

# ARGOMENTI DEL PRE-CORSO

---

---

## 1. Introduzione:

- a. Grandezze fisiche e unità di misura
- b. Richiami di matematica

## 2. Vettori

## 3. Meccanica

- a. Cinematica (velocità e accelerazione)
- b. Dinamica del punto materiale, Lavoro ed Energia
- c. Meccanica dei Fluidi

## 4. Calorimetria e Termodinamica

- a. Temperatura, scambi di calore
- b. Principi della Termodinamica





UNIVERSITÀ  
DEGLI STUDI DI BARI  
ALDO MORO

Dipartimento di  
Medicina  
Veterinaria



# Lezioni di Fisica

CALORIMETRIA e TERMODINAMICA  
Temperatura, Gas ideali, Calore,  
Principi della Termodinamica

Dott. Nicola Nicassio  
Dipartimento di Fisica  
[Nicola.Nicassio@uniba.it](mailto:Nicola.Nicassio@uniba.it)

# ...in questa lezione

- ✓ Introduzione a problema
- ✓ Temperatura e termometri
- ✓ Equilibrio termico e principio zero della termodinamica
- ✓ Dilatazione termica
- ✓ Legge dei gas e temperature assoluta
- ✓ Legge dei gas perfetti

# Introduzione al problema

PROBLEMA: studiare un sistema composto da un numero molto grande di particelle (atomi o molecole), come ad esempio le particelle contenute in una mole di gas ( $N \approx 6 \cdot 10^{23}$ ).

In questi casi è impossibile utilizzare solo le grandezze fisiche introdotte con lo studio della meccanica:  $\mathbf{v}$ ,  $\mathbf{a}$ ,  $\mathbf{F}$ ,  $m$ .

In questi casi si rinuncia ad una descrizione di ogni singola particella e si introducono nuove grandezze fisiche che forniscono una descrizione **complessiva** del sistema di particelle.

# Temperatura

# Temperatura

- Nella vita di tutti i giorni la **temperatura** è definita come una misura di quanto un oggetto sia **caldo** o **freddo**.
- In realtà, la temperatura è una misura dell'energia cinetica degli atomi che compongono gli oggetti.
- Molte proprietà della materia cambiano con la temperatura:
  - Espansione termica
  - Resistenza elettrica
  - Colore irraggiato degli oggetti ...

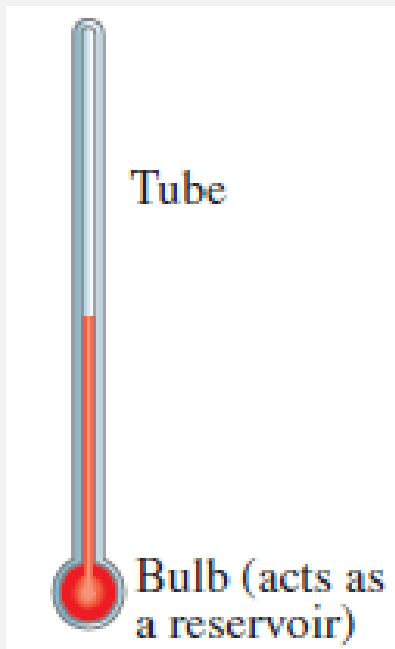


# Termometri

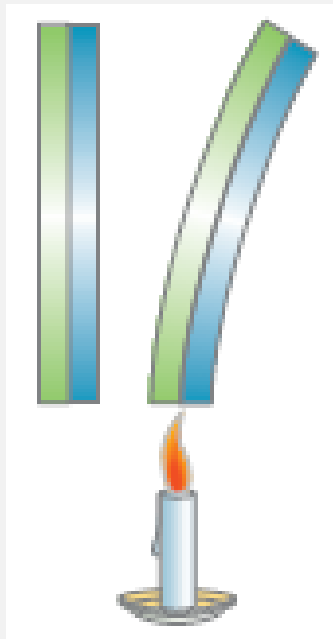
- Gli strumenti di misura della temperatura sono i termometri.
- Il loro principio di funzionamento si basa sempre su qualche proprietà della materia che cambia con la temperatura.

Espansione di un materiale

**Termometro a bulbo  
(mercurio o alcol)**



**Termometro a lamina  
bimetallica**

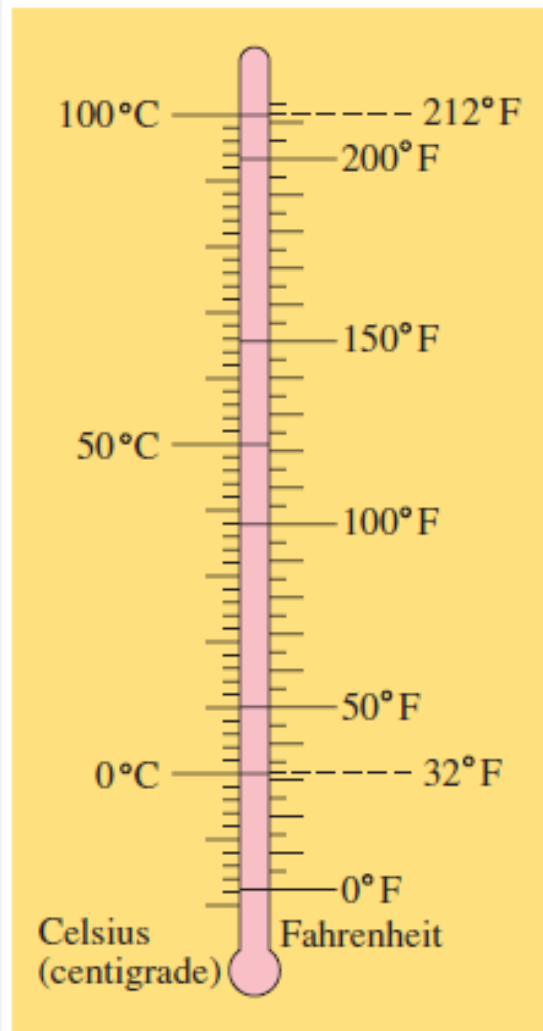


Variazione della resistenza elettrica

**Termometro digitale  
( a resistenza, termocoppie, termistori)**

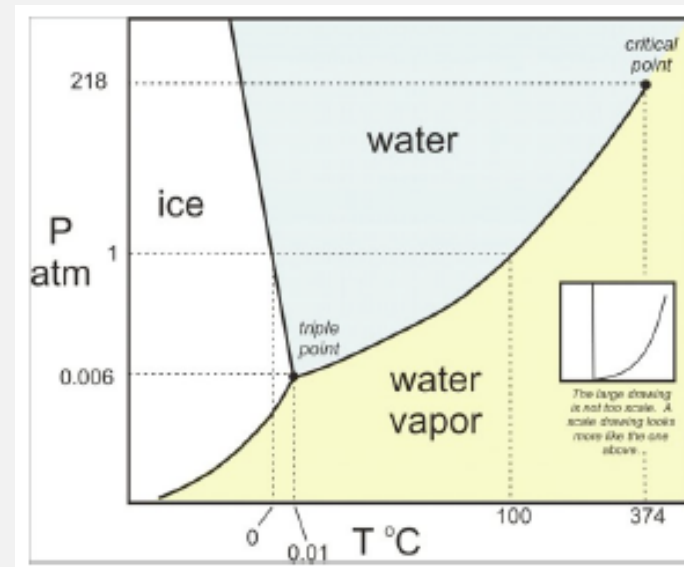


# Scale di Temperatura



Una scala di temperatura si definisce assegnando due valori arbitrari a due temperature facilmente riproducibili:

- Punto di congelamento dell'acqua =  $0^{\circ}\text{C} = 32^{\circ}\text{F}$
- Punto di ebollizione dell'acqua =  $100^{\circ}\text{C} = 212^{\circ}\text{F}$



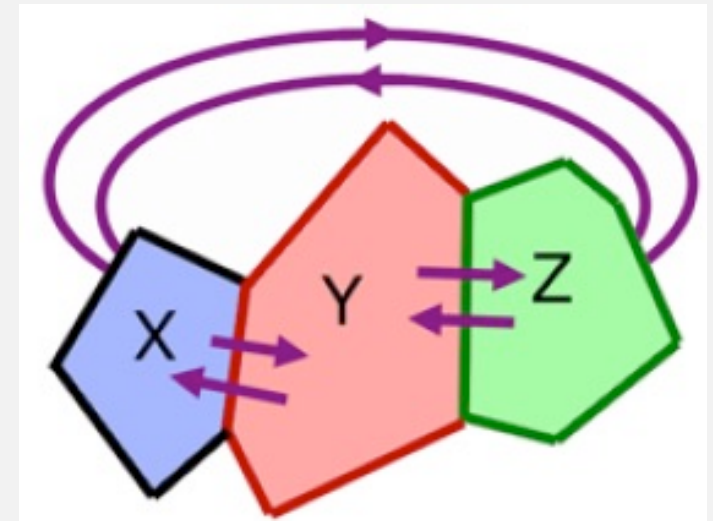
$$\frac{T(C)}{100} = \frac{T(F) - 32}{180} \quad \rightarrow \quad \begin{aligned} T(^{\circ}\text{C}) &= \frac{5}{9} [T(^{\circ}\text{F}) - 32] \\ T(^{\circ}\text{F}) &= \frac{9}{5} T(^{\circ}\text{C}) + 32. \end{aligned}$$



# Equilibrio termico (principio zero della termodinamica)

**Equilibrio termico:** se due oggetti sono in contatto termico, raggiungeranno la stessa temperatura.

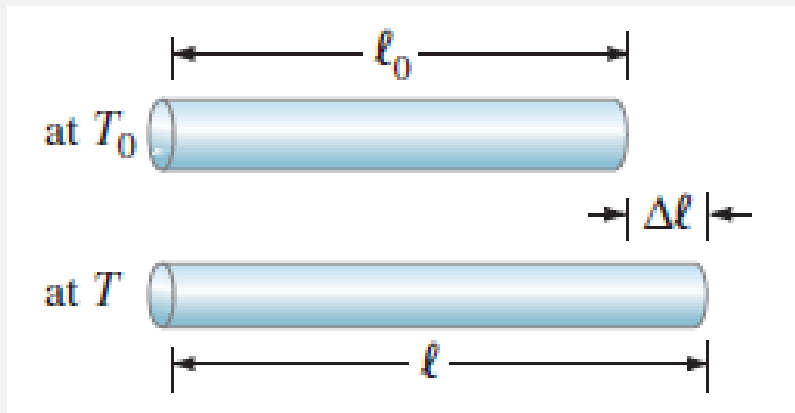
**Principio zero della termodinamica:** se due oggetti sono in equilibrio termico con un terzo corpo, sono in equilibrio termico fra di loro.



