

Temperatura e Calore

www.fisicaxscuola.altervista.org

Temperatura e Calore

- Stati di Aggregazione
- Temperatura
- Scale Termometriche
- Dilatazione Termica
- Leggi dei gas:
 - La prima legge di Gay-Lussac (p costante)
 - La seconda legge di Gay-Lussac (V costante)
 - La legge di Boyle (T costante)
- Equazione di Stato dei Gas Perfetti

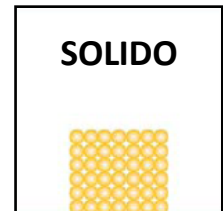
- Il Calore
- L'Equilibrio Termico
- La Propagazione del Calore
- I Passaggi di Stato

Gli Stati di Aggregazione

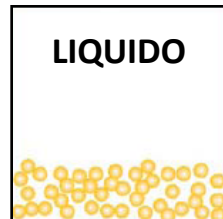
La materia si trova essenzialmente in 3 stati di aggregazione:

- Condensati {
 - ☐ **Solido**: Forma e Volume proprio
 - ☐ **Liquido**: Forma del recipiente e Volume proprio
- Fluidi {
 - ☐ **Gassoso o Aeriforme**: Forma e Volume del recipiente

Allo stato **solido** le particelle costituenti la materia (atomi, molecole o ioni) si dispongono in modo ordinato e compatto, con limitate possibilità di muoversi le une rispetto alle altre.



Allo stato **liquido** le particelle costituenti la materia si dispongono in modo disordinato e possono scorrere le une sulle altre, con medie possibilità di muoversi le une rispetto alle altre.



Allo stato **gassoso** le particelle costituenti la materia si dispongono in modo estremamente disordinato, con elevata possibilità di muoversi le une rispetto alle altre.



Temperatura

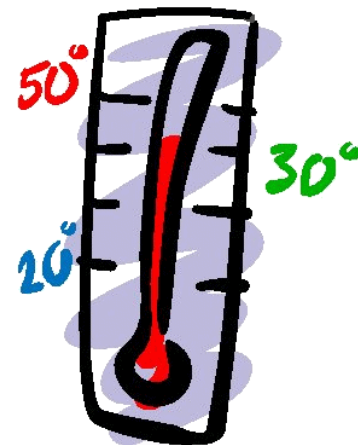
Le particelle che compongono ogni sostanza, qualunque sia lo stato di aggregazione in cui si trova, sono in continuo movimento. Tale fenomeno si chiama **agitazione termica**.

La **temperatura** è un indice del grado di agitazione termica: quanto maggiore è l'agitazione termica, tanto maggiore è la temperatura di una sostanza. È una delle 7 grandezze fisiche fondamentali.

Storicamente il concetto di temperatura nasce come tentativo di quantificare le nozioni comuni di "caldo" e "freddo".

Gli strumenti per misurare la temperatura sono i **termometri**, basati sul fenomeno della dilatazione termica.

Esistono diverse **scale termometriche**, le più usate sono la Kelvin e la Celsius.



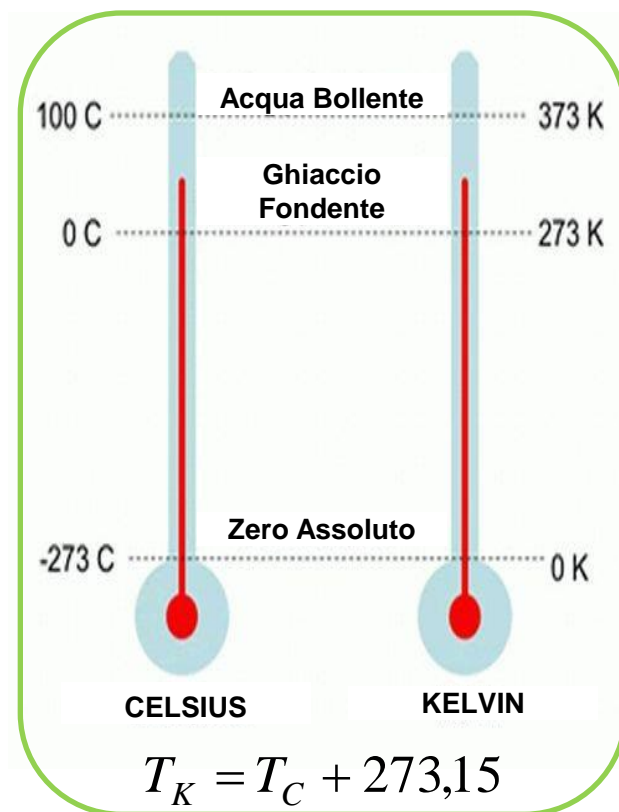
Scale Termometriche

Celsius, Kelvin

Le **scale termometriche** più diffuse sono la scala **kelvin** (usata nel S.I.) e la scala **Celsius** (usata nella vita comune).

