

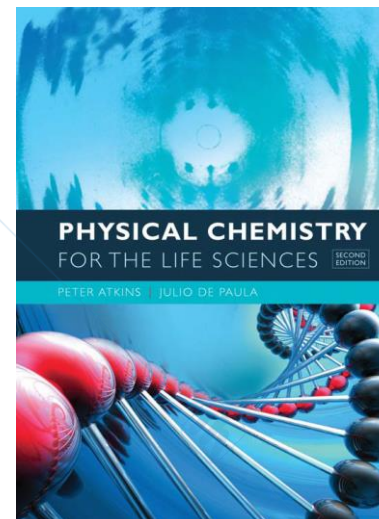
C.I. CHIMICA GENERALE, INORGANICA, FISICA

Modulo di **CHIMICA FISICA**

Argomenti trattati

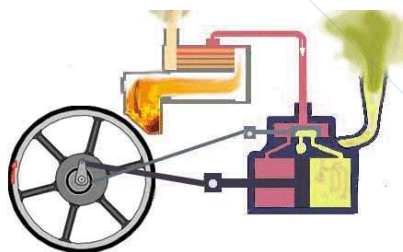
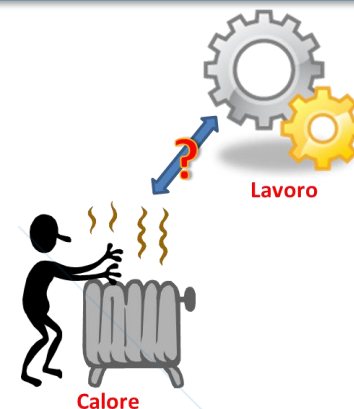
- **TERMODINAMICA**: studio delle trasformazioni energetiche
- **CINETICA CHIMICA ed ENZIMATICA**: studio delle velocità di reazione
- **SPETTROSCOPIA**: studio dell'interazione radiazione/materia

Testi consigliati



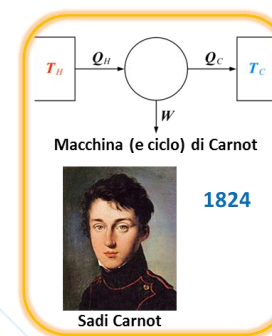
(qualsiasi edizione)

Il termine **Termodinamica** (dal greco θερμος = calore e δύναμις = forza, movimento) venne introdotto nel 1840, in piena rivoluzione industriale, per indicare una nascente scienza sperimentale che si proponeva di definire le leggi che regolano le trasformazioni **calore** \leftrightarrow **lavoro**.



Questo tipo di interesse appare pienamente giustificato in relazione al momento storico se si considera che è proprio su tali trasformazioni che si basa il funzionamento delle macchine termiche.

Tra i fondatori di questa scienza vanno ricordati i nomi di Sadi Carnot, che per primo dimostrò che si può ottenere lavoro scambiando calore tra due serbatoi a temperatura diversa e introdusse il concetto di rendimento termodinamico...



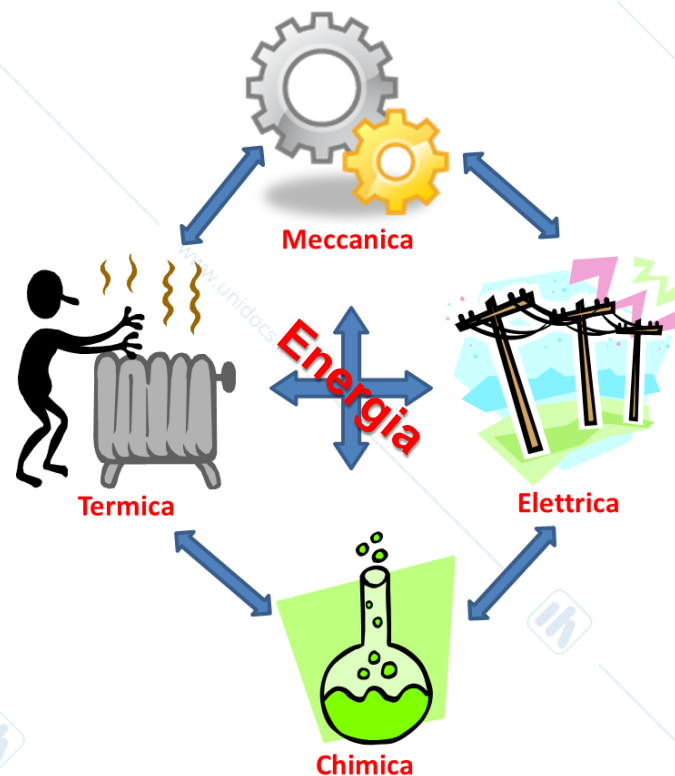
... e di William Thomson (Lord Kelvin) che, basandosi sul lavoro di Carnot, introdusse il concetto di temperatura termodinamica effettiva (temperatura assoluta).





Un contributo sostanziale al pieno sviluppo, e al successo, della termodinamica è dovuto a James Prescott Joule, che verso al metà del secolo dimostra che calore e lavoro sono perfettamente equivalenti, in quanto modi in cui l'**ENERGIA** può trasferirsi da un sistema all'altro.

Questo passaggio è fondamentale in quanto permette di estendere i concetti della termodinamica dal ristretto ambito dei fenomeni alimentati da energia termica e meccanica a quelli che coinvolgono altre fonti, come l'energia chimica ed elettrica. In questo modo la **TERMODINAMICA** diventa in breve la **scienza che studia come l'Energia, nelle sue varie forme, si distribuisce e si trasforma**, assumendo un carattere generale (e, come vedremo tra breve, universale).



Termodinamica Classica: pregi (molti) e limiti (pochi)

Nella prima formulazione, nota come **Termodinamica Classica**, la termodinamica si occupa di **sistemi macroscopici** che descrive attraverso un insieme di **Principi** (a volte definiti, anche se impropriamente, **Leggi**) che sono dedotti dall'osservazione sperimentale e indipendenti da qualunque ipotesi sulla struttura microscopica della materia e per questo da considerarsi universalmente validi e inviolabili.

Questo approccio ne ha assicurato la longevità, tanto che la termodinamica classica è ancora oggi uno strumento indispensabile in ogni settore scientifico e tecnologico (ingegneria, chimica, biochimica, scienze ambientali, ecc.) ...

Una teoria è tanto più convincente ... quanto più varie sono le cose che mette in relazione e quanto più estesa è la sua area di applicabilità. Per questo la termodinamica classica mi fece un'impressione così profonda. E' la sola teoria fisica di contenuto universale che sono certo non verrà mai sovvertita, entro i limiti in cui i suoi concetti fondamentali sono applicabili. (A. Einstein)

... ma ne costituisce anche il limite.

