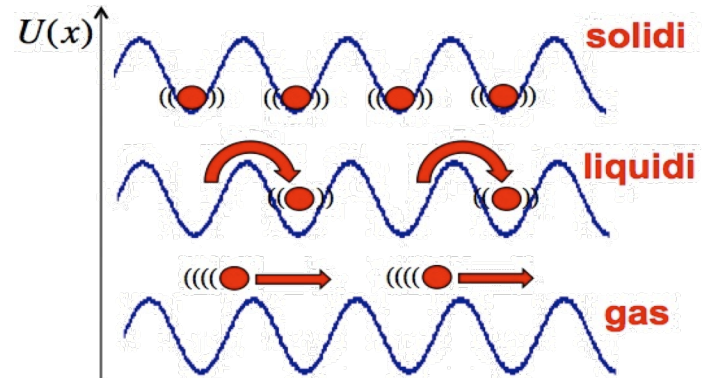
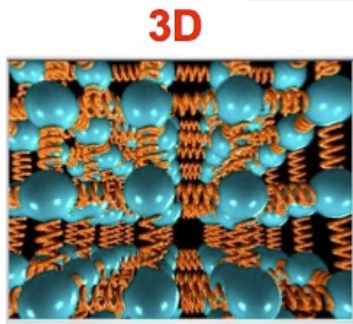
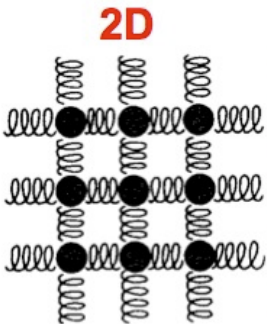
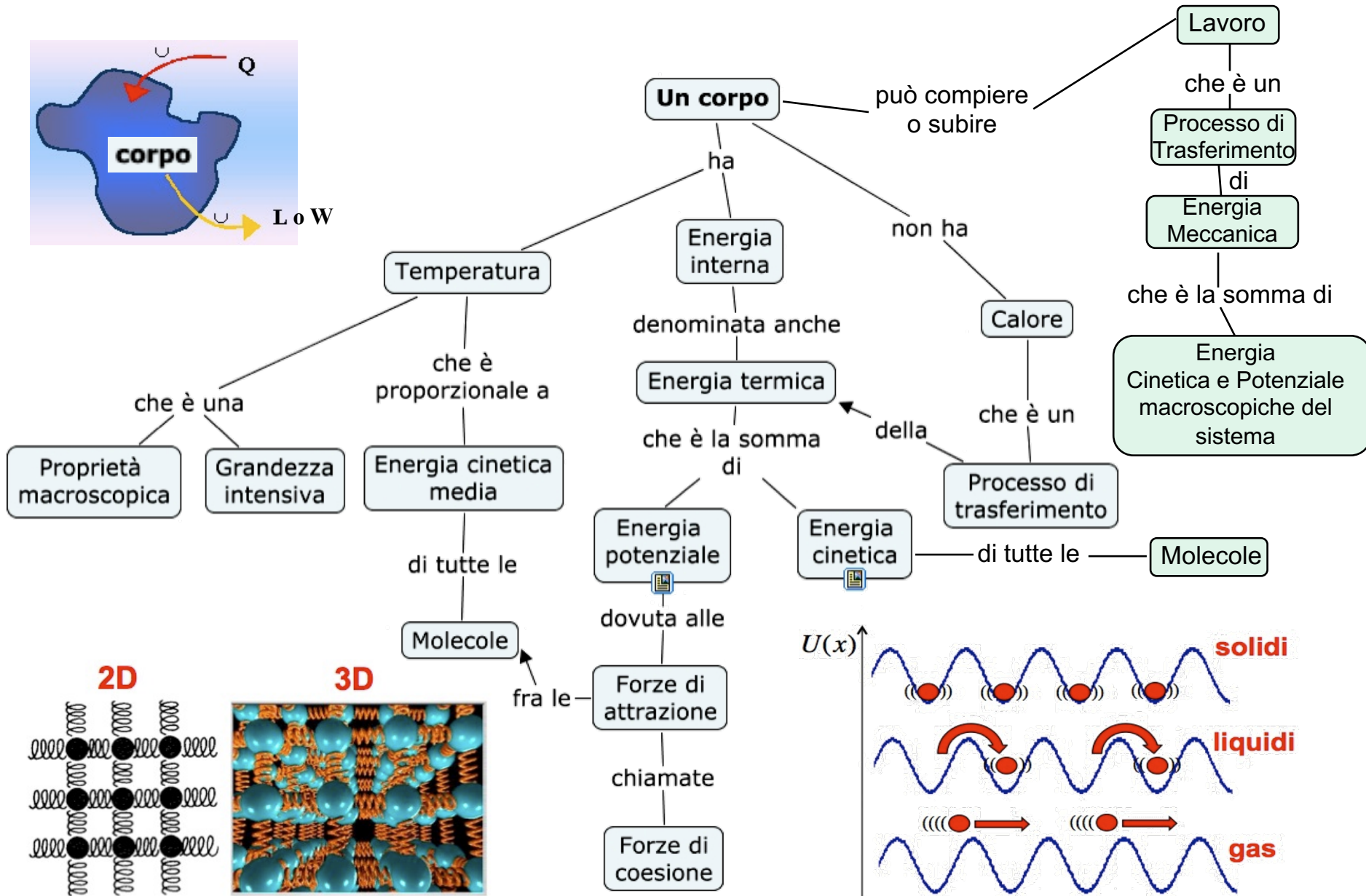
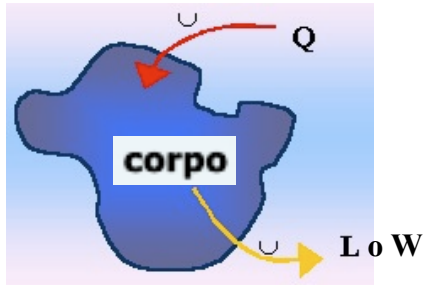
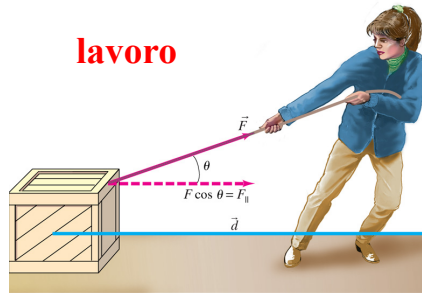


