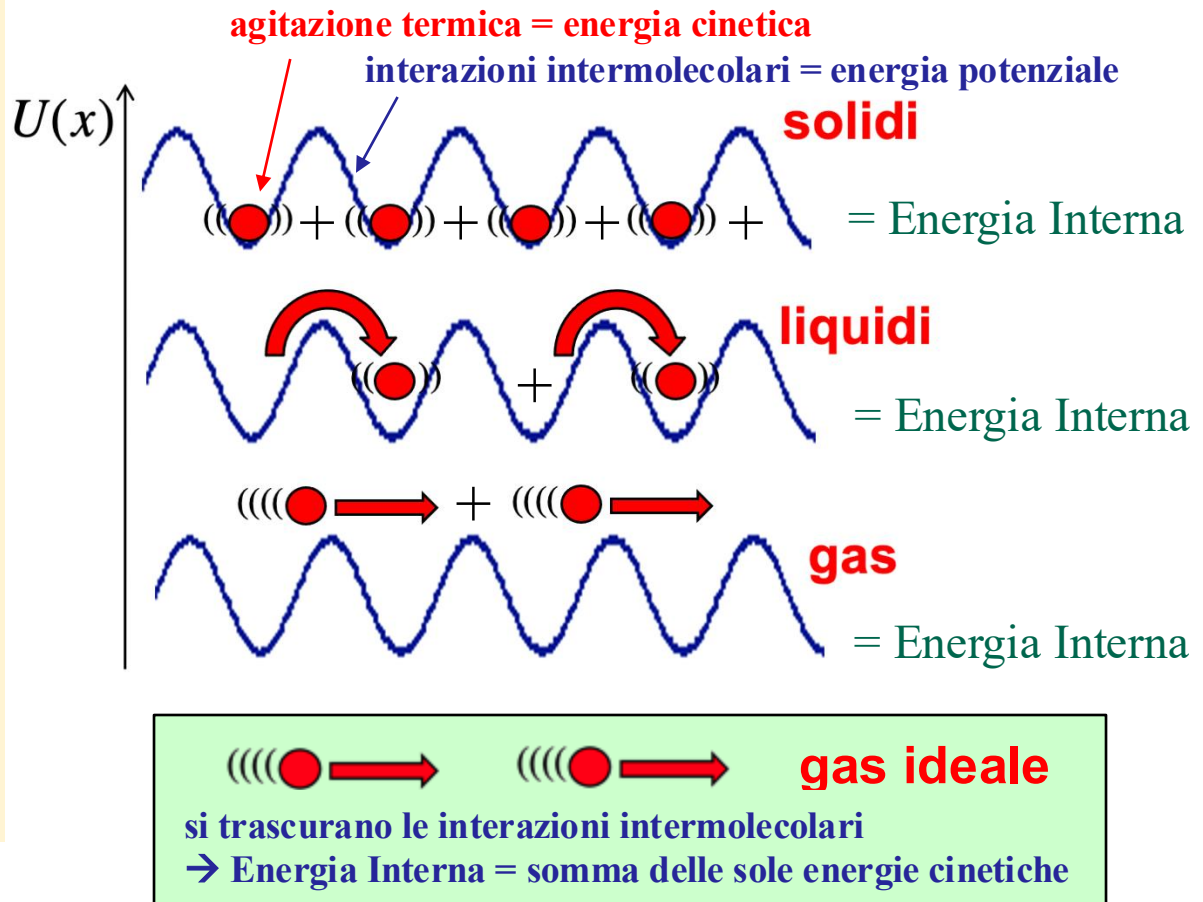


# Calore ed Energia Interna

Abbiamo visto che, con il suo esperimento eseguito a metà dell'Ottocento, il fisico inglese James Joule confermò definitivamente la vera natura del calore: **il calore** (indicato con il simbolo  $Q$ ) non è una sostanza o un *fluido calorico*, come si riteneva all'epoca, ma può essere definito come **il modo attraverso il quale l'energia viene trasferita da un corpo più caldo ad un altro più freddo** (ad es. da un corpo all'ambiente, o viceversa) **a causa della loro differenza di temperatura.**

L'energia che viene trasferita da un corpo ad un altro (o all'ambiente) sotto forma di calore è detta **“energia interna”**, o anche **“energia termica”**, ed è legata ai gradi di libertà interni (microscopici) dei sistemi fisici considerati, siano essi solidi, liquidi o gassosi. In particolare, l'**energia interna** è data dalla **somma delle energie cinetiche e potenziali degli atomi o delle molecole** che costituiscono questi sistemi o corpi.



# Capacità Termica e Calore Specifico

Già nel XVIII secolo si era trovato sperimentalmente che *la quantità di calore  $Q$  necessaria per far variare la temperatura di una particolare sostanza è proporzionale alla variazione di temperatura  $\Delta T$  secondo l'equazione:*

$$Q = C\Delta T$$

dove il coefficiente di proporzionalità  $C$  è una grandezza caratteristica della sostanza considerata, detta **capacità termica**, la cui unità di misura sarà quindi Joule / K (SI) o cal/°C (CGS).

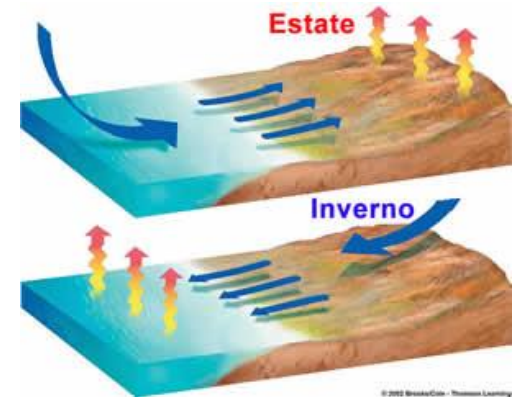
Il termine “capacità termica” non deve far pensare alla “capacità” di un oggetto di contenere calore, come se fosse un recipiente, ma piuttosto ad una specie di “**inerzia termica**”:

$$\Delta T = \frac{Q}{C} \quad \dots \text{tipo} \quad \Delta v = \frac{F}{m} \quad (\Delta t = 1)$$

Dunque, *maggiore è la capacità termica di una data sostanza, minore sarà la sua tendenza a variare la propria temperatura a seguito di un trasferimento di calore, e viceversa.*

Poichè però si vede sperimentalmente che tale “inerzia termica” dipende anche dalla *massa* della sostanza considerata, per confrontare tra loro le capacità termiche di sostanze diverse è utile definire il cosiddetto **calore specifico**  $c$ , che rappresenta appunto la *capacità termica per unità di massa*:

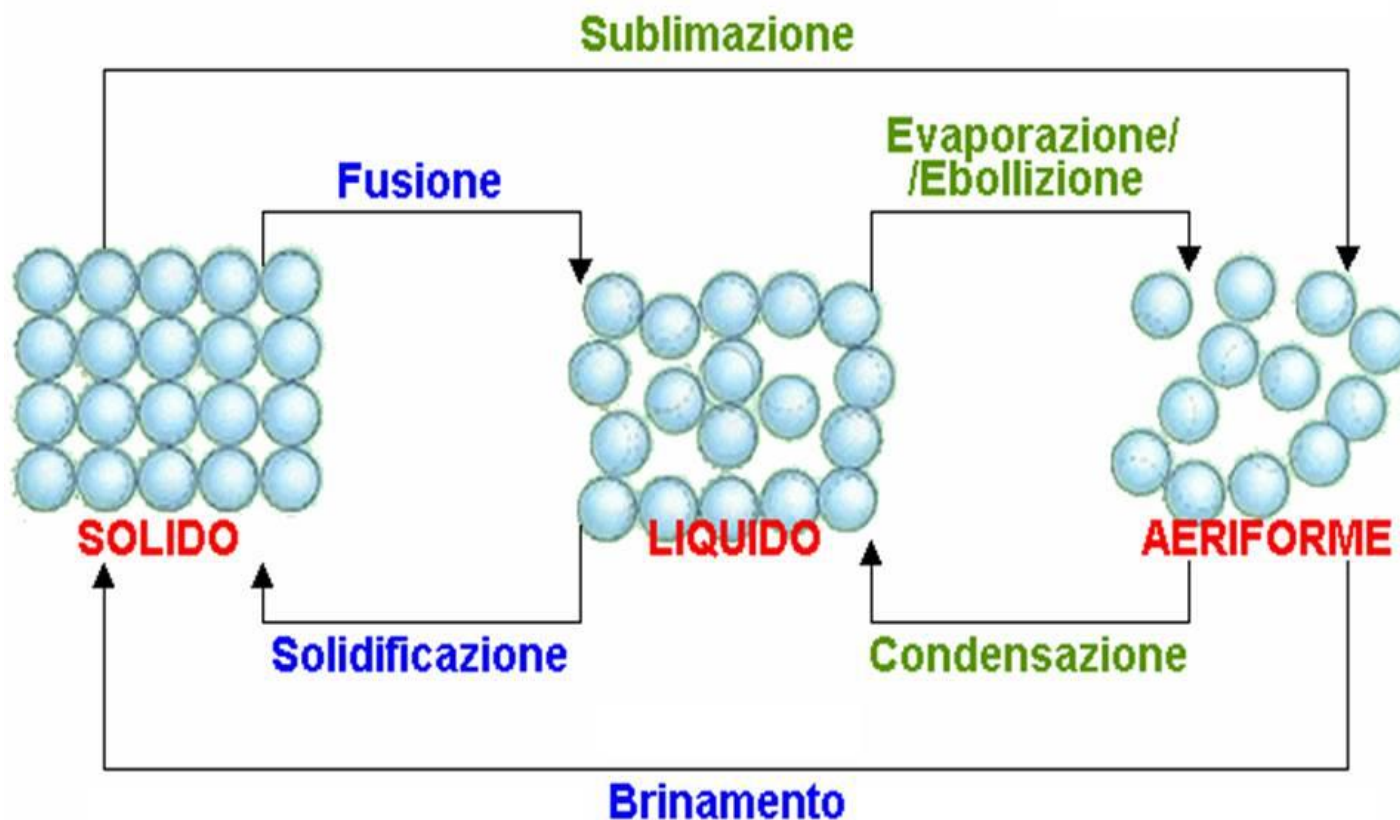
$$c = C/m \rightarrow Q = mc\Delta T$$



L'acqua ha una capacità termica maggiore di quella del terreno, quindi d'estate la terra si riscalda più rapidamente, l'aria calda sul terreno sale e la brezza arriva dal mare. D'inverno accade il contrario.

# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

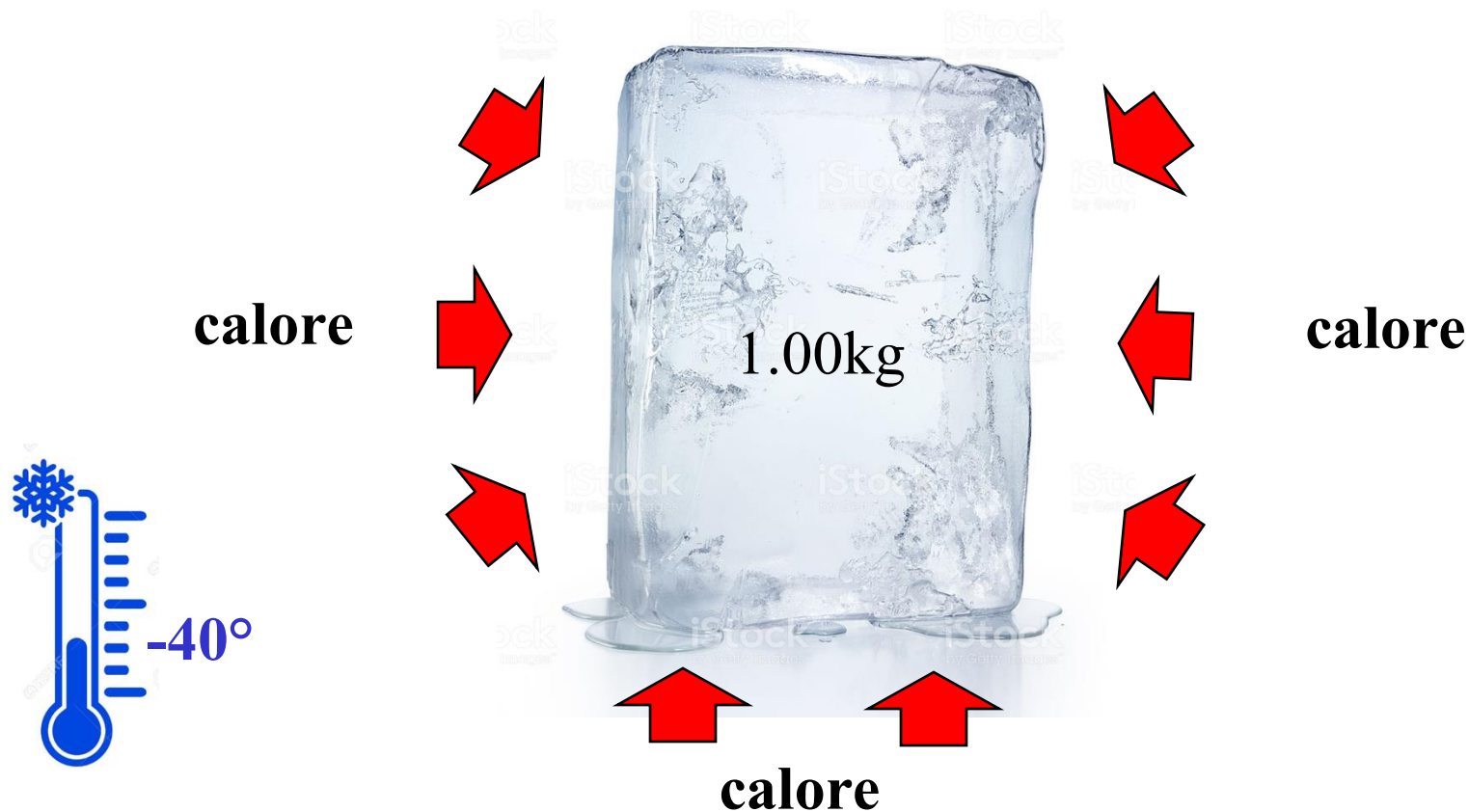
Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso senza entrare nel dettaglio di come questi stati si trasformino l'uno nell'altro. Vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino i **cambiamenti di stato**.



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso senza entrare nel dettaglio di come questi stati si trasformino l'uno nell'altro. Vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino i **cambiamenti di stato**.

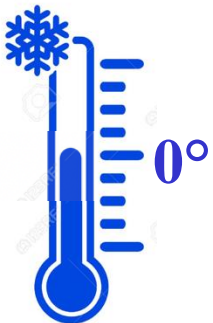
Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di  $-40^{\circ}\text{C}$  assorbe **calore** dall'ambiente a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei  $0^{\circ}\text{C}$ , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei  $100^{\circ}\text{C}$  (il tutto alla pressione di 1 atm).