La TC non è infatti in grado di descrivere l'interazione tra materia e radiazione (anch'essa una forma di energia) che è alla base di tutte le tecniche spettroscopiche. In questo caso è infatti essenziale tenere conto della **struttura microscopica** delle particelle coinvolte (atomi o molecole e fotoni).

Alcuni dei limiti della TC vengono superati (all'inizio del XX sec.) con lo sviluppo della **Termodinamica Statistica** e, infine, dalla **Fisica Quantistica**.

Il nostro approccio 'misto' alle trasformazioni energetiche

Al giorno d'oggi un approccio alle trasformazioni energetiche che non tenesse conto delle moderne teorie sulla costituzione della materia sarebbe limitativo. Quindi...

... useremo i concetti della TC per dare una descrizione *quantitativa* di fenomeni macroscopici quali lo sviluppo di calore durante una reazione chimica e la trasformazione di questo in una qualche forma di lavoro ...

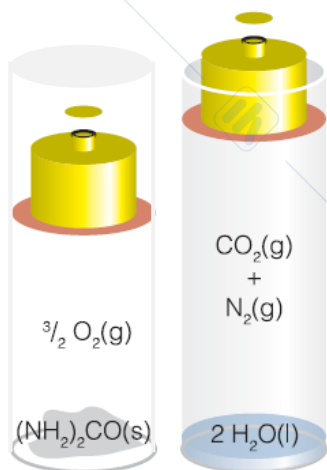


Fig. 1.4 When urea reacts with oxygen, the gases produced (carbon dioxide and nitrogen) must push back the surrounding atmosphere (represented by the weight resting on the piston) and hence must do work on its surroundings. This is an example of energy leaving a system as work.

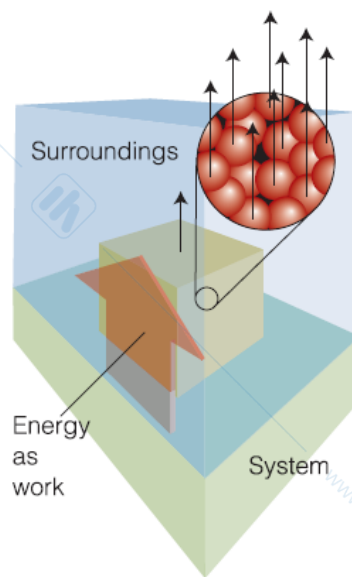


Fig. 1.5 Work is the transfer of energy that causes or utilizes uniform motion of atoms in the surroundings. For example, when a weight is raised, all the atoms of the weight (shown magnified) move in unison in the same direction.

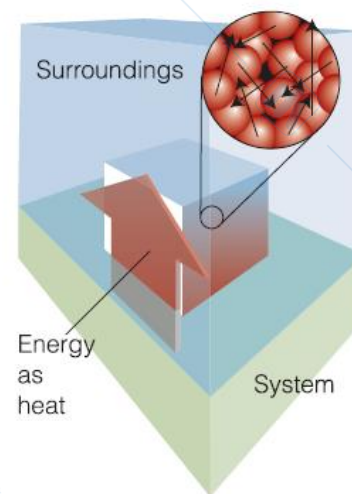


Fig. 1.6 Heat is the transfer of energy that causes or utilizes random motion in the surroundings. When energy leaves the system (the green region), it generates random motion in the surroundings (shown magnified).

... ma dove necessario ricorreremo ad una descrizione microscopica dei fenomeni osservati, non prevista dalla TC.

Sistema

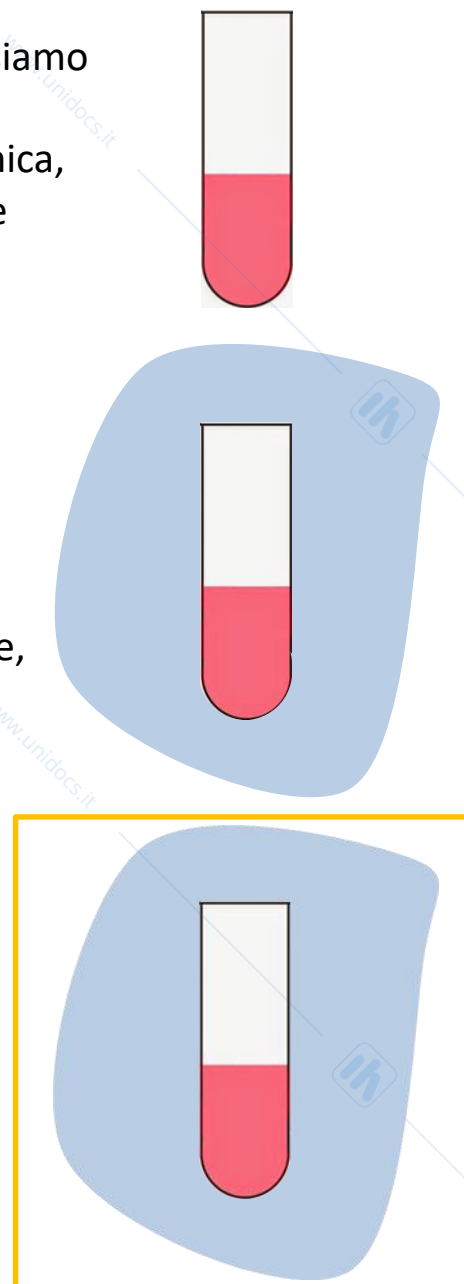
parte dell'universo che è oggetto del nostro interesse e che siamo interessati a descrivere. Ne sono esempi un recipiente di laboratorio in cui avviene una reazione, una cella elettrochimica, un cilindro contenente un gas, una cellula vivente, un motore d'automobile, ecc.

Ambiente

tutto ciò che circonda il sistema. Le sue dimensioni sono infinitamente più grandi di quelle del sistema, tanto da non venire modificato dalle trasformazioni di quest'ultimo (la temperatura dell'ambiente non si modifica se il sistema cede calore, le sue dimensioni non variano se il sistema si espande, ecc.)