# Dilatazione termica

La maggior parte delle sostanze si espande quando viene riscaldata e si contrae se raffreddata.

## Espansione lineare



Variazione in lunghezza  $\Delta l$  e' proporzionale alla variazione di temperatura  $\Delta T$  ed alla lunghezza iniziale  $l_0$ .

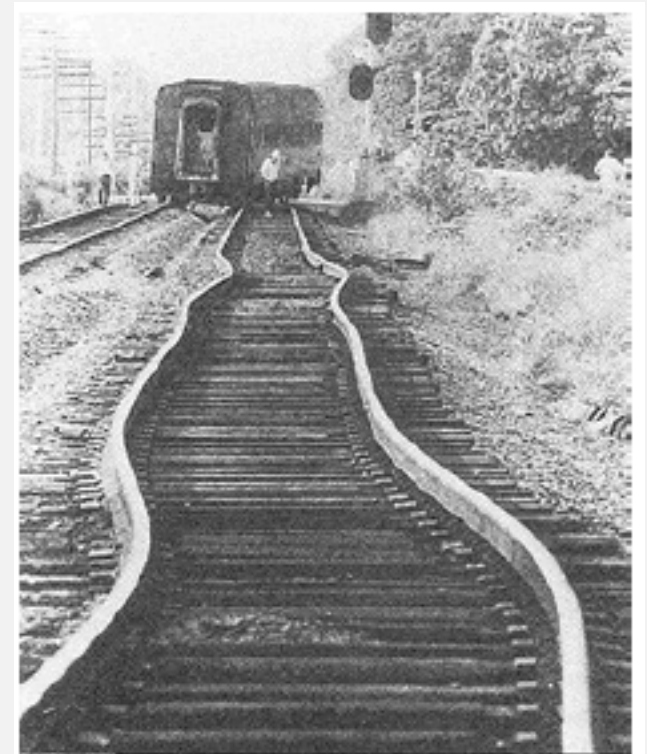
$$\Delta l = \alpha l_0 \Delta T, \quad l = l_0(1 + \alpha \Delta T)$$

(  $\alpha$  = coeff. di dilatazione lineare )

## Espansione in volume

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T,$$

(  $\beta$  = coeff. di dilatazione di volume )



# Gas ideali

# Leggi dei gas ideali

Il volume di un gas dipende fortemente anche dalla pressione oltre che dalla temperatura.

**Stato di equilibrio:** un sistema si dice in equilibrio se  $V$ ,  $P$ , e  $T$  sono le stesse in tutto il sistema e non cambiano nel tempo.

1. **Legge di Boyle** : a temperatura costante

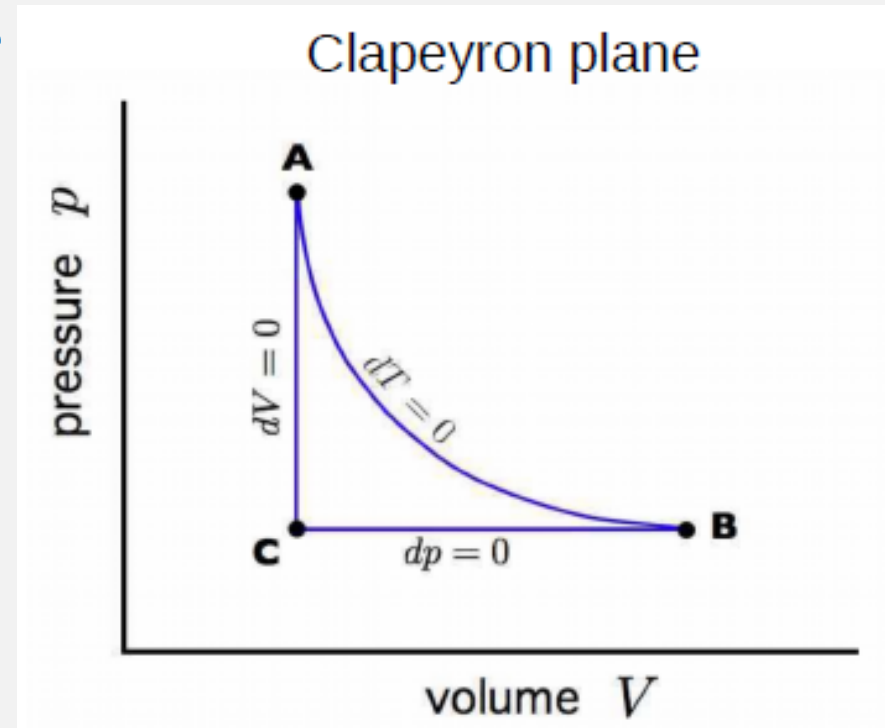
$$P \propto 1/V \quad \text{or} \quad PV = \text{const}$$

2. **Legge di Charles** : a pressione costante

$$V \propto T \quad \text{or} \quad V = V_0(1 + \alpha T(^{\circ}\text{C}))$$

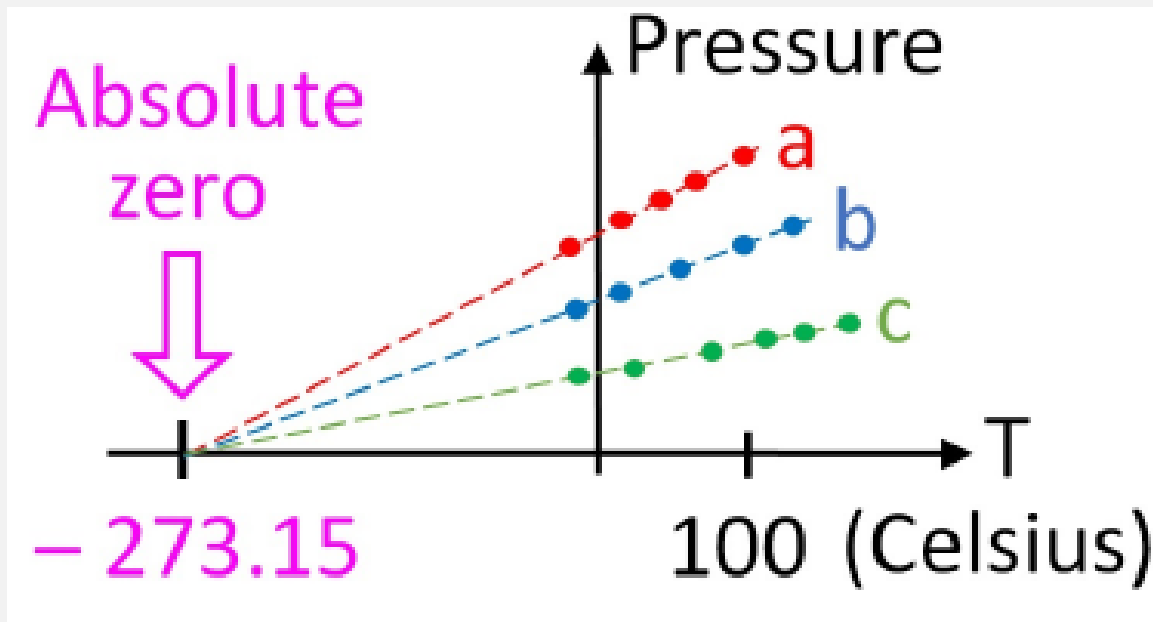
3. **Legge di Gay-Lussac**: a volume costante

$$P \propto T \quad \text{or} \quad P = P_0(1 + \alpha T(^{\circ}\text{C}))$$



# Scala assoluta delle temperature

- La legge di Charles è rappresentata da una linea retta nel piano pressione - temperatura.
- Per tutti i gas, le estrapolazioni di tali rette si incontrano a  $-273.15^{\circ}\text{C}$ .



zero assoluto

L'unità della scala assoluta è il Kelvin. Stesso numero di intervalli, ma punto fisso: zero assoluto.

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15.$$

# Equazione di stato

**Gas ideale:** un gas a temperature lontana dal punto di liquefazione ed a bassa pressione.

$$PV = nRT$$

**Equazione di stato dei gas ideali**

$n$  = numero di moli

$R$  = costante universal dei gas = 8.314 J/(mol · K)

Una mole ( o grammo-molecola) è la quantità di sostanza che contiene tanti atomi o molecole quante ve ne sono in 12g di carbonio 12.

Una mole ( o grammo-molecola) e' la quantita' di sostanza che contiene  $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$  atomi o molecole.

 **Numero di Avogadro**

# Avogadro e Boltzmann

**Legge di Avogadro** = Volumi uguali di gas alla stessa pressione e temperatura contengono lo stesso numero di molecole.