Ricapitolando...

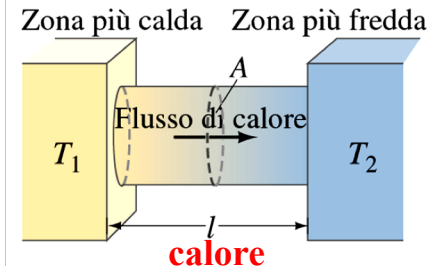


Cos'è la Termodinamica?

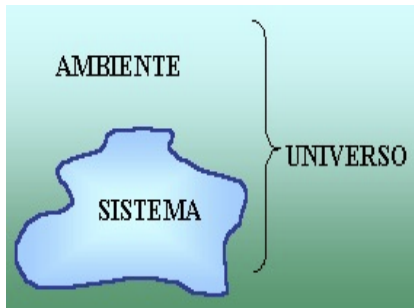
Termodinamica è il nome che viene dato allo studio di tutti quei **processi che coinvolgono il trasferimento di energia sotto forma di calore e di lavoro**.



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



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 ΔE di un sistema (chiuso), è uguale all'energia fornita al sistema mediante il calore assorbito meno l'energia persa mediante il lavoro compiuto dal sistema sull'ambiente esterno*. Sotto forma di equazione il primo principio diventa:

$$\Delta E = Q - W$$

dove Q è il calore complessivo assorbito o ceduto dal sistema e W il lavoro complessivo compiuto o subito dal sistema.

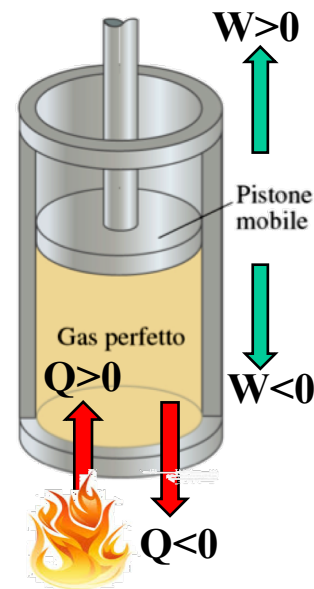
Bisogna ovviamente **fare attenzione ai segni di Q e W** .

Consideriamo ad esempio il nostro solito **gas perfetto** dentro la scatola dotata di pistone mobile ed eventualmente riscaldata da un fornello sottostante.

Avremo che Q è positivo ($Q > 0$) se il calore, fornito dall'ambiente, è assorbito dal gas (dunque la sua energia interna aumenta) mentre è negativo ($Q < 0$) se il calore è ceduto dal gas all'ambiente (dunque l'energia interna del gas 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 energia interna 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 interna 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.

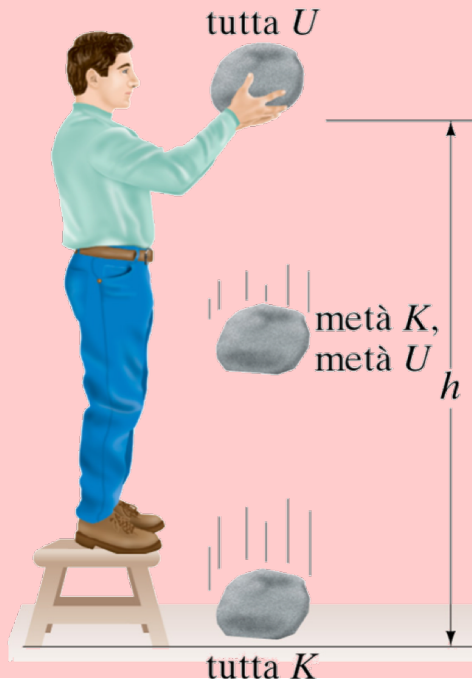


Il Primo Principio della Termodinamica

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 “**microscopica**” (E) di un sistema anche la sua eventuale forme di energia “**macroscopiche**”, cioè l'energia cinetica (K) e quella potenziale (U), dovremmo 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 produce un **aumento** della sua energia interna ($\Delta E > 0$) dovuto sia alla diminuzione di **energia cinetica macroscopica** ($\Delta K < 0$) della pietra stessa (che di fatto si ferma), sia alla deformazione (microscopica) della pietra dovuta al **lavoro** ($W < 0$) effettuato su di essa dal terreno, che causa sia un aumento di velocità di vibrazione delle molecole della pietra che una variazione dei legami intermolecolari: $\Delta E = -\Delta K - W$