Universo

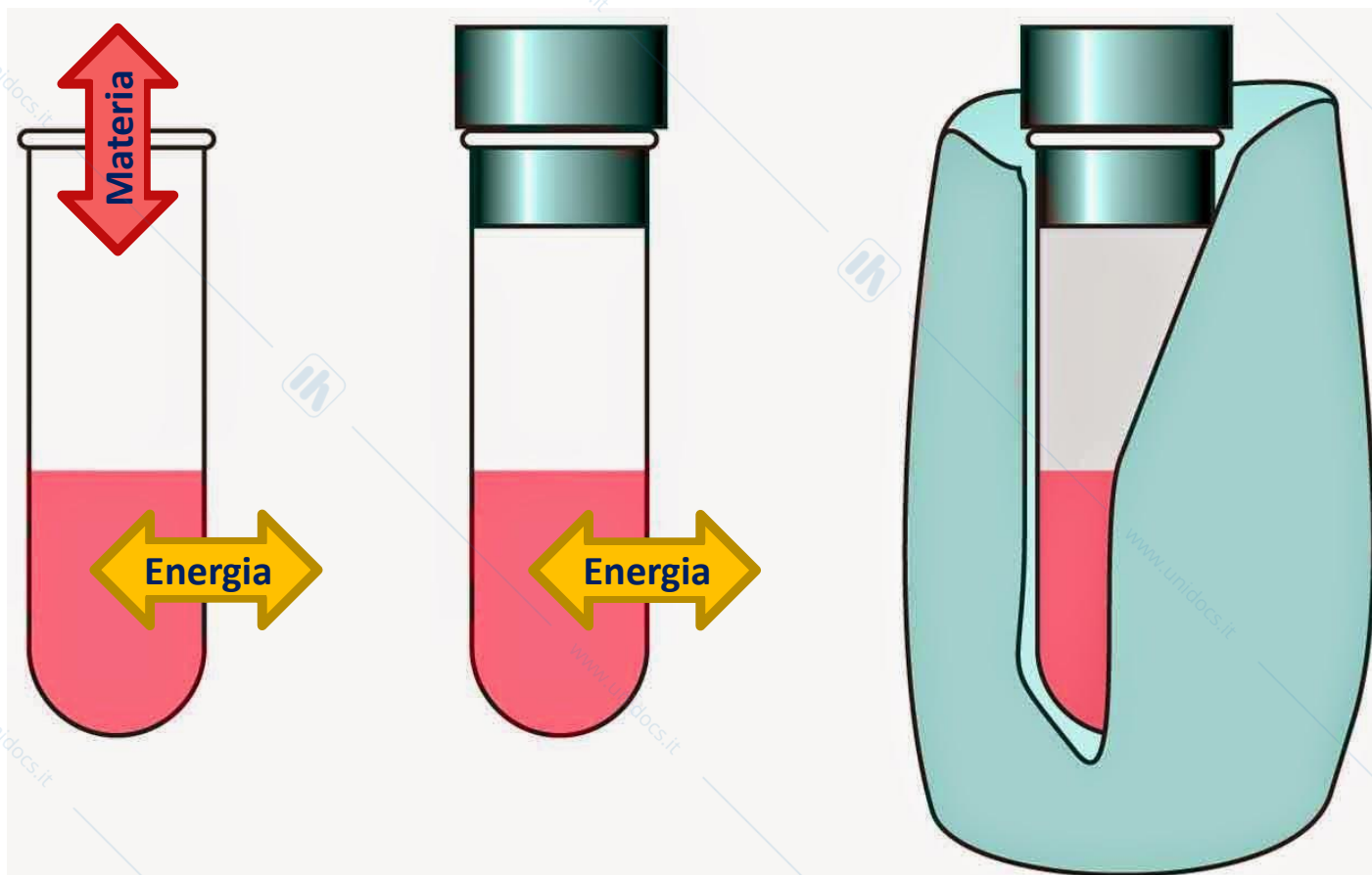
è l'insieme di sistema e ambiente



Definizioni: sistemi aperti, chiusi e isolati

Un **sistema** si definisce **aperto**, **chiuso** o **isolato** in base alla natura degli scambi che può avere con l'ambiente attraverso le pareti che lo delimitano.

Le pareti possono essere conduttrici o isolanti, permeabili o non permeabili, fisse o mobili, ecc.



Sistema aperto

Scambia
energia e materia

Sistema chiuso

Scambia
energia ma non materia

Sistema isolato

Non scambia
né energia né materia

Sistema Omogeneo

sistema nel quale una ogni sua proprietà (composizione, pressione, densità, indice di rifrazione, ecc.) ha lo stesso valore in ogni sua parte



Sistema Eterogeneo

sistema costituito da due o più parti omogenee chiamate *fasi*

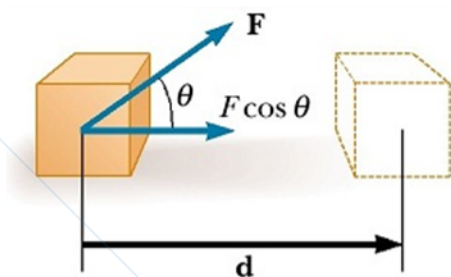
Le fasi sono separate tra loro da superfici di discontinuità (*interfasi*), in corrispondenza delle quali le proprietà del sistema variano rapidamente passando dal valore di una fase a quello di un'altra.



In ambito termodinamico quello che ci interessa primariamente di un sistema è la sua capacità di **scambiare energia e materia** con l'esterno.

In termini assolutamente generali, si compie **lavoro** tutte le volte che in un sistema si produce un qualche cambiamento operando contro delle forze che vi si oppongono.

Un esempio ben noto è quello del **lavoro meccanico**, definito come:



$$w = \vec{F} \cdot \vec{d} = Fd \cos \theta$$

Esprimendo $F (=ma)$ in *Newton (N)*, ovvero $\text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{sec}^{-2}$, e d in m, le **dimensioni del lavoro** risultano essere:

$$[w] = [\text{Kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}]$$

L'**unità di misura** è il *Joule*:

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$$

Per avere un utile termine di paragone, si consideri che il lavoro necessario per innalzare un peso di 1 kg ad un'altezza di 1 m contro la forza di gravità è pari a:

$$w = Fd = 1 \text{ kg} \cdot 1 \text{ ms}^{-2} \cdot 1 \text{ m} = 9.8 \text{ J}$$

Esercizio: Quale lavoro deve compiere un albero perché il suo sistema linfatico possa portare 10 g di acqua dal livello del terreno alle foglie sommitali poste a 20 metri di altezza? [R: 2.0 J]

In trasformazioni che implicano presenza di gas è spesso necessario valutare il lavoro che questo compie quando si espande o quello necessario per comprimerlo.

Consideriamo come modello un sistema costituito da un cilindro e da un pistone che si muove senza attrito, se P è la pressione che l'ambiente esercita sul pistone (in genere quella atmosferica) e A la sua superficie, la forza che il gas deve vincere per espandersi è (essendo per definizione $P = F/A$):

$$F = P \cdot A$$

dove P è misurata in *Pascal* ($1Pa = 1N m^{-2} = 1kg m s^{-2} m^{-2} = 1kg s^{-2} m^{-1}$).