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \text{costante se } P, V, T \text{ sono fissati}$$

## Costante di Boltzmann

( Poichè il numero di molecole totali  $N$  in un gas è uguale al numero per mole, moltiplicato per il numero di moli (  $N = nN_A$  ) )

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{N}{N_A} RT = NkT$$

$k = R/N_A$   
costante di Boltzmann

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

# Calore



# ... discuteremo:

- ✓ Definizione di calore
- ✓ Esperimento di Joule
- ✓ Calorimetria
- ✓ Trasformazioni di stato
- ✓ Trasmissione del calore:
  - Conduzione,
  - Convezione
  - Irraggiamento

# Calore

- **Definizione di calore:** Energia in transito da un sistema a un altro **per il solo effetto** di una differenza di temperatura
- **Osservazione sperimentale:** Il calore **fluisce spontaneamente** da un oggetto a temperatura piu' **alta** ad uno a temperatura piu' **bassa**.
- **Definizione operativa:**

## 1. Unità di misura

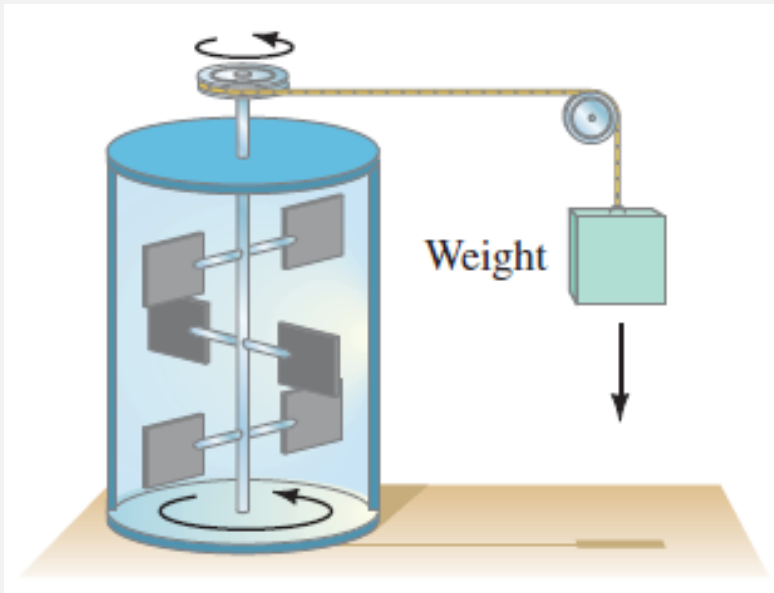
**Caloria** = Quantita' di calore necessaria ad innalzare di 1° C la temperatura di 1 g di acqua e farla passare da 14.5° C a 15.5 ° C.

**Kilocaloria** = Quantita' di calore necessaria ad innalzare di 1° C la temperatura di 1 kg di acqua e farla passare da 14.5° C a 15.5 ° C.

$$1\text{Kcal} = 1000 \text{ cal}$$

## 2. Esperimenti

# Esperimento di Joule



Nel dispositivo, il peso che cade provoca la rotazione dell'asta con le pale e l'attrito fra pale ed acqua fa innalzare leggermente la temperatura dell'acqua.

...con questo e molti altri esperimenti condotti a meta' '800, Joule determinò che:

Ad una data quantità di lavoro compiuto era equivalente sempre una data quantità di calore trasferito.

$$4.186 \text{ J} = 1 \text{ cal};$$

$$4.186 \text{ kJ} = 1 \text{ kcal}.$$

equivalente meccanico  
della caloria

Il **calore** è il **modo attraverso il quale l'energia viene trasferita** da un corpo ad un altro a **causa di una differenza di temperatura.**

# Sistemi termodinamici

- Un **sistema** è qualsiasi oggetto o insieme di oggetti che si prende in considerazione.
- L'**ambiente** rappresenta tutto il resto dell'Universo.
  - **sistema chiuso** = **non** scambia massa, ma puo' scambiare energia;
  - **sistema aperto** = **scambia** massa ed energia;
  - **sistema isolato** = **non scambia** ne' massa ne' energia.

Se il Sistema è **isolato**, si applica la conservazione dell'energia:

$$\text{calore guadagnato} = \text{calore ceduto}$$

# Convenzione dei segni del calore

- Abbiamo visto che il calore assorbito o ceduto da un Sistema termodinamico corrisponde ad uno scambio di energia tra il Sistema e l'ambiente.
- Unita' di misura e' il Joule (J).
- Un Sistema termodinamico puo':
  - assorbire calore  $Q > 0$
  - **cedere calore**  $Q < 0$
  - compiere lavoro  $W > 0$
  - subire lavoro  $W < 0$

# Trasferimento di calore

- La quantità di calore  $Q$  necessaria per far variare la temperatura di una particolare sostanza, è proporzionale alla massa  $m$  della sostanza ed alla variazione di temperatura  $\Delta t$ .

$$Q = mc(T_f - T_i)$$

$c$  = calore specifico

$$Q = c_n n(T_f - T_i)$$

$c$  = calore specifico  
molare

$$Q = C(T_f - T_i)$$

$C$  = capacità termica

Tali equazioni valgono solo se il sistema **NON** subisce variazioni di fase, da solido a liquido (o viceversa) o da liquido a vapore...

# Trasformazioni di stato

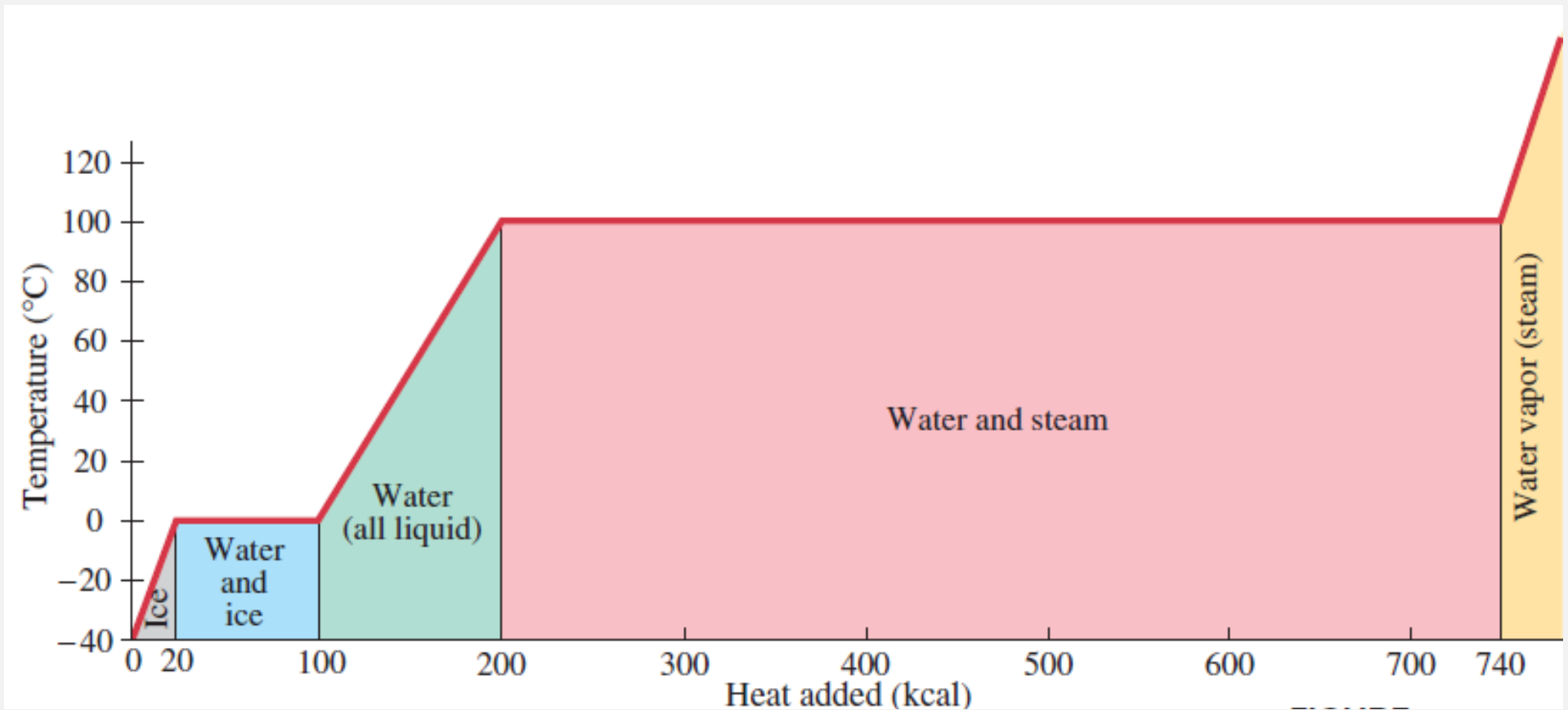
Come si puo' descrivere una trasformazione di stato di stato di un Sistema termodinamico?

Esempio: un blocco di ghiaccio a temperatura iniziale  $T_i = -40^\circ \text{ C}$  che assorbe calore trasformandosi in acqua a temperatura finale  $T_f = 100^\circ \text{ C}$

Sperimentalmente si osserva che:

1. Il ghiaccio assorbe calore fino alla temperatura  $T = 0^\circ \text{ C}$ ;
2. Il ghiaccio comincia a liquefarsi a temperature costante  $T_f = 0^\circ \text{ C}$ ;
3. Dopo essersi liquefatto completamente aumenta la sua temperatura fino a  $T_f = 100^\circ \text{ C}$ .

# Trasformazioni di stato



**Calore latente di fusione ( $L_f$ )** = calore richiesto per trasformare 1kg di una sostanza da solido a liquido

**Calore latente di evaporazione ( $L_v$ )** = calore richiesto per trasformare 1kg di una sostanza da liquido a vapore .



# Calore latente

Il calore coinvolto in un cambiamento di fase dipende non solo dal calore latente ma anche dalla massa.

$$Q = mL$$

(dove:

L = calore latente della particolare trasformazione e sostanza;

m = massa della sostanza;

Q = calore fornito o ceduto durante il passaggio di fase. )

...ricapitolando:

Fase 1: il ghiaccio assorbe il calore  $Q_1 = mc_g(T_{fus} - T_i)$  ;

Fase 2: la mistura acqua-ghiaccio assorbe il calore  $Q_2 = mL_F$  ;

Fase 3: l'acqua assorbe il calore  $Q_3 = mc_a(T_{ev} - T_{fus})$  ;

Fase 4: la mistura acqua-vapore assorbe il calore  $Q_4 = mL_v$  ;

$$Q_{tot} = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4$$

# Trasmissione del calore

Il calore si propaga per:

- **Conduzione** = **senza** trasporto di materia (solidi);
- **Convezione** = **con** trasporto di materia (fluidi);
- **irraggiamento** = per **onde elettromagnetiche** (anche nel vuoto);

I tre meccanismi, nella vita reale, possono verificarsi anche contemporaneamente.