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso senza entrare nel dettaglio di come questi stati si trasformino l'uno nell'altro. Vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino i **cambiamenti di stato**.

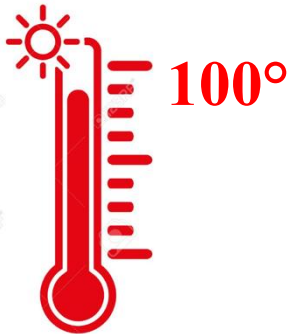
Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di  $-40^{\circ}\text{C}$  assorbe **calore** dall'ambiente a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei  $0^{\circ}\text{C}$ , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei  $100^{\circ}\text{C}$  (il tutto alla pressione di 1 atm).



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso senza entrare nel dettaglio di come questi stati si trasformino l'uno nell'altro. Vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino i **cambiamenti di stato**.

Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di  $-40^{\circ}\text{C}$  assorbe **calore** dall'ambiente a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei  $0^{\circ}\text{C}$ , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei  $100^{\circ}\text{C}$  (il tutto alla pressione di 1 atm).



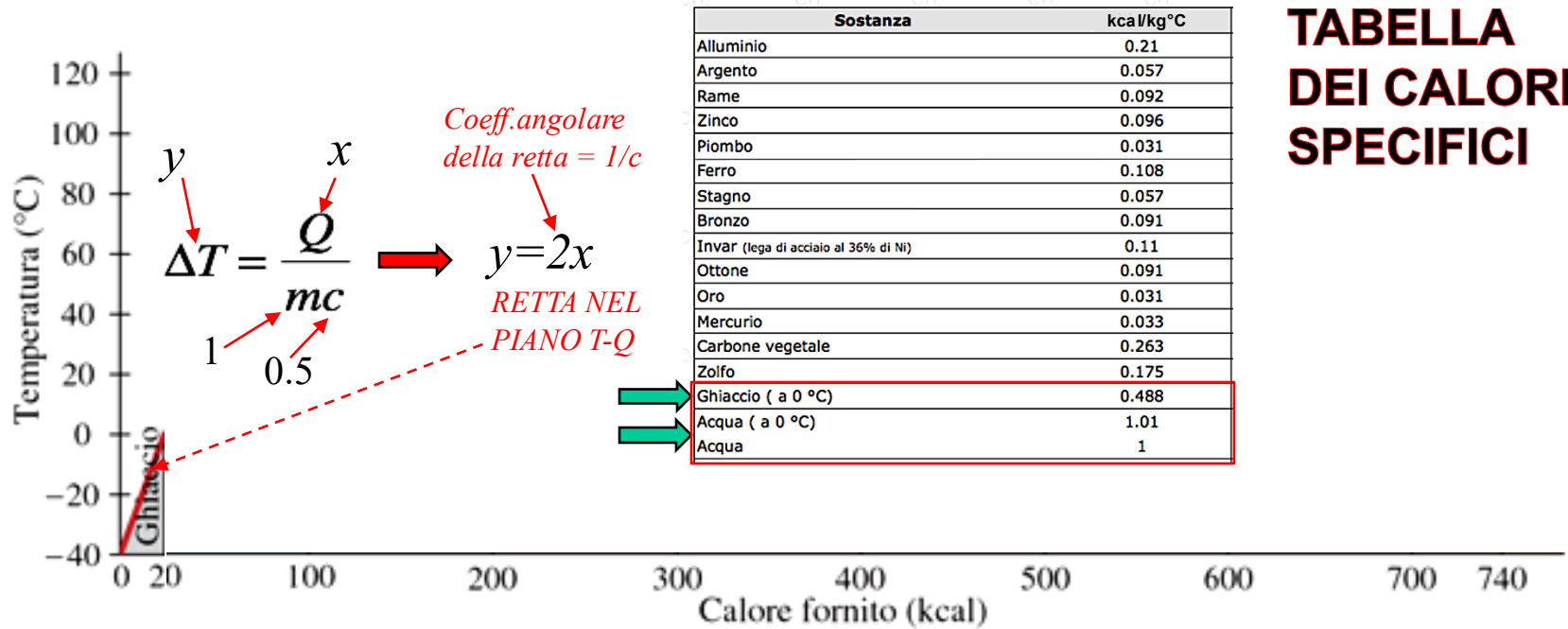


# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso senza entrare nel dettaglio di come questi stati si trasformino l'uno nell'altro. Vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino i **cambiamenti di stato**.

Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di  $-40^{\circ}\text{C}$  assorbe **calore** dall'ambiente a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei  $0^{\circ}\text{C}$ , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei  $100^{\circ}\text{C}$  (il tutto alla pressione di 1 atm).

Per capire in **dettaglio** cosa avviene, consideriamo il grafico della **temperatura in funzione del calore** fornito al sistema: all'estrema sinistra si vede che fornendo calore al ghiaccio, essendo il suo calore specifico  $c=0.50 \text{ kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ , la temperatura del sistema cresce al ritmo di circa  $2^{\circ}\text{C}$  per ogni kcal finchè si raggiungono i  $0^{\circ}\text{C}$ .



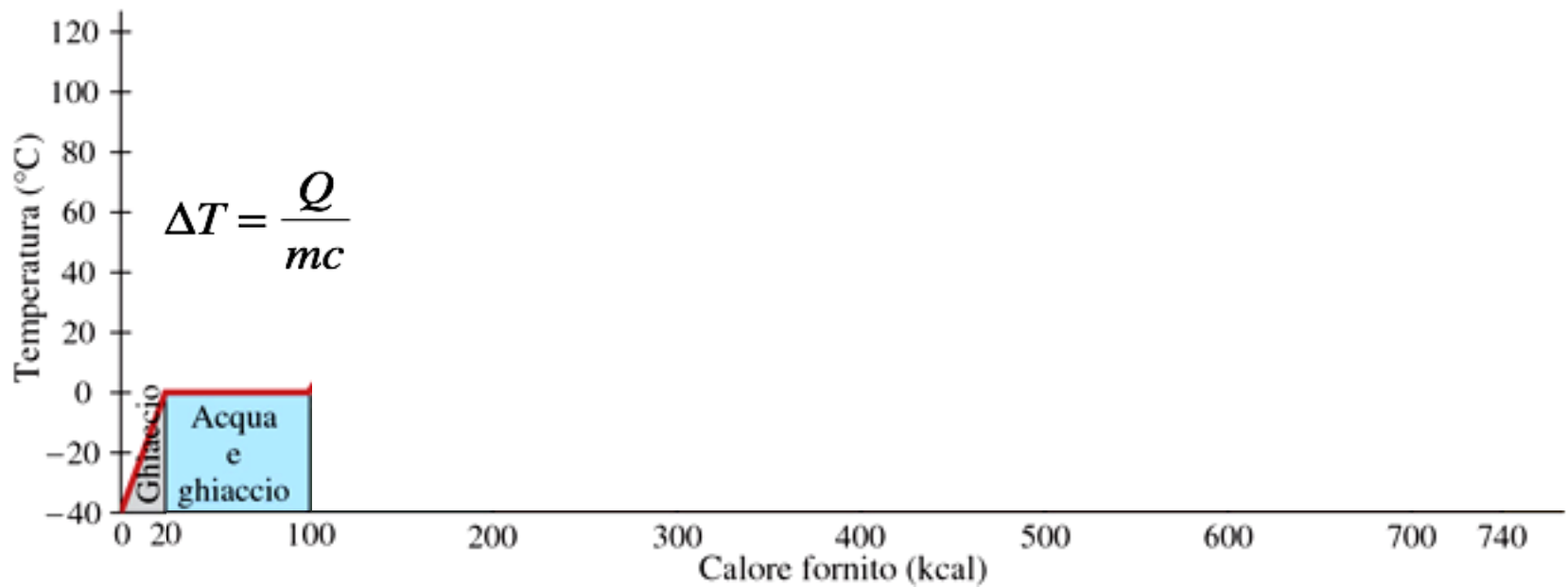
**TABELLA  
DEI CALORI  
SPECIFICI**

# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Abbiamo parlato finora di stati della materia, solido, liquido e gassoso senza entrare nel dettaglio di come questi stati si trasformino l'uno nell'altro. Vediamo adesso in che modo gli scambi di energia sotto forma di calore determinino i **cambiamenti di stato**.

Ad esempio, consideriamo un processo in cui un **blocco di ghiaccio** da 1.00kg alla temperatura di  $-40^{\circ}\text{C}$  assorbe **calore** dall'ambiente a un ritmo lento e costante fino a che, al di sopra dei  $0^{\circ}\text{C}$ , tutto il ghiaccio si trasforma in **acqua**; poi l'acqua viene ancora riscaldata e trasformata infine in **vapore** al di sopra dei  $100^{\circ}\text{C}$  (il tutto alla pressione di 1 atm).

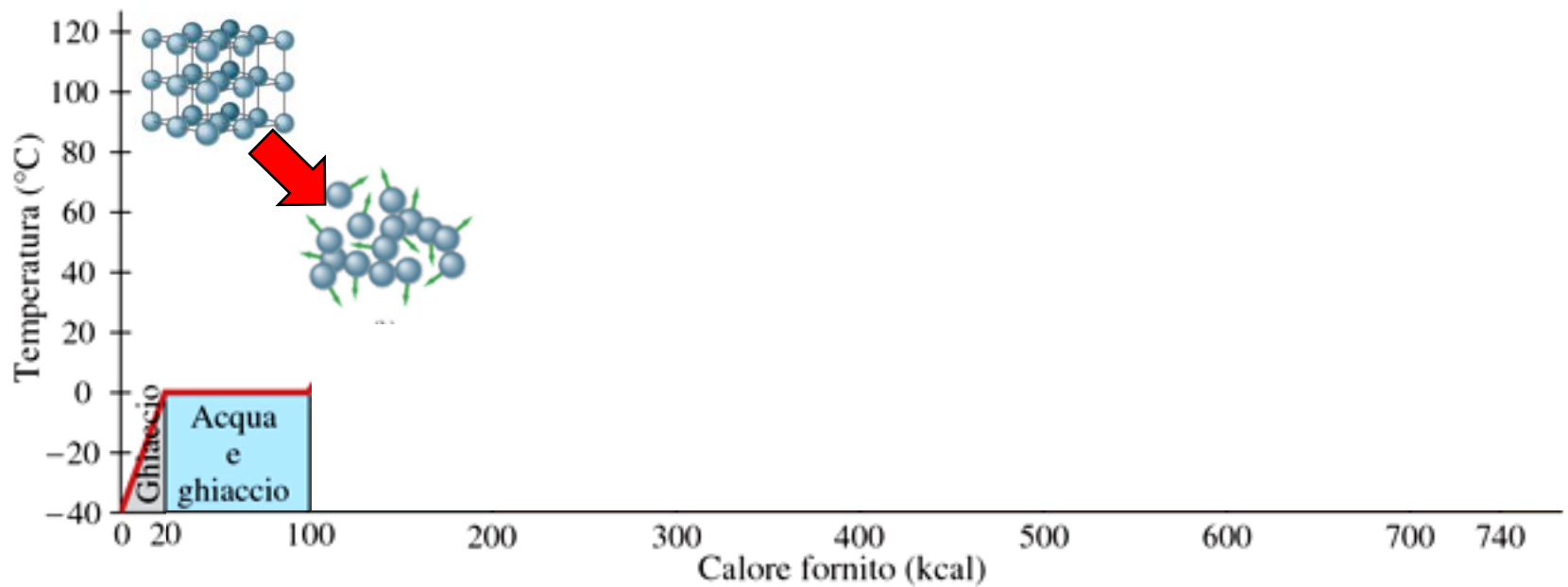
Per capire in **dettaglio** cosa avviene, consideriamo il grafico della **temperatura in funzione del calore** fornito al sistema: all'estrema sinistra si vede che fornendo calore al ghiaccio, essendo il suo calore specifico  $c=0.50 \text{ kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ , la temperatura del sistema cresce al ritmo di circa  $2^{\circ}\text{C}$  per ogni kcal finchè si raggiungono i  $0^{\circ}\text{C}$ . A questo punto succede però qualcosa di apparentemente strano: mentre una parte del ghiaccio comincia a sciogliersi, **la temperatura smette di crescere** anche se si continua a fornire calore... cosa sta succedendo?





# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

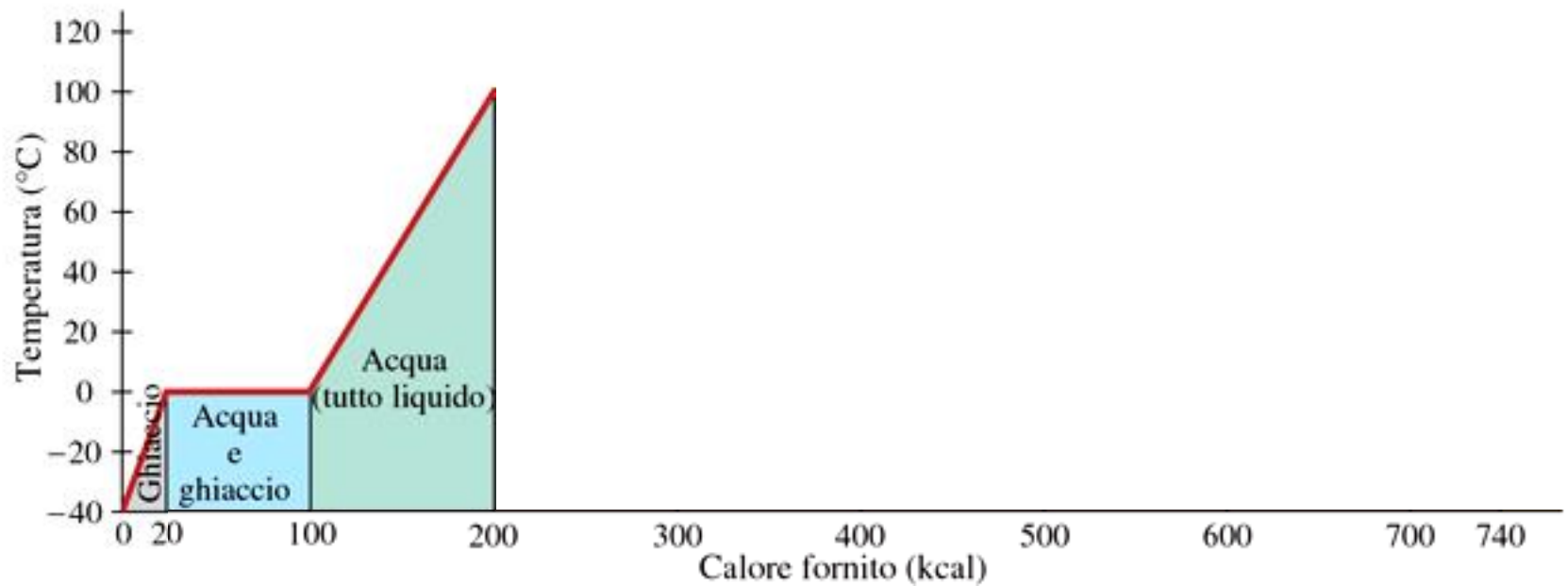
Subito sopra i  $0^{\circ}\text{C}$  semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido, la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a  $0^{\circ}\text{C}$ .*