Assumendo che lo spostamento pistone a seguito dell'espansione sia Δz , il lavoro compiuto dal gas è:

$$W = -F\Delta z = -PA\Delta z$$

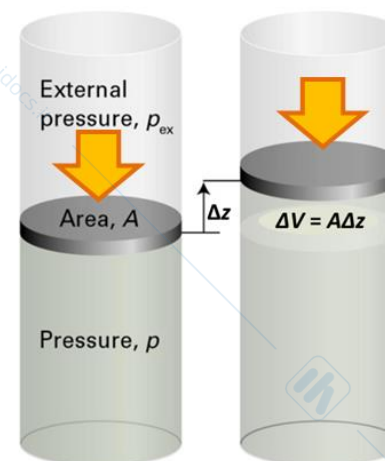
Si noti la presenza del **segno "-"** dovuto al fatto che la direzione del moto è contraria a quella della forza che gli si oppone. In questo caso il **lavoro è compiuto dal sistema contro l'ambiente**.

Sottolineiamo inoltre che la pressione esercitata sul gas è la stessa prima e dopo l'espansione. In altri termini, la trasformazione avviene a pressione costante e viene conseguentemente detta **isobara**.

Nella formula precedente $A\Delta z$ non è altro che la variazione finita di volume del gas ΔV , da cui ricaviamo che il **lavoro di espansione** è dato da:

$$w = - P\Delta V$$

A parità di spostamento del pistone il lavoro di compressione ha lo stesso valore assoluto, ma **segno "+"**, dal momento che in questo caso $\Delta V < 0$. Il segno positivo indica che il **lavoro è compiuto dall'ambiente contro il sistema**.



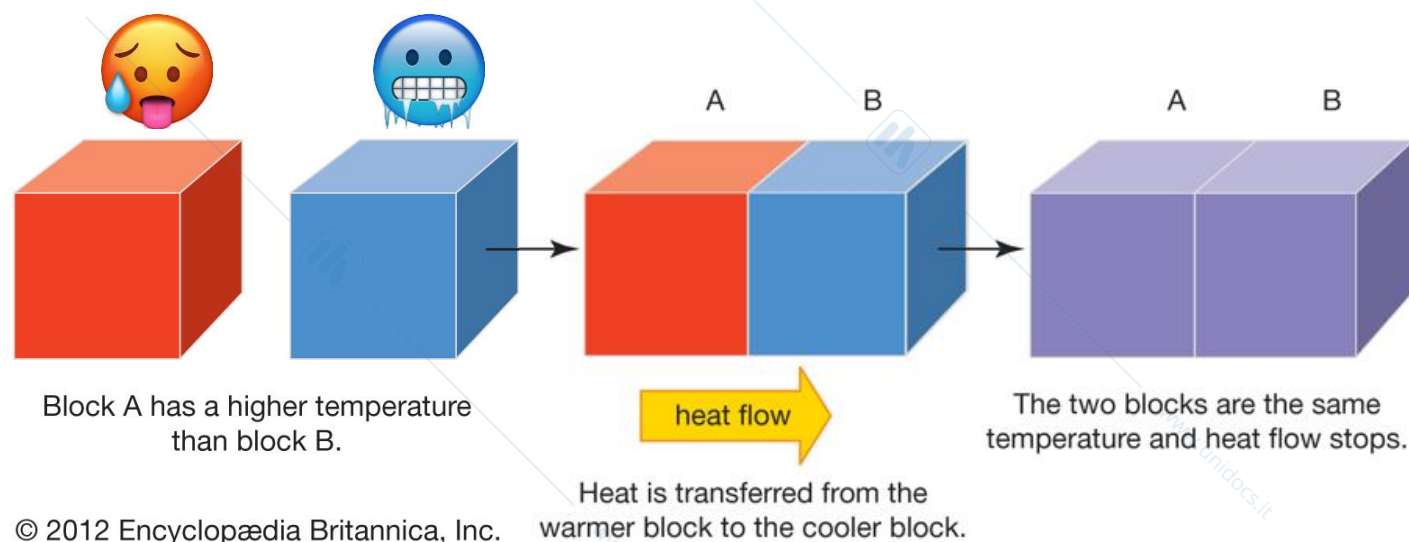
Lavoro: Esercizi

1. Se un campione di ossigeno sottoposto ad un pressione esterna di 17 atm a temperatura ambiente occupa un volume di 50 l e raffreddandolo il suo volume si riduce alla metà, qual è il lavoro svolto nel processo? Si tratta di lavoro svolto 'dal' gas o 'sul' gas? [R: 43,06 kJ]
2. Un sistema contenente azoto viene riscaldato tenendo costante la pressione a 40.0 atm in modo tale che il suo volume aumenta da 177 a 458 l. Qual è il lavoro svolto? [R: -1140 kJ]
3. L'esalazione durante il respiro comporta un lavoro, dal momento che richiede l'emissione di aria contro la pressione esterna. Quale lavoro compie un essere umano che esali 0.50 dm³ di aria (valore tipico per un adulto senza problemi respiratori) contro una pressione esterna di 1.00 atm (101 kPa)? [R: - 51 J]
4. Si dimostri che il lavoro calcolato all'esercizio precedente è simile a quello necessario per sollevare un peso di 7 kg dal pavimento al ripiano di un tavolo alto, tipicamente, 75 cm.
5. Una reazione rilascia una mole di CO₂ gassosa che nelle condizioni del sistema, 25 °C e 100 kPa, occupa un volume di 25 dm³. Qual è il lavoro svolto nel processo? [R: -2.5 kJ]



La *sensazione tattile* che ci trasmette un oggetto estratto da un forno è molto diversa da quella ci trasmette lo stesso oggetto tenuto in un frigorifero. Nel linguaggio comune diciamo che l'oggetto tenuto nel forno è "caldo" mentre quello nel frigorifero è "freddo".

Introducendo in termini puramente qualitativi una proprietà che chiamiamo *temperatura*, possiamo anche stabilire una convenzione tale per cui affermiamo che la temperatura è più alta nel primo caso che nel secondo.

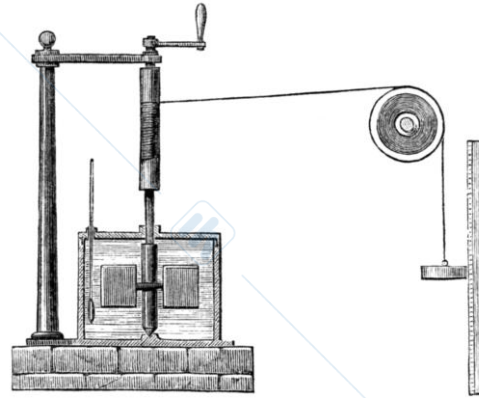


Come l'esperienza insegna, mettendo a contatto due corpi a temperatura diversa le differenze si annullano e si raggiunge una condizione (*equilibrio termico*) in cui la temperatura (o la sensazione tattile) è la stessa e non cambia nel tempo.