# Conduzione

Nella **conduzione**, il calore ( l'energia cinetica legata al moto termico ) si propaga attraverso gli **urti molecolari** ( o atomici ) lungo tutto l'oggetto.

- nei metalli sono gli urti degli elettroni liberi fra di loro e con gli altri atomi a trasmettere il calore.
- La conduzione del calore ha luogo solo se e' presente una differenza di temperatura.

## Legge di Fourier

Il flusso di calore  $\Delta Q$  nell'intervallo di tempo  $\Delta t$

$$H = \frac{\Delta Q}{\Delta t} = k \cdot A \cdot \frac{T_1 - T_2}{l}$$

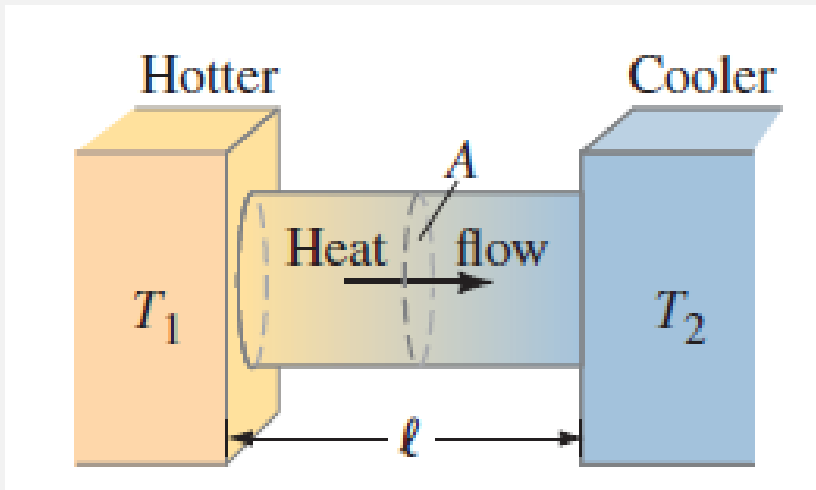
(dove:

A = area sezione trasversale dell'oggetto;

l = distanza fra le estremita';

T1 e T2 = differenza di temperatura;

**k = conduttivita' termica )**



# Conduzione

**TABLE 14-4**  
**Thermal Conductivities**

Substance	Thermal Conductivity, $k$	
	J ( $s \cdot m \cdot C^\circ$ )	kcal ( $s \cdot m \cdot C^\circ$ )
Silver	420	$10 \times 10^{-2}$
Copper	380	$9.2 \times 10^{-2}$
Aluminum	200	$5.0 \times 10^{-2}$
Steel	40	$1.1 \times 10^{-2}$
Ice	2	$5 \times 10^{-4}$
Glass	0.84	$2.0 \times 10^{-4}$
Brick	0.84	$2.0 \times 10^{-4}$
Concrete	0.84	$2.0 \times 10^{-4}$
Water	0.56	$1.4 \times 10^{-4}$
Human tissue	0.2	$0.5 \times 10^{-4}$
Wood	0.1	$0.3 \times 10^{-4}$
Fiberglass	0.048	$0.12 \times 10^{-4}$
Cork	0.042	$0.10 \times 10^{-4}$
Wool	0.040	$0.10 \times 10^{-4}$
Goose down	0.025	$0.060 \times 10^{-4}$
Polyurethane	0.024	$0.057 \times 10^{-4}$
Air	0.023	$0.055 \times 10^{-4}$

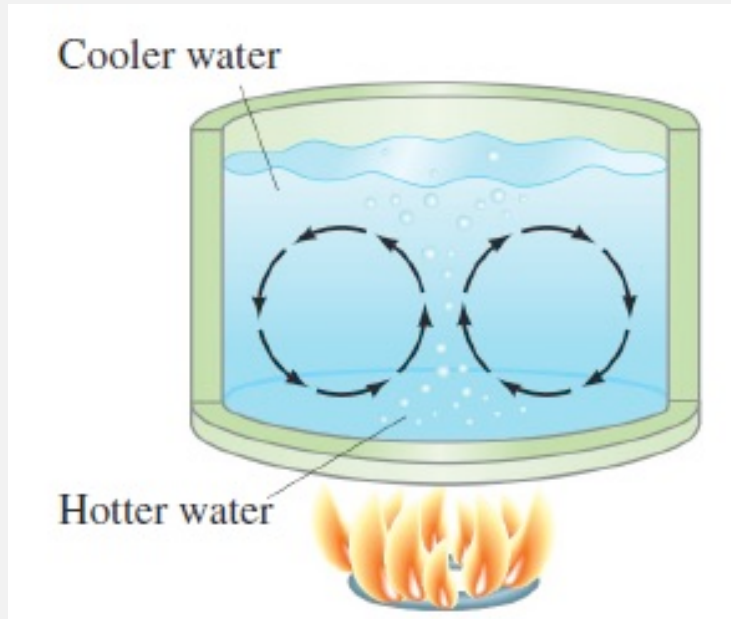
**Conduttori** = sostanze per le quali  $k$  è grande e trasmettono rapidamente il calore. (Esempi = metalli)

**Isolanti** = sostanze per le quali  $k$  è piccolo e trasmettono poco il calore.  
(Esempi = lana, fibra di vetro, poliuretano espanso e piuma d'oca)

L'aria è un buon isolante, le proprietà isolanti degli indumenta derivano da quelle dell'aria.

# Convezione

Nella **convezione** il calore si propaga attraverso il movimento di massa delle molecole da una regione all'altra, anche su distanze molto grandi.



La **temperatura** del fluido a contatto con una sorgente di calore, **aumenta**.



**Diminuisce** la sua **densità** e, per il principio di Archimede, riceve una spinta verso **l'alto**, richiamando, verso il **basso**, masse di fluido più **freddo**.

Esempi di convezione sono: caldaie, aria vicina ad un termosifone, acqua in una pentola, correnti oceaniche e venti.

# Irraggiamento

Nell'irraggiamento il calore viene trasmesso attraverso onde elettromagnetiche che non hanno bisogno di alcun mezzo per propagarsi. Quindi la trasmissione di calore avviene anche nel vuoto (o quasi).



## Legge di Stefan - Boltzmann

Si trova sperimentalmente che la potenza con cui un oggetto irradia energia è proporzionale alla quarta potenza della temperatura (K).

$$\frac{Q}{\Delta t} = \epsilon \sigma A T^4.$$

(dove:

A = superficie dell'oggetto;

$\sigma$  = **costante di Stefan - Boltzmann**

$\epsilon$  = **emissività** )

$$\sigma = 5.67 * 10^{-8} \text{ W}/(\text{m}^2\text{K}^4)$$

# Irraggiamento

- Le **superfici lucide** hanno una  $\varepsilon$  vicino a zero ed emettono meno radiazione. Esse assorbono anche solo una piccola quantità della radiazione che incide, la maggior parte viene riflessa.
- Le **superfici nere** hanno una  $\varepsilon$  vicino ad 1 ed assorbono la radiazione incidente. **Un buon assorbitore è anche un buon emettitore.**
- Se un oggetto ha temperatura  $T_1$  e si trova in un ambiente a temperatura  $T_2$ , la quantità netta di calore irraggiato dall'oggetto è:

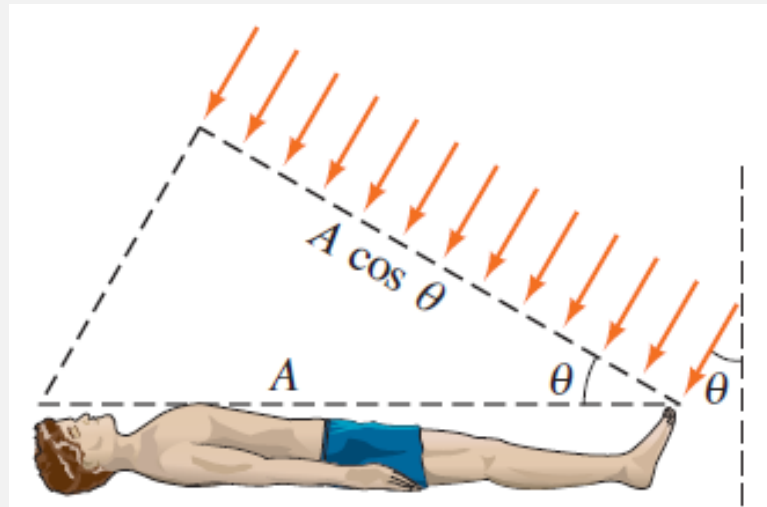
$$\frac{Q}{t} = \epsilon \sigma A (T_1^4 - T_2^4),$$

(l'oggetto irradia calore nell'ambiente e assorbe calore dall'ambiente)

# Energia irradiata dal sole

Il riscaldamento dovuto al sole si calcola sapendo che circa 1350 J di energia solare colpiscono 1 m<sup>2</sup> ( disposto ad angolo retto rispetto ai raggi del sole ) di atmosfera terrestre ogni secondo.