Le due scale differiscono essenzialmente nel valore assegnato allo zero, cioè al punto iniziale, della scala:

- La **scala Celsius** è tarata in base a 2 punti fissi: la temperatura del ghiaccio che fonde, cui attribuiamo il valore 0°C , e la temperatura dell'acqua che bolle, cui attribuiamo il valore 100°C . L'intervallo così individuato viene diviso in 100 parti di cui ognuna vale quindi 1°C .
- La **scala Kelvin** è tarata in base allo **zero assoluto**, che è la temperatura teorica più bassa cui può arrivare la materia, il cui valore in gradi Celsius è $-273,15^{\circ}\text{C}$. Il valore di un grado Kelvin è identico a quello Celsius, cioè $1\text{K} = 1^{\circ}\text{C}$.



NOTA: Nella scala Kelvin non possono esserci valori di temperatura negativi in quanto ha come zero la temperatura più bassa che possa mai esistere.

Dilatazione Termica

La **dilatazione termica** è il fenomeno fisico per cui in un corpo (liquido, gassoso o solido) si verifica un **aumento di volume** all'**umentare della temperatura**.

Qualitativamente questo fenomeno si può giustificare nel seguente modo: qualsiasi aumento di temperatura di un corpo è accompagnato da un aumento dell'agitazione termica delle sue molecole.

Ciò determina un incremento della distanza tra le molecole, per cui il risultato finale si traduce in un aumento del volume.

Nel caso di una diminuzione della temperatura la situazione risulta perfettamente simmetrica a quella appena descritta ed il risultato finale consiste in una diminuzione del volume del corpo.

La dilatazione termica dei materiali crea seri inconvenienti in molte applicazioni tecnologiche. Nella progettazione di macchinari, edifici, ponti occorre lasciare adeguati spazi liberi tra i diversi componenti, affinché i materiali (soprattutto i metalli) possano dilatarsi, senza deformare la struttura. Un classico esempio sono i binari ferroviari.

Ma la **dilatazione termica** non è necessariamente un fenomeno negativo, infatti ad esempio è **alla base del funzionamento dei termometri!**

Dilatazione Termica

Solidi: Dilatazione Lineare e Volumica

Ogni solido ha sempre 3 dimensioni, ma può accadere che una delle dimensioni sia preponderante rispetto alle altre (si pensi ad es. ad un filo), in tal caso anche la dilatazione avviene prevalentemente in quella dimensione e si parla quindi di **dilatazione lineare**, la cui formula è:

$$\Delta L = \lambda \cdot L_0 \cdot \Delta T \quad \text{con} \quad \begin{cases} \Delta L = L_F - L_0 = \text{Variazione di lunghezza} \\ \Delta T = T_F - T_0 = \text{Variazione di temperatura} \\ L_0 = \text{Lunghezza Iniziale} \\ \lambda = \text{Coefficiente di dilatazione lineare} \end{cases}$$

Quando il solido si sviluppa in modo omogeneo nelle 3 dimensioni la dilatazione avviene in tutte le direzioni, si parla quindi di **dilatazione volumica**, la cui formula è:

$$\Delta V = k \cdot V_0 \cdot \Delta T \quad \text{con} \quad \begin{cases} \Delta V = V_F - V_0 = \text{Variazione di volume} \\ \Delta T = T_F - T_0 = \text{Variazione di temperatura} \\ V_0 = \text{Volume Iniziale} \\ k = \text{Coefficiente di dilatazione volumica (} k \approx 3\lambda \text{)} \end{cases}$$

Dilatazione Termica

Liquidi e Gas

La **dilatazione termica** agisce anche nei liquidi e nei gas, seguendo la stessa legge della dilatazione volumica dei solidi:

$$\Delta V = k \cdot V_0 \cdot \Delta T$$

L'unica differenza è che il **coefficiente di dilatazione termica k** è, per il liquidi e ancor più per i gas, maggiore di quello dei solidi.

