C}{Q_H}\right)_{rev} = \frac{T_C}{T_H}$$

$$Q_{C,rev} = Q_{H,rev} \frac{T_C}{T_H}$$

$$L_{\min} = Q_{H,rev} - Q_{H,rev} \frac{T_C}{T_H} = Q_{H,rev} \left(1 - \frac{T_C}{T_H}\right) = 5,3 \cdot 10^6 \text{ kJ} \left(1 - \frac{283\text{K}}{293\text{K}}\right) = 1,8 \cdot 10^5$$

Esempio 4 - continua

$$COP_{\max} = \frac{Q_H}{L_{\min}} = \frac{5,3 \cdot 10^6}{1,8 \cdot 10^5} = 29,4 = \frac{T_H}{T_H - T_C}$$

$$Q_C = Q_{H,rev} - L_{\min} = (53 - 1,8) \cdot 10^5 \text{ kJ} = 51,2 \text{ kJ}$$

In realtà a causa delle irreversibilità il COP sarà molto più basso e si dovrà fornire un lavoro molto maggiore

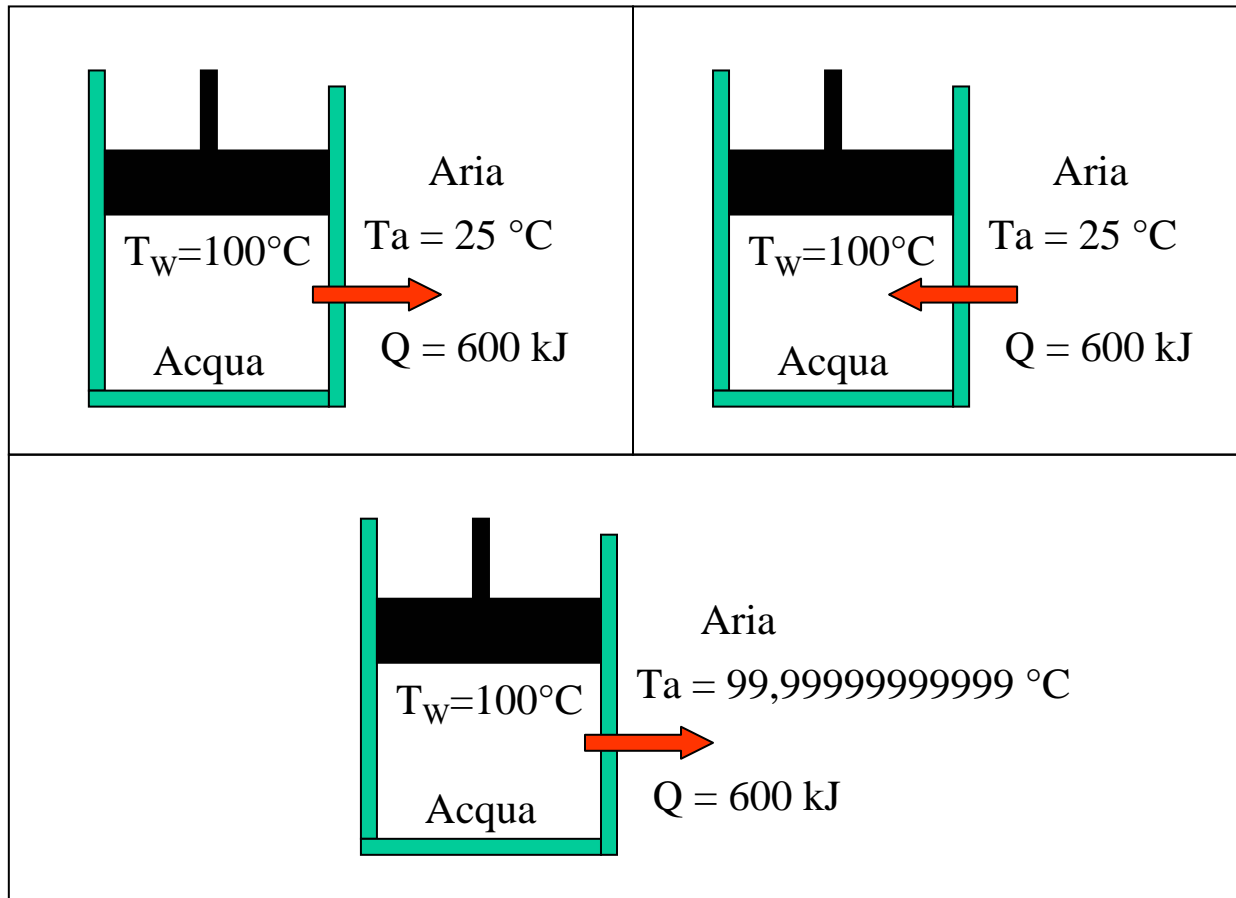
Esempio 5

Un sistema cilindro-pistone privo di attrito contiene una miscela satura di acqua a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Durante un processo a pressione costante, 600 kJ di calore sono trasmessi all'aria esterna che si trova a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Di conseguenza, una parte del vapor d'acqua contenuto nel cilindro condensa.

Determinare:

- a) la variazione di entropia dell'acqua;
- b) la variazione di entropia dell'aria ambiente durante il processo;
- c) se il processo è reversibile, irreversibile o impossibile.

Esempio 5 - continua



Esempio 5 - continua

a) Variazione di entropia del sistema

Il processo è isoterma (cambiamento di fase) e internamente reversibile:

$$\Delta S = \int_1^2 \left(\frac{dQ}{T} \right)_{rev} = \int_1^2 \left(\frac{dQ}{T_W} \right)_{rev} = \frac{1}{T_W} \int_1^2 (dQ)_{rev} = \frac{Q}{T_W}$$

$$\Delta S_W = \frac{Q_W}{T_W} = \frac{-600 \text{ kJ}}{(100 + 273) \text{ K}} = -1,61 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

Esempio 5 - continua

b) Variazione di entropia dell'ambiente

L'aria ambiente può essere considerata un serbatoio termico a temperatura costante

$$\Delta S_a = \frac{Q_a}{T_a} = \frac{+600 \text{ kJ}}{(25 + 273) \text{ K}} = +2,01 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

c) Variazione di entropia dell'insieme sistema+ambiente

$$\Delta S_{tot} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{amb} = (-1,61 + 2,01) \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = +0,4 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

La variazione positiva di entropia indica che il processo è IRREVERSIBILE

Esempio 5 - continua

Ipotizziamo che avvenga il processo inverso, ovvero che il calore venga ceduto dall'aria a 25°C all'acqua a 100°C

$\Delta S_w = +1,61 \frac{kJ}{K}$	$\Delta S_a = -2,01 \frac{kJ}{K}$
$\Delta S_{tot} = -0,4 \frac{kJ}{K}$	
La variazione negativa di entropia indica che il processo è impossibile	

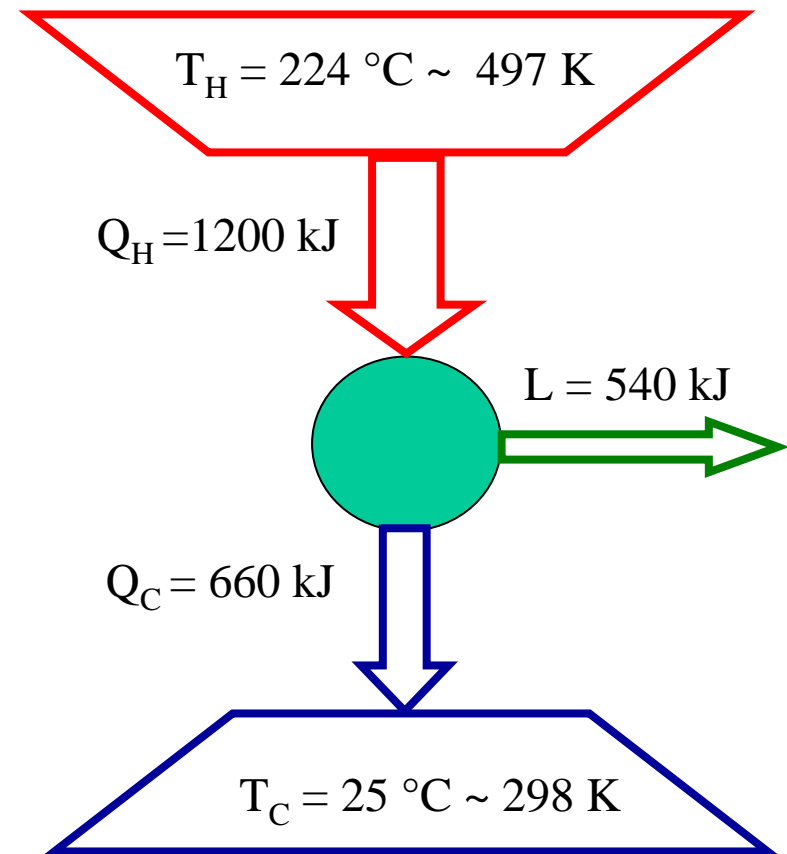
Esempio 1

Un inventore sostiene di avere sviluppato un ciclo bitermico motore capace di produrre un lavoro netto $L=540$ kJ, assorbendo una quantità di calore

$Q_C = 1200$ kJ da gas caldi alla temperatura $T_H = 224$ °C.

Il ciclo scarica calore in atmosfera alla temperatura $T_C = 25$ °C.

Valutare la validità di quanto sostenuto dall'inventore.



Esempio 1- continua

$$\eta = \frac{L}{Q_H} = \frac{540kJ}{1200kJ} = 0,45 = 45\%$$

$$\eta_{\max} = 1 - \frac{T_C}{T_H} = 1 - \frac{298}{497} = 1 - 0,60 = 0,40\%$$

**I dati dell'inventore
sono evidentemente
sbagliati**



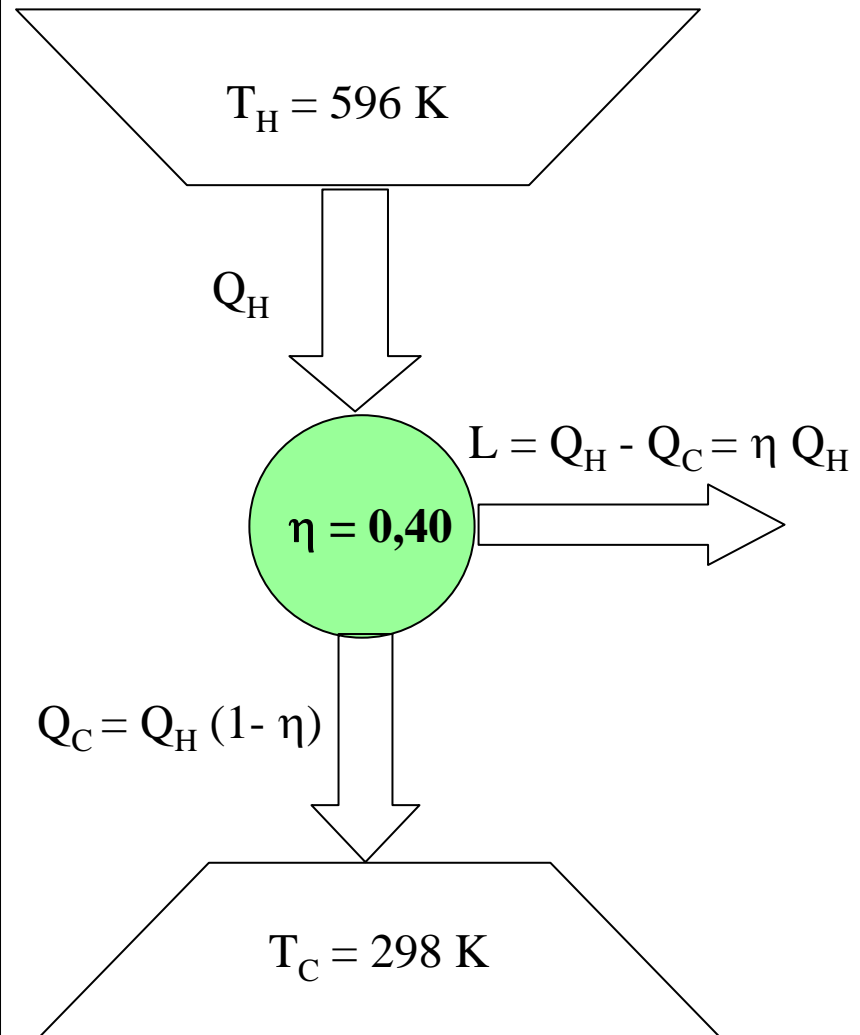
Si noti che se si usasse la temperatura in °C
si commetterebbe un grave errore:

$$1 - \frac{T_C(^{\circ}C)}{T_H(^{\circ}C)} = 1 - \frac{25^{\circ}C}{224^{\circ}C} = 1 - 0,11 = 0,89 \quad ?!?!?!$$

Esempio 2

Un motore termico ciclico scambia calore con due sorgenti a temperatura $T_C = 298 \text{ K}$ e $T_H = 596 \text{ K}$ con un rendimento $\eta = 0,40$.

Valutare la prestazione del motore rispetto al massimo rendimento possibile.