La parte cinetica dell'aumento dell'energia interna si tradurrà poi in un aumento della **temperatura** della pietra, che risulterà quindi un po' 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 “**microscopica**” (E) di un sistema anche la sua eventuale forme di energia “**macroscopiche**”, cioè l'energia cinetica (K) e quella potenziale (U), dovremmo 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?*



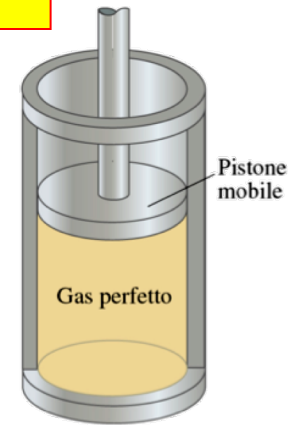
Se stavolta consideriamo come **sistema termodinamico** il sistema formato dal **proiettile + l'albero**, non è coinvolta variazione di energia potenziale (quindi $\Delta U=0$). Inoltre, non viene compiuto lavoro su (o dal) sistema da parte di forze esterne ($W=0$), né vi è aggiunta di calore dall'esterno, 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 **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 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 (il proiettile si sarebbe deformato), come nel caso della pietra visto in precedenza.

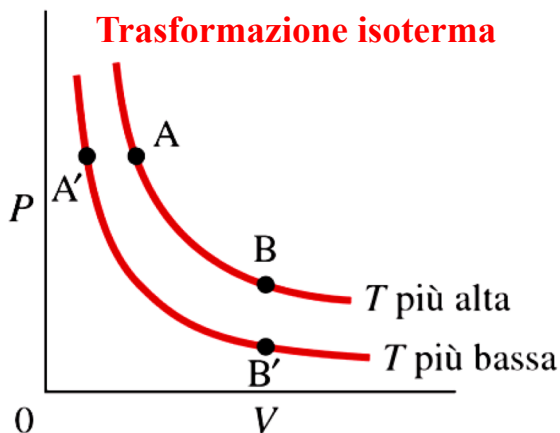
Trasformazioni Termodinamiche $\Delta E = Q - W$

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 (quella potenziale è infatti trascurabile).



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 sistema in un certo momento. Per questo il diagramma in figura viene anche detto "**diagramma di stato**".

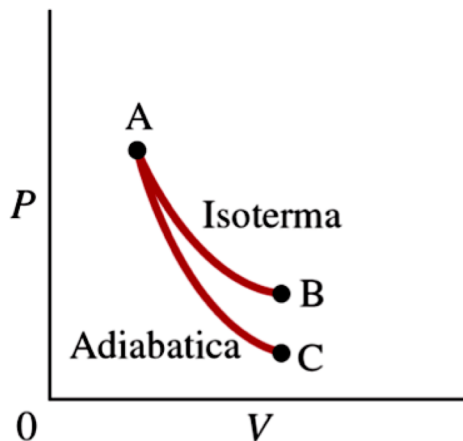
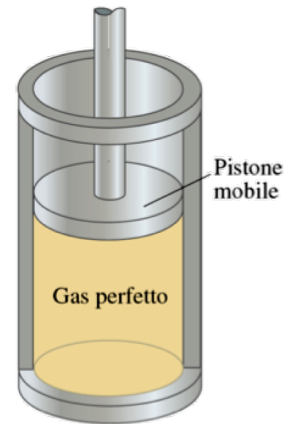


Per realizzare **in pratica** una trasformazione isoterma immaginiamo che il sistema sia a contatto con un **termostato** ideale (di inerzia termica infinita) la cui temperatura T non cambia nel tempo. Se il sistema si trova inizialmente nel punto A, e una certa quantità di calore $Q>0$ viene fornita dall'esterno al sistema, esso si espanderà compiendo lavoro, V aumenterà e P diminuirà: dovendo T rimanere costante, il punto rappresentativo del sistema si muoverà quindi lungo la curva isoterma fino a raggiungere la posizione B. Se T fosse stata più bassa e il sistema fosse partito, ad esempio, dal punto A', la trasformazione isoterma lo avrebbe portato invece al punto 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