Sulla base di queste evidenze non stupisce l'attribuzione del raggiungimento dell'equilibrio ad un flusso (generato dalla differenza di temperatura) di una qualche "proprietà" dal corpo più caldo a quello più freddo. Come sappiamo questa proprietà è comunemente detta **calore**.

Ma cos'è esattamente il calore?

Una delle teorie (sbagliate!) più in voga nel XVIII sec. lo identificava con un fluido imponderabile, il *calorico*. Mettendo a contatto un corpo a maggiore contenuto di calorico (più caldo) con uno a minor contenuto (più freddo), questo fluido si sarebbe trasferito dal primo al secondo fino a distribuirsi uniformemente.



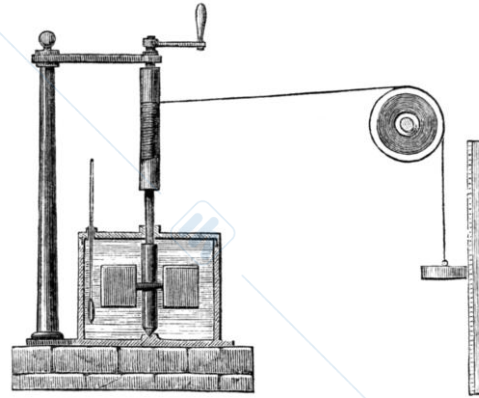
E' solo con gli studi di Joule sulla trasformazione del lavoro meccanico (quello di un peso che cade per gravità e mette in moto delle palette immerse in un recipiente pieno d'acqua, come descritto nella figura seguente) in calore (quello che si sviluppa per l'attrito tra le palette e l'acqua, che in conseguenza si riscalda) che si afferma verso la metà del XIX sec. la visione moderna che considera il **calore non come una proprietà contenuta nei corpi materiali, ma un modo con cui questi si scambiano energia (l'altro è ovviamente il lavoro)**.

Su questa base, possiamo parlare di *contenuto di energia*, ma non di *contenuto di calore* di un corpo.

Lo stesso innalzamento della temperatura dell'acqua ottenuto attraverso il lavoro può essere ottenuta per trasferimento diretto di calore da un corpo più caldo.

Calore e lavoro risultano quindi essere strumenti perfettamente equivalenti per modificare l'energia (che più avanti definiremo *interna*) di un sistema.

L'esperimento di Joule non è tanto importante perché stabilisce un collegamento formale tra calore e lavoro (peraltro già noto a chi si occupava, ad esempio, di lavorazioni meccaniche di metalli), ma piuttosto perché permette di stabilire una relazione quantitativa tra di essi.



Facendo corrispondere ad una *caloria* (cal) l'energia (in questo caso di natura meccanica) necessaria per innalzare da 14,5 a 15,5 °C la temperatura di 1 g di acqua distillata (posta a livello del mare e alla pressione di 1 atm), per mezzo del suo dispositivo Joule poté stabilire che:

$$1 \text{ cal} = 4,19 \text{ J}$$

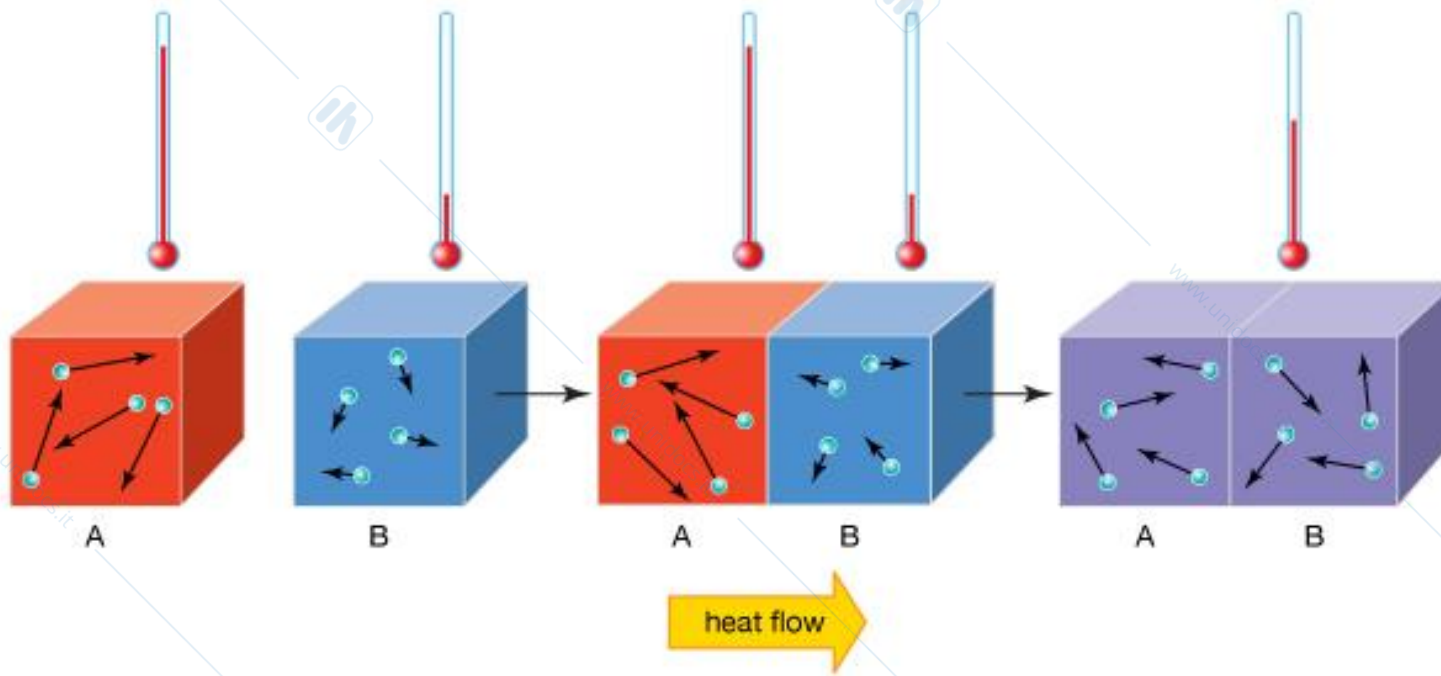
- Per una breve ma esauriente storia del concetto di calore si veda ad esempio: <http://www.treccani.it/enciclopedia/calore/>.
- Per una descrizione dell'esperimento di Joule si vedano ad esempio: <https://www.youtube.com/watch?v=PThq8fJpCLw> e <http://www.youtube.com/watch?v=5yOhSIAIPRE>

Nell'ambito delle moderne teorie sulla struttura della materia l'energia termica contenuta in un corpo equivale all'energia cinetica media $\langle E_c \rangle$ delle particelle (atomi o molecole) che lo compongono.