Esempio 2 - continua

$$\eta_{reale} = 0,40 = 40\%$$

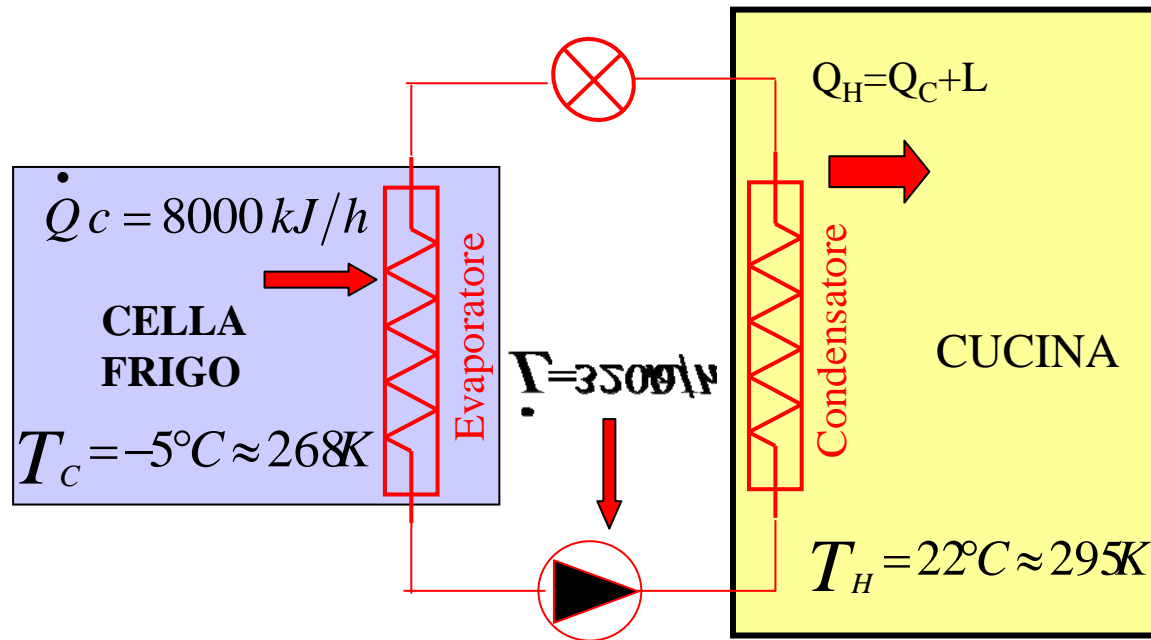
$$\eta_{max} = 1 - \frac{T_C}{T_H} = 1 - \frac{298}{596} = 1 - 0,50 = 0,50\%$$

$$\frac{\eta_{reale}}{\eta_{max}} = \frac{0,40}{0,50} = 0,80 = 80\%$$

Esempio 3

Un frigorifero domestico mantiene il freezer alla temperatura $T_C = -5\text{ }^\circ\text{C}$ quando l'aria ambiente è a $T_H = 22\text{ }^\circ\text{C}$. La potenza termica ceduta dal freezer al refrigerante è pari a 8000 kJ/h e la potenza necessaria per far funzionare il frigorifero è pari a 3200 kJ/h .

Determinare il COP del frigorifero e confrontarlo con il COP di un ciclo inverso reversibile operante tra le stesse due sorgenti termiche.



Esempio 3 - continua

$$COP = \frac{Q_C}{L} = \frac{8000 \text{ kJ/h}}{3200 \text{ kJ/h}} = 2,5$$

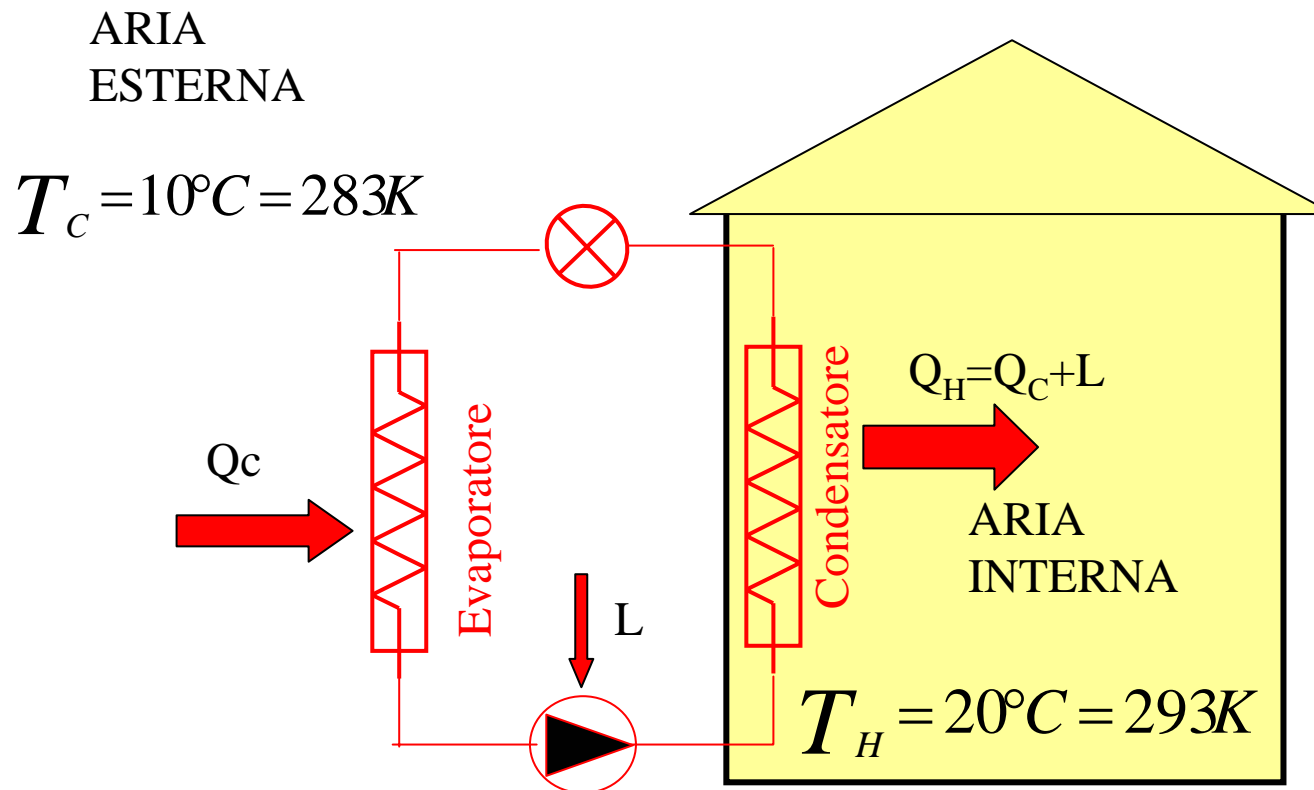
$$COP_{\max} = \frac{T_C}{T_H - T_C} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_C} - 1} = \frac{1}{\frac{295}{268} - 1} = 9,9$$

La differenza fra COP reale e COP ideale suggerisce che si può fare qualche cosa per migliorare le prestazioni termodinamiche del frigorifero.

Esempio 4

Una abitazione richiede una energia termica $Q_H = 5,3 \cdot 10^6$ kJ al giorno per mantenere l'ambiente interno alla temperatura $T_H = 20$ °C, quando la temperatura esterna è $T_C = 10$ °C.

Se si utilizza un ciclo a pompa di calore per fornire energia alla abitazione, determinare il minimo lavoro teorico che deve essere fornito al giorno.



Esempio 4 - continua

$$L_{\min} = Q_{H,rev} - Q_{C,rev}$$

$$\left(\frac{Q_C}{Q_H}\right)_{rev} = \frac{T_C}{T_H}$$

$$Q_{C,rev} = Q_{H,rev} \frac{T_C}{T_H}$$

$$L_{\min} = Q_{H,rev} - Q_{H,rev} \frac{T_C}{T_H} = Q_{H,rev} \left(1 - \frac{T_C}{T_H}\right) = 5,3 \cdot 10^6 \text{ kJ} \left(1 - \frac{283\text{K}}{293\text{K}}\right) = 1,8 \cdot 10^5$$

Esempio 4 - continua

$$COP_{\max} = \frac{Q_H}{L_{\min}} = \frac{5,3 \cdot 10^6}{1,8 \cdot 10^5} = 29,4 = \frac{T_H}{T_H - T_C}$$

$$Q_C = Q_{H,rev} - L_{\min} = (53 - 1,8) \cdot 10^5 \text{ kJ} = 51,2 \text{ kJ}$$

In realtà a causa delle irreversibilità il COP sarà molto più basso e si dovrà fornire un lavoro molto maggiore

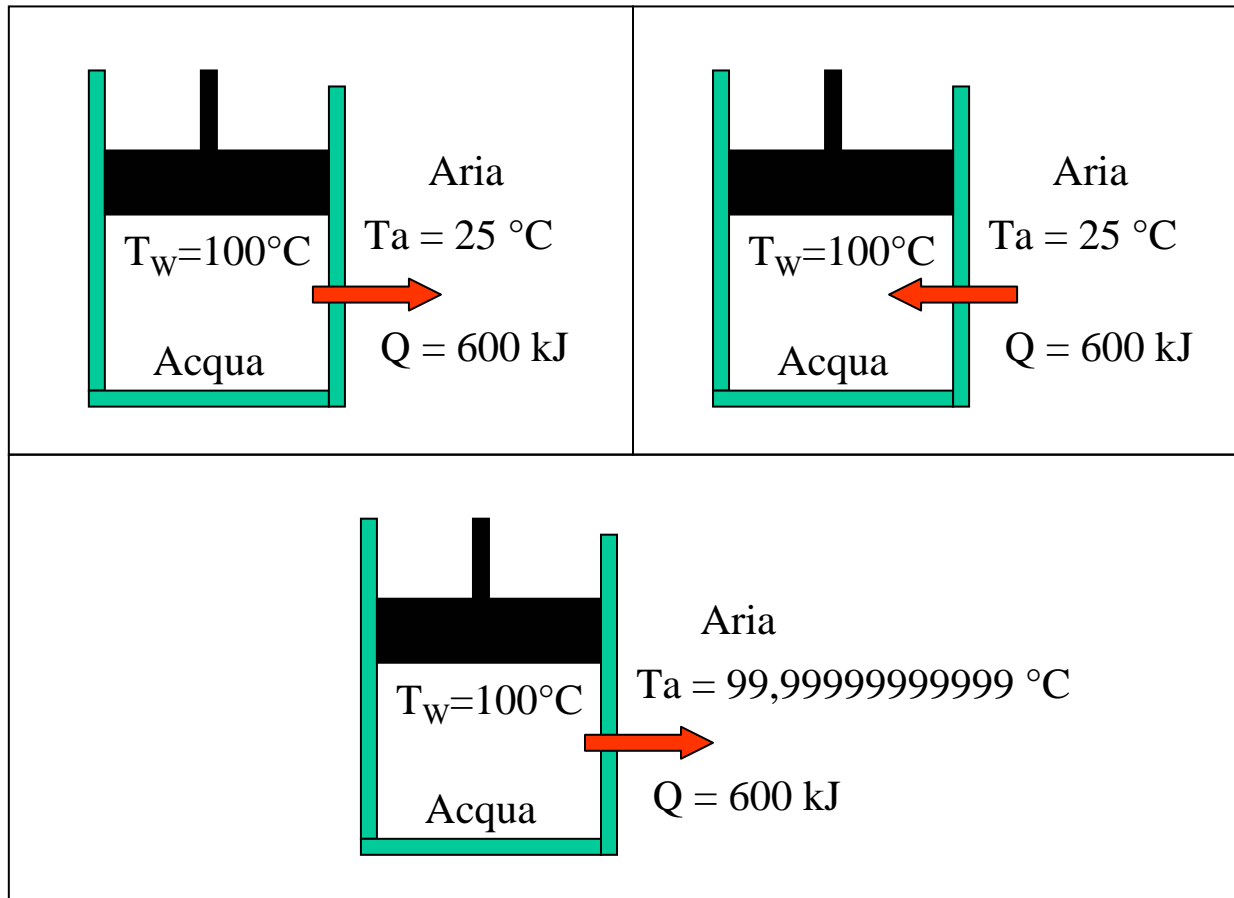
Esempio 5

Un sistema cilindro-pistone privo di attrito contiene una miscela satura di acqua a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Durante un processo a pressione costante, 600 kJ di calore sono trasmessi all'aria esterna che si trova a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Di conseguenza, una parte del vapor d'acqua contenuto nel cilindro condensa.

Determinare:

- a) la variazione di entropia dell'acqua;
- b) la variazione di entropia dell'aria ambiente durante il processo;
- c) se il processo è reversibile, irreversibile o impossibile.