Da ciò deriva che, a parità di variazione di temperatura, i liquidi si dilatano più dei solidi ed i gas più dei liquidi.

Qualitativamente ciò si può giustificare considerando che nei liquidi, e ancor più nei gas, le particelle che li compongono sono fra loro legate più debolmente rispetto a quelle dei solidi, quindi possono allontanarsi maggiormente fra loro.



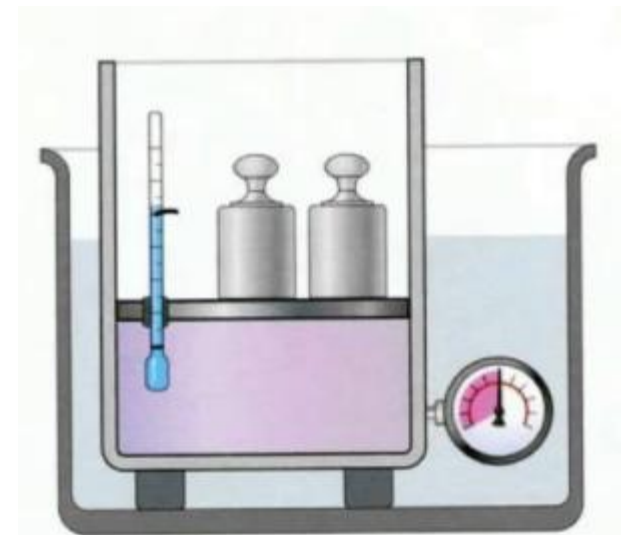
Leggi dei Gas

Nel caso dei gas la dilatazione dipende non solo dalle variazioni di temperatura ma anche dalle variazioni di pressione.

Per poter valutare il comportamento del gas dobbiamo inserirlo in un recipiente chiuso che ci permetta di agire e di controllare gli andamenti delle grandezze fisiche **PRESSIONE, VOLUME e TEMPERATURA**.

Le trasformazioni più interessanti che può subire un gas sono quelle che si ottengono tenendo costante una delle tre grandezze p , V , T e facendo variare le altre due:

COSTANTE	VARIANO	TRASFORMAZIONE
p	V, T	ISÒBARA
V	p, T	ISOCÒRA
T	p, V	ISOTÈRMA



Leggi dei Gas

La prima legge di Gay-Lussac (p costante)

È evidenza sperimentale che, a **pressione costante**, un gas riscaldato si dilata (aumenta di volume) e raffreddato si contrae (diminuisce di volume).

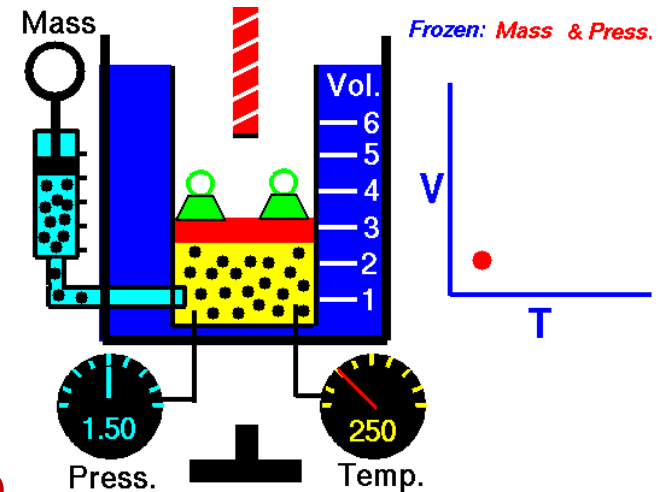
Ciò vale per **pressioni non troppo elevate** e per **temperature non troppo prossime a quella di liquefazione** del gas, ovvero quando il gas si comporta come un gas ideale.

$$V = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$

dove $\left\{ \begin{array}{l} V_0 = \text{Volume a } 0^\circ\text{C} \\ t = \text{Temperatura in } ^\circ\text{C} \\ \alpha = \text{Coefficiente di dilatazione volumica} \end{array} \right.$

$$\Delta V = V_2 - V_1 = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t_2) - V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t_1) =$$

$$= V_0 \cdot \alpha \cdot (t_2 - t_1) = V_0 \cdot \alpha \cdot \Delta t \Rightarrow \Delta V = V_0 \cdot \alpha \cdot \Delta t$$



[NASA's Glenn Research Center](#)

Prima Legge di Gay-Lussac (legge di Charles): In una trasformazione isobara (p costante) la variazione di volume ΔV è direttamente proporzionale alla variazione di temperatura Δt .