Com'è noto $\langle E_c \rangle$ aumenta all'aumentare della temperatura.*

I flussi di calore (e il calore stesso) si identificano con il trasferimento di quantità di moto che si realizza da un corpo più caldo (dove $\langle E_c \rangle$ è maggiore) ad uno più freddo (dove $\langle E_c \rangle$ è minore) quando questi vengono messi a contatto.

L'equilibrio termico viene raggiunto quando nei due corpi a contatto $\langle E_c \rangle$ è la stessa.



* Ad esempio, per un gas monoatomico contenente n atomi: $\langle E_c \rangle = 3/2 nkT$.

L'**energia** è definita come la **capacità di compiere lavoro**.

Per ragioni di praticità siamo portati a distinguere diverse forme di energia (e quindi di lavoro), ma tale distinzione è puramente formale dato che ognuna di esse può essere facilmente trasformata nell'altra.

Vista la definizione non stupisce che nel SI l'energia si misuri nelle stesse unità, il *Joule* (J), del lavoro.

Non è però infrequente l'uso di altre unità di misura, come la *caloria* (cal). Come abbiamo già visto:

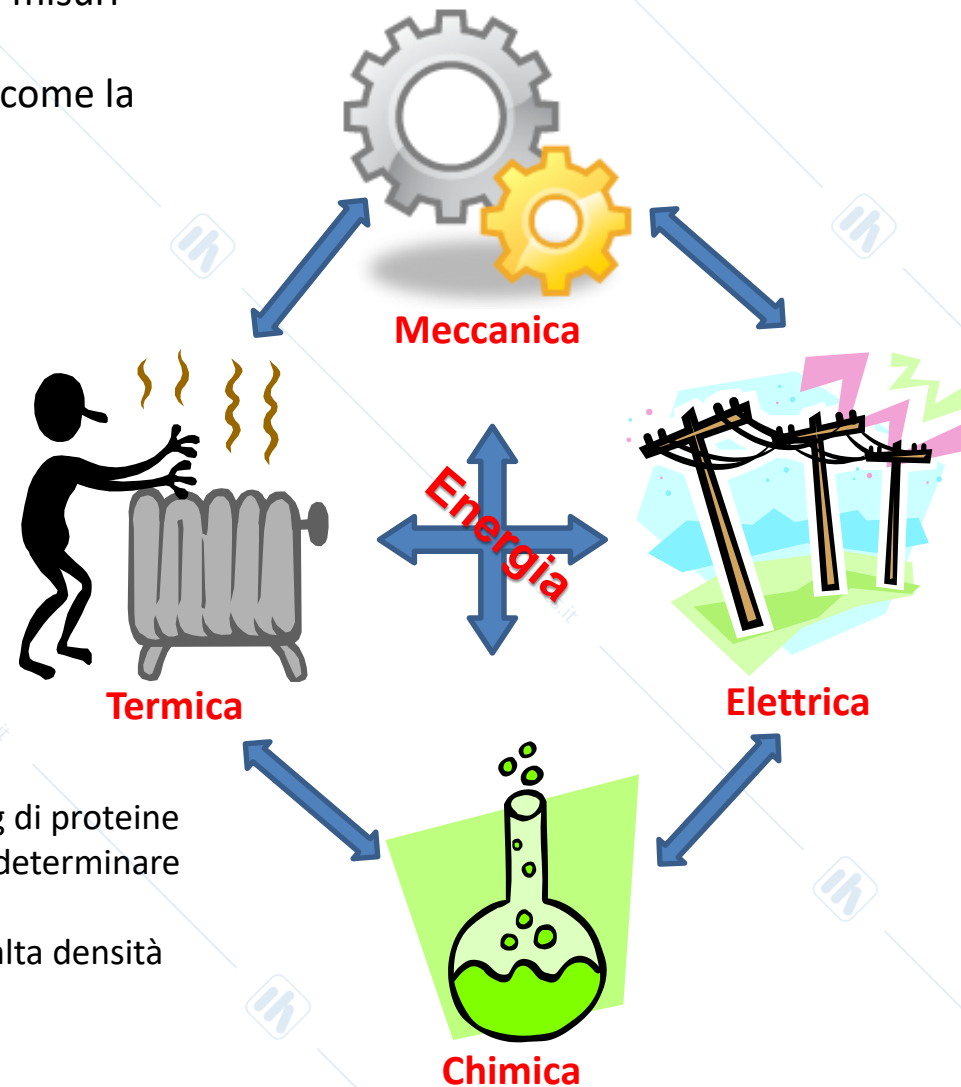
$$1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$$

$$1 \text{ cal} = 4,19 \text{ J}$$

Molto usata in nutrizione per indicare l'apporto energetico medio di un alimento in rapporto all'unità di massa (g o hg) è la *grande caloria* o *caloria alimentare* (simbolo *Cal* o, più correttamente *kcal*, equivalente a 10^3 cal).

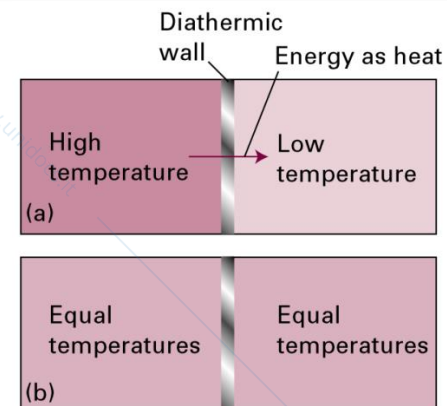
Tenendo conto che 1 g di carboidrati sviluppa ca. 3,8 kcal, 1 g di proteine ca. 3,1 kcal e 1 g di lipidi ca. 9,3 kcal, di ogni alimento si può determinare l'apporto energetico medio sulla base dei componenti.

Con un apporto di 9 kcal/g, il grasso è il macronutriente più alta densità energetica.



Abbiamo in precedenza descritto il flusso di energia sotto forma di calore da un corpo 'caldo' ad uno 'freddo' (che può avvenire direttamente o attraverso una *parete* conduttrice o *diatermica*), e lo stato finale di *equilibrio termico* in termini di "sensazioni tattili".

Queste ultime sono altamente soggettive e dipendono tra l'altro dalla conducibilità termica del materiale*. Per questi motivi non permettono di descrivere il fenomeno in termini rigorosi e, soprattutto, quantitativi.