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Subito sopra i  $0^{\circ}\text{C}$  semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido, la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a  $0^{\circ}\text{C}$ .*

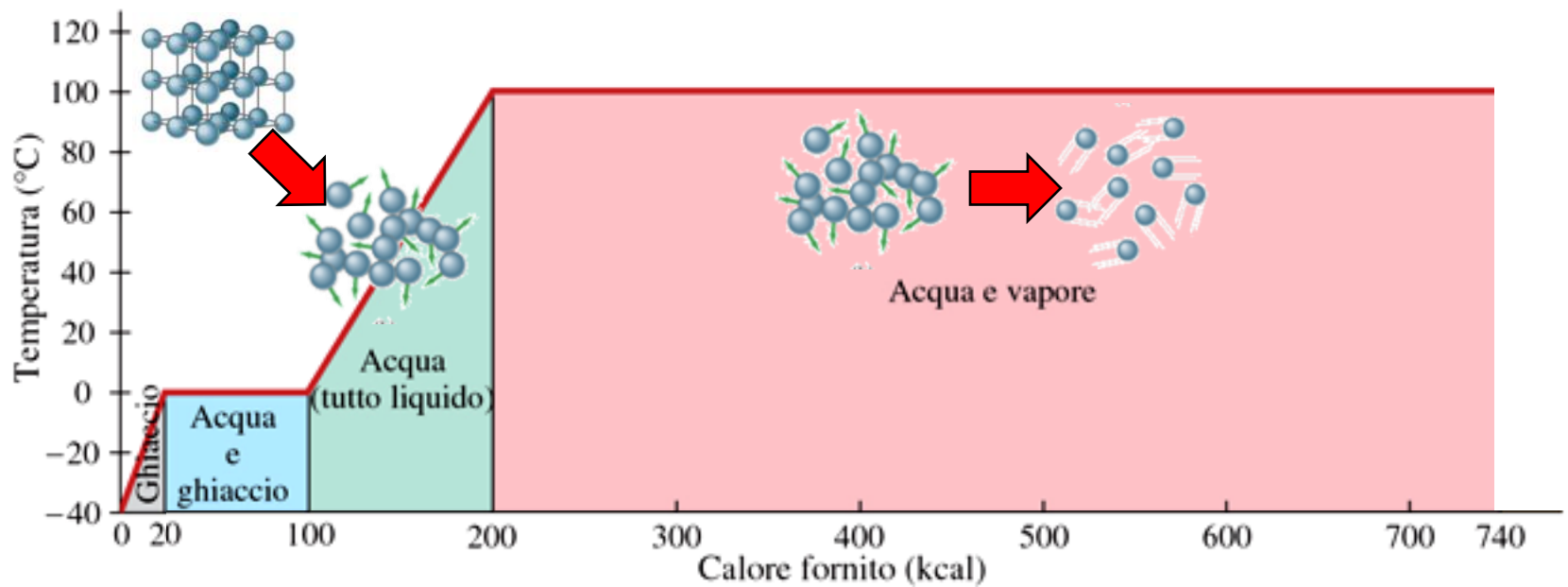
Dopo aver fornito al sistema circa 100 kcal tutto **il ghiaccio si è trasformato in acqua** e la temperatura riprende ad aumentare, stavolta al ritmo di  $1^{\circ}\text{C}$  per kcal (essendo il calore specifico dell'acqua  $c=1.00\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ ), fino a quando il sistema raggiunge i  $100^{\circ}\text{C}$ ...



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Subito sopra i  $0^{\circ}\text{C}$  semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido, la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a  $0^{\circ}\text{C}$ .*

Dopo aver fornito al sistema circa 100 kcal tutto il **ghiaccio si è trasformato in acqua** e la temperatura riprende ad aumentare, stavolta al ritmo di  $1^{\circ}\text{C}$  per kcal (essendo il calore specifico dell'acqua  $c=1.00\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ ), fino a quando il sistema raggiunge i  $100^{\circ}\text{C}$ ... A questo punto **la temperatura cessa nuovamente di crescere** perchè l'ulteriore calore fornito (sopra le 200 kcal) viene stavolta utilizzato per spezzare i più deboli legami tra le molecole dell'acqua trasformandola lentamente in vapore.

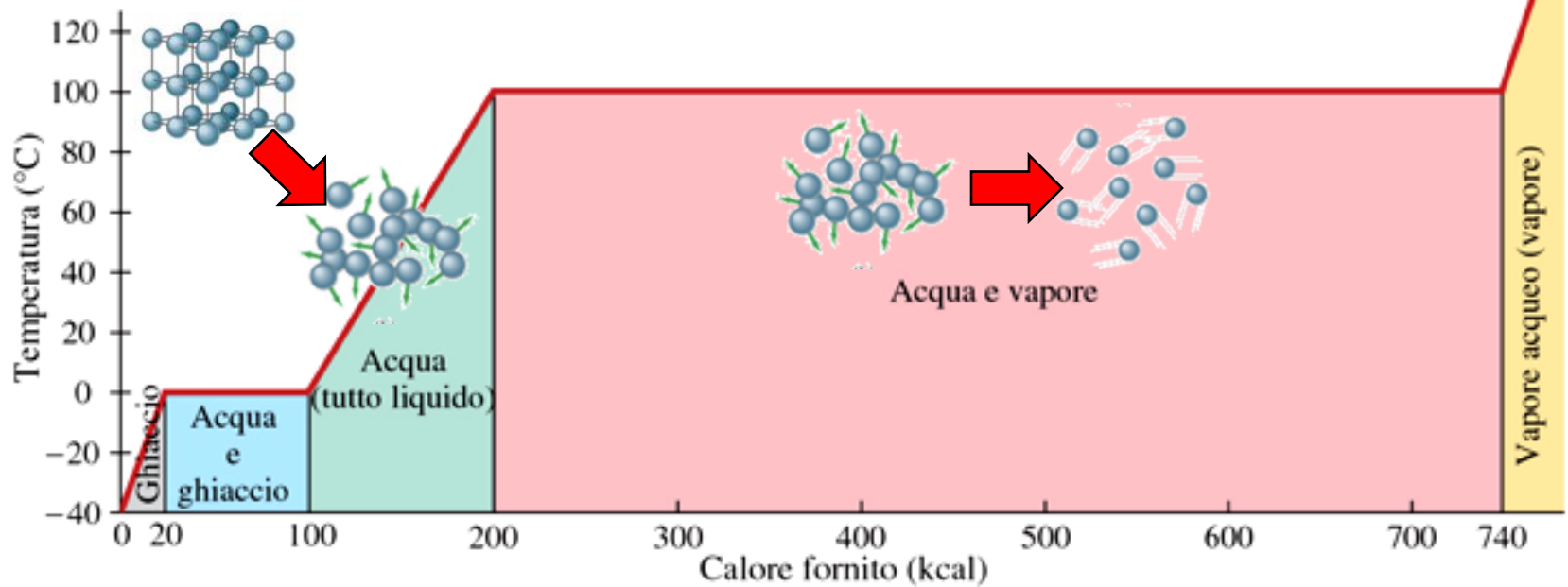


# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

Subito sopra i  $0^{\circ}\text{C}$  semplicemente succede che il **calore** fornito al ghiaccio non viene più utilizzato dal sistema per incrementare la **temperatura**, cioè per incrementare l'energia cinetica media delle molecole del ghiaccio, ma viene utilizzato per **vincere le forze intermolecolari** che (sotto forma di energia potenziale di legame) tengono assieme il reticolo cristallino del ghiaccio: *mentre il ghiaccio si trasforma gradualmente in acqua allo stato liquido, la temperatura del sistema acqua+ghiaccio resta quindi costante a  $0^{\circ}\text{C}$ .*

Dopo aver fornito al sistema circa 100 kcal tutto il **ghiaccio si è trasformato in acqua** e la temperatura riprende ad aumentare, stavolta al ritmo di  $1^{\circ}\text{C}$  per kcal (essendo il calore specifico dell'acqua  $c=1.00\text{kcal/kg}^{\circ}\text{C}$ ), fino a quando il sistema raggiunge i  $100^{\circ}\text{C}$ ... A questo punto **la temperatura cessa nuovamente di crescere** perchè l'ulteriore calore fornito (sopra le 200 kcal) viene stavolta utilizzato per spezzare i più deboli legami tra le molecole dell'acqua trasformandola lentamente in vapore.

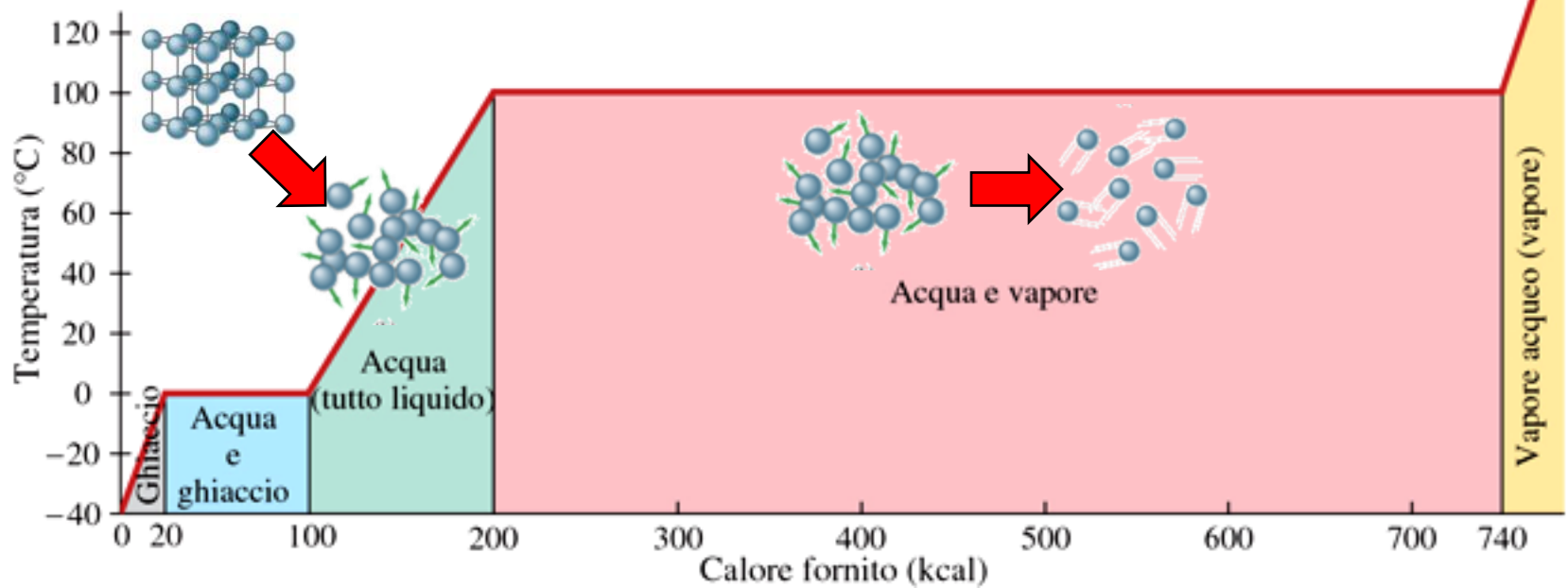
Saranno necessarie ben 540 kcal (2260 J) per **trasformare tutta l'acqua** (di massa 1.00 kg) **in vapore**, dopodichè, a circa 740 kcal di calore fornito, la temperatura può infine ricominciare a salire...



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

A questo punto diamo un po' di **definizioni generali**: il calore richiesto per trasformare 1.0 kg di sostanza dallo stato solido (ad es. il ghiaccio) a quello liquido (l'acqua) si chiama **calore latente di fusione**, e viene indicato con  $L_F$ : ad esempio, il calore latente di fusione dell'acqua è di 79.7 kcal/kg o, in unità SI, 333 kJ/kg ( $=3.33 \cdot 10^5$  J/kg).

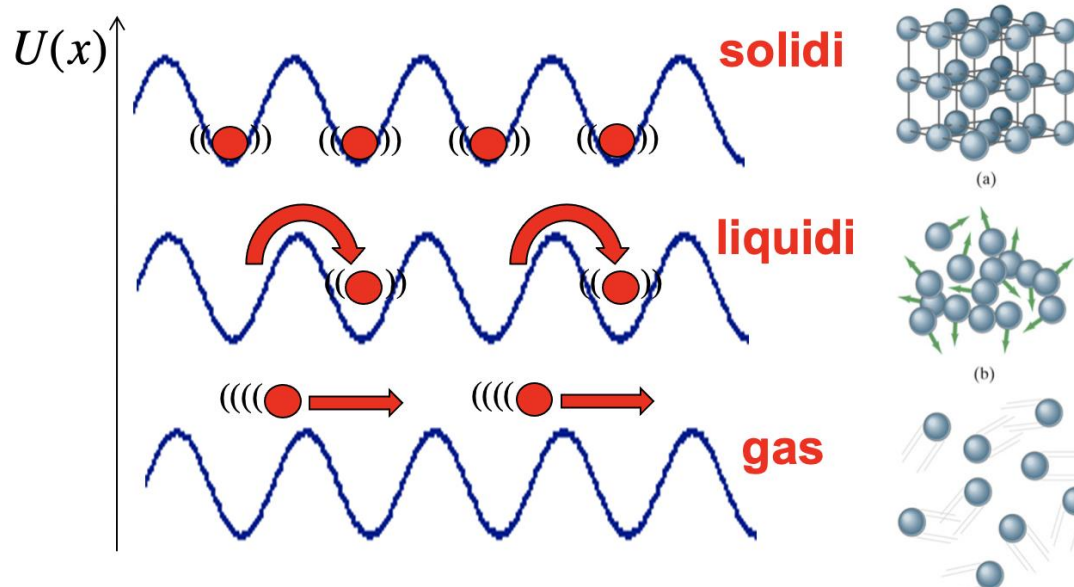
Il calore richiesto, invece, per trasformare 1.0 kg di sostanza dallo stato liquido (ad es. l'acqua) a quello di vapore si chiama **calore latente di vaporizzazione**, e viene indicato con  $L_V$ : per l'acqua esso vale 539 kcal/kg (o 2260 kJ/kg). Si noti che  $L_V$  è di solito molto maggiore di  $L_F$ , perchè è necessaria molta più energia (calore, lavoro) per far sì che le molecole, che nella fase liquida si spostano ancora nelle loro buche di potenziale, riescano a fuoriuscirne completamente nella fase di vapore, rispetto a quanto ne serve per liberare le molecole dalle posizioni relativamente fisse della fase solida (che vibrano sul fondo delle loro buche di potenziale) in modo che possano scorrere liberamente l'una sull'altra nella fase liquida.



# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

A questo punto diamo un po' di **definizioni generali**: il calore richiesto per trasformare 1.0 kg di sostanza dallo stato solido (ad es. il ghiaccio) a quello liquido (l'acqua) si chiama **calore latente di fusione**, e viene indicato con  $L_F$ : ad esempio, il calore latente di fusione dell'acqua è di 79.7 kcal/kg o, in unità SI, 333 kJ/kg ( $=3.33 \cdot 10^5$  J/kg).

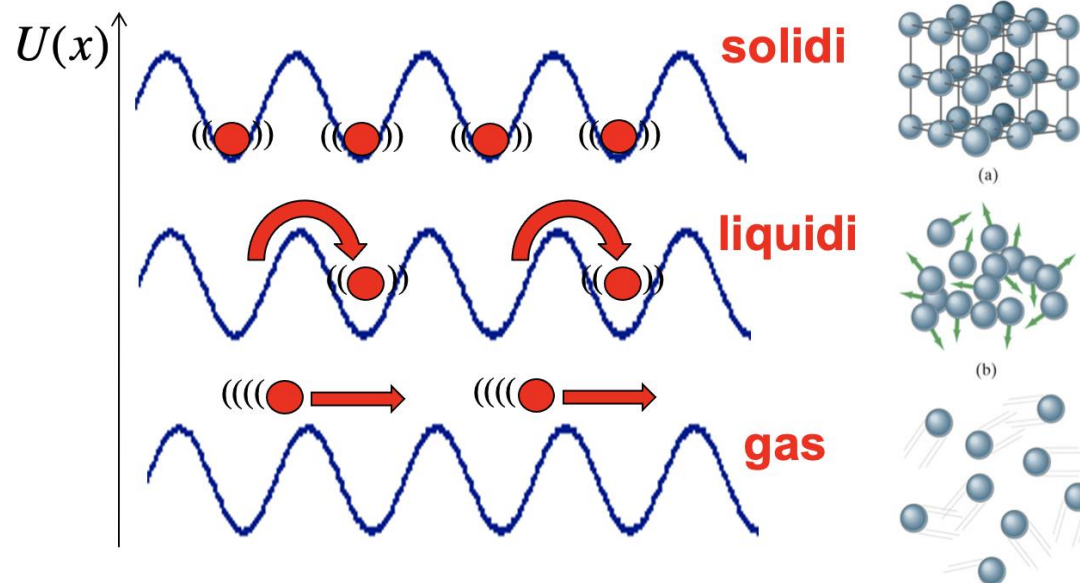
Il calore richiesto, invece, per trasformare 1.0 kg di sostanza dallo stato liquido (ad es. l'acqua) a quello di vapore si chiama **calore latente di vaporizzazione**, e viene indicato con  $L_V$ : per l'acqua esso vale 539 kcal/kg (o 2260 kJ/kg). Si noti che  $L_V$  è di solito molto maggiore di  $L_F$ , perchè è necessaria molta più energia (calore, lavoro) per far sì che le molecole, che nella fase liquida si spostano ancora nelle loro buche di potenziale, riescano a fuoriuscirne completamente nella fase di vapore, rispetto a quanto ne serve per liberare le molecole dalle posizioni relativamente fisse della fase solida (che vibrano sul fondo delle loro buche di potenziale) in modo che possano scorrere liberamente l'una sull'altra nella fase liquida.



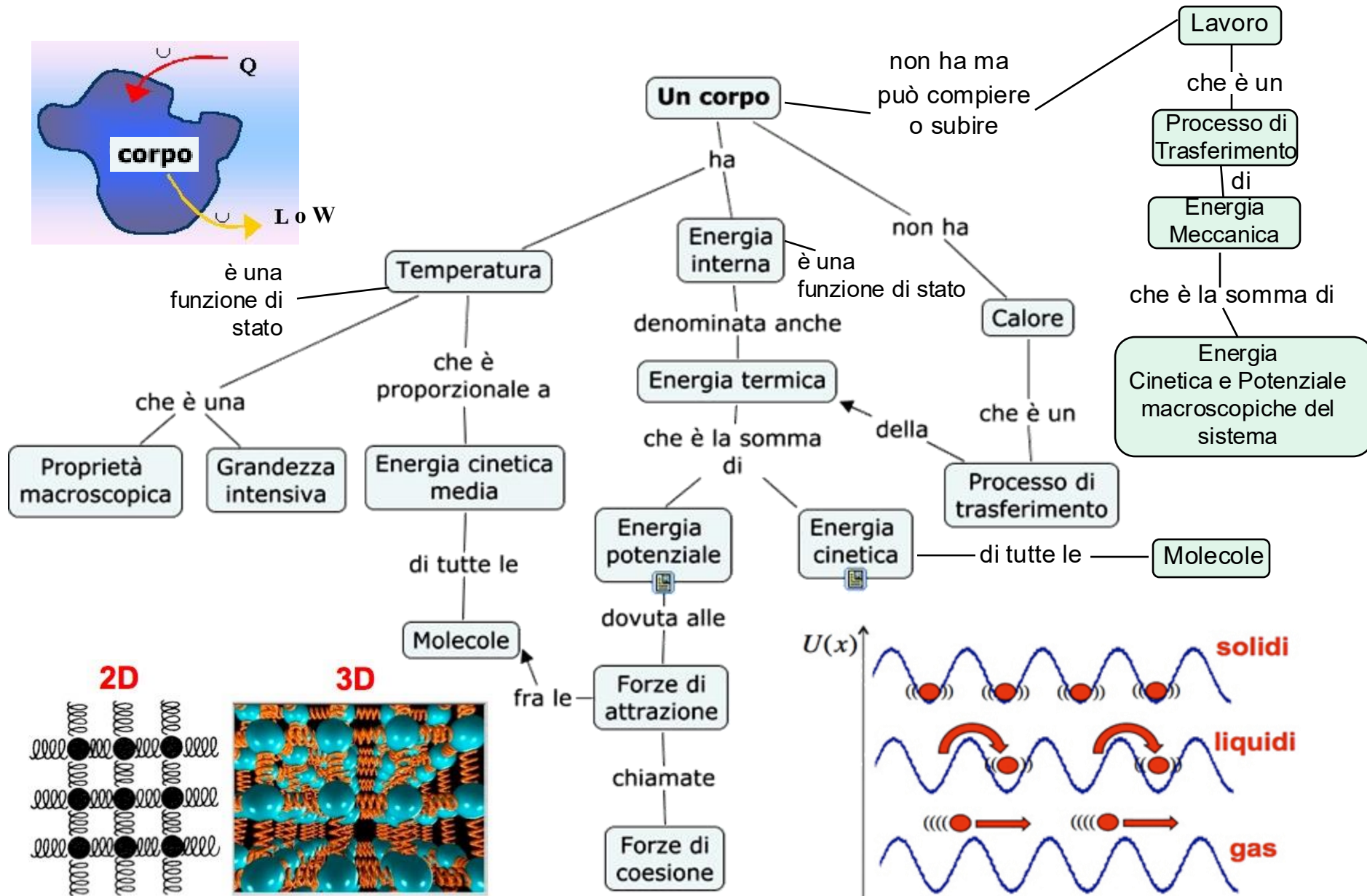


# Calore Latente e Cambiamenti di Stato

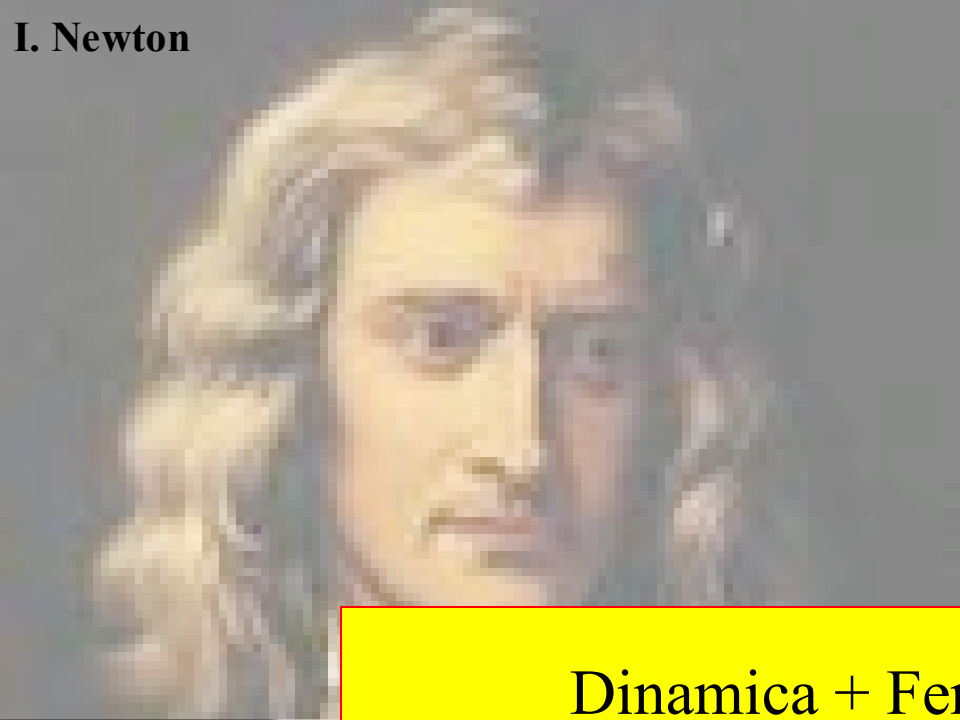
Sostanza	Calore latente di fusione		Calore latente di vaporizzazione	
	J/g	cal/g	J/g	cal/g
acqua	334	80	2260	540
alcol etilico	104,5	25	878	210
etere etilico	97	23,2	355	85
alluminio	222	53,1	10534	2520
ferro	272	65	6688	1600
oro	67,3	16,1	1588	380
rame	209	50	4807	1150



# Ricapitolando...



**I. Newton**



**J.P. Joule**



**Dinamica + Fenomeni Termici  
= TERMODINAMICA**



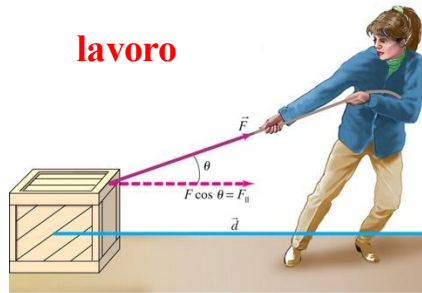
**J.C. Maxwell**



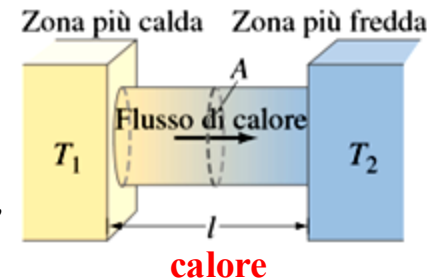
**L. Boltzmann**

# Cos'è la Termodinamica?

**Termodinamica** è il nome che viene dato allo studio di tutti quei **processi che coinvolgono il trasferimento di energia sotto forma di calore e di lavoro**.



Ricordiamo che la **differenza tra lavoro e calore** sta nel fatto che *il lavoro è un trasferimento di energia 'ordinato' dovuto a cause di origine meccanica (azione di forze esterne che producono spostamento)* mentre *il calore è un trasferimento di energia 'disordinato' dovuto ad una differenza di temperatura*.



In termodinamica è d'uso riferirsi spesso all'oggetto o agli oggetti presi in considerazione con il termine, di “**sistema termodinamico**”, mentre tutto ciò che del sistema non fa parte verrà definito con il termine “**ambiente esterno**”. L'insieme **sistema + ambiente** costituisce l’“**universo**”.



Con “**sistema aperto**” si intende un sistema in grado di scambiare sia energia che materia con l'ambiente, mentre con “**sistema chiuso**” un sistema in grado di scambiare con l'ambiente solo energia ma non materia: molti dei sistemi ideali che si studiano in fisica sono chiusi, mentre la maggior parte dei sistemi reali, compresi anche piante, animali ed esseri umani, sono aperti, poichè oltre all'energia scambiano materiali (ossigeno, nutrimento, prodotti di rifiuto) con l'ambiente.

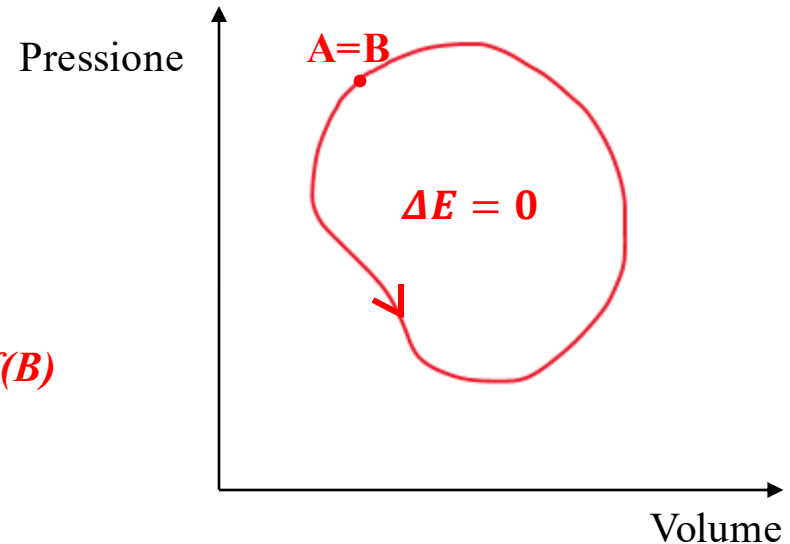
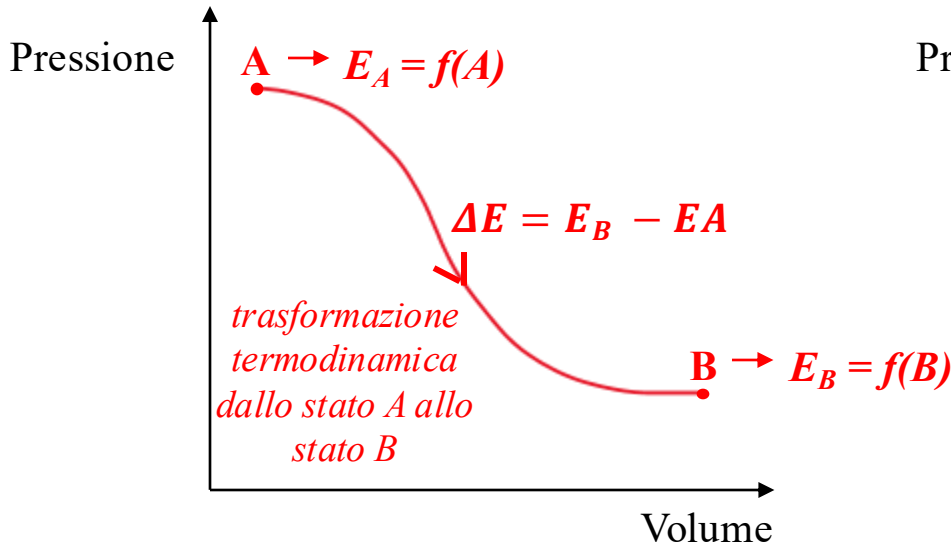
Infine, un sistema che non può scambiare nè energia nè materia con l'ambiente esterno si dice “**isolato**”: spesso in termodinamica si fa riferimento a sistemi isolati, anche se l'unico vero sistema isolato che si conosca è (per definizione!) l'Universo nel suo complesso. Non potendo scambiare con l'esterno nè materia nè energia, per un sistema isolato vale sempre la **conservazione dell'energia**, nel senso che il calore perso da una parte di esso (a maggiore temperatura) deve essere sempre uguale al calore guadagnato da un'altra parte (a minore temperatura).