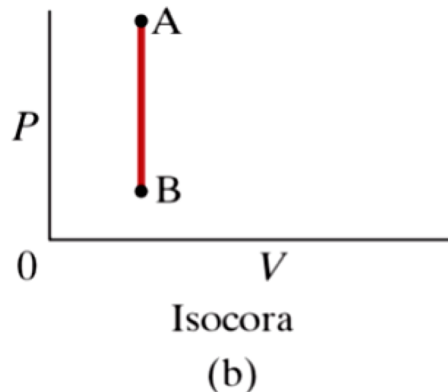
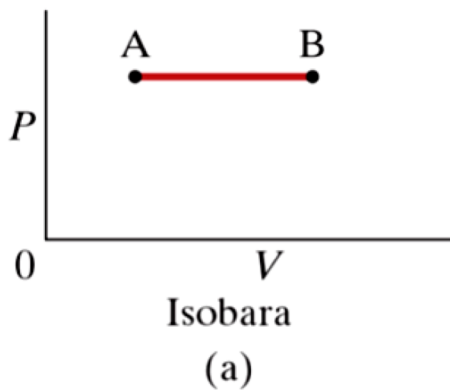
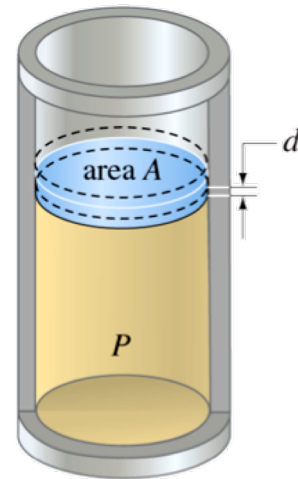
Una lenta **espansione adiabatica** di un gas perfetto segue, nel diagramma PV, una curva come quella A-C: poichè infatti $Q=0$, dal primo principio della termodinamica segue che $\Delta E = Q - W = -W$, cioè se il gas compie lavoro $W>0$ sul pistone, facendolo sollevare, la sua energia interna, e quindi 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).

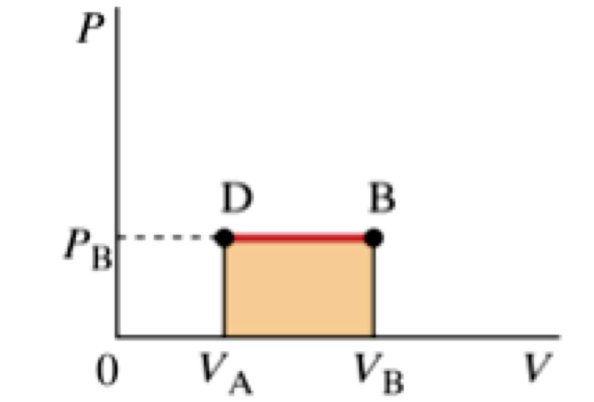
La **trasformazione isobara** si realizza fisicamente facendo aumentare contemporaneamente il volume e la temperatura del gas, in modo che la pressione resti costante quando si passa dal punto A al punto B. In questo caso è facile *calcolare il lavoro compiuto dal gas* che si espande a pressione P costante. 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 isobarasi 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 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 $W = 0$.

Calcolo del Lavoro nelle Trasformazioni Termodinamiche

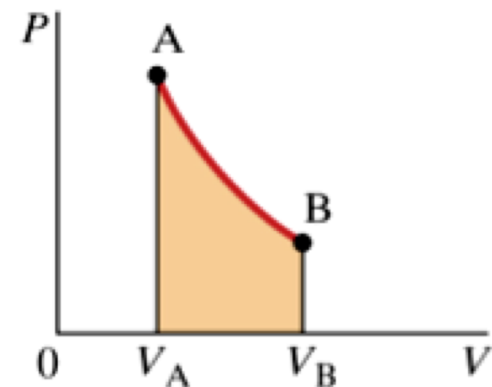
Notiamo che il **lavoro totale** compiuto in una trasformazione isobara, cioè $W=P_B(V_B-V_A)$, è facile da visualizzare in quanto corrisponde esattamente **all'area del rettangolo** arancione compreso sotto la retta D-B.



Diverso è il caso del **calcolo del lavoro per la trasformazione isoterma**, dove la pressione cambia punto per punto andando da A a B, dunque l'equazione $W=P\Delta V$ non può più essere utilizzata così com'è. E' possibile però immaginare piccoli intervalli ΔV in cui la pressione resti approssimativamente costante e uguale ad un valore medio \bar{P}_j , dunque il lavoro totale diventerà uguale alla somma dei lavori parziali calcolati in ogni intervallino ΔV , somma che per ΔV che tende a zero si trasforma in un **integrale**:

$$W = \lim_{\Delta V \rightarrow 0} \sum_j \bar{P}_j \Delta V = \int_{V_A}^{V_B} P dV$$

Anche in questo caso, quindi, il **lavoro totale** compiuto durante la trasformazione isoterma è uguale all'area colorata sottesa dalla curva A-B.



Il Secondo Principio della Termodinamica

Abbiamo visto che il *primo principio della termodinamica* stabilisce che l'energia totale (meccanica + termica + calore e lavoro) di un sistema chiuso si conserva durante qualsiasi trasformazione di stato. 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).

Esistono moltissimi esempi in natura di trasformazioni che avvengono solo in un senso ma mai nel senso inverso: *perché quando mettiamo una pentola sul fuoco il calore passa dal fuoco alla pentola e non viceversa? perché un sasso che cade a terra dall'alto si riscalda a causa del 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 + calore e lavoro) di un sistema chiuso si conserva durante qualsiasi trasformazione di stato. 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).