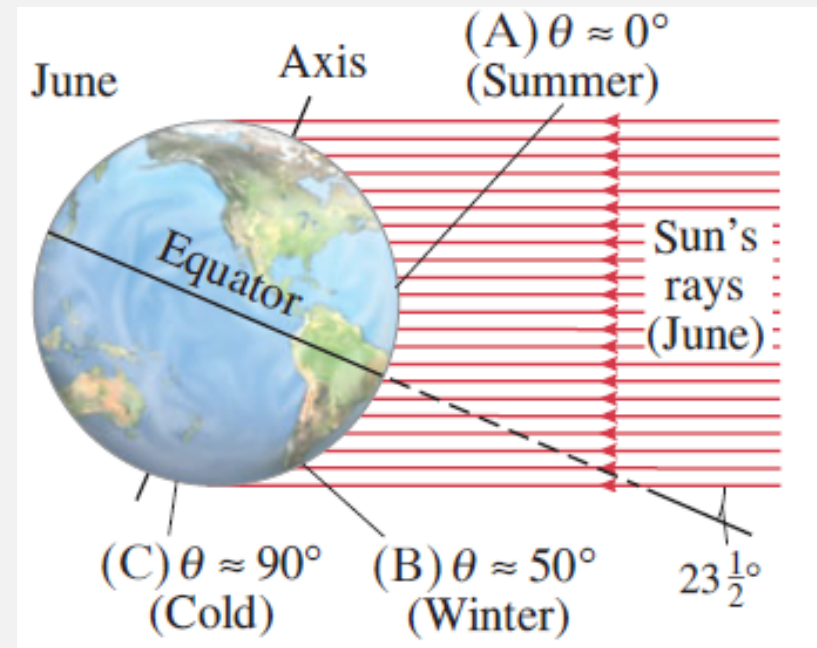
La **costante solare è 1350 W/m<sup>2</sup>**. L'atmosfera può assorbire anche il 70% a seconda della schermatura delle nuvole.



$$\frac{Q}{t} = (1000 \text{ W/m}^2) \epsilon A \cos \theta$$

area effettiva

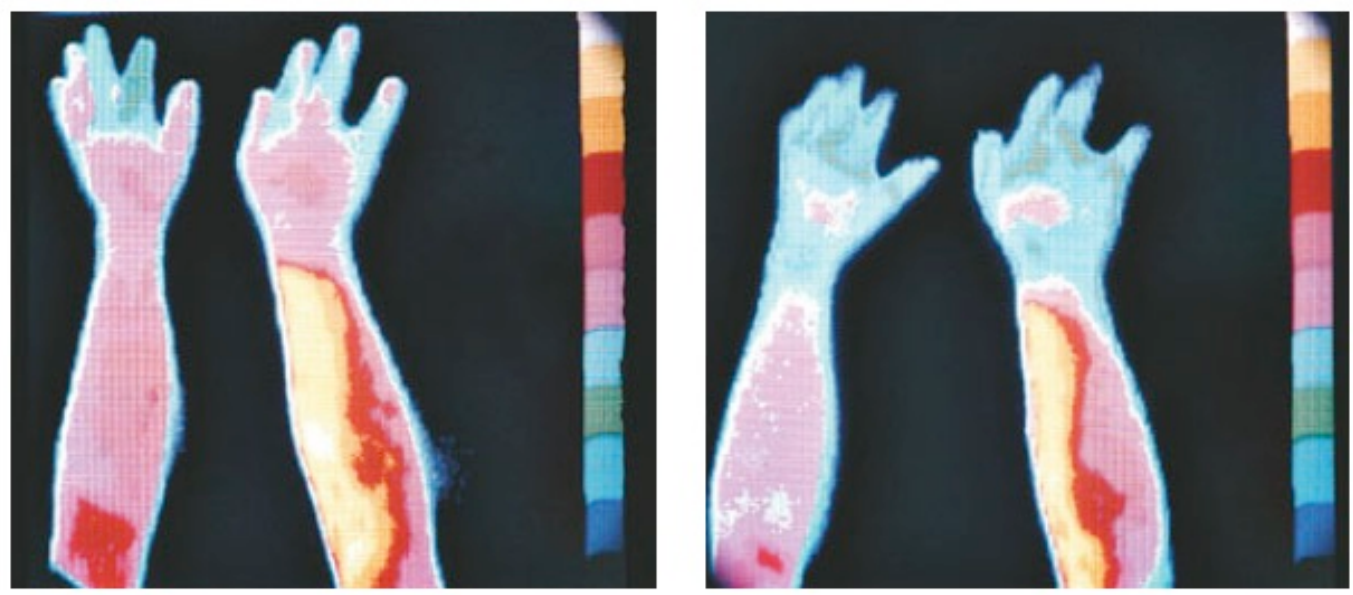
**Alternanza delle stagioni** ed esistenza **calotte polari** legate al fattore **cosθ**.





# Termografia

Un applicazione dell'irraggiamento termico in ambito diagnostico è la **termografia**.



Si rilevano le differenze di intensità di irraggiamento, e quindi di temperatura, in diverse parti del corpo. Le aree dove l'attività metabolica è più alta, come i tumori, hanno un maggiore irraggiamento.

# Principi della termodinamica

# ...in questa lezione

- ✓ Energia interna
- ✓ Primo principio della termodinamica
- ✓ Trasformazioni di un Sistema termodinamico
- ✓ Lavoro nelle trasformazioni
- ✓ Secondo principio della termodinamica
- ✓ Macchine termiche
- ✓ Entropia

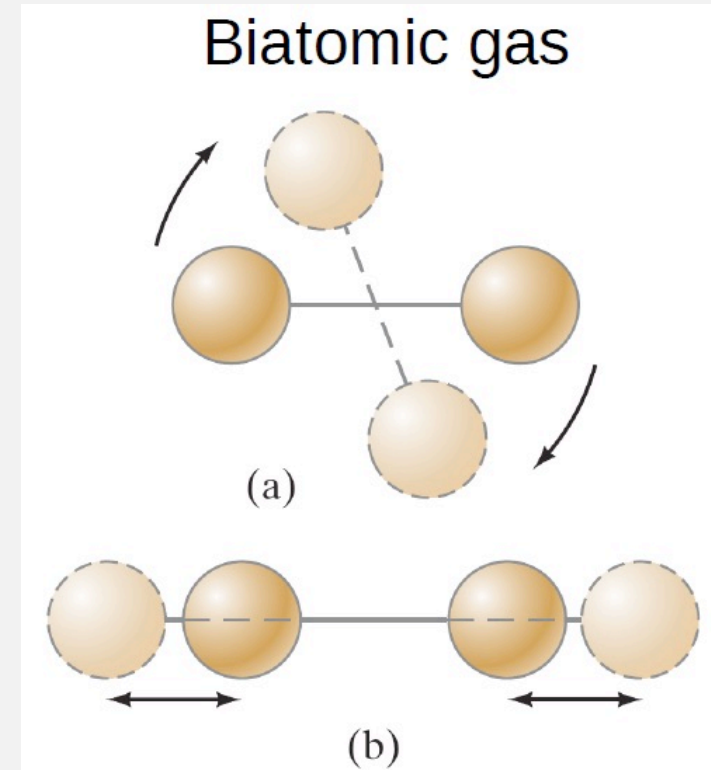
# Energia interna

**L'energia interna** è definita come la somma di tutta l'energia di tutte le molecole che compongono un sistema.

Nel caso di un gas ideale monoatomico l'energia interna e' la somma dell'energia cinetica di traslazione di tutti gli atomi, e quindi dipende da T ed n:

$$U = N \left( \frac{1}{2} m \overline{v^2} \right) = N \left( \frac{3}{2} kT \right) = \frac{3}{2} nRT$$

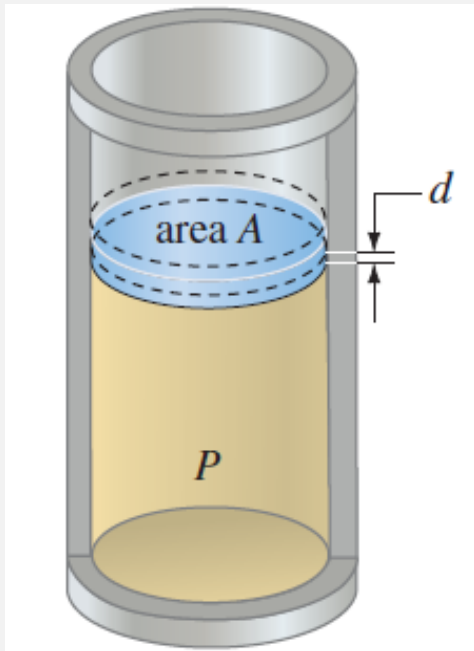
Se le molecole di gas contengono più di un atomo, allora si sommano anche **l'energia rotazionale e vibrazionale**.



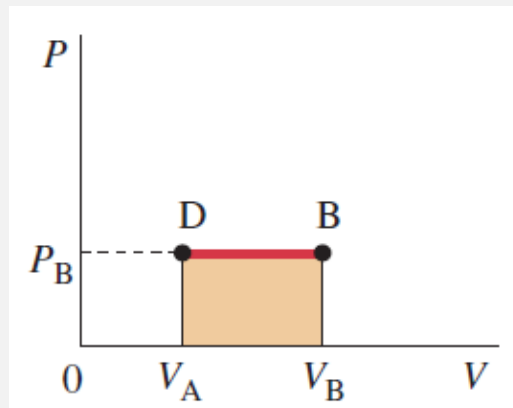
Per I liquidi o solidi, bisogna sommare anche l'energia potenziale elettrostatica associate alle forze tra gli atomi o molecole.

# Lavoro compiuto nelle trasformazioni

Il lavoro compiuto da un gas che si espande a **pressione costante** è dato da:

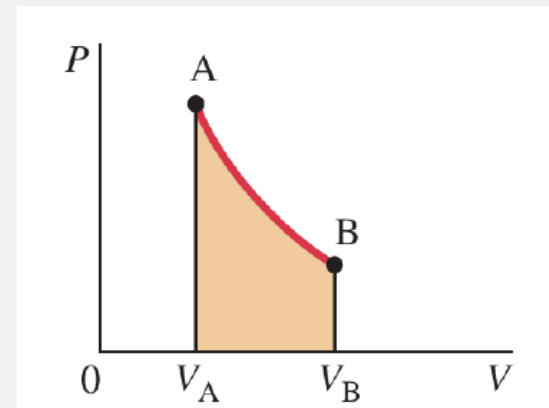


$$W = Fd = PAd = P \Delta V$$



Più in generale, il lavoro compiuto da un gas che si espande è dato da:

$$W = \int_A^B P dV$$



Il lavoro è rappresentato dall'area sotto la curva che rappresenta la trasformazione nel piano PV.