Esempio 5 - continua



Esempio 5 - continua

a) Variazione di entropia del sistema

Il processo è isoterma (cambiamento di fase) e internamente reversibile:

$$\Delta S = \int_1^2 \left(\frac{dQ}{T} \right)_{rev} = \int_1^2 \left(\frac{dQ}{T_W} \right)_{rev} = \frac{1}{T_W} \int_1^2 (dQ)_{rev} = \frac{Q}{T_W}$$

$$\Delta S_W = \frac{Q_W}{T_W} = \frac{-600 \text{ kJ}}{(100 + 273) \text{ K}} = -1,61 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

Esempio 5 - continua

b) Variazione di entropia dell'ambiente

L'aria ambiente può essere considerata un serbatoio termico a temperatura costante

$$\Delta S_a = \frac{Q_a}{T_a} = \frac{+600 \text{ kJ}}{(25 + 273) \text{ K}} = +2,01 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

c) Variazione di entropia dell'insieme sistema+ambiente

$$\Delta S_{tot} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{amb} = (-1,61 + 2,01) \frac{\text{kJ}}{\text{K}} = +0,4 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

La variazione positiva di entropia indica che il processo è IRREVERSIBILE

Esempio 5 - continua

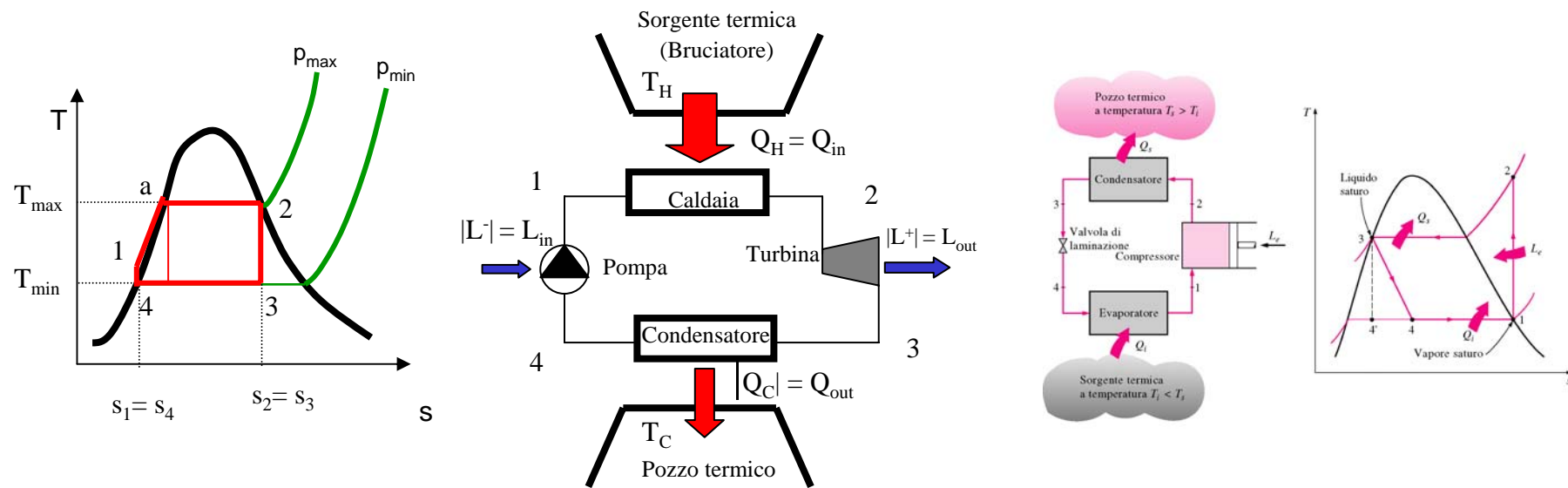
Ipotizziamo che avvenga il processo inverso, ovvero che il calore venga ceduto dall'aria a 25°C all'acqua a 100°C

$\Delta S_w = +1,61 \frac{kJ}{K}$	$\Delta S_a = -2,01 \frac{kJ}{K}$
$\Delta S_{tot} = -0,4 \frac{kJ}{K}$	
La variazione negativa di entropia indica che il processo è impossibile	

TERMODINAMICA E TERMOFLUIDODINAMICA

Cap. 6

CICLI TERMODINAMICI DIRETTI ED INVERSI

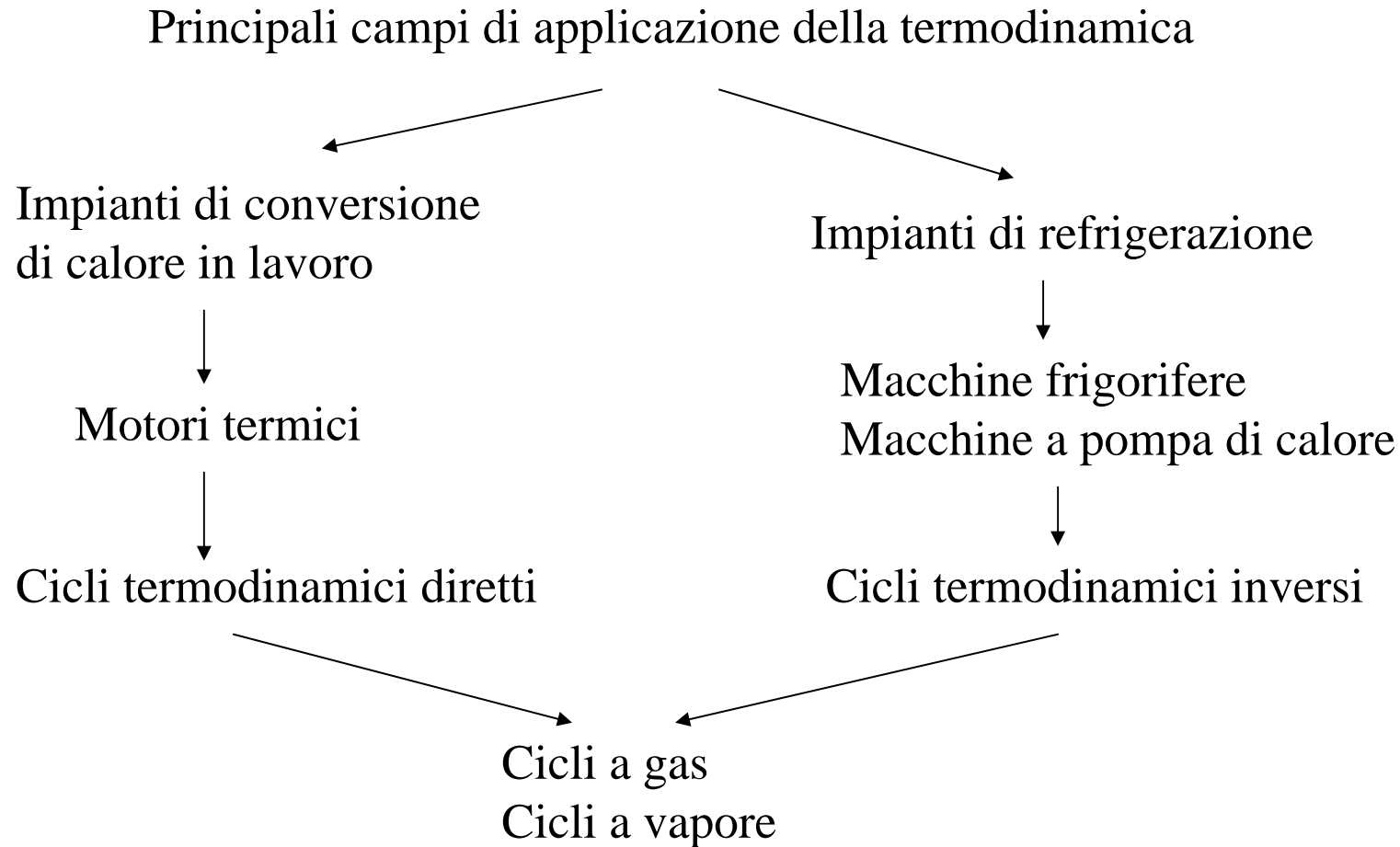


Cap. 6 – Cicli termodinamici diretti ed inversi

Indice

1. Generalità sui cicli termodinamici diretti ed inversi
2. Cicli termodinamici diretti a gas
 - 2.1 Ciclo di Carnot a gas
 - 2.2 Ciclo di Otto
 - 2.3 Ciclo di Diesel
3. Cicli termodinamici diretti a vapore
 - 3.1 Ciclo di Carnot a vapore
 - 3.2 Ciclo di Rankine a vapore saturo
 - 3.3 Ciclo di Rankine a vapore surriscaldato
4. Cicli termodinamici inversi a vapore
 - 4.1 Ciclo inverso di Carnot a vapore
 - 4.2 Ciclo inverso a semplice compressione di vapore

CICLI TERMODINAMICI DIRETTI E INVERSI



A seconda della fase del fluido evolvente: sempre in fase aeriforme nei cicli a gas, mentre nei cicli a vapore è in fase aeriforme in parte del ciclo ed in fase liquida in parte del ciclo.

Cicli termodinamici diretti e inversi

Motori termici

```
graph TD; A[Motori termici] --> B[Motori a combustione interna]; A --> C[Motori a combustione esterna]; B --> D[Il calore viene fornito bruciando un combustibile all'interno del sistema. Ciò fa sì che la composizione chimica del fluido evolvente cambia durante il ciclo. Inoltre il circuito è generalmente aperto in quanto è necessario ad ogni ciclo introdurre una nuova carica di combustibile ed espellere i prodotti della combustione]; C --> E[Il calore viene fornito al fluido evolvente da una sorgente esterna (ad esempio un bruciatore, un reattore nucleare, una fonte geotermica o solare) per il tramite di uno scambiatore di calore. Ciò fa sì che il fluido evolvente possa essere sempre lo stesso all'interno di un circuito chiuso.]
```

Motori a combustione interna

Il calore viene fornito bruciando un combustibile all'interno del sistema.

Ciò fa sì che la composizione chimica del fluido evolvente cambia durante il ciclo.

Inoltre il circuito è generalmente aperto in quanto è necessario ad ogni ciclo introdurre una nuova carica di combustibile ed espellere i prodotti della combustione

Motori a combustione esterna

Il calore viene fornito al fluido evolvente da una sorgente esterna (ad esempio un bruciatore, un reattore nucleare, una fonte geotermica o solare) per il tramite di uno scambiatore di calore.

Ciò fa sì che il fluido evolvente possa essere sempre lo stesso all'interno di un circuito chiuso.

CICLI TERMODINAMICI DIRETTI

I cicli termodinamici delle macchine reali sono difficili da analizzare:

- effetti dissipativi
- assenza di condizioni di equilibrio termodinamico
- fluido non termodinamico



Cicli ideali di riferimento

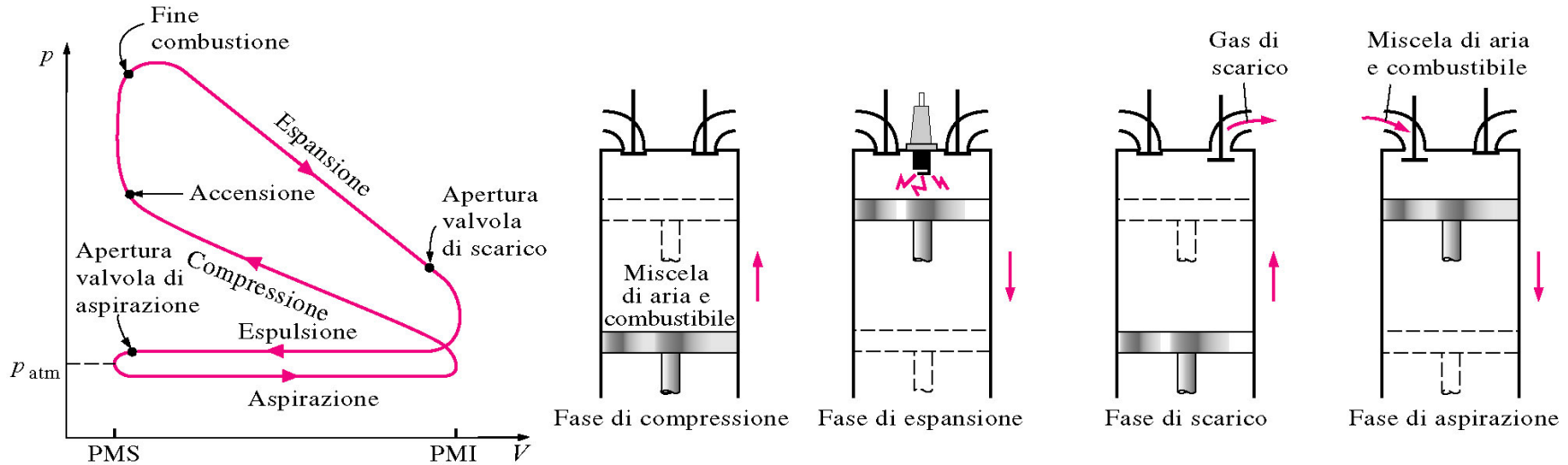
Danno indicazioni sui parametri che influenzano le prestazioni del motore, ma i risultati numerici non sono necessariamente rappresentativi del ciclo reale

Principali idealizzazioni e semplificazioni

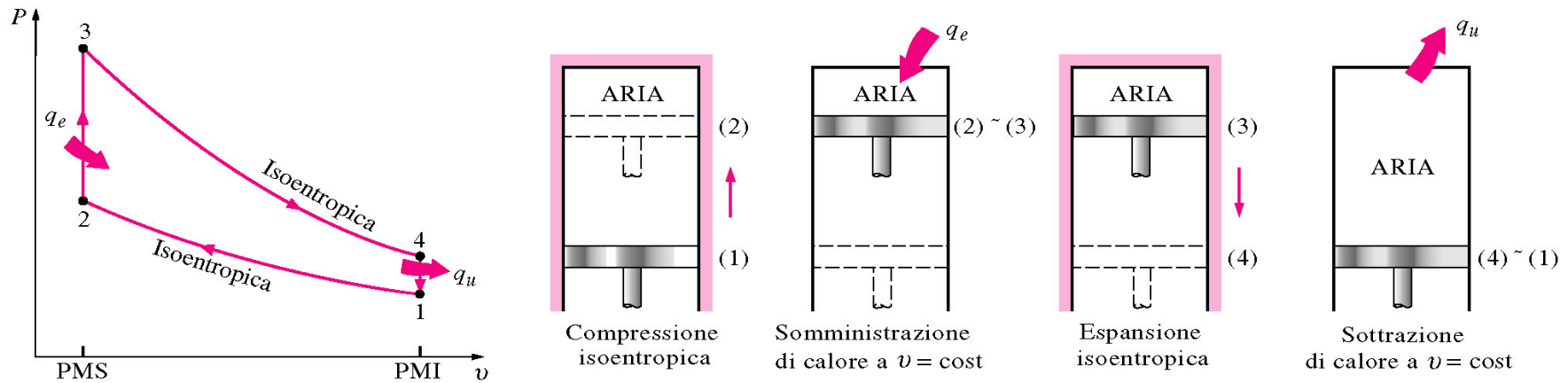
- 1) Tutti gli attriti sono trascurati, per cui il fluido evolvente non subisce perdite di carico scorrendo nelle tubazioni e negli apparati.
- 2) Le trasformazioni di espansione e di compressione sono considerate reversibili.
- 3) Vengono trascurate le dissipazioni termiche dalle tubazioni.
- 4) Si ritengono trascurabili le variazioni di energia cinetica e di energia potenziale del fluido evolvente.