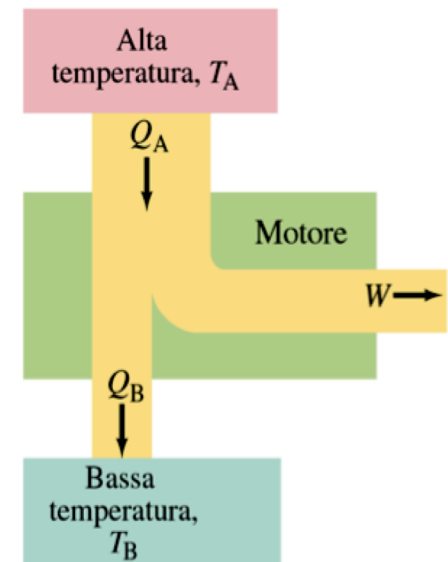
In tutti questi esempi, il primo principio della termodinamica non sarebbe violato da nessuna delle trasformazioni inverse, ma esse non avvengono comunque perchè in tal caso **sarebbe violata un'altra legge fondamentale della natura, il secondo principio della termodinamica**, formulato dai fisici nella seconda metà dell'Ottocento. Esso può essere enunciato in molti modi diversi ma equivalenti, che in ultima analisi sembrano ricondursi tutti alla **asimmetria fondamentale che esiste, nel nostro universo, tra ordine e disordine**. Ma procediamo con calma...



Le Macchine Termiche

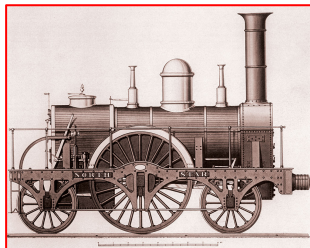
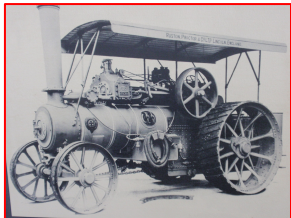
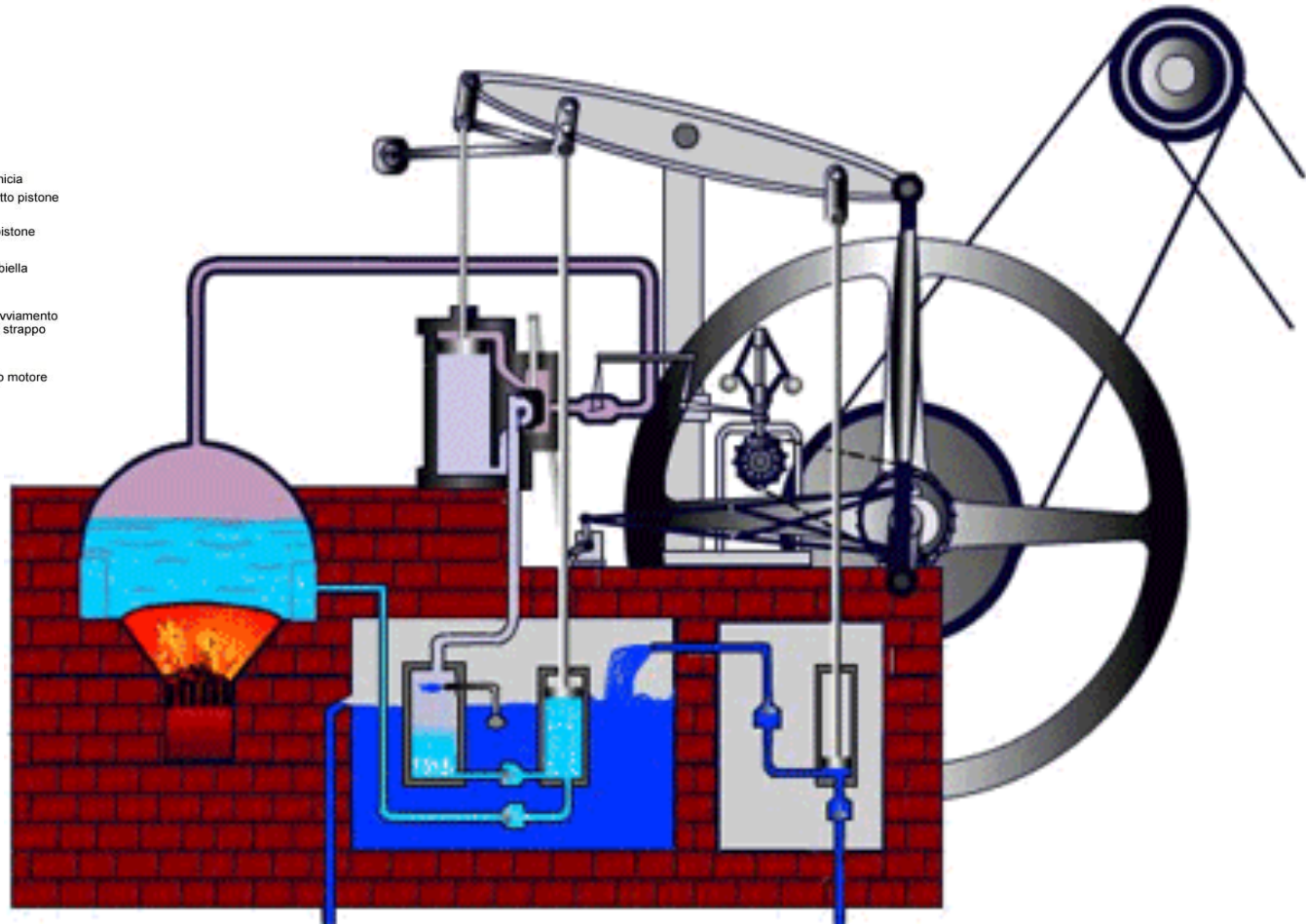
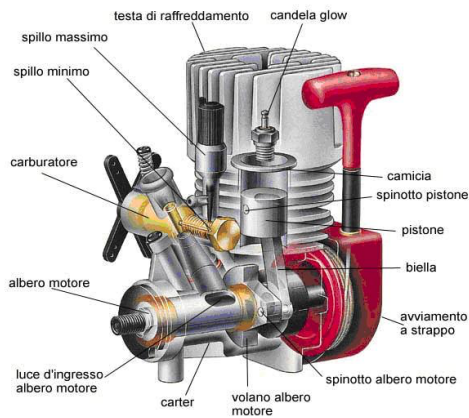
Un primo indizio nella giusta direzione si ebbe quando, occupandosi di termodinamica, gli scienziati scoprirono che, sebbene lavoro e calore siano entrambe forme di trasferimento di energia, esiste tra loro una fondamentale **asimmetria**. Se infatti è facilissimo ottenere calore compiendo lavoro (basta pensare all'attrito), 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 dall'energia termica.