# Il Primo Principio della Termodinamica

La legge che descrive la variazione di energia interna di un sistema termodinamico in funzione degli scambi di calore e lavoro con l'ambiente è conosciuta con il nome di **primo principio della termodinamica**. Esso recita che *la variazione di energia interna  $\Delta E$  di un sistema (chiuso) soggetto a una trasformazione termodinamica, è uguale all'energia fornita al sistema mediante il calore assorbito meno l'energia persa mediante il lavoro compiuto dal sistema sull'ambiente esterno:*

$$\Delta E = Q - W$$

dove  $Q$  è il calore complessivo assorbito o ceduto dal sistema e  $W$  il lavoro complessivo compiuto o subito dal sistema. Si noti che l'energia interna  $E$  è **una funzione di stato**, cioè dipende solo dallo stato termodinamico del sistema, quindi se il sistema torna allo stato di partenza si ha  $\Delta E = 0$ .





# Il Primo Principio della Termodinamica

La legge che descrive la variazione di energia interna di un sistema termodinamico in funzione degli scambi di calore e lavoro con l'ambiente è conosciuta con il nome di **primo principio della termodinamica**. Esso recita che *la variazione di energia interna  $\Delta E$  di un sistema (chiuso) soggetto a una trasformazione termodinamica, è uguale all'energia fornita al sistema mediante il calore assorbito meno l'energia persa mediante il lavoro compiuto dal sistema sull'ambiente esterno:*

$$\Delta E = Q - W$$

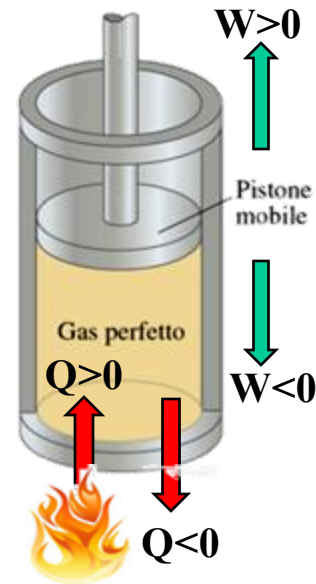
dove  $Q$  è il calore complessivo assorbito o ceduto dal sistema e  $W$  il lavoro complessivo compiuto o subito dal sistema. Si noti che l'energia interna  $E$  è **una funzione di stato**, cioè dipende solo dallo stato termodinamico del sistema, quindi se il sistema torna allo stato di partenza si ha  $\Delta E = 0$ .

Bisogna ovviamente **fare attenzione ai segni di  $Q$  e  $W$** . Consideriamo ad esempio il **sistema chiuso** formato dal nostro solito **gas perfetto** dentro la scatola, che può scambiare calore con l'esterno e compiere o subire lavoro tramite il movimento (in su o in giù, rispettivamente) del pistone mobile.

Avremo che  $Q$  è positivo ( $Q > 0$ ) se il calore, fornito dall'ambiente (per es. da un fornello), è assorbito dal gas (dunque la sua energia interna  $E$  aumenta) mentre è negativo ( $Q < 0$ ) se il calore è ceduto dal gas all'ambiente (e la sua  $E$  diminuisce).

Avremo, inoltre, che  $W$  è positivo ( $W > 0$ ) se è il gas a compiere lavoro sollevando il pistone grazie alla pressione esercitata dalla sue molecole (in questo caso la sua  $E$  diminuisce), mentre è negativo ( $W < 0$ ) se il lavoro è compiuto sul gas da una forza esterna che comprime il pistone (facendo così aumentare l'energia  $E$  del gas).

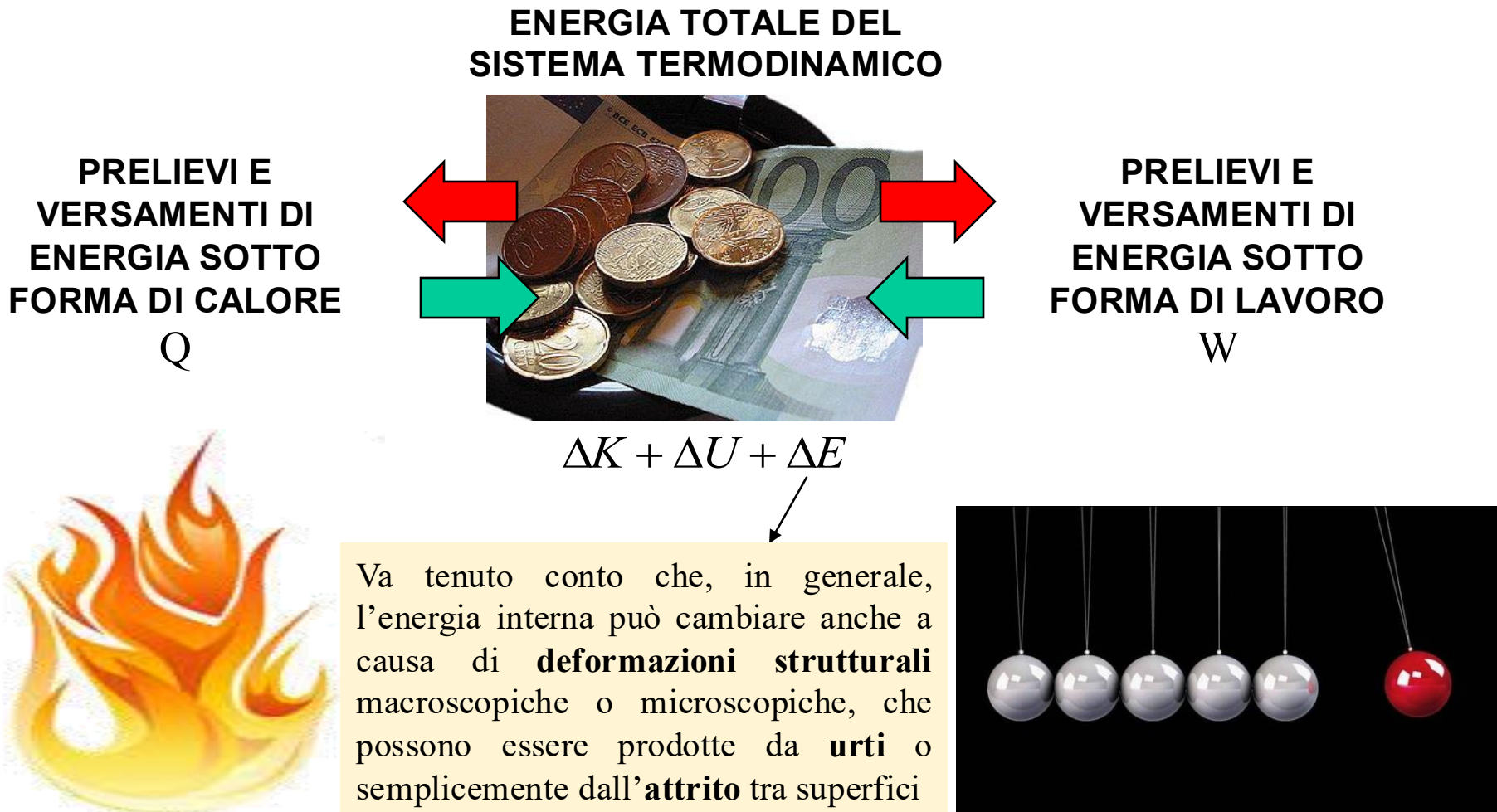
Dunque, considerando calore e lavoro come scambi di energia interna, il primo principio può essere considerato una **generalizzazione del principio di conservazione dell'energia**, che viene così esteso dai soli fenomeni meccanici anche ai fenomeni termici.





# Il Primo Principio della Termodinamica

A questo punto, per esprimere il primo principio con **un'equazione che sia veramente completa**, cioè che includa oltre al **calore** (Q), al **lavoro** (W) e **all'energia interna** (E) di un sistema anche le due forme **macroscopiche** di energia meccanica che già abbiamo incontrato, cioè **l'energia cinetica** (K) e quella **potenziale** (U), possiamo scrivere:  $\Delta K + \Delta U + \Delta E = Q - W$



# Il Primo Principio della Termodinamica

A questo punto, per esprimere il primo principio con **un'equazione che sia veramente completa**, cioè che includa oltre al **calore** ( $Q$ ), al **lavoro** ( $W$ ) e **all'energia interna** ( $E$ ) di un sistema anche le due forme **macroscopiche** di energia meccanica che già abbiamo incontrato, cioè **l'energia cinetica** ( $K$ ) e quella **potenziale** ( $U$ ), possiamo scrivere:  $\Delta K + \Delta U + \Delta E = Q - W$

## Esempio 1

Una **pietra** viene lasciata cadere a terra da una certa altezza  $h$ . Già sappiamo che, per il principio di conservazione dell'energia meccanica, inizialmente la pietra possiede solo energia potenziale  $U$ , che poi cadendo si trasforma gradualmente in energia cinetica finché, un istante prima di toccare il suolo, la sua energia è tutta cinetica ( $K$ ). **Appena tocca il suolo**, però, anche l'energia cinetica sembra svanire nel nulla perché la pietra si ferma. ***Dove è finita l'energia cinetica persa dalla pietra?***



E' evidente che, considerando la nostra pietra come **sistema termodinamico**, l'urto con il terreno ( $\Delta U = 0$ ) produce un **aumento** della sua energia interna ( $\Delta E > 0$ ) dovuto sia alla diminuzione di **energia cinetica** ( $\Delta K < 0$ ) della pietra stessa (che di fatto si ferma toccando il terreno), sia alla deformazione (microscopica) della pietra dovuta al **lavoro** ( $W < 0$ ) effettuato su di essa dal terreno, che causa sia un aumento della velocità di vibrazione delle molecole della pietra che una variazione dei legami intermolecolari. Avremo quindi:  $\Delta E = -\Delta K - W > 0$

E' chiaro che nell'urto non c'è tempo per uno scambio di calore con l'esterno ( $Q = 0$ ) ma la parte cinetica dell'aumento della energia interna si tradurrà in un aumento della **temperatura** della pietra, che risulterà più calda di com'era prima dell'urto.

# Il Primo Principio della Termodinamica

A questo punto, per esprimere il primo principio con **un'equazione che sia veramente completa**, cioè che includa oltre al **calore** (Q), al **lavoro** (W) e **all'energia interna** (E) di un sistema anche le due forme **macroscopiche** di energia meccanica che già abbiamo incontrato, cioè **l'energia cinetica** (K) e quella **potenziale** (U), possiamo scrivere:  $\Delta K + \Delta U + \Delta E = Q - W$

## Esempio 2

Un **proiettile** di 3.0 g che viaggia a 400 m/s perfora il **tronco** di un albero ed esce dall'altra parte con una velocità di 200 m/s. *Dove è finita l'energia cinetica persa dal proiettile e quale energia è stata trasferita?*



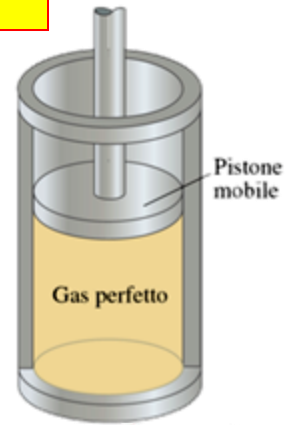
Se stavolta consideriamo come **sistema termodinamico** il sistema formato dal **proiettile + l'albero**, non è coinvolta variazione di energia potenziale (quindi  $\Delta U = 0$ ). Inoltre, non viene compiuto lavoro su (o dal) sistema da parte di forze esterne ( $W = 0$ ), né vi è aggiunta di calore dall'esterno, poiché non vi è trasferimento di energia da o per il sistema dovuto ad una differenza di temperatura ( $Q = 0$ ). Il sistema considerato è, dunque, praticamente isolato. In sostanza, quello che accade è che, anche in questo caso, **l'energia cinetica** del proiettile si trasforma in **energia interna** (energia termica) del proiettile e dell'albero; infatti il primo principio della termodinamica ci dice che:

$$\Delta K + \Delta E = 0 \rightarrow \Delta E = -\Delta K = -(K_f - K_i) = \frac{1}{2} m(v_i^2 - v_f^2) = \frac{1}{2} (3.0 \cdot 10^{-3} \text{ kg}) [(400 \text{ m/s})^2 - (200 \text{ m/s})^2] = 180 \text{ J}$$

Dunque, le energie interne di proiettile ed albero crescono entrambe, ed entrambi si deformano e subiscono un aumento di temperatura. Se avessimo scelto come sistema il **solo proiettile**, allora il sistema non sarebbe più stato isolato e sarebbe stato compiuto lavoro su di esso da parte dell'albero, come nel caso della pietra e del terreno visto in precedenza.

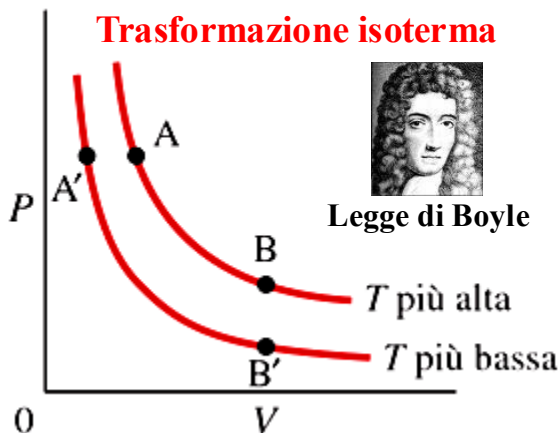
# Trasformazioni Termodinamiche $\Delta E = Q - W$

Analizziamo ora qualche semplice trasformazione alla luce del primo principio della termodinamica. Consideriamo per iniziare un sistema *chiuso*, ad esempio una certa massa di **gas perfetto** dentro un contenitore dotato di pistone mobile e di strumenti per misurare la pressione e la temperatura del gas. Ricordiamo che all'energia interna  $E$  di un gas perfetto contribuisce solo l'energia cinetica delle molecole del gas (**le interazioni intermolecolari sono infatti, per definizione, trascurabili**).