Leggi dei Gas

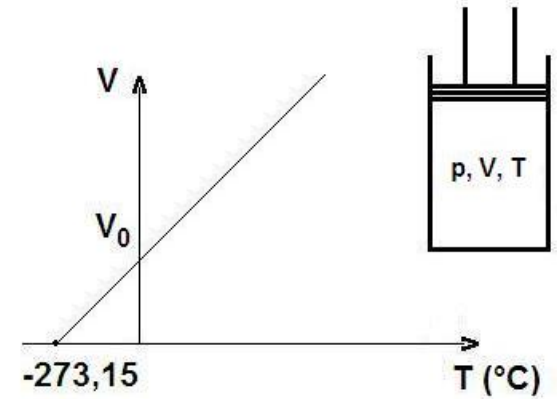
La prima legge di Gay-Lussac (p costante)

Il coefficiente di dilatazione volumica α è uguale per tutti i gas ed è costante:

$$\alpha = \frac{1}{273,15 \text{ } ^\circ\text{C}} = 3,66 \times 10^{-3} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

Pertanto, fissato il volume iniziale, la relazione tra V e T (in gradi Celsius) è lineare.

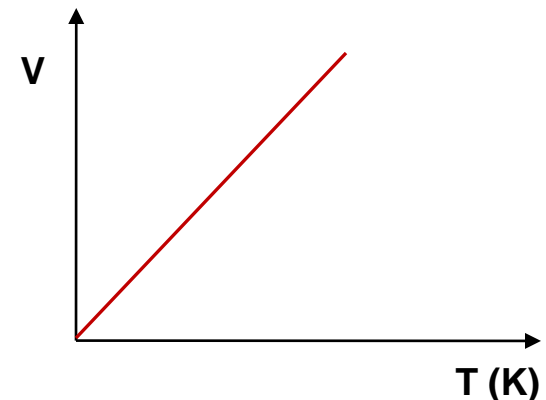
$$V = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$



Se esprimiamo la temperatura in kelvin la I legge di Gay-Lussac può essere espressa in modo ancora più semplice e il rapporto tra V e T (in kelvin) risulta costante. Pertanto V e T (in kelvin) sono tra loro direttamente proporzionali ed il grafico è una retta passante per l'origine.

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0} = \text{costante}$$

⇒ V, T Direttamente Proporzionali



Leggi dei Gas

La seconda legge di Gay-Lussac (V costante)

È evidenza sperimentale che, a **volume costante**, se riscaldiamo un gas la pressione aumenta e raffreddandolo diminuisce.

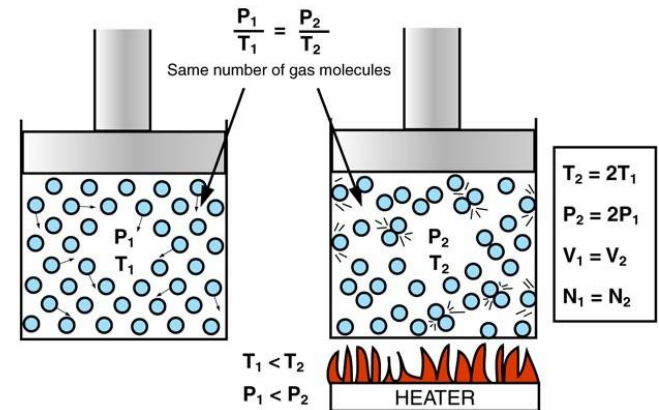
Ciò vale per **pressioni non troppo elevate** e per **temperature non troppo prossime a quella di liquefazione** del gas, ovvero quando il gas si comporta come un **gas ideale**.