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 deve essere nulla** ($\Delta E=0$) perchè il sistema torna allo stato iniziale e l'energia interna E è appunto una variabile di stato (cioè che dipende esclusivamente dallo stato del sistema). Ciò significa che, per la conservazione dell'energia, 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 secondo la relazione: $Q_A=W+Q_B$. Le temperature T_A e T_B sono dette temperature di funzionamento della macchina.



Le Macchine Termiche

Un tipico esempio di macchina termica è la **macchina a vapore**, alla cui categoria appartengono i **motori a combustione interna** (del tipo cosiddetto “alternativo”), utilizzati nella maggior parte della automobili moderne e nei quali l’alta temperatura si ottiene bruciando una miscela di aria e benzina, e anche le **turbine a vapore**.



Le Macchine Termiche

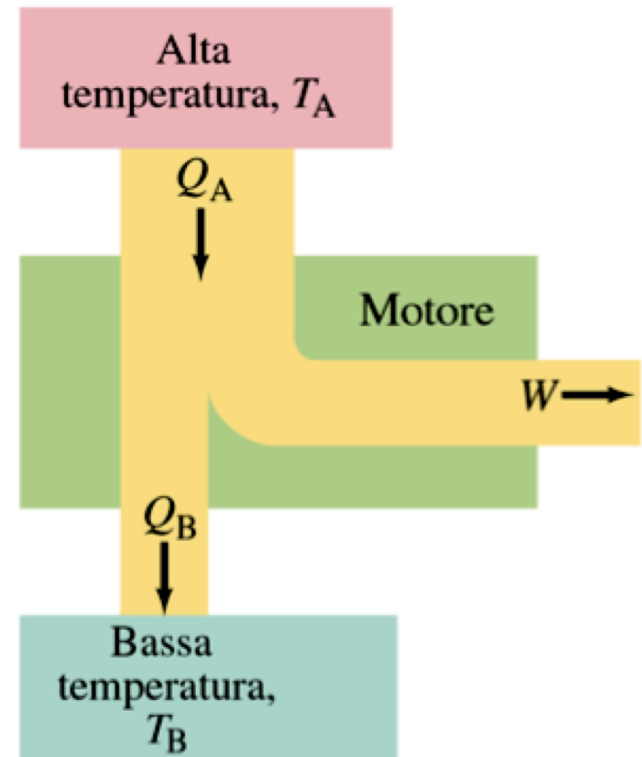
Si definisce “**rendimento**”, o “**efficienza**” e , di una qualsiasi macchina termica (o motore termico) il rapporto tra il lavoro compiuto, W , e il calore fornito ad alta temperatura, Q_A . La definizione è ragionevole perchè W rappresenta la resa (l’output) della macchina, mentre Q_A è ciò che si 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:

$$Q_A = W + Q_B \rightarrow W = Q_A - Q_B$$

da cui il rendimento della macchina termica sarà:

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

(dove per ottenere un **rendimento in percentuale** l’equazione appena ottenuta deve essere moltiplicata per 100). 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**. 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.