# Primo principio della termodinamica

La variazione di energia interna di un Sistema chiuso,  $\Delta U$  è uguale all'energia aggiunta al Sistema mediante il calore assorbito meno il lavoro compiuto dal Sistema sull'ambiente.

$$\Delta U = Q - W$$

or

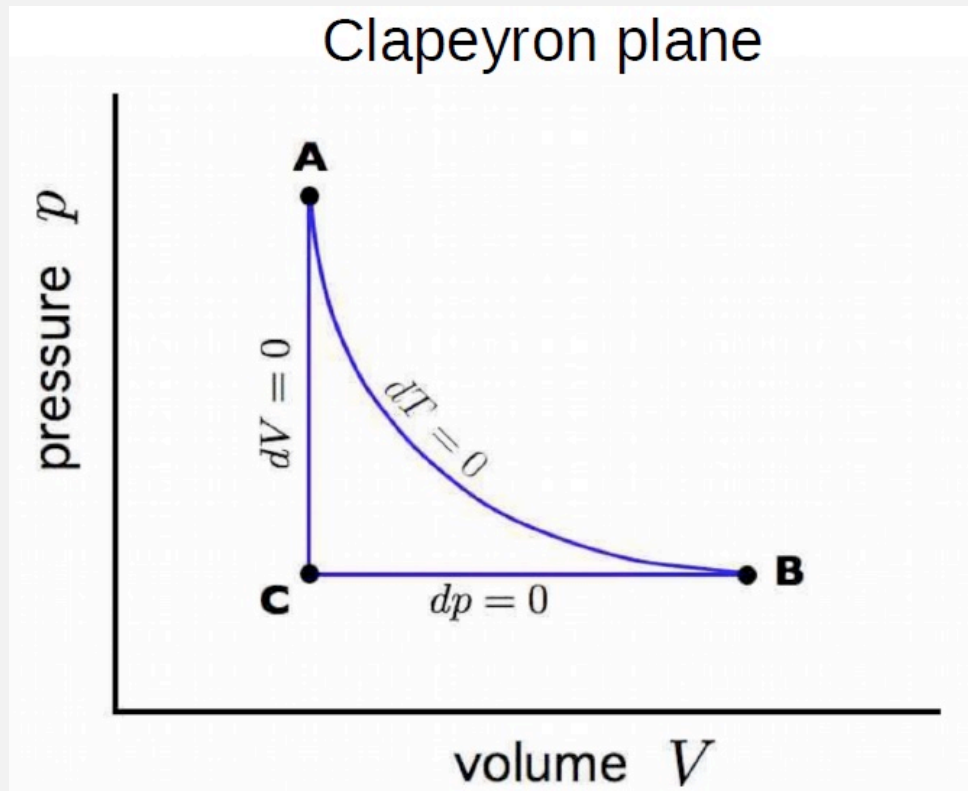
$$W = Q - \Delta U$$

(dove  $Q$  = calore complessivo *assorbito* dal Sistema;  
 $W$  = lavoro complessivo compiuto *dal* Sistema. )

Il **primo principio della termodinamica** non e' altro che un'espressione del principio di **conservazione dell'energia**

# Variabili di stato

Lo stato di un Sistema termodinamico, di massa  $m$  o numero di moli  $n$ , all'equilibrio è definito dalla sua energia interna ad una data temperatura o equivalentemente ad una data pressione o volume.



Le variabili di stato sono quelle utili a definire lo stato di un Sistema:

$m, n, P, V, T, U.$

Calore e lavoro rappresentano modi in cui l'energia viene trasferita a causa di una differenza di temperatura (calore) o con mezzi meccanici (lavoro), facendo passare il sistema da uno stato A ad uno stato B.

# Trasformazioni termodinamiche

Un sistema termodinamico è in uno **stato di equilibrio** se le grandezze che lo caratterizzano (**pressione, temperatura, volume**) non variano nel tempo.

## Trasformazione termodinamica

Variazione dello stato di un sistema termodinamico dai valori iniziali di equilibrio  $p_i, V_i, T_i$ , ad altri valori  $p_f, V_f, T_f$ , in un nuovo stato di equilibrio.

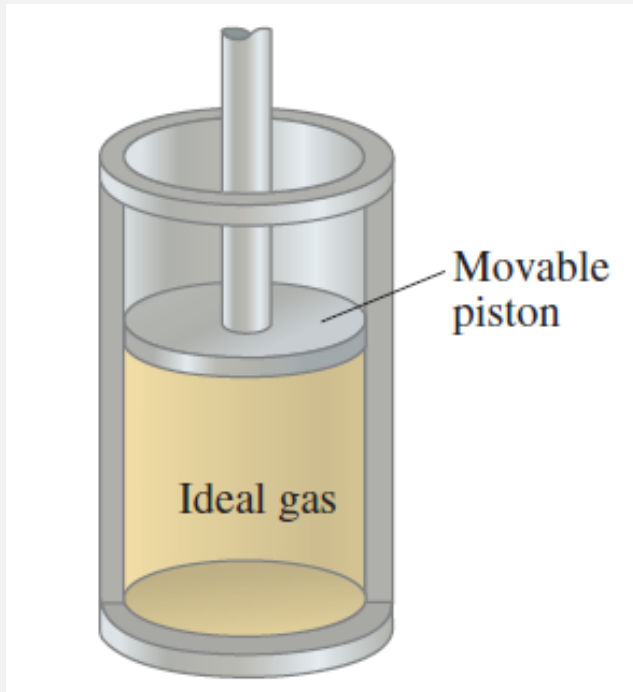
### Trasformazioni termodinamiche salienti:

- **Isobara** (a pressione costante)
- **Isocora** (a volume costante)
- **Isoterma** (a temperatura costante)
- **Adiabatica** (senza scambio di calore,  $Q = 0$ )

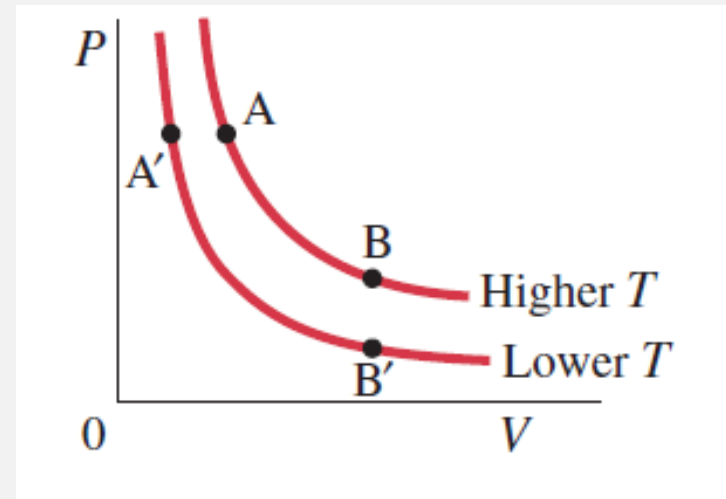


# Trasformazioni Isoterme

## Sistema termodinamico



Una **trasformazione isoterma** è un processo nel quale la temperatura è mantenuta costante (  $T = \text{cost}$  ).



Per un gas ideale monoatomico:

$$U = \frac{3}{2}nRT$$



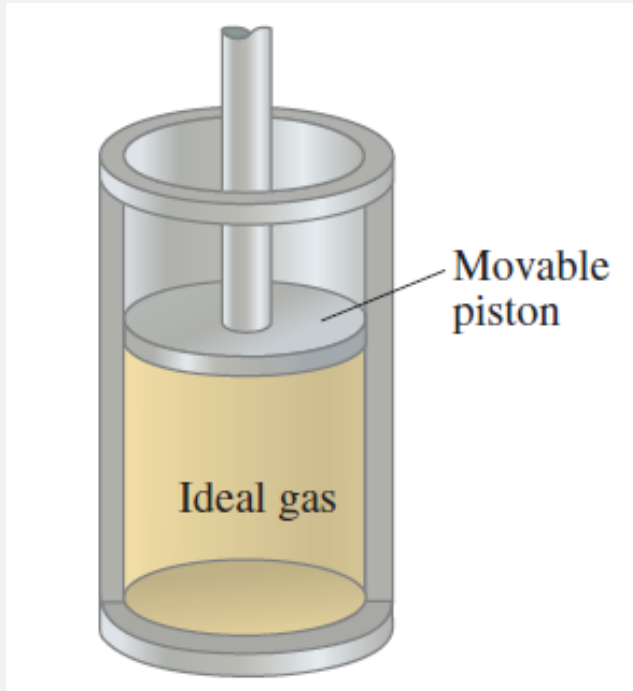
$$\Delta U = 0 = Q - W$$



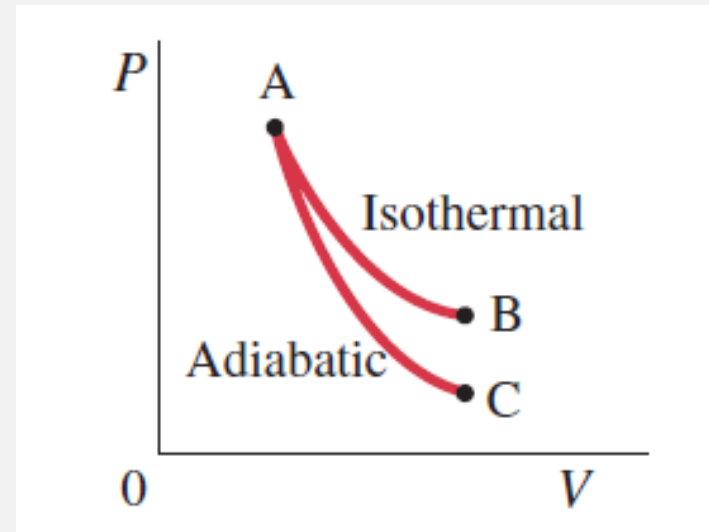
$$Q = W$$

# Trasformazioni Adiabatiche

## Sistema termodinamico



Una **trasformazione adiabatica** è un processo in cui non ci sia alcuno scambio di calore tra il Sistema e l'ambiente esterno ( $Q = 0$ ).