$$p = p_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$

dove $\begin{cases} p_0 = \text{Pressione a } 0^\circ\text{C} \\ t = \text{Temperatura in } ^\circ\text{C} \\ \alpha = \text{Coefficiente di dilatazione volumica} \end{cases}$

$$\Delta p = p_2 - p_1 = p_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t_2) - p_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t_1) =$$

$$= p_0 \cdot \alpha \cdot (t_2 - t_1) = p_0 \cdot \alpha \cdot \Delta t \Rightarrow \Delta p = p_0 \cdot \alpha \cdot \Delta t$$



Seconda Legge di Gay-Lussac: In una trasformazione isocora (V costante) la variazione di pressione Δp è direttamente proporzionale alla variazione di temperatura Δt .

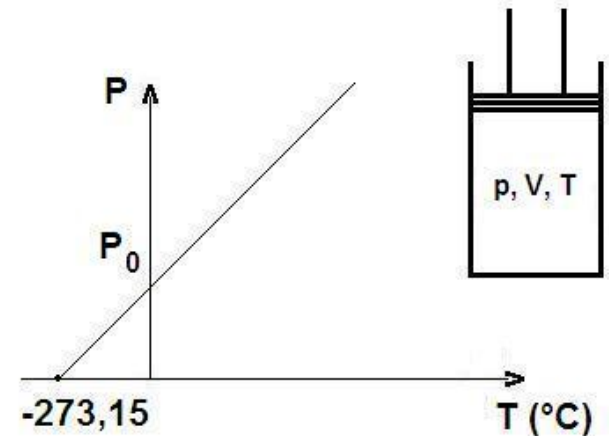
Leggi dei Gas

La seconda legge di Gay-Lussac (V costante)

Il coefficiente di dilatazione volumica α è, come nel caso precedente, uguale per tutti i gas ed è costante.

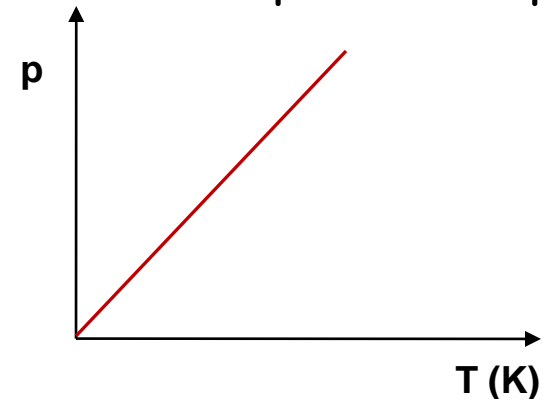
Pertanto, fissata la pressione iniziale, la relazione tra p e T (in gradi Celsius) è lineare.

$$p = p_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$



Se esprimiamo la temperatura in kelvin la II legge di Gay-Lussac può essere espressa in modo ancora più semplice e il rapporto tra p e T (in kelvin) risulta costante. Pertanto p e T (in kelvin) sono tra loro direttamente proporzionali ed il grafico è una retta passante per l'origine.

$$\frac{p}{T} = \frac{p_0}{T_0} \quad \text{dove} \begin{cases} T = \text{Temperatura in K} \\ p_0 = \text{Pressione iniziale} \\ T_0 = \text{Temperatura iniziale in K} \end{cases}$$



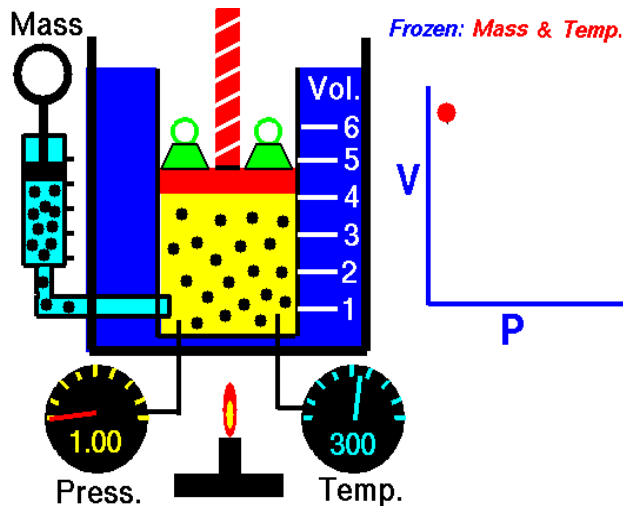
Leggi dei Gas

La legge di Boyle (T costante)