Cicli termodinamici diretti

Ciclo indicato di un motore a combustione interna ad accensione comandata e ciclo ideale di Otto ad aria standard



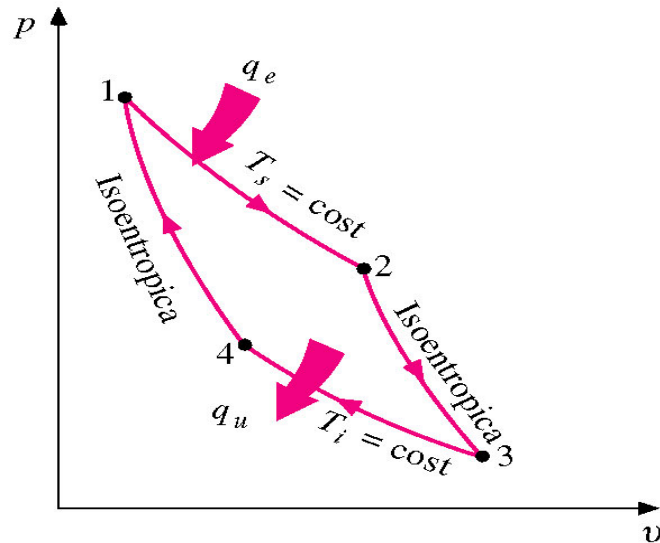
(a) Motore reale ad accensione comandata a quattro tempi



(b) Ciclo Otto ideale

Cicli termodinamici diretti

Ciclo diretto di Carnot ideale



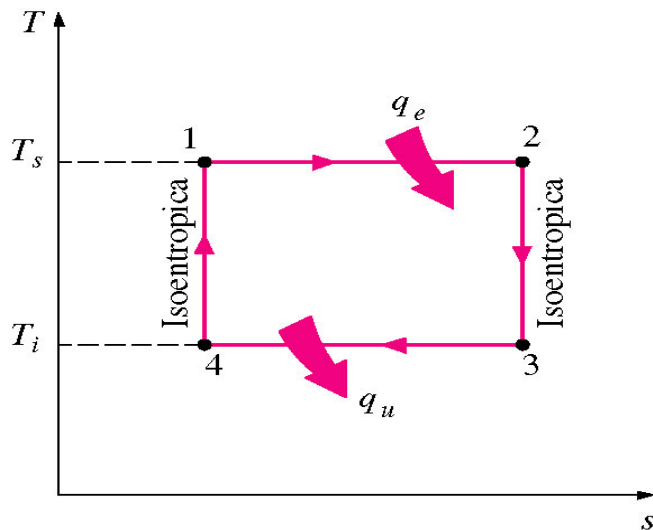
E' un ciclo termodinamico bitermico costituito da quattro trasformazioni totalmente reversibili:

1-2 Somministrazione isoterma di calore alla temperatura superiore di ciclo

2-3 Espansione adiabatica reversibile (isoentropica)

3-4 Cessione isoterma di calore alla temperatura inferiore di ciclo

4-5 Compressione adiabatica reversibile (isoentropica)

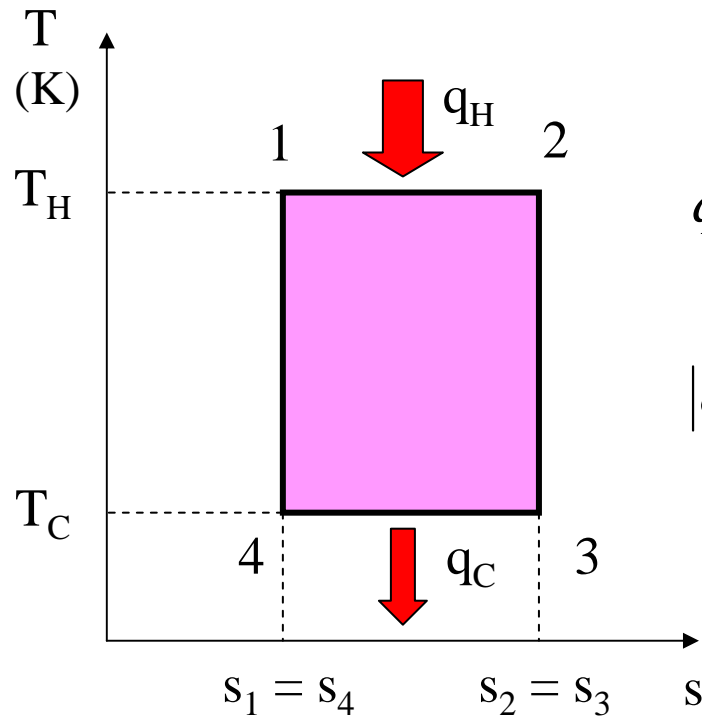


Può essere eseguito:

- sia in un sistema chiuso (con un dispositivo cilindro-pistone) sia in un sistema aperto a flusso stazionario (mediante turbine e compressori)
- utilizzando come fluido evolvente sia un gas che un vapore

Cicli termodinamici diretti

Ciclo diretto di Carnot ideale



$$ds = \frac{\delta q}{T} \quad \delta q = T ds$$

$$q_H = \int_{s_1}^{s_2} T_H ds = T_H \int_{s_1}^{s_2} ds = T_H (s_2 - s_1)$$

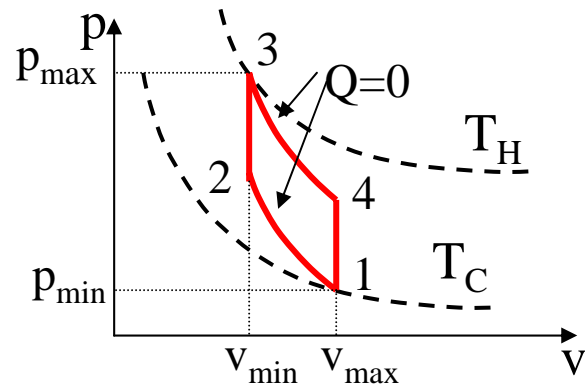
$$|q_C| = \left| \int_{s_3}^{s_4} T_C ds \right| = \left| T_C \int_{s_3}^{s_4} ds \right| = |T_C (s_4 - s_3)| = T_C (s_3 - s_4)$$

$$\eta_{t,Carnot} = \frac{l_{netto}}{q_H} = \frac{q_H - |q_C|}{q_H} = 1 - \frac{|q_C|}{q_H} =$$

$$= 1 - \frac{T_C (s_3 - s_4)}{T_H (s_2 - s_1)} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

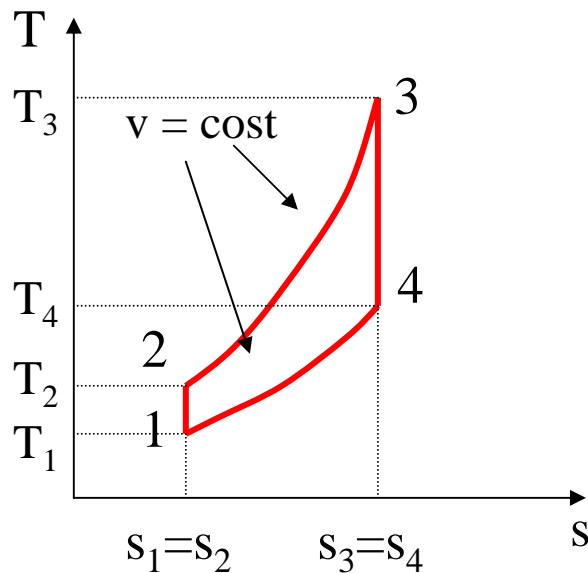
$$\eta_{t,Carnot} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

CICLI TERMODINAMICI DIRETTI A GAS



Ciclo OTTO ideale ad aria standard
(ciclo di riferimento per i motori alternativi a combustione interna a benzina)

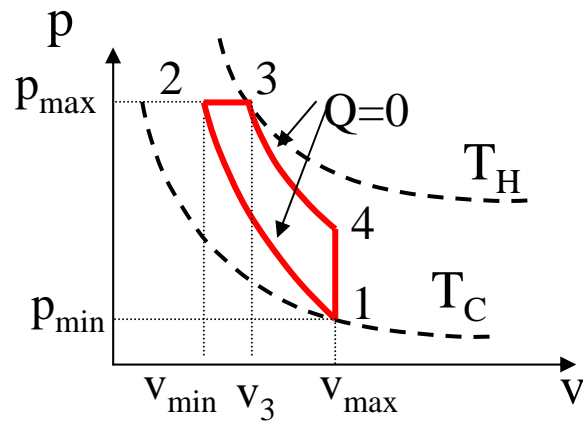
- 1-2 Compressione adiabatica reversibile
- 2-3 Somministrazione di calore a volume costante
- 3-4 Espansione adiabatica reversibile
- 4-1 Cessione di calore a volume costante



$$\eta_{t,Otto} = 1 - \frac{T_4 - T_1}{T_3 - T_2} = 1 - \frac{1}{\rho^{k-1}}$$

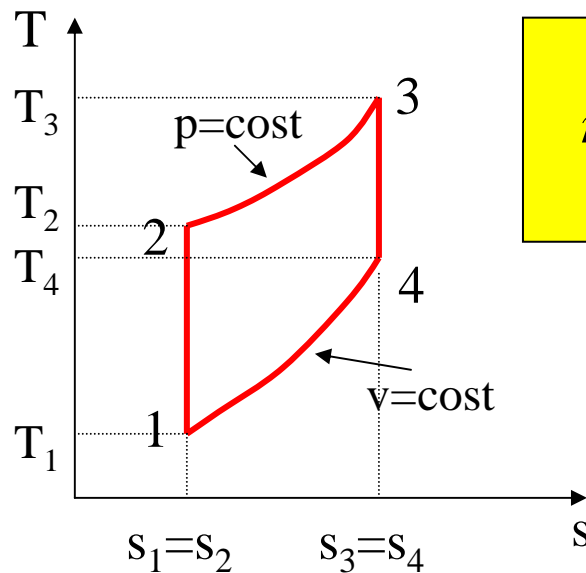
dove $\rho = \frac{v_{\max}}{v_{\min}}$ Rapporto volumetrico di compressione

Cicli termodinamici diretti a gas



Ciclo DIESEL ideale ad aria standard
(ciclo di riferimento per i motori alternativi a combustione interna a gasolio)

- 1-2 Compressione adiabatica reversibile
- 2-3 Somministrazione di calore a pressione costante
- 3-4 Espansione adiabatica reversibile
- 4-1 Cessione di calore a volume costante



$$\eta_{t,Diesel} = 1 - \frac{T_4 - T_1}{k(T_3 - T_2)} = 1 - \frac{1}{\rho^{k-1}} \left[\frac{\tau^k - 1}{k(\tau - 1)} \right]$$

dove $\rho = \frac{v_{max}}{v_{min}}$ Rapporto volumetrico di compressione

$\tau = \frac{v_3}{v_{min}}$ Rapporto di cut-off

Cicli termodinamici diretti a gas

Ciclo OTTO ideale
ad aria standard

$$\eta_{t,Otto} = 1 - \frac{T_4 - T_1}{T_3 - T_2} = 1 - \frac{1}{\rho^{k-1}}$$

Ciclo DIESEL ideale
ad aria standard

$$\eta_{t,Diesel} = 1 - \frac{T_4 - T_1}{k(T_3 - T_2)} = 1 - \frac{1}{\rho^{k-1}} \left[\frac{\tau^k - 1}{k(\tau - 1)} \right]$$

dove $\rho = \frac{v_{\max}}{v_{\min}}$ $\tau = \frac{v_3}{v_{\min}}$

Il rendimento termico sia del ciclo di Otto che del ciclo di Diesel aumenta all'aumentare del rapporto di compressione ρ