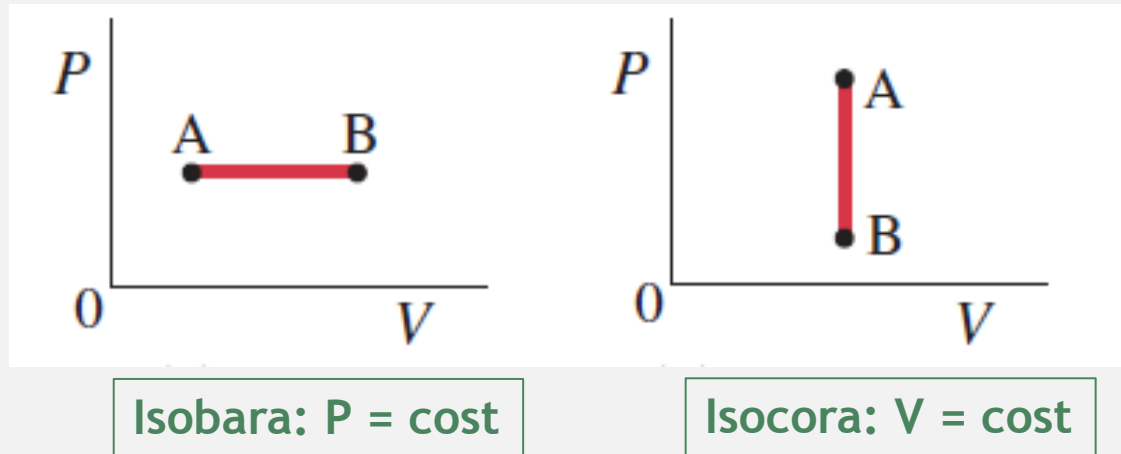
In generale, non solo per i gas ideali:

$$\Delta U = -W$$

- Espansione adiabatica:  $W > 0$   
 $\Delta T < 0$   $\Rightarrow$  U diminuisce
- Compressione adiabatica:  $W < 0$   
 $\Delta T > 0$   $\Rightarrow$  U aumenta

# Trasformazioni Isobare ed Isocore

In una **trasformazione isobara** la pressione è mantenuta costante, mentre in una **trasformazione isocora** è il volume ad essere mantenuto costante.



**TABLE 15-1 Simple Thermodynamic Processes and the First Law**

Process	What is constant:	The first law, $\Delta U = Q - W$ , predicts:
Isothermal	$T = \text{constant}$	$\Delta T = 0$ makes $\Delta U = 0$ , so $Q = W$
Isobaric	$P = \text{constant}$	$Q = \Delta U + W = \Delta U + P \Delta V$
Isovolumetric	$V = \text{constant}$	$\Delta V = 0$ makes $W = 0$ , so $Q = \Delta U$
Adiabatic	$Q = 0$	$\Delta U = -W$

# Reversibilità

Le trasformazioni termodinamiche possono essere

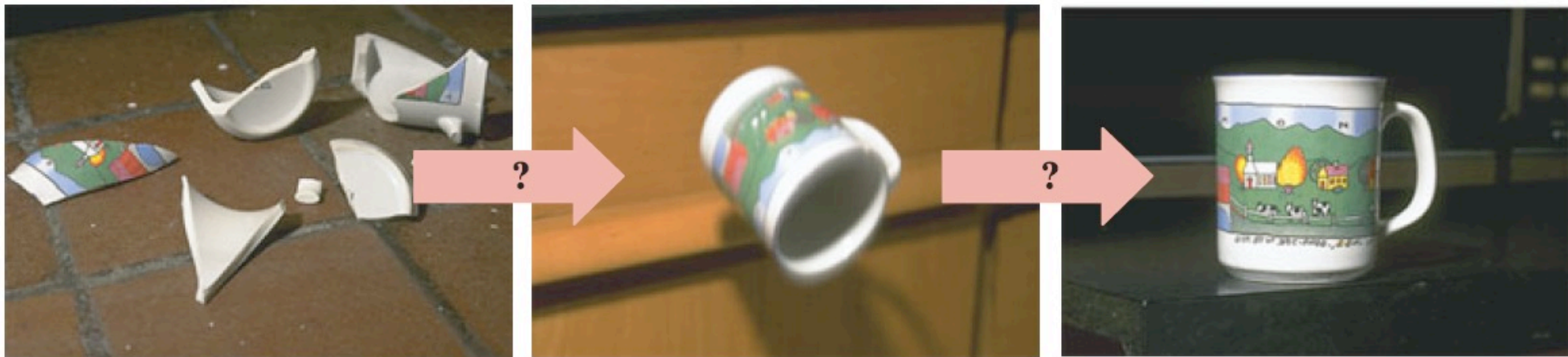
Reversibili : trasformazione avviene attraverso stati di equilibrio ed in assenza di forze dissipative

Irreversibili : passa attraverso stati di non equilibrio o avviene in presenza di forze dissipative. I processi reali sono irreversibili.

# Secondo principio della termodinamica

Il **secondo principio** stabilisce quali trasformazioni avvengono *spontaneamente* (da sole, senza che venga compiuto lavoro) in natura e quali no.

*REVERSIBILITA'*



**Formulazione di Clausius: Il calore fluisce spontaneamente da un oggetto caldo ad uno freddo, mai il contrario.**

Formulazione quantitativa ?

# Macchine termiche

Una **macchina termica** è un qualunque dispositivo che **trasforma energia termica in lavoro meccanico**.

( Esempi: macchine a vapore, motore a combustion interna...)

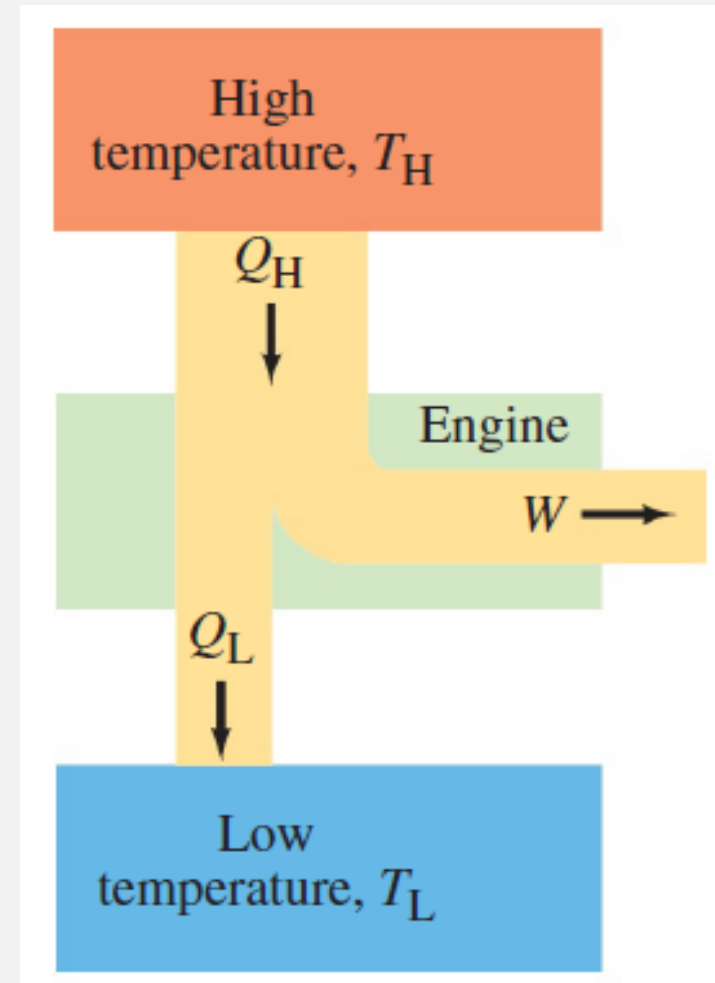
Principi di funzionameto:

- Si può ottenere energia meccanica da energia termica solo se il **calore** viene lasciato fluire da una **temperatura più alta** ad una **più bassa**.
- Si operi un **ciclo ripetitivo** : il Sistema ritorna nelle sue condizioni iniziali ( $\Delta U = 0$ ) .

$$\begin{aligned} \Delta U &= 0, \\ \Delta U &= Q_{\text{ass}} - Q_{\text{ced}} - W \end{aligned}$$