Anche l'introduzione del concetto di *temperatura* e delle assunzioni che:

- a) il calore fluisce dal corpo a temperatura più alta (più caldo) a quello a temperatura minore (più freddo);
- b) all'equilibrio (termico) la temperatura dei due corpi è la stessa

non migliora la descrizione fin tanto che a questa proprietà non si dia senso fisico stabilendo come quantificarla e misurarla in modo oggettivo.

La termodinamica permette di superare questo *impasse* attraverso il suo *zeresimo principio* che suggerisce proprio la via per *misurare* la temperatura e definirne delle scale di riferimento.

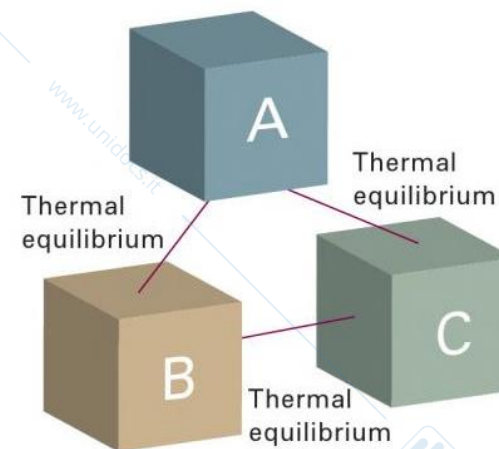
*La *conducibilità termica* è una misura dell'efficienza con cui un materiale *trasmette* il calore. Da non confondere con la *capacità termica* che è invece una misura della sua capacità di *immagazzinare* il calore.

E' la diversa conducibilità che fa sì che si riesca a camminare sulle braci ardenti senza grandi danni, ma non su una lastra di ferro scaldata alla stessa temperatura: <https://www.cicap.org/n/articolo.php?id=100091>).

Il Principio Zero* (o Zeresimo) della Termodinamica

Lo zeresimo principio afferma che:

Se A è in equilibrio termico con B e B è in equilibrio termico con C, allora C è anch'esso in equilibrio con A



Al di là della sua apparente ovvietà, il *principio zero* è molto importante perché giustifica l'uso dei *termometri* come strumenti per valutare il contenuto di energia termica (la *temperatura*) di un corpo.

I termometri usano materiali le cui proprietà (ad es. il volume, la pressione, la resistenza elettrica, la densità, ecc.) dipendono in modo prevedibile e riproducibile dalla temperatura. Sfruttando ad esempio la dilatazione termica del mercurio, che dipende linearmente dalla temperatura, e mettendo a contatto un capillare che ne contiene una certa quantità (corpo A) con due corpi diversi (B e C), sulla base dello zeresimo principio possiamo stabilire se questi hanno la stessa temperatura (il volume occupato dal mercurio a contatto con C e B è lo stesso) o temperatura diversa (il volume è diverso nei due casi).



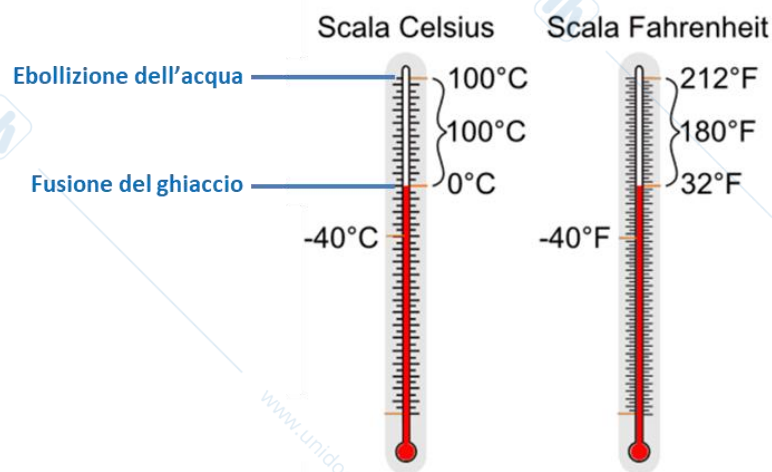
* deve il suo nome al fatto che, pur definendo concetti molto basilari rispetto all'impianto complessivo della termodinamica, è stato formulato solo dopo il 1° ed il 2° principio.

Scale di temperatura relative: scale Celsius e Fahrenheit

Se uno dei due corpi (ad esempio B) si trova in uno stato fisico in cui le sue proprietà termiche (la sua temperatura) sono perfettamente riproducibili, come avviene ad esempio per la fusione del ghiaccio o l'ebollizione dell'acqua ad 1 atm, si possono definire delle *scale* che oltre alla valutazione qualitativa descritta nell'esempio precedente permettono una misura quantitativa della temperatura.

Tra le scale più diffuse citiamo la *Scala Celsius* e la *Scala Fahrenheit*.

Le due scale si differenziano per i valori che vengono arbitrariamente assegnati alla temperatura di fusione del ghiaccio ($0\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $32\text{ }^{\circ}\text{F}$ rispettivamente) e di ebollizione dell'acqua ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $212\text{ }^{\circ}\text{F}$) e per l'estensione dell'intervallo tra questi due estremi ($100\text{ }^{\circ}\text{C}$ e $180\text{ }^{\circ}\text{F}$).*



È proprio l'arbitrarietà nella scelta delle temperature di riferimento che rende le **scale Celsius e Fahrenheit non assolute (relative)**.

* L'introduzione della scala Fahrenheit, ancora ufficialmente in uso negli USA e in altri paesi anglofoni, risale al 1724 e precede quella della scala Celsius (1742).

Fahrenheit aveva previsto tre temperature di riferimento: quella di una miscela di acqua, ghiaccio e NH_4Cl , usata ai tempi come refrigerante alimentare ($0\text{ }^{\circ}\text{F}$), la temperatura di fusione del ghiaccio ($32\text{ }^{\circ}\text{F}$) e la temperatura corporea di un essere vivente 'in salute' ($96\text{ }^{\circ}\text{F}$), individuato da alcune fonti in un cavallo e da altre in sua moglie (!): (https://www.sizes.com/units/temperature_Fahrenheit.htm).

Per quanto riguarda la scala Celsius è significativo ricordare che nella prima versione i riferimenti erano invertiti: lo zero era stato assegnato alla temperatura di ebollizione dell'acqua e il valore 100 alla sua temperatura di fusione.