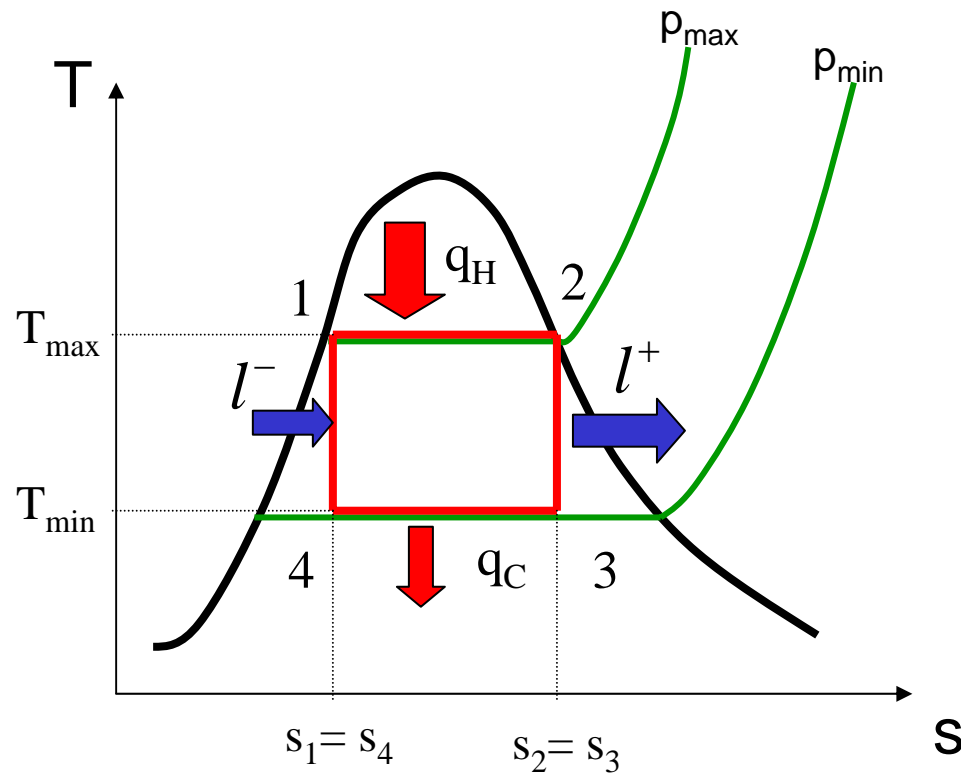
Poichè $\left[\frac{\tau^k - 1}{k(\tau - 1)} \right] \geq 1$ (=1 per $\tau = 1$) a parità di ρ

$$\eta_{t,Diesel} < \eta_{t,Otto}$$

Nei motori a ciclo Diesel si possono utilizzare rapporti di compressione molto più alti (tipicamente da 12 a 22) che nei motori a ciclo Otto (valori tipici da 7 a 10)

CICLI TERMODINAMICI DIRETTI A VAPORE

I cicli diretti a vapore vengono essenzialmente utilizzati negli impianti di potenza per la produzione di energia elettrica.



Ciclo ideale di Carnot a vapore

Si potrebbe pensare che, essendo il suo rendimento il massimo possibile ottenibile tra T_{\max} e T_{\min} , possa essere il ciclo di riferimento per gli impianti a vapore. In realtà presenta problemi quasi insormontabili per la sua realizzazione pratica.

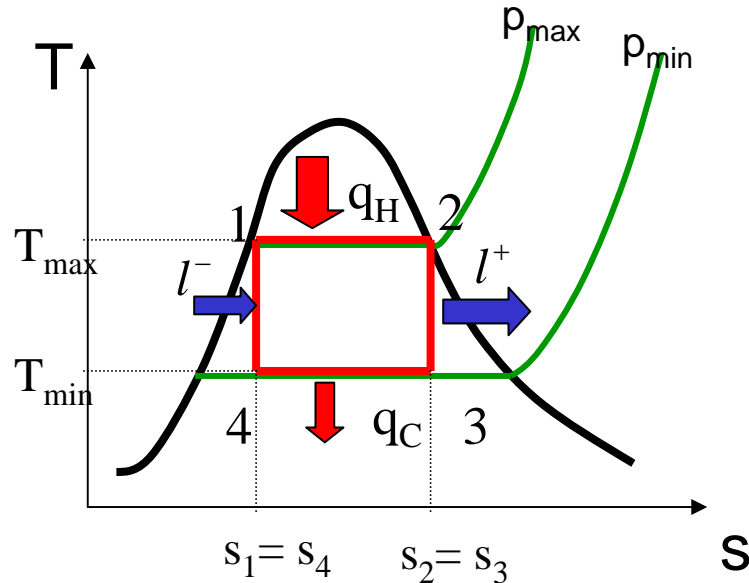
$$p_{\max} = p_1 = p_2 \quad p_{\min} = p_3 = p_4$$

$$T_{\max} = T_1 = T_2 = T_H \quad T_{\min} = T_3 = T_4 = T_C$$

Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo ideale di Carnot a vapore

- 1-2 Vaporizzazione isoterma e isobara
- 2-3 Espansione adiabatica reversibile
- 3-4 Condensazione isoterma e isobara
- 4-1 Compressione adiabatica reversibile



$$\eta_{t,Carnot} = \frac{l_{netto}}{q_H} = \frac{q_H - |q_C|}{q_H} = 1 - \frac{|q_C|}{q_H} =$$

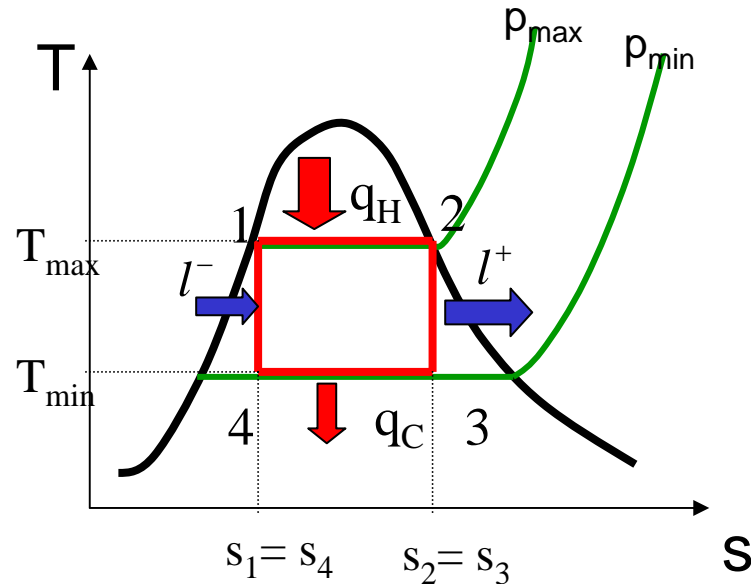
$$= 1 - \frac{T_C (s_3 - s_4)}{T_H (s_2 - s_1)} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$

$$\left. \begin{array}{l} q_H = h_2 - h_1 \\ |q_C| = h_3 - h_4 \end{array} \right\} q_{netto} = q_H - |q_C|$$

$$\left. \begin{array}{l} l^+ = l_{23} = h_2 - h_3 \\ |l^-| = |l_{34}| = h_1 - h_4 \end{array} \right\} l_{netto} = l^+ - |l^-|$$

Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo ideale di Carnot a vapore



Potenza meccanica netta

$$\dot{L}_{netta} = \dot{L}^+ - |\dot{L}^-| = \dot{m}(l^+ - |l^-|)$$

Potenza termica netta

$$\dot{Q}_{netta} = \dot{Q}_H - |\dot{Q}_C| = \dot{m}(q^+ - |q^-|)$$

$$\dot{L}_{netta} = \dot{Q}_{netta}$$

Il rapporto dei lavori indica quanto è elevato il lavoro negativo richiesto per far funzionare il ciclo rispetto a quello positivo ottenibile in turbina.

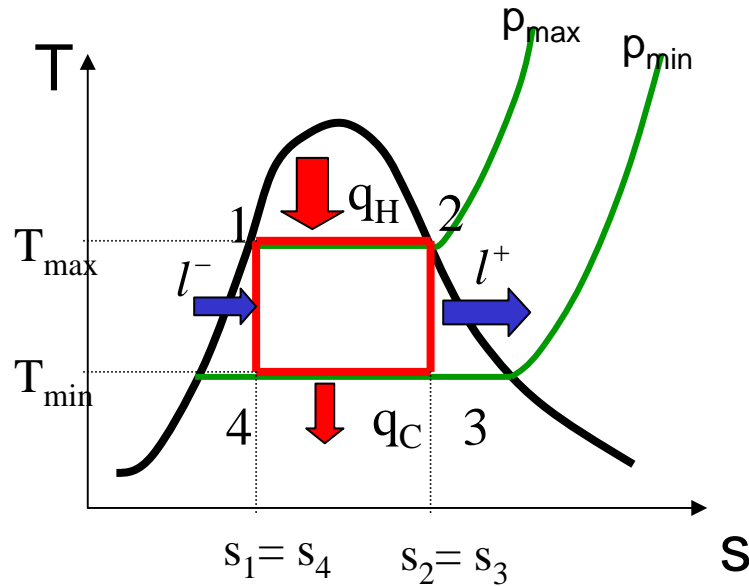
RL è anche un indicatore di sensibilità alle irreversibilità: più è alto meno il rendimento del ciclo si riduce per effetto delle irreversibilità

Rapporto dei lavori

$$RL = \frac{l_{netto}}{l^+} = \frac{l^+ - l^-}{l^+}$$

Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo ideale di Carnot a vapore



Vantaggi del ciclo di Carnot a vapore

- 1) Elevato rendimento teorico
- 2) Facilità di realizzazione delle trasformazioni isoterme 1-2 e 3-4 grazie all'uso di sistemi bifasici

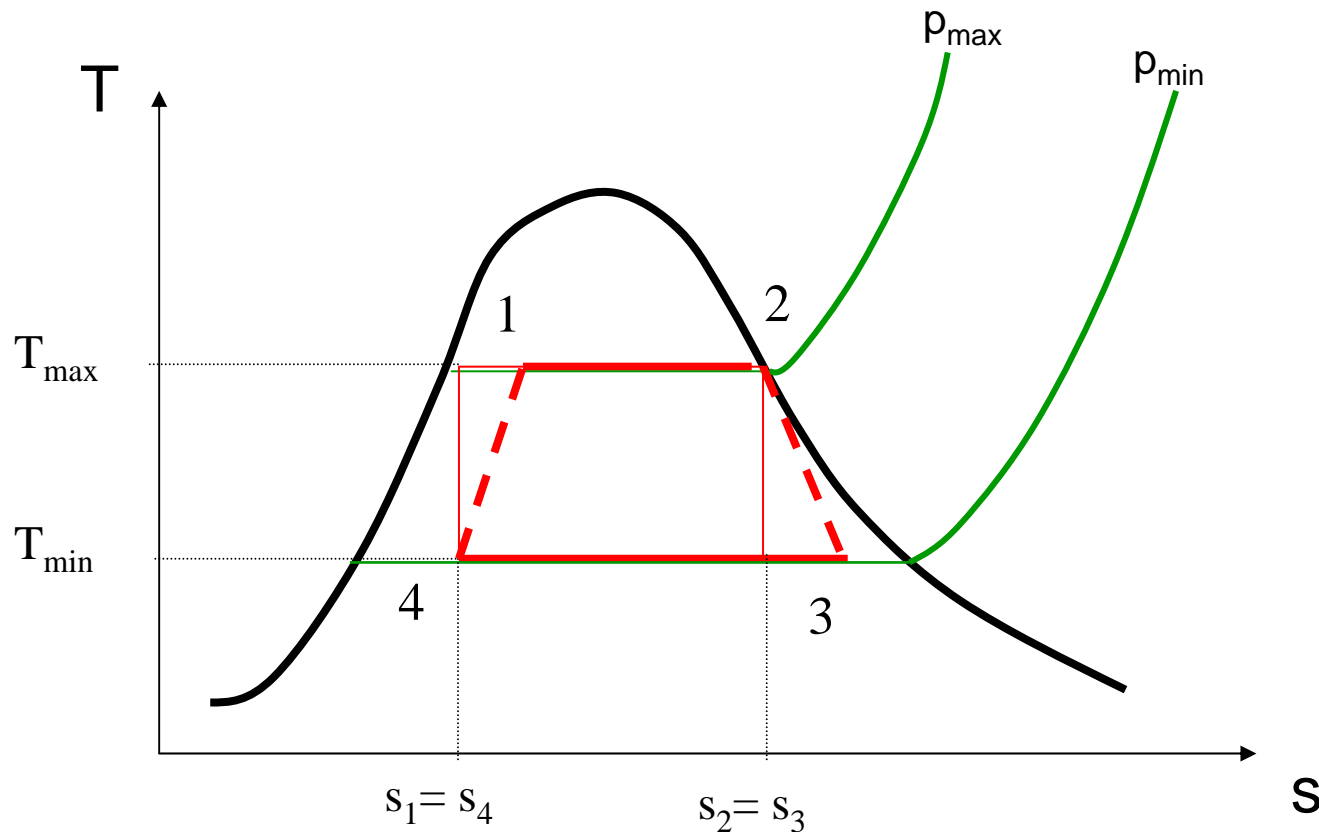
Svantaggi del ciclo di Carnot a vapore

- 1) L'uso di sistemi bifasici limita il valore della temperatura massima di ciclo.
- 2) L'espansione in turbina avviene in larga parte con presenza di liquido. Ciò provoca riduzione del rendimento della turbina e problemi di erosione delle pale. Non è ammissibile un titolo in turbina inferiore al 90%.
- 3) E' difficile riuscire ad arrestare il processo di condensazione nello stato 4.
- 4) La compressione avviene con un fluido bifase: il compressore avrebbe un rendimento molto basso e, a causa della presenza di liquido, sarebbe soggetto a danneggiamenti.
- 5) RL è sempre molto basso, per cui il ciclo è molto sensibile alle irreversibilità.