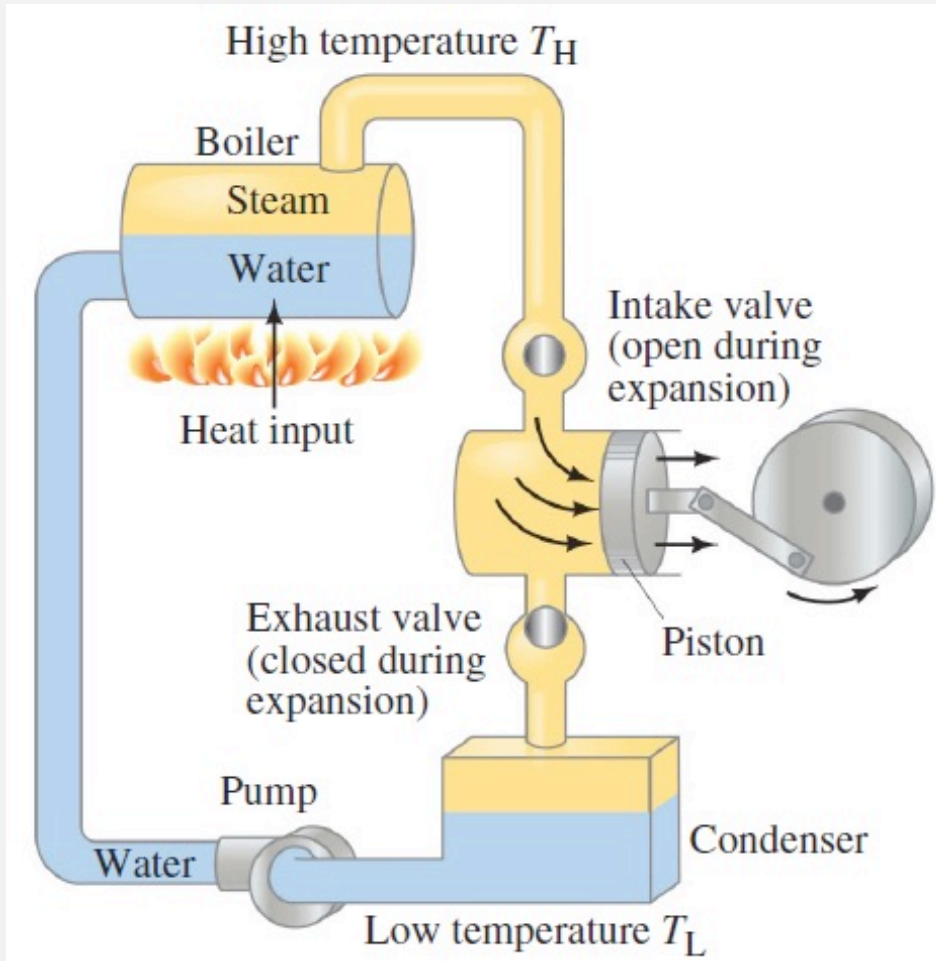


$$Q_{\text{ass}} = Q_{\text{ced}} + W$$

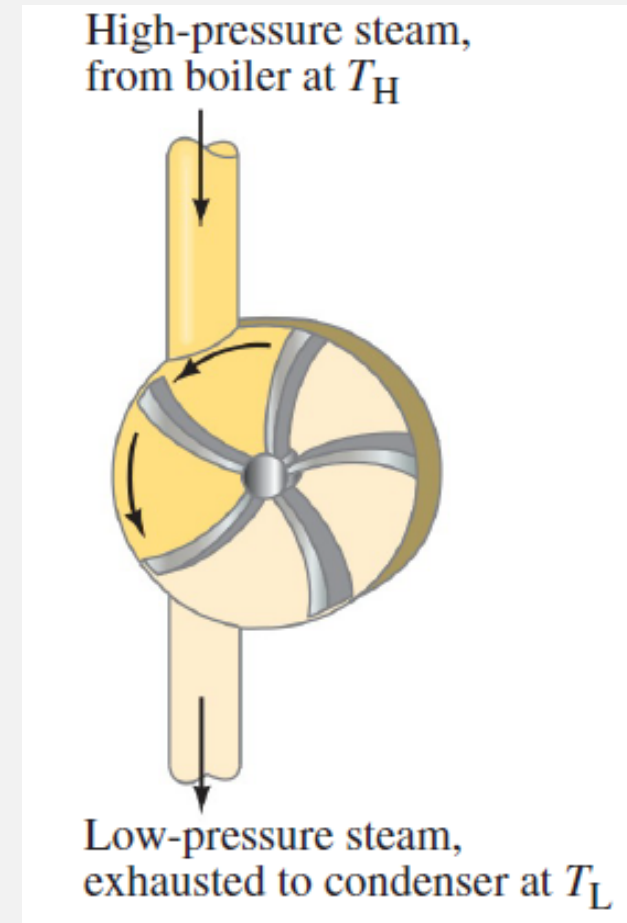


# Macchine a vapore

(a) Tipo alternato



(b) Turbine



Il vapore riscaldato passa attraverso la valvola di aspirazione e si espande facendo muovere il pistone, che tornando alla sua posizione iniziale, fa uscire il gas dalla valvola di scarico.

Stesso principio, il pistone è sostituito da una turbina rotante.

# Efficienza

Il rendimento o efficienza  $e$ , di una macchina termica, è definito come il rapporto tra il lavoro compiuto,  $W$ , ed il calore fornito dalla sorgente ad alta temperatura  $Q_H$ .

$$e = \frac{W}{Q_H}.$$

Per la conservazione dell'energia:

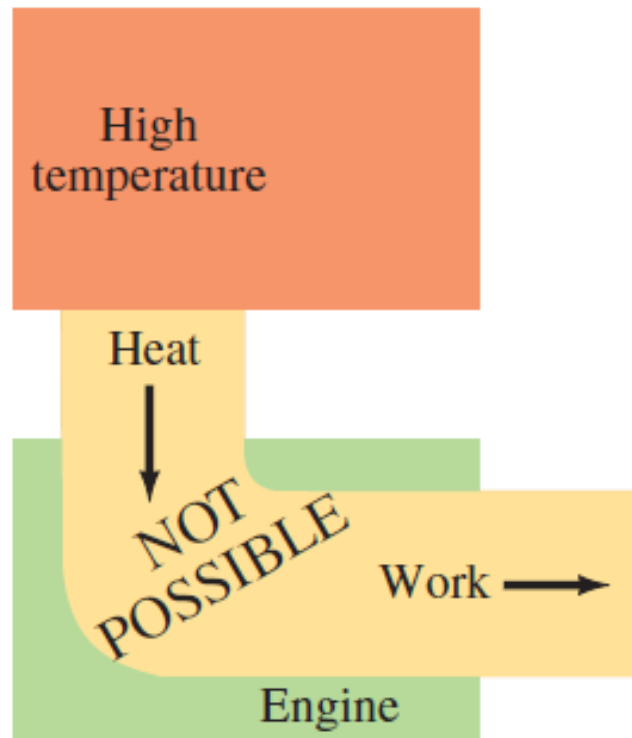
$$Q_H = W + Q_L.$$

$$e = \frac{W}{Q_H} = \frac{Q_H - Q_L}{Q_H} = 1 - \frac{Q_L}{Q_H}.$$

..l'eficienza potrebbe essere 1.0 ( o 100% ) se non venisse dissipate calore nell'ambiente.



# Secondo principio della termodinamica



**Formulazione di Kelvin-Planck:** non è possibile creare alcun dispositivo il cui unico effetto sia quello di trasformare una certa quantità di calore completamente in lavoro.

**Formulazione di Clausius:** non è possibile creare alcun dispositivo il cui unico effetto sia quello di trasferire calore da un Sistema a temperatura  $T_B$  più bassa ad uno a temperatura  $T_A$  più alta.

# Entropia

Il concetto di entropia ( $S$ ) venne introdotto da Clausius intorno al 1860. Secondo Clausius, la variazione di entropia  $S$  di un sistema quando la quantità di calore  $Q$  viene fornita con una trasformazione reversibile a temperatura costante  $T$ , è data da:

$$\Delta S = \frac{Q}{T},$$

Formulazione generale del *secondo principio della termodinamica in termini di entropia*:

**In qualsiasi trasformazione spontanea, l'entropia totale, cioè l'entropia di un sistema più quella dell'ambiente, cresce sempre.**

$$\Delta S = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{env}} \geq 0.$$

# Dall'ordine al disordine

L'entropia può essere considerata una *misura del disordine del Sistema*.

**Le trasformazioni spontanee tendono sempre verso uno stato di maggiore disordine.**

Esempi:

1. contenitore di sale e pepe separate...;
2. tazzine che cadono e si rompono...
3. oggetti caldi a contatto con quelli freddi.

# Interpretazione statistica

Ludwig Boltzmann (1844 - 1906).

- Il **microstato** di un Sistema è individuato dalla posizione e velocità di ogni sua particella.
- Il **macrostato** di un Sistema è individuato dalle sue proprietà macroscopiche:  $P, V, T, n, S$ .

Esempio: lancio di 4 monete...

Macrostate	Possible Microstates (H = heads, T = tails)	Number of Microstates
4 heads	H H H H	1
3 heads, 1 tail	H H H T, H H T H, H T H H, T H H H	4
2 heads, 2 tails	H H T T, H T H T, T H H T, H T T H, T H T H, T T H H	6
1 head, 3 tails	T T T H, T T H T, T H T T, H T T T	4
4 tails	T T T T	1

*Avvengono soltanto quei processi che sono più probabili.*

# Terzo principio della termodinamica

Lo zero assoluto non è una temperatura raggiungibile.

# Termodinamica dei sistemi viventi (1)

- Gli animali hanno bisogno di cibo per vivere, ma la ragione di questo non è evidente. **L'idea che gli animali abbiano bisogno di energia perchè consumano energia non è del tutto corretta.**
- La prima legge della termodinamica ci potrebbe portare alla erronea conclusione che gli animali dovrebbero essere in grado di funzionare senza una sorgente di energia esterna.
  - Il corpo prende l'energia presente nei legami chimici delle molecole di cibo e la converte in calore. Se il flusso di calore che esce dal corpo potesse essere in qualche modo fermato, ad esempio da un buon isolamento, il corpo potrebbe sopravvivere senza cibo → **SBAGLIATO!!!**
- Esaminiamo il funzionamento degli organismi viventi alla luce della **Seconda Legge della Termodinamica**.
  - **Un organismo vivente è un sistema altamente ordinato.** Un tale sistema altamente ordinato, lasciato a se stesso, tende a diventare disordinato, e una volta che è disordinato, cessa di funzionare. **Deve essere continuamente eseguito un lavoro sul sistema per evitare che vada in pezzi.**
  - Il processo della **vita consiste nella costruzione e nel mantenimento di strutture ordinate.** Di fronte alla tendenza naturale verso il disordine, questa attività richiede un lavoro ottenuto dall'energia chimica nel cibo.

# Termodinamica dei sistemi viventi (2)

- Come gli animali usano l'energia chimica, così **le piante utilizzano la radiazione solare per fornire l'energia ai processi ordinati necessari per la vita.**
  - I materiali biologici prodotti nel ciclo di vita delle piante forniscono energia agli animali erbivori, che a loro volta sono cibo per gli animali carnivori. **Il sole è, quindi, la prima fonte di energia per la vita sulla Terra.**
- Dal momento che i sistemi viventi creano ordine a partire da un relativo disordine, **può sembrare che venga violata la seconda legge.** Per accertare che la seconda legge sia valida, dobbiamo esaminare l'intero processo di vita, che include non solo l'essere vivente, ma anche l'energia che consuma e i sottoprodotti che elimina.
- L'aumento della **entropia (disordine)** nell'ambiente circostante prodotto dal sistema vivente è sempre maggiore della diminuzione di entropia (cioè dell'ordine) ottenuto nel sistema vivente stesso.
- Il processo totale della vita, dunque, obbedisce alla seconda legge. **I sistemi viventi sono perturbazioni nel flusso verso il disordine.** Si mantengono ordinati per un po' a scapito dell'ambiente circostante.