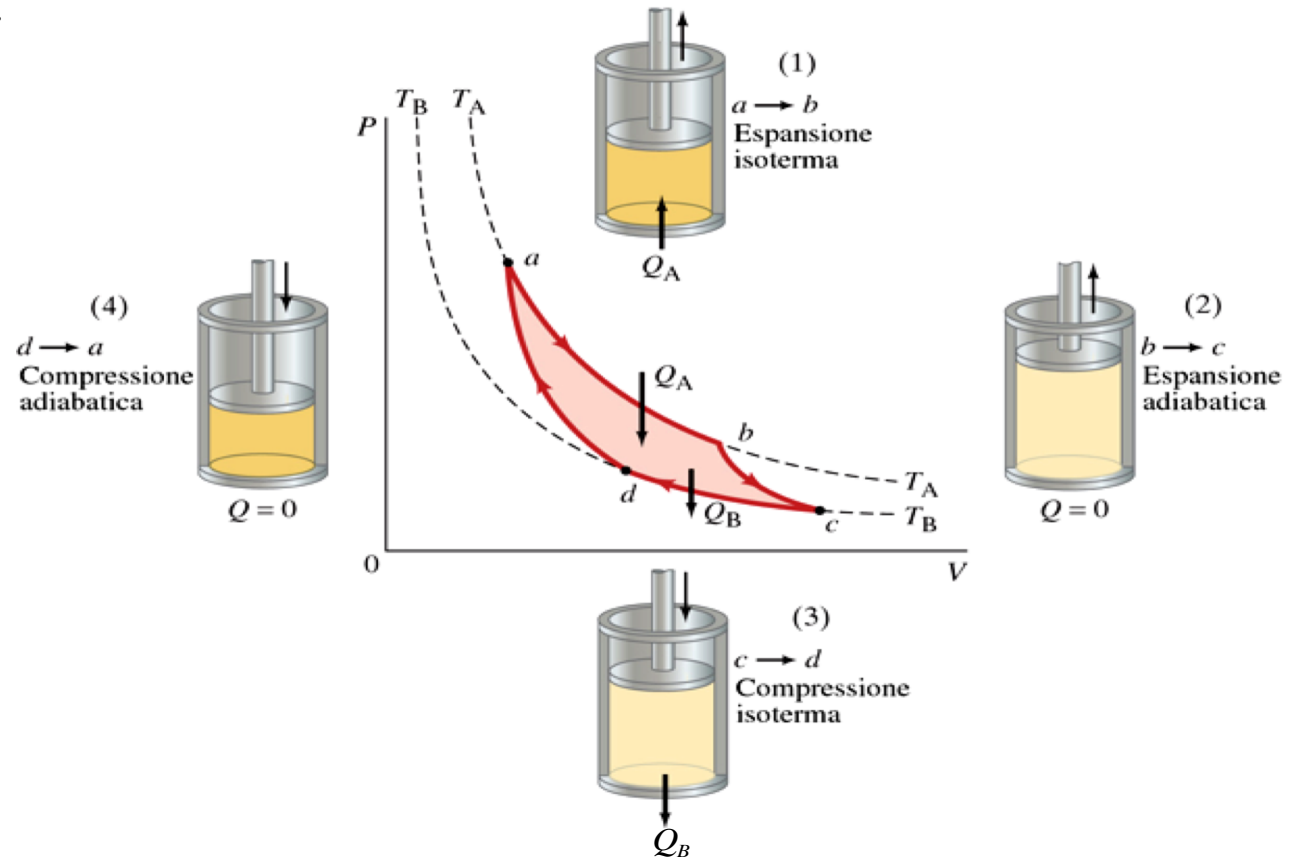


La Macchina di Carnot

Per capire come fosse possibile aumentare 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)



La Macchina di Carnot

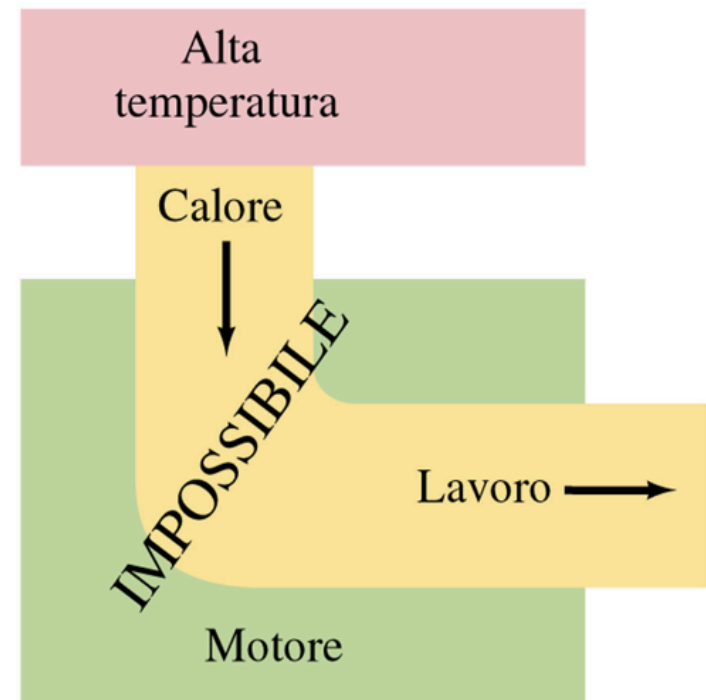
Carnot dimostrò che, per una macchina ideale reversibile, i calori Q_A e Q_B sono proporzionali alle temperature di funzionamento T_A e T_B (in gradi Kelvin) e dunque **il rendimento di una macchina di Carnot** può essere scritto:

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

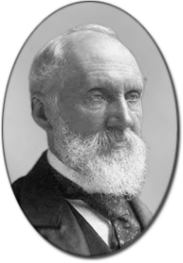
Questo è il **limite teorico** del rendimento di qualsiasi macchina termica: le macchine reali non avranno mai un rendimento così alto (al massimo, i migliori motori riescono a raggiungere tra il 60% e l'80% del rendimento di una macchina di Carnot).