## Trasformazione isoterma

È un processo ideale che avviene a **temperatura costante**:  $\Delta T = \Delta E = 0$  quindi, per il primo principio,  **$Q = W$** . Sappiamo già che, poichè per i gas perfetti vale la legge  $PV=nRT$ , quando la temperatura  $T$  è costante tale equazione diventa del tipo  $PV=\text{cost.}$ , cioè  $P = \text{cost.} / V$ , che nel diagramma  $P=f(V)$  è rappresentata da un *ramo di iperbole equilatera* del tipo  $y=a/x$  (vedi curva A-B in figura), detta appunto curva **isoterma**, la cui posizione dipende da  $T$ . Ogni punto di una **curva isoterma**, essendo identificato univocamente dalle tre variabili  $P, V$  e  $T$ , rappresenta uno **stato** del nostro gas ideale in un certo momento. Per questo il diagramma in figura viene anche detto **"diagramma di stato"**.

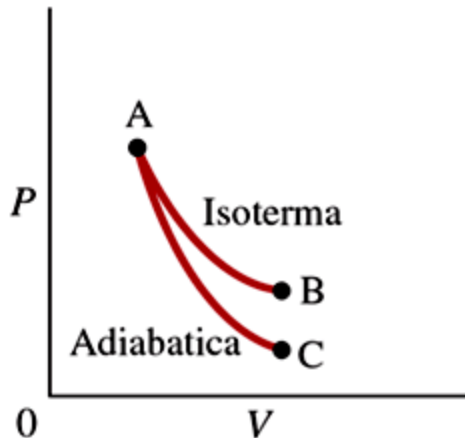


Per realizzare **in pratica** una trasformazione isoterma immaginiamo che il contenitore sia a contatto con una fonte di calore la cui temperatura  $T$  non cambia nel tempo. Se il gas si trova inizialmente nello stato A, e una certa quantità di calore  $Q>0$  viene fornita dall'esterno al sistema, esso si espanderà compiendo un lavoro  **$W = Q$** , aumenterà il suo volume  $V$  e diminuirà la sua pressione  $P$ : dovendo  $T$  rimanere costante, il punto rappresentativo del sistema nel diagramma di stato si muoverà quindi lungo la curva isoterma fino a raggiungere lo stato B. Se  $T$  fosse stata più bassa e il gas fosse partito, ad esempio, dallo stato A', la sua espansione isoterma lo avrebbe portato invece nello stato B'.

# Trasformazioni Termodinamiche $\Delta E = Q - W$

## Trasformazione adiabatica

Si definisce adiabatica una trasformazione in cui **non si verifica alcuno scambio di calore** tra il sistema e l'ambiente esterno, cioè  $Q = 0$ . Questo accade quando il sistema è, in buona approssimazione, *isolato*. L'espansione dell'universo primordiale subito dopo il **big bang** ne è un classico esempio, ma lo è anche l'espansione dei gas nella combustione interna ai pistoni di un **motore a scoppio**, dove la trasformazione avviene così rapidamente che il calore (che fluisce lentamente) non dispone di un tempo sufficiente per entrare o uscire dal sistema.



Trasformazione adiabatica

Una lenta **espansione adiabatica** di un gas perfetto segue, nel diagramma PV, una curva come quella A-C: poichè infatti  $Q = 0$ , dal primo principio della termodinamica segue che  $\Delta E = -W$ , cioè se il gas compie lavoro  $W > 0$  sul pistone, facendolo sollevare, la sua energia interna, e quindi la sua temperatura, diminuiscono ( $\Delta E < 0$ ) e il gas si raffredda. Rispetto alla trasformazione isoterma vista prima, che dal punto A passava a B (con  $\Delta E = \Delta T = 0$ ), stavolta il sistema passa da A al punto C, in quanto nella trasformazione adiabatica la temperatura non è più costante e la pressione, aumentando il volume, diminuisce più rapidamente. Nella *trasformazione inversa*, la compressione adiabatica, il lavoro è invece compiuto sul gas comprimendo il pistone (cioè  $W < 0$ ), quindi il sistema passa dal punto C al punto A e la sua energia interna e temperatura aumentano ( $\Delta E > 0$ ). Ad esempio, la **compressione adiabatica** che avviene nei motori diesel riscalda la miscela aria-combustibile a tal punto che essa si infiamma spontaneamente.

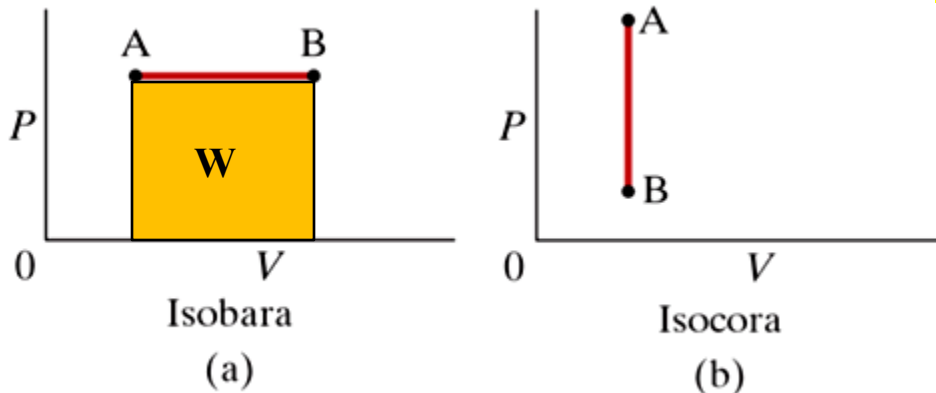
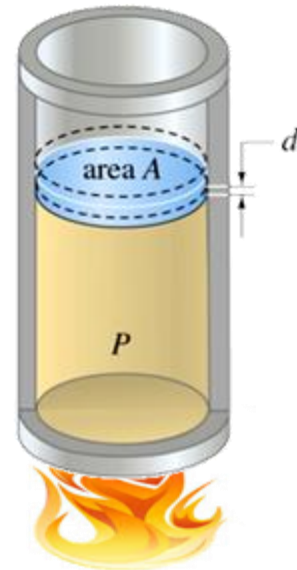


# Trasformazioni Termodinamiche $\Delta E = Q - W$

## Trasformazione isobara e trasformazione isocora

Altri due tipi di trasformazioni termodinamiche importanti sono quella **isobara**, in cui la pressione viene mantenuta costante e quindi la curva nel diagramma PV è rappresentata da una retta orizzontale parallela all'asse V, figura (a), e quella **isocora**, o isovolumica, in cui il volume non subisce variazioni e la curva nel diagramma PV diventa una retta verticale parallela all'asse P, figura (b).

La **trasformazione isobara** si realizza fisicamente fornendo calore ( $Q = C\Delta T$ ) e facendo aumentare contemporaneamente il volume e la temperatura del gas, in modo che la pressione resti costante quando si passa dal punto A al punto B. In questo caso è facile *calcolare il lavoro compiuto dal gas* che si espande a pressione P costante. Se le molecole del gas esercitano una forza totale F sul pistone (di area A) e lo sollevano per una distanza d, il lavoro sarà infatti  $W = Fd = PAd$ , e poichè  $Ad = \Delta V$  è la variazione di volume del gas in *espansione*, il lavoro compiuto in una trasformazione isobara si potrà esprimere come  $W = P\Delta V > 0$ . Questa equazione, valida a pressione costante anche per i liquidi e i solidi, si può utilizzare anche se il gas viene *compresso* dal pistone: in tal caso  $\Delta V < 0$  e dunque anche il lavoro compiuto dal sistema sarà negativo, cioè  $W < 0$ . In generale quindi:  $\Delta E = C\Delta T - P\Delta V$

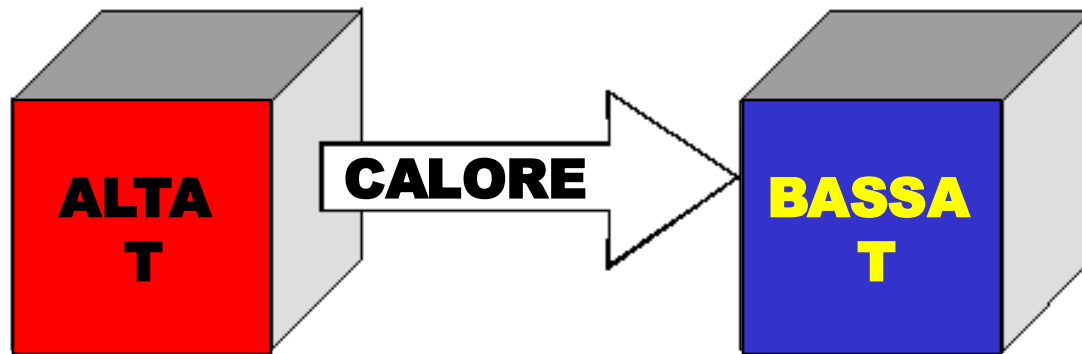


In una **trasformazione isocora**, invece, che si realizza ad esempio fissando il pistone e sottraendo energia al sistema (facendo così diminuire pressione e temperatura), il volume non subisce variazioni ( $\Delta V = 0$ ) e dunque *non viene compiuto alcun lavoro*, cioè  $W = 0$ . Per il primo principio quindi:  $\Delta E = C\Delta T$ .



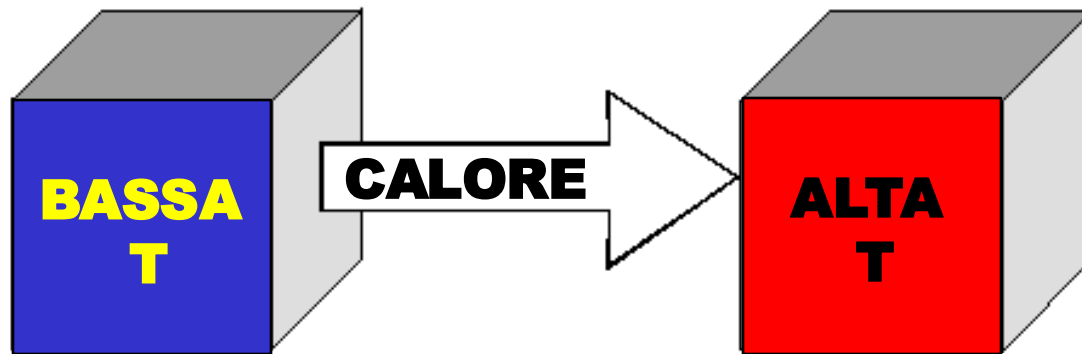
# Il Secondo Principio della Termodinamica

Abbiamo visto che il *primo principio della termodinamica* stabilisce che l'energia totale (meccanica + termica + scambi sotto forma di calore e lavoro) di un sistema *chiuso* o *isolato* si conserva durante qualsiasi trasformazione di stato (per i sistemi *aperti* le cose si complicano, ma il primo principio resta valido). Esso **non spiega** però come mai in natura si osservino, ad esempio, solo trasformazioni in cui il calore fluisce dagli oggetti più caldi a quelli più freddi e perché non possa avvenire **spontaneamente** il contrario (nel qual caso l'energia totale continuerebbe ancora comunque a conservarsi).



**AVVIENE  
SPONTANEAMENTE**

**PERCHE'?**

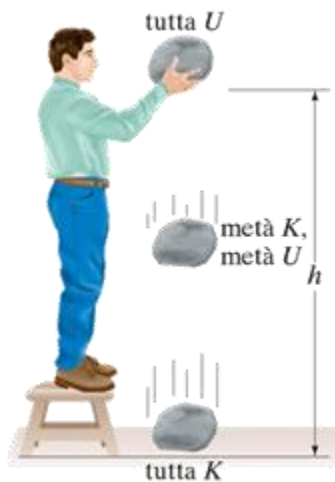


**NON  
AVVIENE  
SPONTANEAMENTE**

# Il Secondo Principio della Termodinamica

Abbiamo visto che il *primo principio della termodinamica* stabilisce che l'energia totale (meccanica + termica + scambi sotto forma di calore e lavoro) di un sistema *chiuso* o *isolato* si conserva durante qualsiasi trasformazione di stato (per i sistemi *aperti* le cose si complicano, ma il primo principio resta valido). Esso **non spiega** però come mai in natura si osservino, ad esempio, solo trasformazioni in cui il calore fluisce dagli oggetti più caldi a quelli più freddi e perché non possa avvenire **spontaneamente** il contrario (nel qual caso l'energia totale continuerebbe ancora comunque a conservarsi).

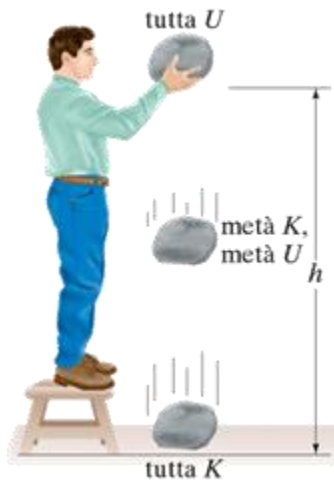
Ma non solo. Esistono moltissimi **altri esempi** in natura di trasformazioni termodinamiche che avvengono solo in un senso e mai nel senso inverso: *perché un sasso che cade a terra dall'alto si riscalda a causa dell'urto col terreno, ma un sasso che si trova già a terra, se riscaldato, non si solleva? Perché i vasi di vetro si rompono in mille pezzi, mentre mille pezzi di vetro non si ricompongono mai spontaneamente a formare un vaso? Perché se mettete il caffè nel latte e mescolate ottenete un caffelatte, ma se mescolate un caffelatte non otterrete mai spontaneamente la separazione tra latte e caffè?*



# Il Secondo Principio della Termodinamica

Abbiamo visto che il *primo principio della termodinamica* stabilisce che l'energia totale (meccanica + termica + scambi sotto forma di calore e lavoro) di un sistema *chiuso* o *isolato* si conserva durante qualsiasi trasformazione di stato (per i sistemi *aperti* le cose si complicano, ma il primo principio resta valido). Esso **non spiega** però come mai in natura si osservino, ad esempio, solo trasformazioni in cui il calore fluisce dagli oggetti più caldi a quelli più freddi e perché non possa avvenire **spontaneamente** il contrario (nel qual caso l'energia totale continuerebbe ancora comunque a conservarsi).