Cicli termodinamici diretti a vapore

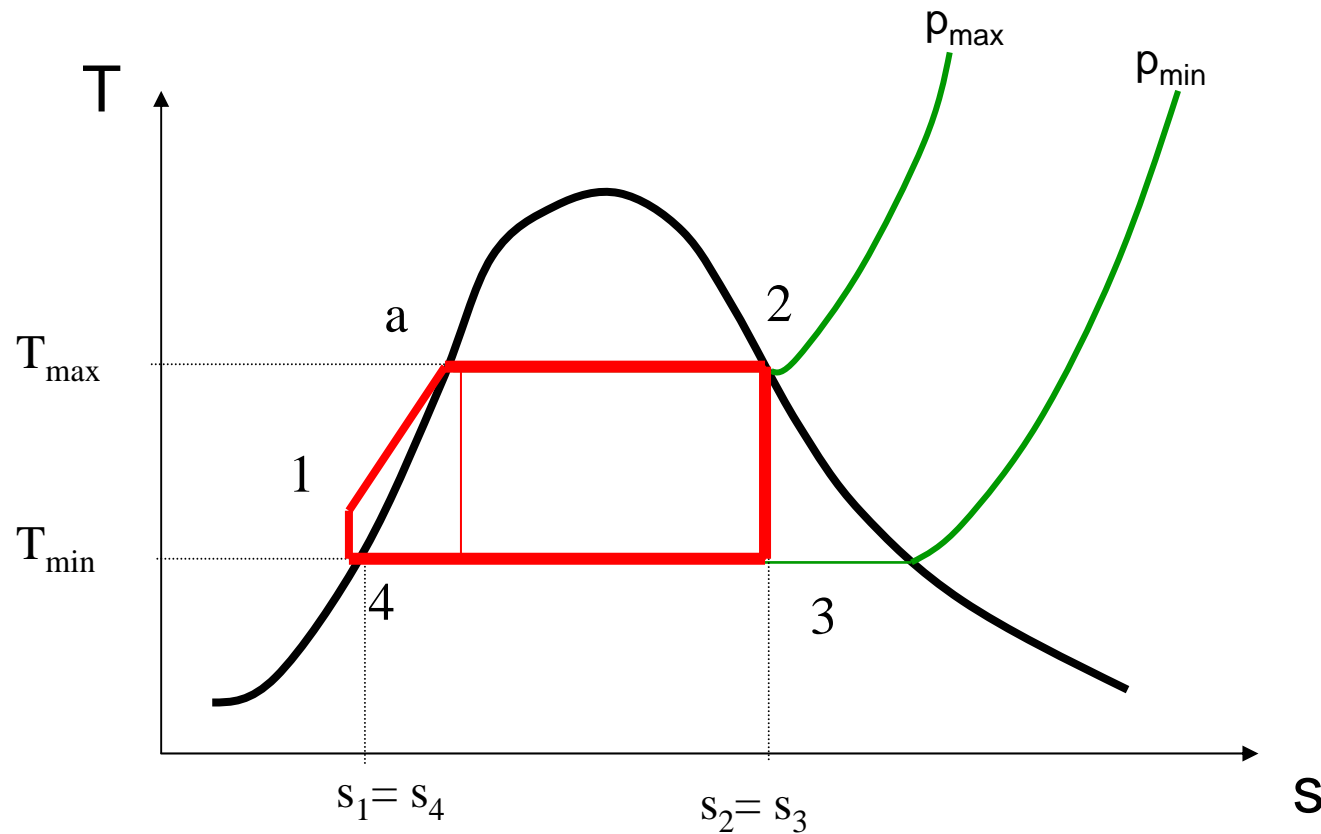
Ciclo di Carnot a vapore

Effetto delle irreversibilità sulle trasformazioni di espansione e di compressione



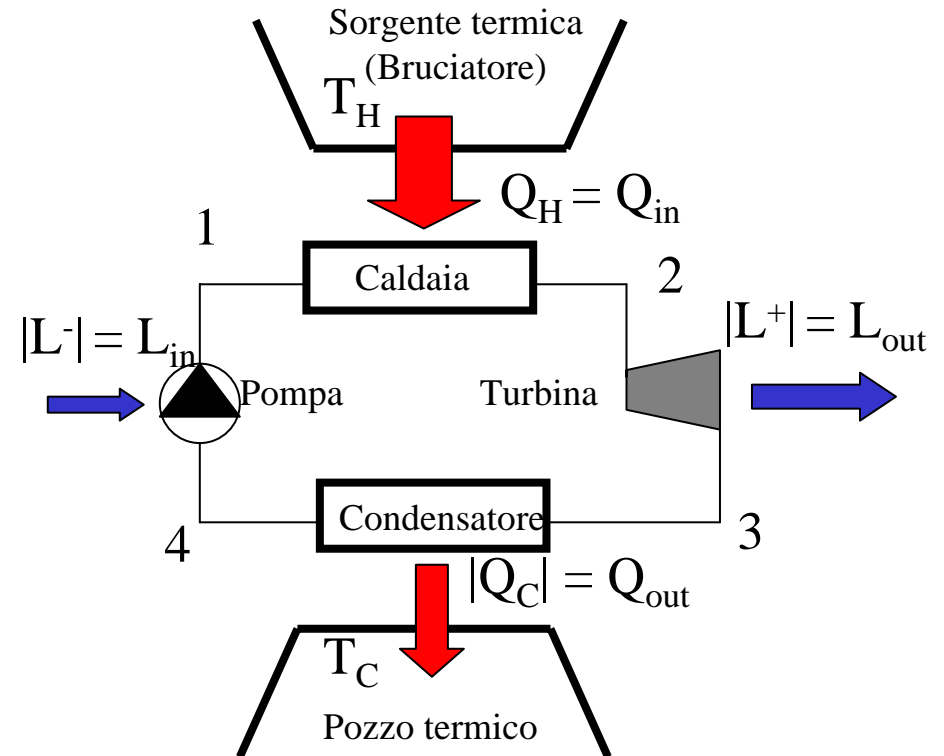
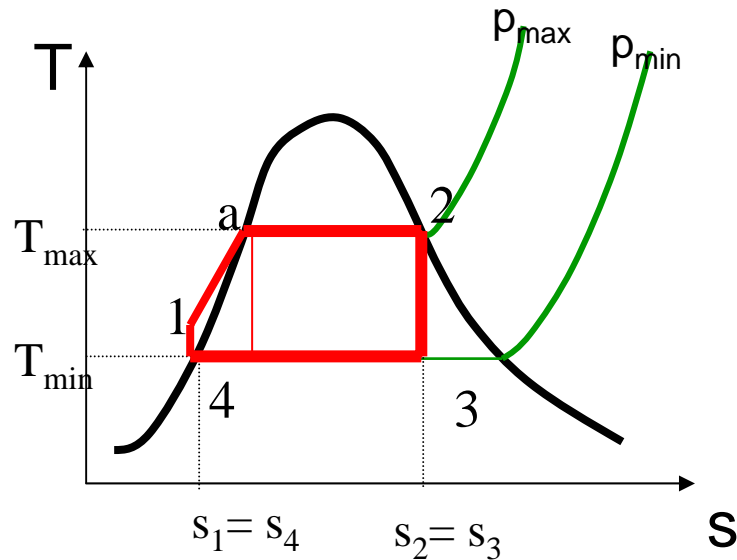
Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo di Rankine ideale a vapore saturo



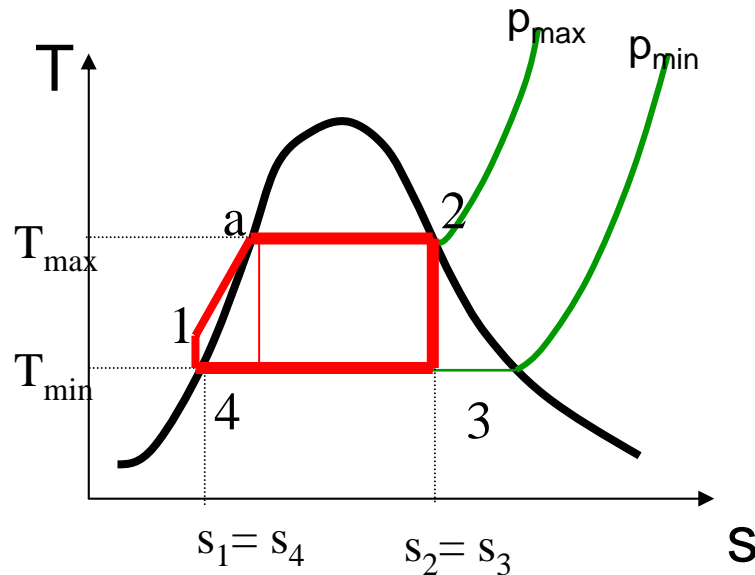
Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo di Rankine ideale a vapore saturo



Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo di Rankine ideale a vapore saturo



Trasformazione 1-2

$$l'_{12} = 0 \quad \Rightarrow \quad q_{in} = \frac{\dot{Q}_{in}}{\dot{m}} = q_{12} = h_1 - h_2$$

Trasformazione 2-3

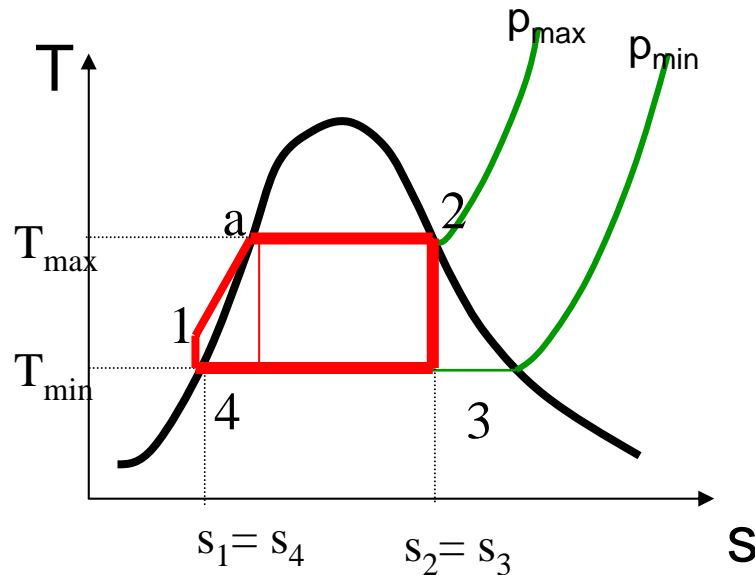
$$q_{12} = 0 \quad \Rightarrow \quad l'_t = \frac{\dot{L}_t}{\dot{m}} = l'_{23} = h_2 - h_3$$

Trasformazione 3-4

$$l'_{34} = 0 \quad \Rightarrow \quad q_{out} = \frac{\dot{Q}_{out}}{\dot{m}} = |q_{34}| = h_3 - h_4$$

Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo di Rankine ideale a vapore saturo



Trasformazione 4-1

$$q_{41} = 0 \quad \rightarrow \quad l'_p = \frac{\dot{L}_p}{\dot{m}} = |l'_{41}| = h_1 - h_4$$