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

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 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”**.



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 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?

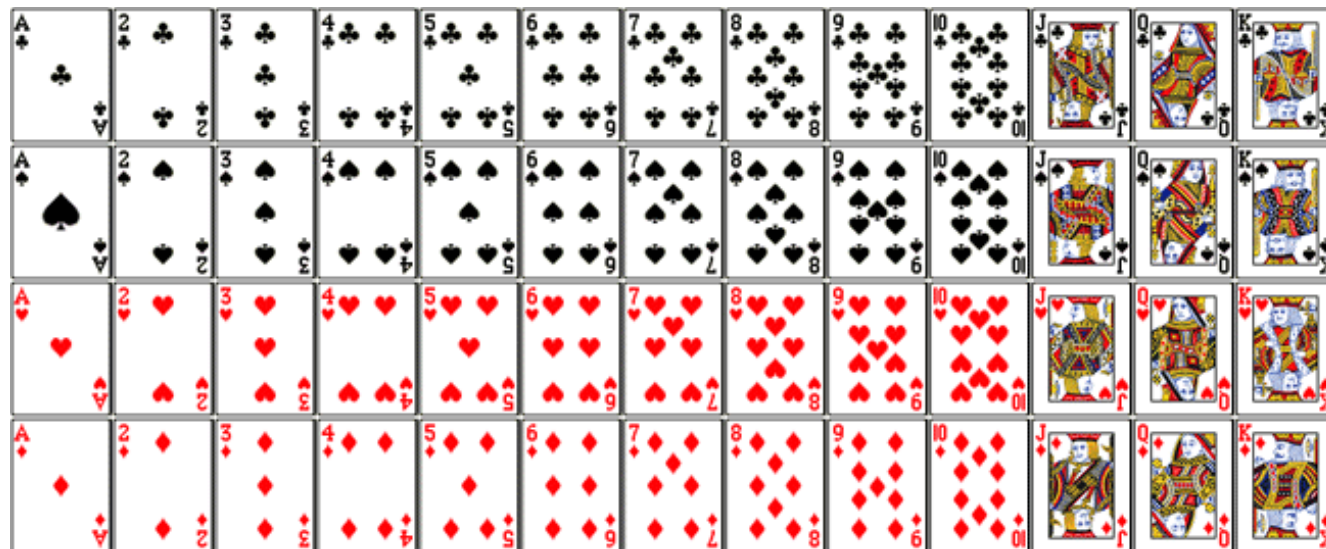
Perché, come scoprì Boltzmann, l'ordine è come l'oro, molto pregiato perché molto raro, ed è molto raro perché è molto, ma molto, meno probabile del disordine!



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 **variabile di stato** del sistema e la cui variazione è legata alla quantità di calore ΔQ , 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”**.

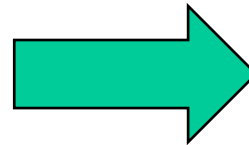
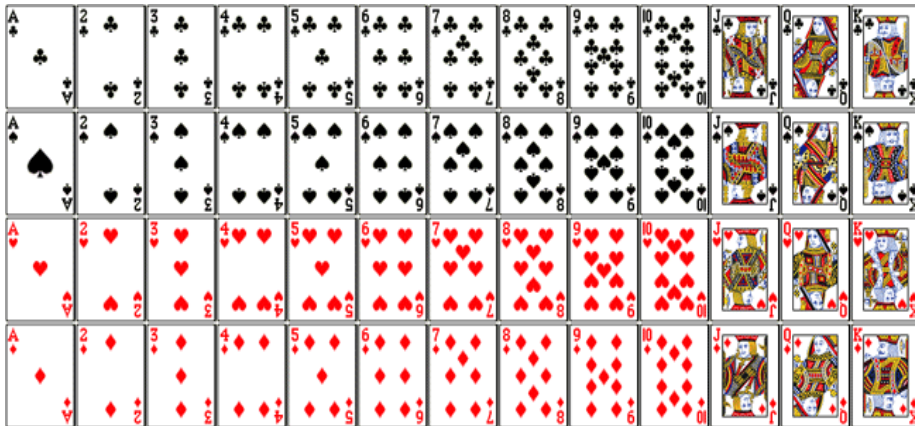
Dunque, contrariamente a tutte le altre leggi di conservazione della fisica, il secondo principio della termodinamica ci dice che **l'entropia di un sistema isolato ($\Delta Q = 0$) non solo non si conserva ma addirittura cresce sempre** (tranne che nelle trasformazioni reversibili, per le quali $\Delta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

L'Entropia: una misura del disordine

La ragione di ciò risiede nella **interpretazione microscopica dell'entropia** (dovuta a Boltzmann) come **misura del disordine di un sistema**, e spiega definitivamente perché il calore è meno pregiato del lavoro e perché esso 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 il passaggio 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 numero W di tutte le possibili combinazioni di posizione e velocità delle particelle che lo compongono.



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