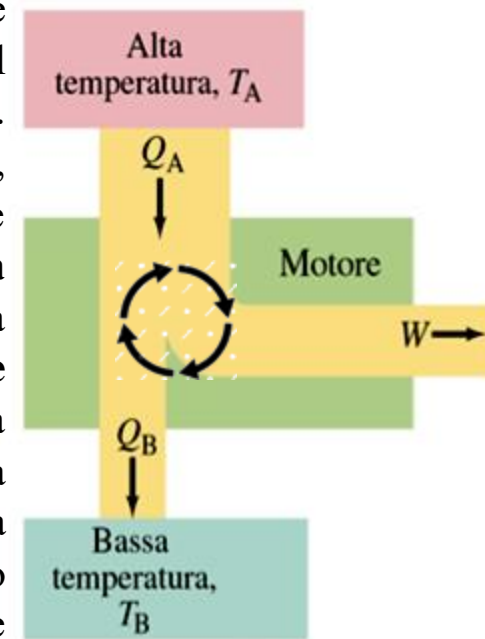
In tutti questi esempi, il primo principio della termodinamica non sarebbe violato da nessuna delle trasformazioni inverse, ma esse non avvengono comunque perchè in tal caso **sarebbe violata un'altra legge fondamentale della natura, il secondo principio della termodinamica**, formulato dai fisici nella seconda metà dell'Ottocento. Esso può essere enunciato in molti modi diversi ma equivalenti, che in ultima analisi – come scoprì Boltzmann – sembrano ricondursi tutti alla **asimmetria fondamentale che esiste, nel nostro universo, tra i trasferimenti di energia «ordinati» (lavoro) e quelli «disordinati» (calore)**. Ma procediamo con calma...



# Le Macchine Termiche

Un primo indizio nella giusta direzione si ebbe quando, occupandosi di termodinamica, gli scienziati scoprirono che, sebbene **lavoro e calore** siano entrambe forme di trasferimento di energia, esiste tra loro una fondamentale **asimmetria**. Se infatti è facilissimo ottenere calore compiendo lavoro (basta pensare all'attrito generato con il movimento), l'inverso è molto più complicato e l'invenzione di un dispositivo in grado di farlo avvenne solo nel 1700, con l'introduzione delle cosiddette “**macchine termiche**”, ossia macchine in grado di ottenere lavoro attraverso la produzione di calore.

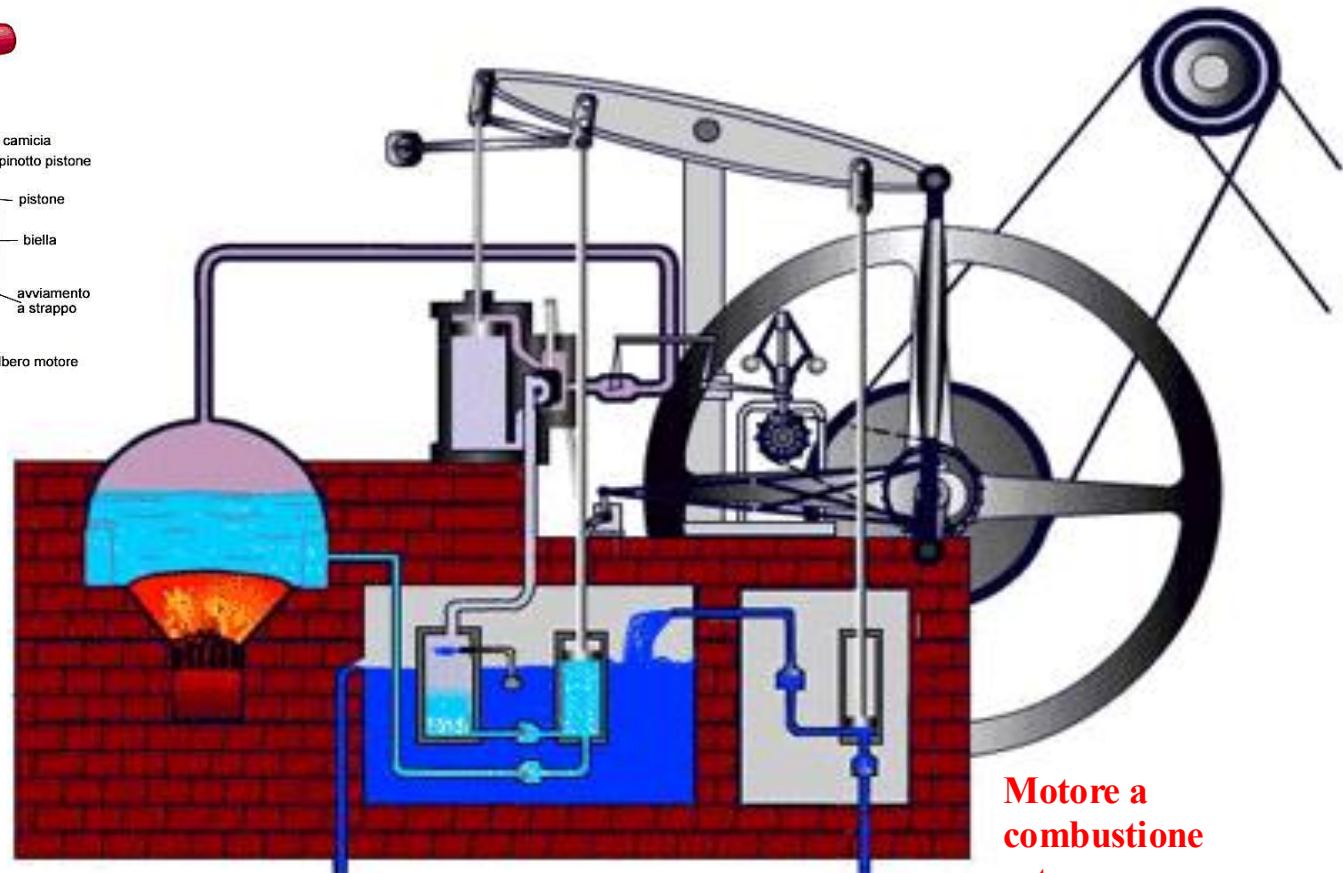
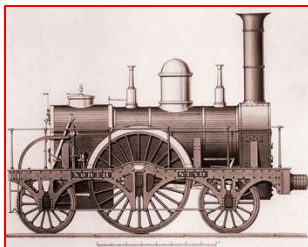
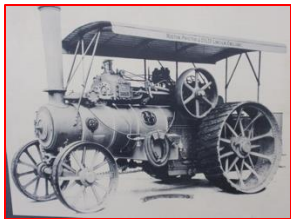
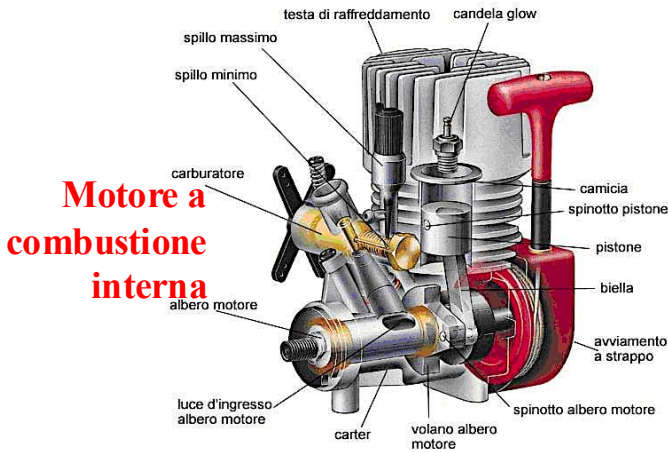
Una **macchina termica** può ottenere lavoro  $W$ , cioè energia meccanica, dall'energia termica solo se il calore  $Q$  viene lasciato fluire da una sorgente ad alta temperatura  $T_A$  ad un serbatoio a più bassa temperatura  $T_B$ : in tal caso una parte del calore può effettivamente essere trasformata in lavoro. Questo tipo di macchine sono sistemi chiusi che **lavorano ciclicamente**, cioè operano delle trasformazioni termodinamiche che si ripetono più volte riportando il sistema sempre al punto di partenza: in ogni ciclo la **variazione di energia interna è sempre nulla** ( $\Delta E=0$ ) perchè il sistema torna allo stato iniziale e, come già detto, l'energia interna  $E$  è una **funzione di stato** (quindi dipende esclusivamente dallo stato in cui si trova il sistema e non da come ci è arrivato). Ciò significa che, per il **primo principio**, si ha  $(Q_A - Q_B) - W = 0 \rightarrow Q_A = W + Q_B$ , quindi il calore  $Q_A$  immesso ad alta temperatura  $T_A$  è in parte trasformato in lavoro utile  $W$  e in parte scaricato come calore  $Q_B$  a bassa temperatura  $T_B$  (conservazione dell'energia). Le temperature  $T_A$  e  $T_B$  sono dette temperature di funzionamento della macchina termica.





# Le Macchina a Vapore

Un tipico esempio di macchina termica è la **macchina a vapore**, alla cui categoria appartengono i moderni **motori a combustione interna** (del tipo cosiddetto “alternativo”), utilizzati nella maggior parte delle automobili e nei quali l’alta temperatura si ottiene bruciando una miscela di aria e benzina direttamente nei cilindri. In passato invece l’alta temperatura si otteneva bruciando carbone nella caldaia dei motori a **combustione esterna** (vedi animazione).



**Motore a combustione esterna**

# Rendimento delle Macchine Termiche

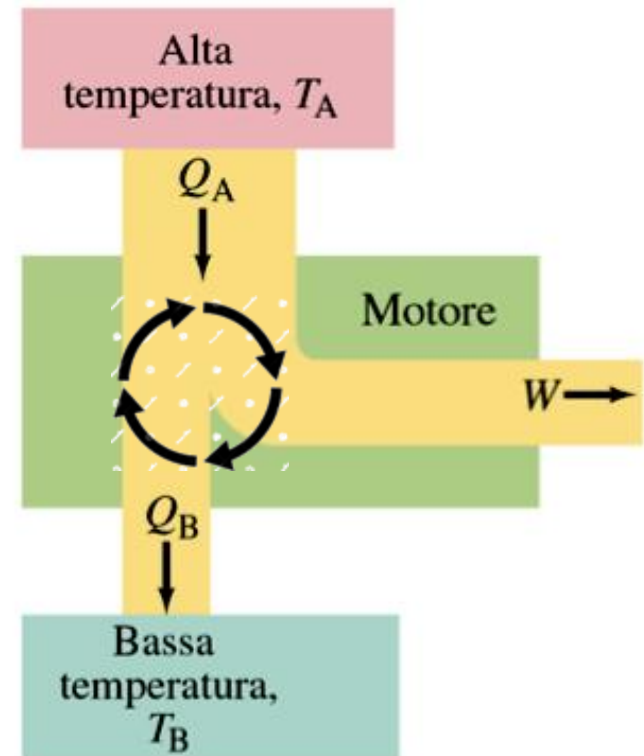
Si definisce “**rendimento**”, o “**efficienza**”  $e$ , di una qualsiasi macchina termica (o motore termico) il rapporto tra il lavoro compiuto,  $W$ , e il calore fornito ad alta temperatura,  $Q_A$ . La definizione è ragionevole perchè  $W$  rappresenta la resa (l’output) della macchina, mentre  $Q_A$  è ciò che si immette (l’input) e si consuma come carburante bruciato. Poiché **l’energia totale deve essere conservata**, come abbiamo già detto il calore immesso dovrà essere uguale al lavoro compiuto più il calore ceduto a bassa temperatura  $Q_B$  e dunque avremo:

$$Q_A = W + Q_B \quad \square \quad W = Q_A - Q_B$$

da cui il **rendimento** della macchina termica sarà:

$$e = \frac{W}{Q_A} = \frac{Q_A - Q_B}{Q_A} = 1 - \frac{Q_B}{Q_A}$$

che è un **numero compreso tra 0 e 1** (per ottenere un **rendimento in percentuale** l’equazione appena ottenuta deve essere moltiplicata per 100). Ovviamente, quello che si cominciò a fare sin dalla introduzione delle prime macchine termiche, fu di cercare di rendere la loro efficienza più grande possibile, in modo da ottenere la maggior quantità di lavoro utile. Si noti che  $e$  potrebbe essere pari ad 1 (cioè al 100%) solo se  $Q_B$  fosse zero, cioè se non venisse scaricato calore nell’ambiente. Il problema però, come vedremo tra un attimo, è che questo **non è possibile...**



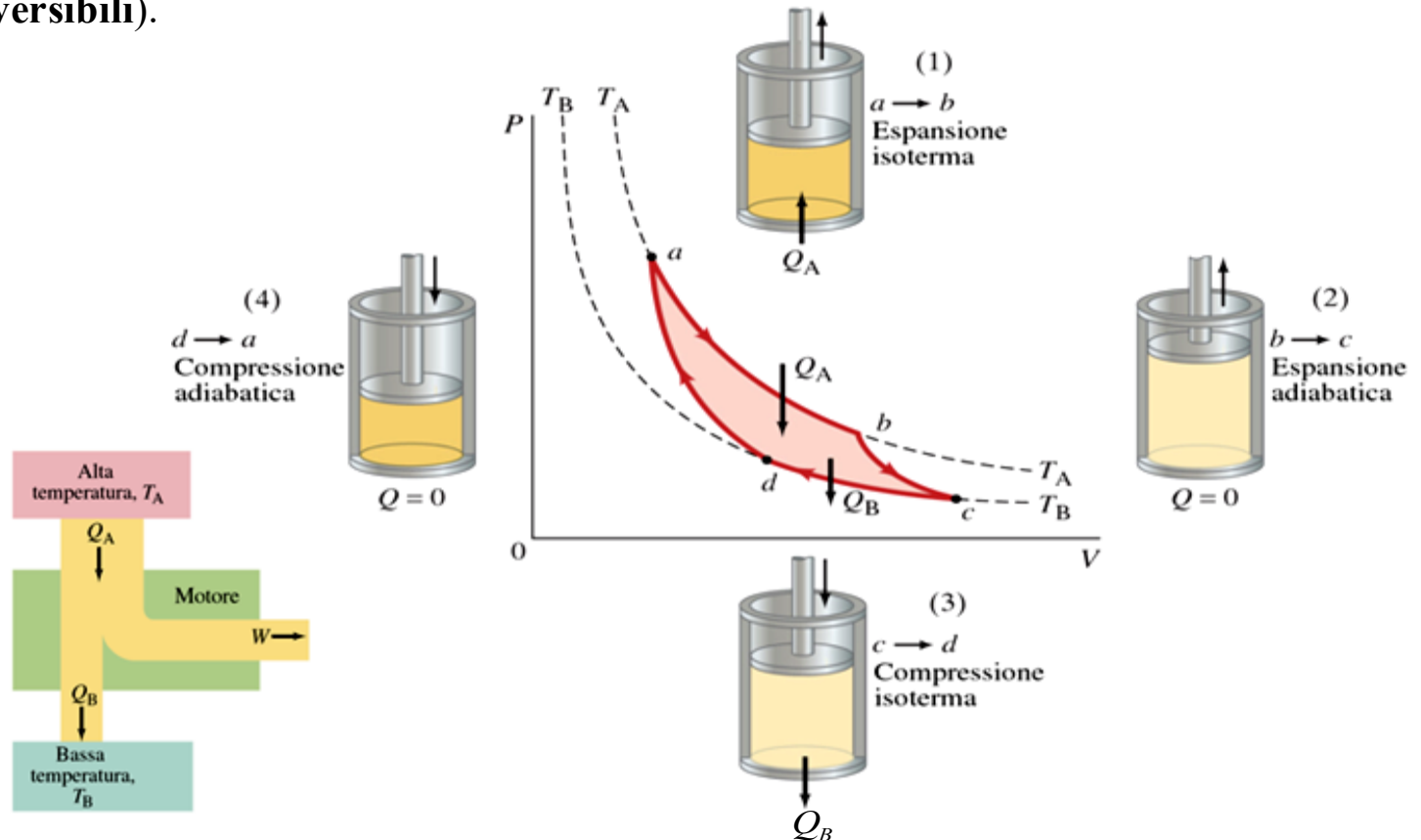


# La Macchina di Carnot

Per capire come fosse possibile massimizzare il rendimento di una macchina termica, lo scienziato francese **Sadi Carnot** esaminò le caratteristiche di una macchina termica ideale, che venne poi chiamata in suo onore “**macchina di Carnot**”. Essa consiste di quattro trasformazioni compiute ciclicamente, due delle quali (1 e 3) sono **isoterme** ( $\Delta T=0$ ) mentre le altre due (2 e 4) sono **adiabatiche** (con  $Q=0$ ). Si assume che tutte le trasformazioni siano **reversibili**, cioè che siano compiute così lentamente che l'intero processo possa invertirsi senza alterare il lavoro o il calore scambiato con l'ambiente (cosa che non potrebbe avvenire nella realtà, a causa di attriti e turbolenza, per cui le trasformazioni reali vengono dette appunto **irreversibili**).