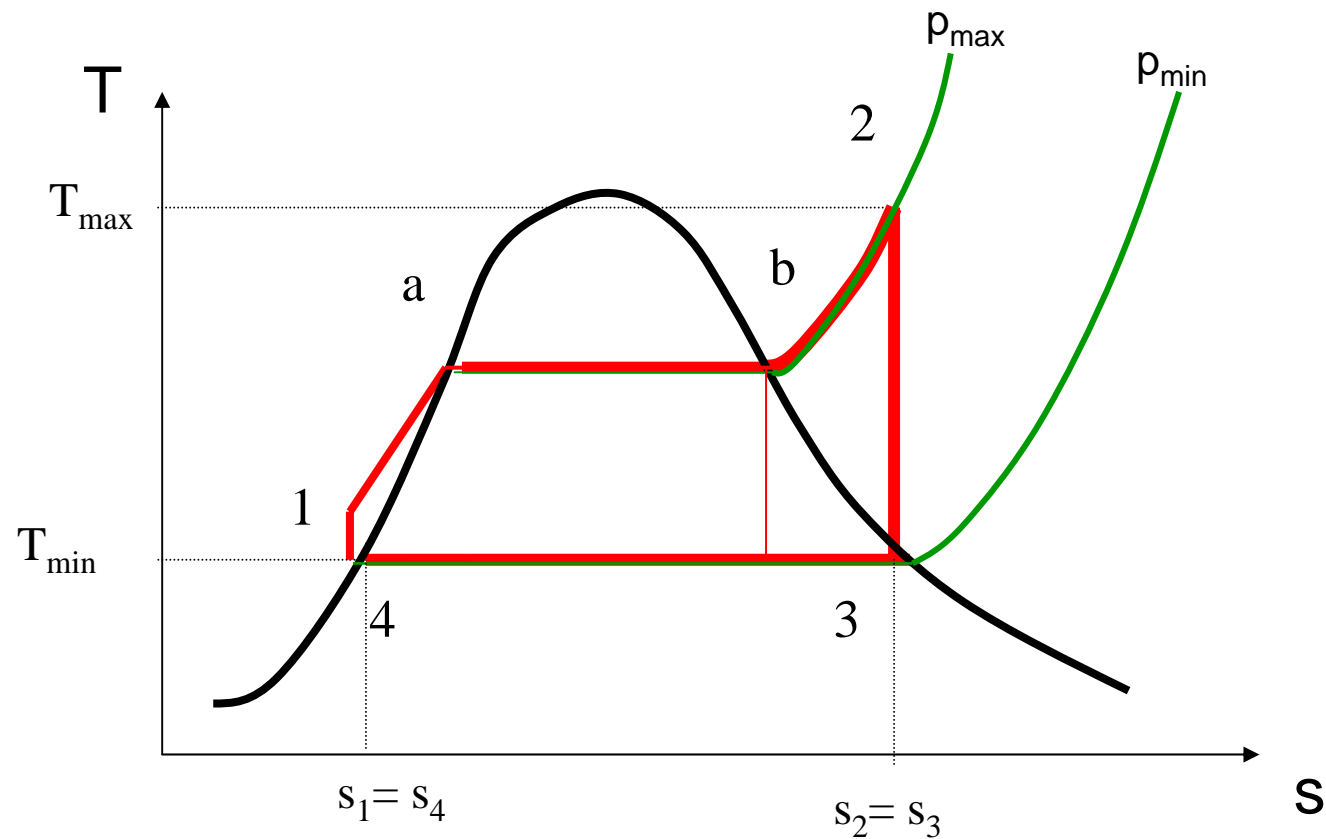
$$|l'_{41}| = h_1 - h_4 = \left| - \int_{p_4}^{p_1} v dp \right| \approx v(p_1 - p_4)$$

$$\eta_{t,Rankine} = 1 - \frac{|q_{out}|}{q_{in}} = 1 - \frac{h_3 - h_4}{h_2 - h_1}$$

$$\eta_{t,Rankine} < 1 - \frac{T_{min}}{T_{max}}$$

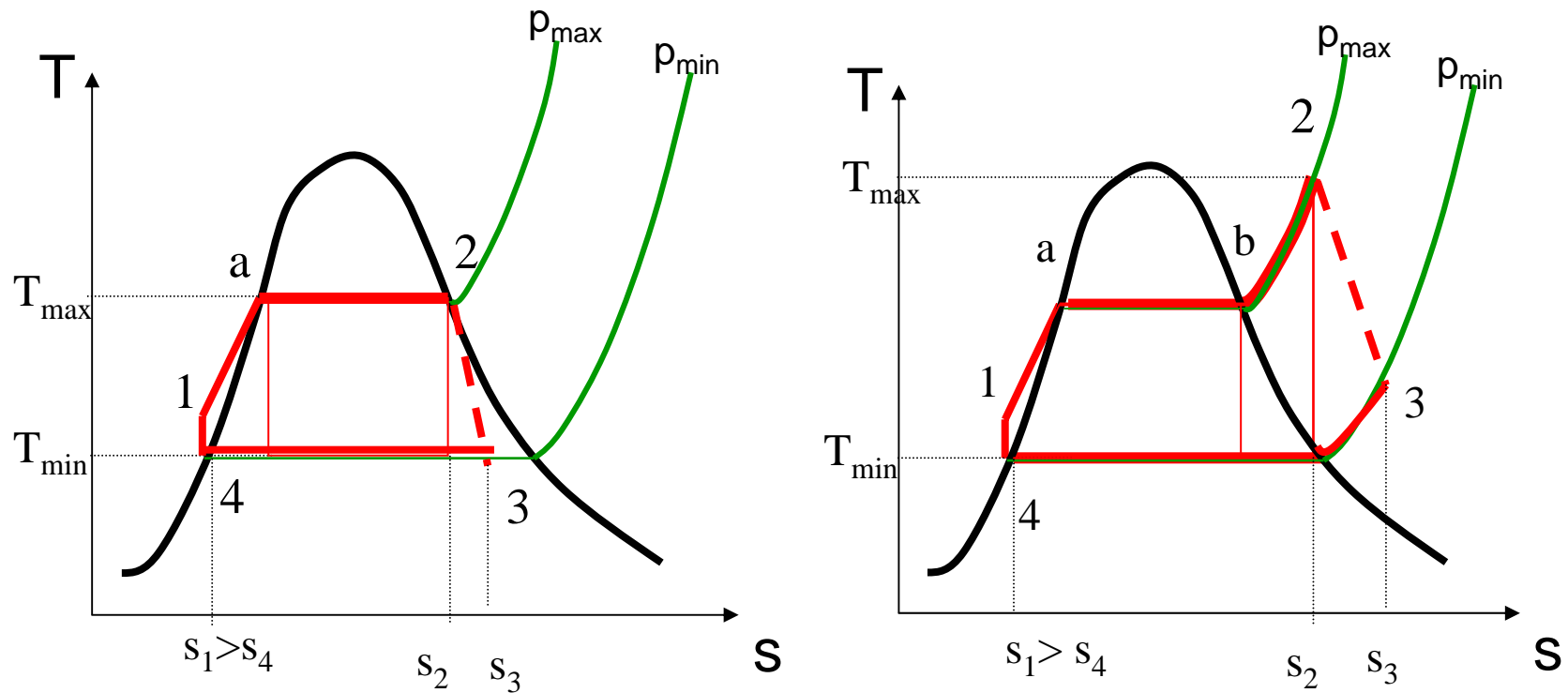
Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo di Rankine ideale a vapore surriscaldato



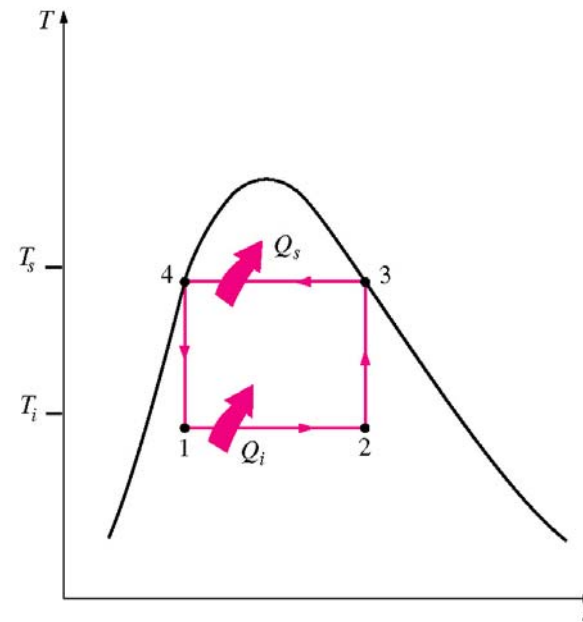
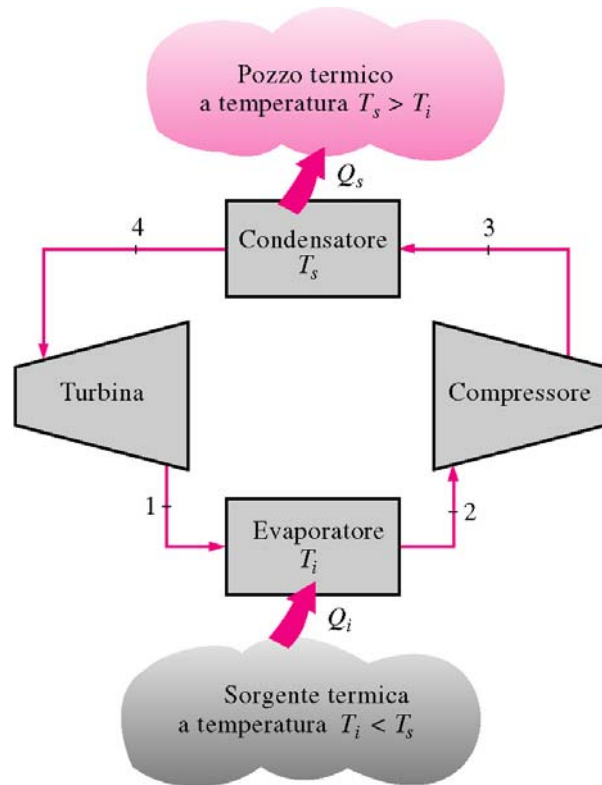
Cicli termodinamici diretti a vapore

Ciclo di Rankine: effetto delle irreversibilità



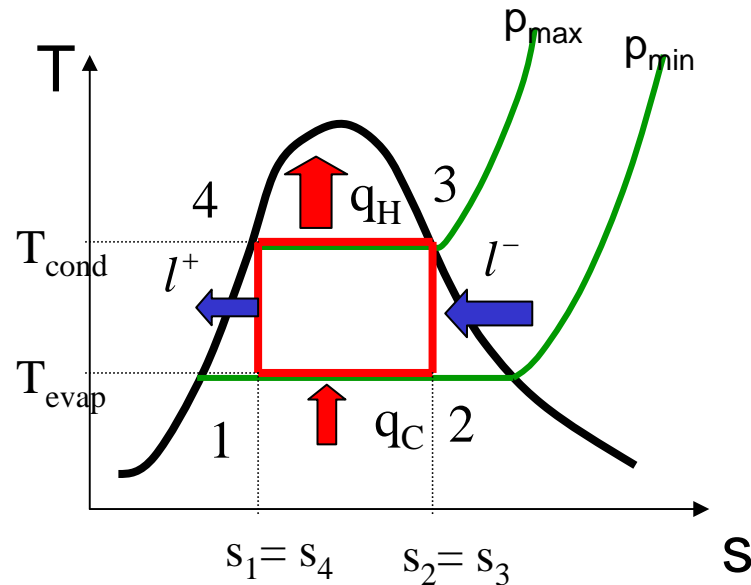
CICLI TERMODINAMICI INVERSI A VAPORE

Ciclo inverso ideale di Carnot



Cicli termodinamici inversi a vapore

Ciclo ideale di Carnot con $T_{\text{cond}} = T_H$ e $T_{\text{evap}} = T_C$



$$T_H = T_{\text{cond}}$$

$$T_C = T_{\text{evap}}$$

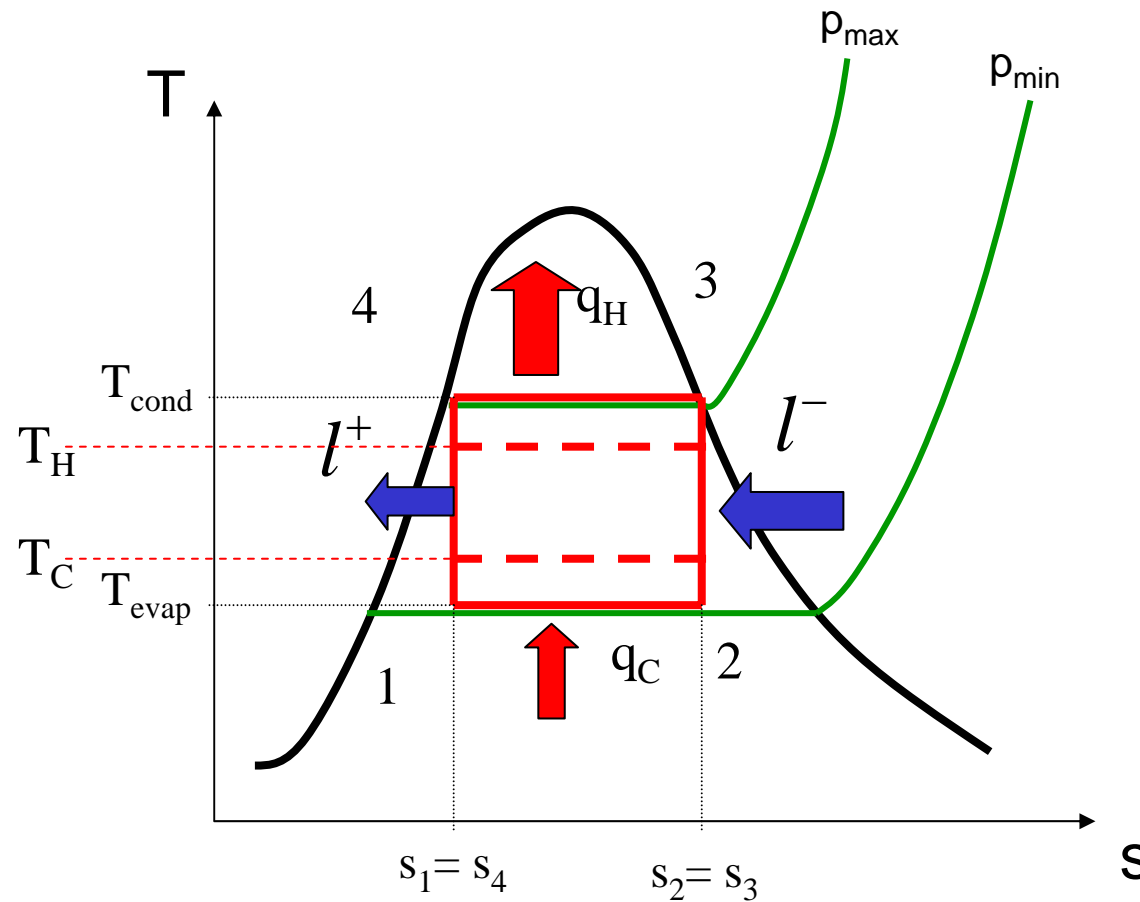
$$COP_{f,Carnot} = \frac{q_C}{l'_{\text{netto}}} = \frac{q_C}{|q_H| - q_C} = \frac{\text{area}(1-2-s_2-s_1)}{\text{area}(1-2-3-4)}$$

$$COP_{f,Carnot} = \frac{T_C (s_2 - s_1)}{(T_H - T_C)(s_3 - s_4)} = \frac{T_C}{(T_H - T_C)}$$