Scala assoluta di temperatura: la scala Kelvin

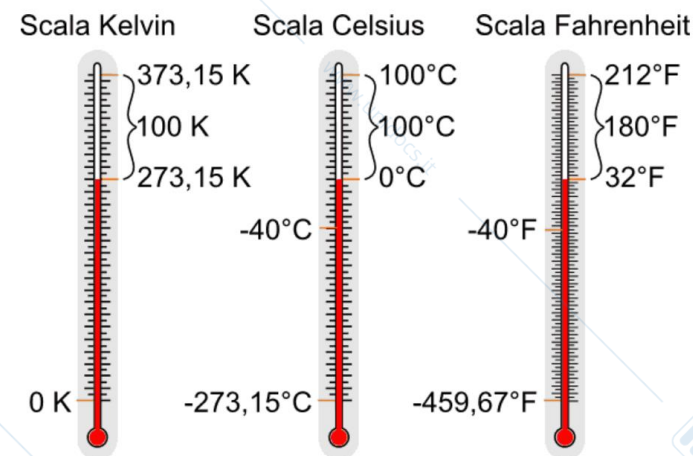
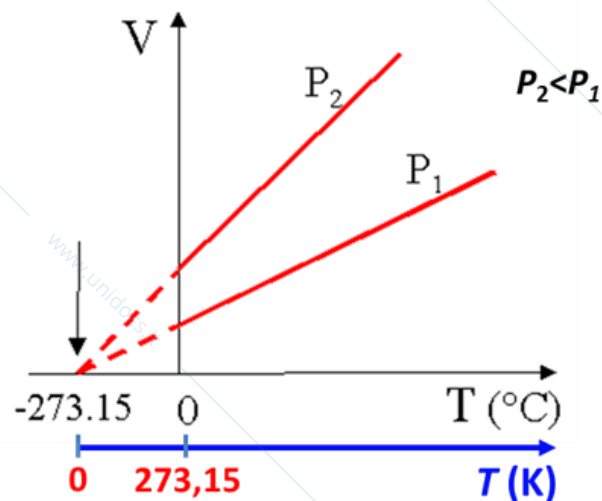
Per costruire una scala assoluta di temperatura è necessario individuare uno stato fisico cui compete una temperatura al di sotto della quale non sia possibile scendere. Assegnando a questo stato 'limite' una temperatura pari allo zero (assoluto) qualunque sistema avrà necessariamente $T \geq 0$.

L'esistenza e le caratteristiche di questo stato (in termini di temperatura) possono essere dedotte dalle leggi dei gas: estrapolando infatti le isocore, $V = f(T)$, di un gas perfetto (così come previste dalla legge di Charles) a temperature minori di 0°C si trova che queste si incontrano tutte in uno stesso punto corrispondente alla temperatura di $-273,15^\circ\text{C}$, in corrispondenza del quale $V = 0$.

Essendo evidente che si tratta di uno stato fisico che non può mai realizzarsi, ne deduciamo che la temperatura di $-273,15^\circ\text{C}$ rappresenta un limite minimo invalicabile (e neanche raggiungibile).

Nella scala Kelvin si assegna il valore di zero (assoluto) di temperatura a questo stato ideale.

Ne consegue che in questa scala le temperature possono essere solo positive e legate a quelle in $^\circ\text{C}$ dalla relazione $T/\text{K} = \theta/^\circ\text{C} + 273,15$.

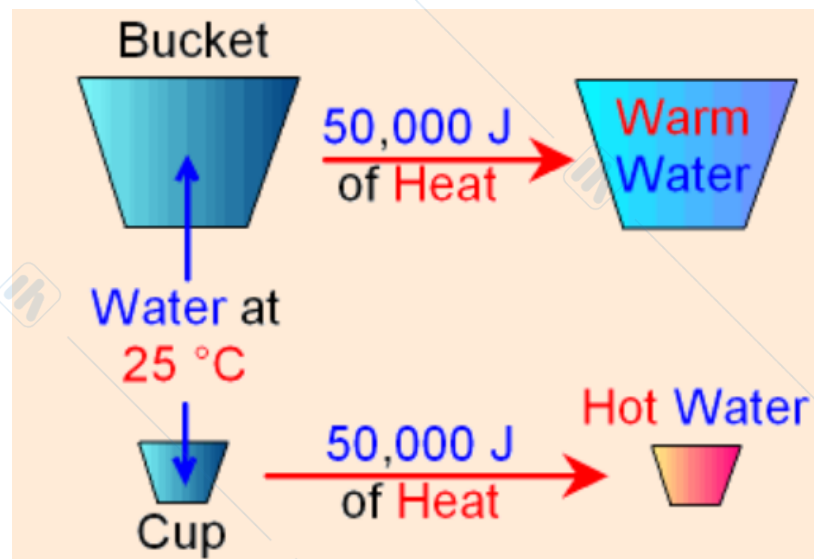


Vedremo nel seguito che l'esistenza di un limite inferiore alle temperature è anche in accordo con il secondo principio della termodinamica e con la cosiddetta *energia di punto zero* prevista dalla meccanica quantistica.

Grandezze intensive ed estensive

Non dovrebbero ormai esserci dubbi sul fatto che calore e temperatura sono grandezze molto diverse: come già detto più volte, il primo è uno dei canali attraverso cui l'energia può trasferirsi da un sistema ad un altro, la seconda è una misura del contenuto di energia termica.

Si tratta comunque di quantità strettamente collegate: vedremo ad esempio nel seguito come da misure di *variazione* di temperatura si possa risalire alla quantità di calore prodotto o trasferito in un processo.



Le due grandezze si distinguono anche per come dipendono dalla massa:

- Essendo una misura dell'energia cinetica media delle particelle che compongono un sistema, la temperatura dipende da quanto velocemente queste si muovono, ma non dal loro numero → la **temperatura** è un esempio di **grandezza intensiva** (non dipendente dalla massa).
- L'energia termica contenuta in un corpo è data dalla somma dell'energia cinetica delle particelle che lo compongono e dipende quindi dal loro numero → l'**energia** è un esempio di **grandezza estensiva** (dipendente dalla massa).

Riassumiamo qui il significato di alcuni termini che abbiamo introdotto discutendo di calore e temperatura:

Diatermico: tutto ciò (sistema, materiale, parete, fluido, ecc.) che conduce il calore

Adiabatico: tutto ciò che non conduce (sistema, materiale, parete, fluido, ecc.) o non produce (processo, reazione, ecc.) calore

Intensiva: grandezza o proprietà il cui valore non dipende dalla quantità di materia o dalle dimensioni del campione. Sono grandezze intensive la temperatura, la densità, la pressione, ecc.

Estensiva: grandezza o proprietà il cui valore dipende dalla quantità di materia o dalle dimensioni del campione. Sono grandezze estensive la massa, il volume, ecc.

Equilibrio: stato in cui le proprietà di un sistema (temperatura, pressione, volume, composizione, ecc.) sono ben definite e non variano nel tempo.
Si parla ad esempio di equilibrio termico se la temperatura è costante nel tempo ed è la stessa in tutti i punti (e si è quindi in assenza di flussi di calore), di equilibrio chimico se non ci sono reazioni chimiche, diffusione di materia o variazioni di composizione, ecc.