**Sadi Carnot**  
(1796-1832)



# Rendimento della Macchina di Carnot

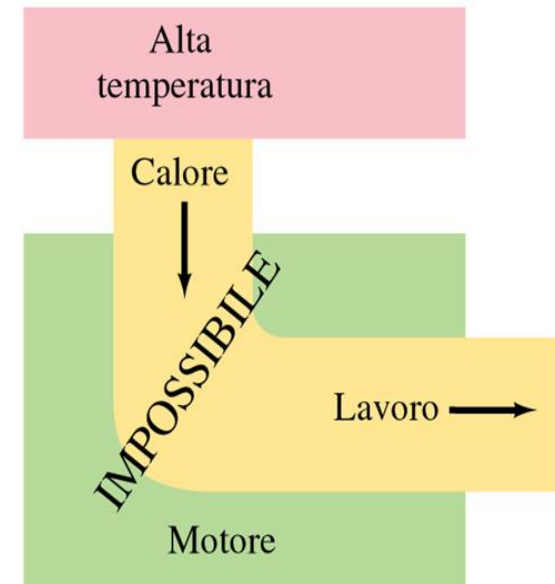
Carnot dimostrò che, per una macchina ideale reversibile, i calori  $Q_A$  e  $Q_B$  sono proporzionali alle temperature di funzionamento  $T_A$  e  $T_B$  (in gradi Kelvin) e dunque **il rendimento di una macchina di Carnot** può essere scritto:

$$e_{ideale} = \frac{T_A - T_B}{T_A} = 1 - \frac{T_B}{T_A}$$

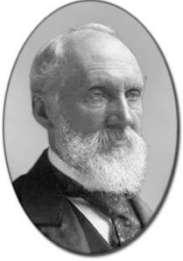
Questo è il **limite teorico** del rendimento di qualsiasi macchina termica: le macchine reali non avranno mai un rendimento così alto (al massimo, i migliori motori riescono a raggiungere tra il 60% e l'80% del rendimento di una macchina di Carnot).

$$e_{reale} = 1 - \frac{Q_B}{Q_A} < e_{ideale} = 1 - \frac{T_B}{T_A}$$

Dall'espressione del rendimento della macchina di Carnot si deduce che, a temperatura normale, **un rendimento del 100% non è comunque possibile, nemmeno per una macchina ideale**: lo sarebbe, infatti, solo se la temperatura di scarico  $T_B$  fosse allo zero assoluto, ma sappiamo che **raggiungere lo zero assoluto è impossibile!** Dunque avremo sempre  $T_B > 0$ , e di conseguenza anche  $Q_B > 0$ , e quindi possiamo affermare definitivamente che non è possibile creare una macchina termica che funzioni ad una sola temperatura o, in alternativa, essendo  $W = Q_A - Q_B$ , che: **“Non è possibile creare alcun dispositivo il cui solo effetto sia quello di trasformare una certa quantità di calore completamente in lavoro”** (di fatto oggi il rendimento medio di un motore a combustione interna varia tra il 25% e il 40%, mentre quello dei motori a combustione esterna era tipicamente inferiore al 10%).



# Macchine Termiche e Secondo Principio



Lord Kelvin  
(1824-1907)

**“Non è possibile creare alcun dispositivo il cui solo effetto sia quello di trasformare una certa quantità di calore completamente in lavoro”.**



Max Planck  
(1858-1947)

Questo enunciato è noto come **formulazione di Kelvin-Planck del secondo principio della termodinamica** e ci dice sostanzialmente che il lavoro è una forma più pregiata di energia rispetto al calore, visto che il primo è completamente trasformabile nel secondo ma non il viceversa.

Fu però solo **Ludwig Boltzmann**, alla fine dell'Ottocento, a capire per primo che **il motivo** di ciò risiede nel fatto che – come sappiamo – il lavoro è un trasferimento di energia ordinato, mentre il calore è un trasferimento di energia disordinato, e **l'ordine, nel nostro universo, è molto più pregiato del disordine!**



Ludwig Boltzmann  
(1844-1906)

**Ma... perché l'ordine è più pregiato del disordine?**

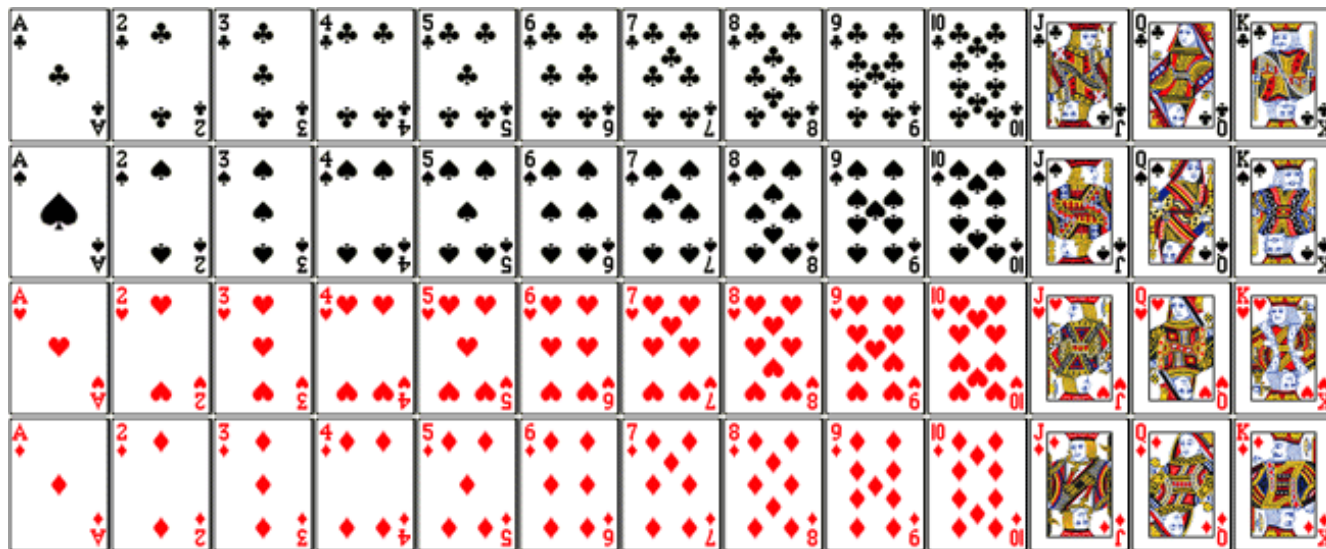
**Perché, come scoprì Boltzmann, l'ordine è come l'oro, molto pregiato perché molto raro, ed è molto raro perché è molto, ma molto, meno probabile del disordine!**



# L'Ordine è molto meno probabile del Disordine

## Esempio: le carte da gioco

1 sola configurazione, che chiamiamo **ORDINATA**, corrisponde alle 52 carte disposte ordinatamente dall'asso al re per tutti e quattro i semi (vedi figura a destra)...

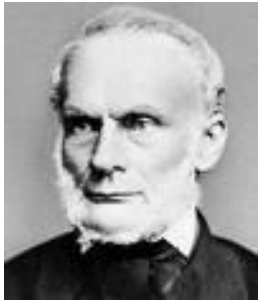


...mentre un numero (W) enorme di configurazioni (circa  $10^{68}$ ), che chiamiamo **DISORDINATE**, corrispondono alle carte disposte in maniera casuale (vedi figura a sinistra).

Dunque la probabilità di mescolare le carte e ritrovare per caso la configurazione **ORDINATA** è solo una su  $10^{68}$ , cioè è piccolissima, mentre è enormemente più probabile trovarne una qualunque di quelle **DISORDINATE** (non è forse questo il motivo per cui mescoliamo le carte da gioco?).

# L'Entropia di Clausius

In effetti la formulazione più nota del secondo principio della termodinamica non ha a che fare esplicitamente con le macchine termiche, bensì con una grandezza fisica molto importante ed affascinante, la cosiddetta entropia. Ma che cos'è l'**entropia**?



**Rudolf Clausius**  
(1822-1888)

Il concetto di entropia fu introdotto dal fisico tedesco R.J.E. **Clausius** nel 1860 per tenere conto della **irreversibilità** dei processi termodinamici nei sistemi reali. Dato un sistema ad una certa temperatura, volume, pressione ed energia interna, esso avrà anche un dato valore dell'entropia  $S$ , che è una nuova **funzione di stato** del sistema e la cui variazione è legata alla quantità di calore  $\Delta Q$ , fornito al sistema in maniera irreversibile a temperatura  $T$  costante, per mezzo della seguente disequaglianza :

$$\Delta S_{irr} > \Delta S_{rev} = \frac{\Delta Q}{T}$$

Per un sistema isolato, per cui vale  $\Delta Q = 0$ , avremo dunque:  **$\Delta S_{irr} > 0$**

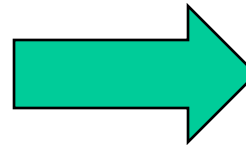
E' questo un altro modo di enunciare il secondo principio della termodinamica: **“In qualsiasi trasformazione spontanea irreversibile, l'entropia totale, cioè l'entropia di un sistema più quella dell'ambiente, aumenta sempre”**.

Dunque, contrariamente a tutte le altre leggi di conservazione della fisica, il secondo principio della termodinamica ci dice che **l'entropia di un sistema isolato ( $\Delta Q = 0$ ) non solo non si conserva ma addirittura cresce sempre** (tranne che nelle trasformazioni reversibili, per le quali  $\Delta S = 0$ ).



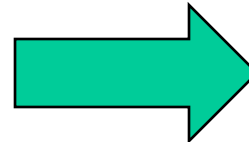
# L'Entropia: una misura del disordine

La ragione di ciò risiede nella **interpretazione microscopica dell'entropia** (dovuta a Boltzmann e alla sua «meccanica statistica») come **misura del disordine di un sistema**, e spiega definitivamente perché il calore fluisce solo dai corpi più caldi a quelli più freddi, perché i vasi rotti non si ricompongono da soli o perché il latte e il caffè, una volta mescolati, non si separano mai spontaneamente: **tutto ciò succede per motivi statistici, cioè semplicemente perché, essendo – come abbiamo visto prima – l'ordine molto più raro del disordine, il passaggio spontaneo dall'ordine al disordine è molto, ma molto, più probabile del passaggio dal disordine all'ordine.**



**ORDINE**

**DISORDINE**



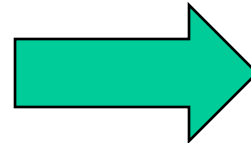
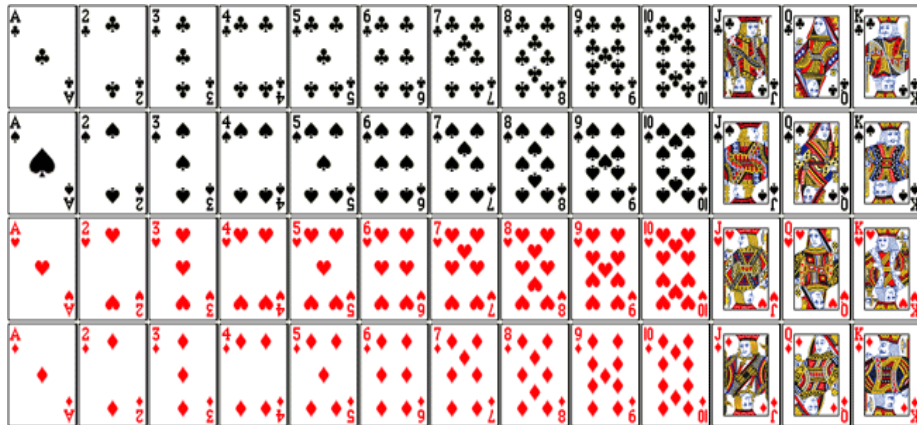


# L'Entropia: una misura del disordine

La ragione di ciò risiede nella **interpretazione microscopica dell'entropia** (dovuta a Boltzmann e alla sua «meccanica statistica») come **misura del disordine di un sistema**, e spiega definitivamente perché il calore fluisce solo dai corpi più caldi a quelli più freddi, perché i vasi rotti non si ricompongono da soli o perché il latte e il caffè, una volta mescolati, non si separano mai spontaneamente: **tutto ciò succede per motivi statistici, cioè semplicemente perché, essendo – come abbiamo visto prima – l'ordine molto più raro del disordine, il passaggio spontaneo dall'ordine al disordine è molto, ma molto, più probabile del passaggio dal disordine all'ordine.**



Dunque in natura avvengono spontaneamente solo quei processi che fanno aumentare il disordine di un sistema, cioè che fanno aumentare la sua entropia, la quale – secondo Boltzmann – cresce con il logaritmo del numero  $W$  di tutte le possibili combinazioni di posizione e velocità delle particelle che lo compongono:  $S = k \log W$



Cimitero di Vienna – L'Entropia di Boltzmann:  $S = k \log W$





# Ludwig Boltzmann

il genio del disordine