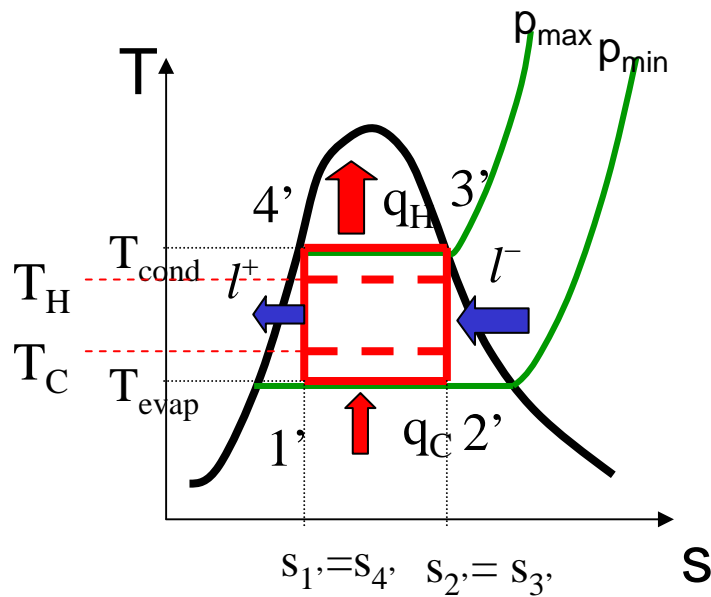
$$COP_{f,Carnot} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_C} - 1}$$

Cicli termodinamici inversi a vapore

Ciclo ideale di Carnot con $T_{\text{cond}} > T_H$ e $T_{\text{evap}} < T_C$



Cicli termodinamici inversi a vapore



$$T_H < T_{cond}$$

$$T_C > T_{evap}$$

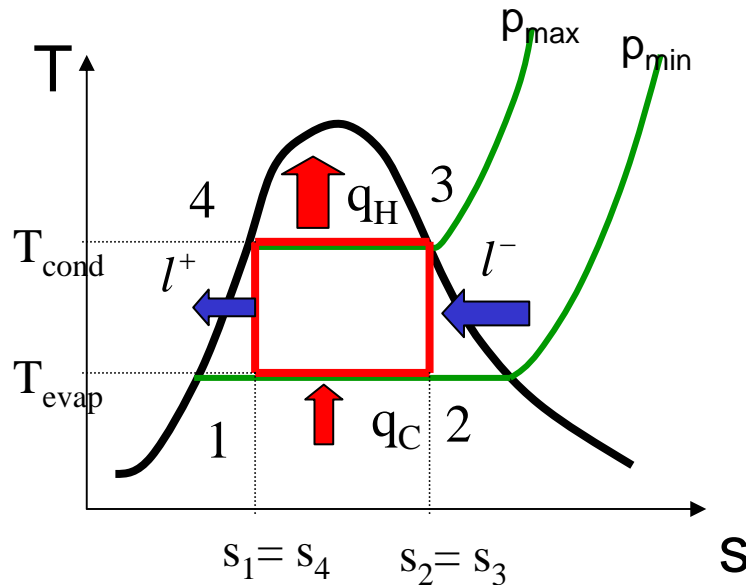
$$COP_{f,Carnot} = \frac{q_C}{l'_{netto}} = \frac{q_c}{|q_H| - q_c} = \frac{\text{area}(1'-2'-s_2'-s_1')}{\text{area}(1'-2'-3'-4')}$$

$$COP_{f,Carnot} = \frac{T_{evap} (s_2' - s_1')}{(T_{cond} - T_{evap})(s_3' - s_4')} = \frac{T_{evap}}{(T_{cond} - T_{evap})}$$

$$COP_{f,Carnot}' = \frac{1}{\frac{T_{cond}}{T_{evap}} - 1} < \frac{1}{\frac{T_H}{T_C} - 1}$$

Cicli termodinamici inversi a vapore

Frigorifero di Carnot



$$q - l' = (h_{out} - h_{in}) + \frac{1}{2}(w_{out} - w_{in}) + g(z_{out} - z_{in})$$

Trasformazione 1-2:
Evaporazione isobara e isoterma $l'_{12} = 0$

$$q_{12} = q_C = (h_2 - h_1) = r(x_2 - x_1)$$

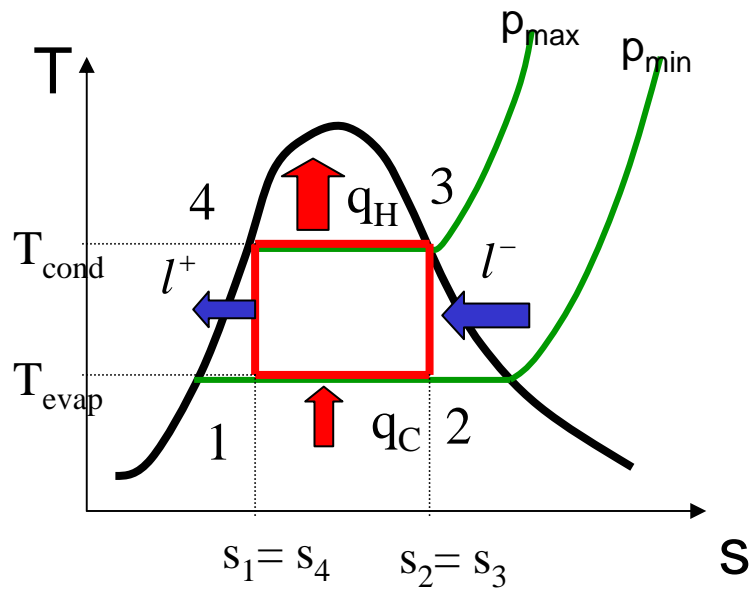
Effetto frigorifero

Trasformazione 2-3:
Compressione isoentropica

$$|l'_{23}| = (h_3 - h_2) = l'_{compr}$$

$$q_{23} = 0$$

Cicli termodinamici inversi a vapore



Trasformazione 3-4:

$$l'_{34} = 0$$

Condensazione isobara e isoterma

$$|q_{34}| = |q_H| = (h_3 - h_4)$$

Trasformazione 4-1:

$$q_{41} = 0$$

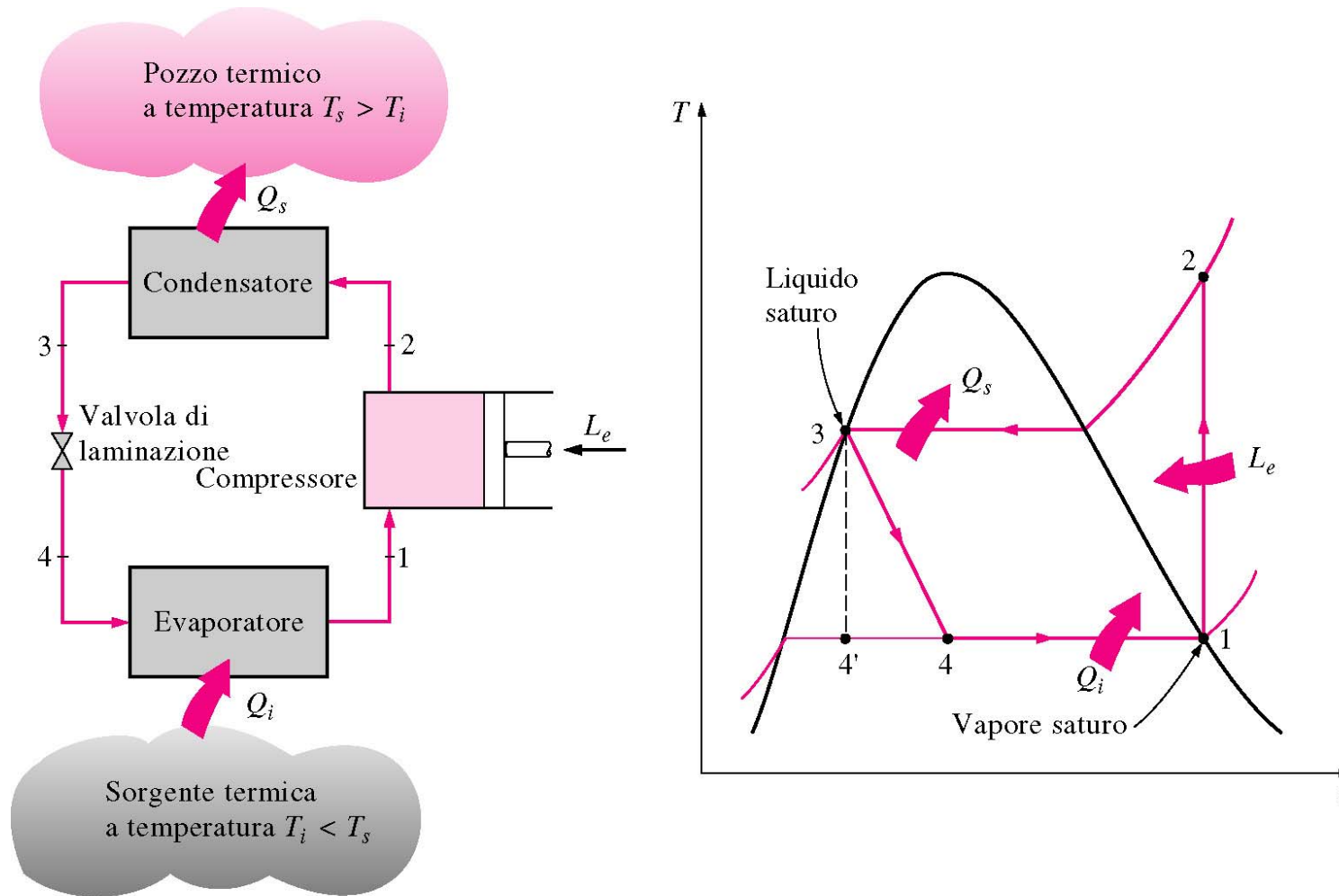
Espansione isoentropica

$$|l'_{23}| = (h_3 - h_2) = l'_{compr}$$

$$COP_{f,Carnot} = \frac{h_2 - h_1}{(h_3 - h_2) - (h_4 - h_1)}$$

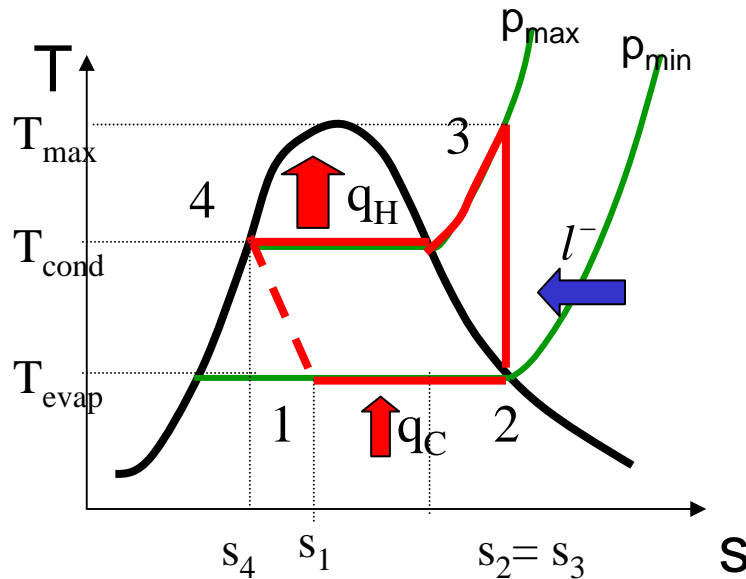
Cicli termodinamici inversi a vapore

Ciclo inverso a semplice compressione di vapore



Cicli termodinamici inversi a vapore

Ciclo inverso a semplice compressione di vapore



Effetto frigorifero

$$q_{12} = q_C = (h_2 - h_1) = r(1 - x_1)$$

$$\dot{Q}_C = \dot{m} q_{12} \quad \text{Potenza frigorifera}$$

Potenza del compressore

$$l'_{compr} = |l'_{23}| = (h_3 - h_2)$$

$$\dot{L}_{compr} = \dot{m} l'_{compr}$$

$$COP_f = \frac{h_2 - h_1}{h_3 - h_2} < COP_{f,Carnot}$$