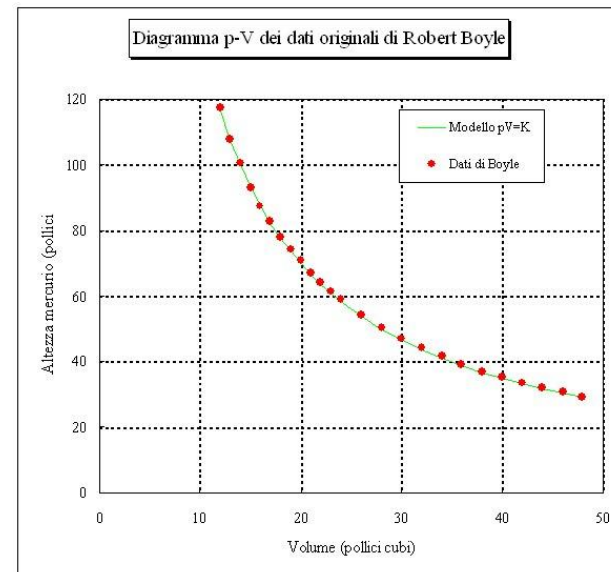
È evidenza sperimentale che, a **temperatura costante**, se riduciamo il volume di un gas la sua pressione aumenta e se lo aumentiamo la pressione diminuisce.

Legge di Boyle: In una trasformazione isoterma (T costante) la pressione p e il volume V del gas sono inversamente proporzionali, cioè variano mantenendo costante il loro prodotto.

$$p \cdot V = p_0 \cdot V_0 = \text{costante} \quad \text{dove} \begin{cases} p_0 = \text{Pressione iniziale} \\ V_0 = \text{Volume iniziale} \end{cases}$$



[NASA's Glenn Research Center](http://www.nasa.gov)



Equazione di Stato dei Gas Perfetti

Si definisce **Gas Ideale** o **Gas Perfetto** un gas che rispetta le due leggi di Gay-Lussac e la legge di Boyle-Mariotte in tutte le condizioni di temperatura, densità e pressione. Per i gas ideali si ha:

Equazione di Stato dei Gas Perfetti

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{dove} \quad \begin{cases} n = \text{Numero di moli di gas} \\ R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad (\text{Costante Universale dei Gas}) \end{cases}$$

L'equazione di stato dei gas perfetti racchiude le tre leggi dei gas:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{ISOBARE [} p \text{ costante]} \Rightarrow p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \text{cost} \cdot T \\ \text{ISOCORE [} V \text{ costante]} \Rightarrow p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \text{cost} \cdot T \\ \text{ISOTERME [} T \text{ costante]} \Rightarrow p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow p \cdot V = \text{cost} \end{array} \right.$$

Equazione di Stato dei Gas Perfetti

I gas reali vengono descritti dalla legge dei gas perfetti con buona approssimazione solo quando la pressione è sufficientemente bassa e la temperatura sufficientemente alta.

In caso contrario è valida la legge dei gas reali (*Legge di Van der Waals*).

Dall'equazione di stato segue la *legge di Avogadro*:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

Cioè: volumi uguali di gas diversi, in condizioni di temperatura e pressione uguali, contengono lo stesso numero di particelle.

Il Calore

È esperienza comune che per far aumentare la temperatura di una sostanza, ad esempio dell'acqua, è necessario scaldarla.

Ciò equivale a fornire al corpo una certa quantità di energia, detta calore:

Il **calore** è una forma di energia la cui proprietà principale è quella di passare da un corpo più caldo ad un altro corpo meno caldo.
L'unità di misura nel S.I. è il joule (J).

Che il **calore sia una forma di energia** ormai è noto, ma prima si credeva fosse un "fluido" invisibile e imponderabile, che Lavoisier (1743-1794) chiamò **CALORICO**, in grado di passare da un corpo ad un altro modificandone la temperatura.

Questo flusso calorico era misurato in **calorie (cal)** o chilocalorie (1 kcal = 1000 cal), dove la kcal è la **quantità di calore necessaria per far aumentare di 1°C, da 14,5 °C a 15,5 °C, la temperatura di un grammo di acqua distillata posta a livello del mare** (pressione 1 atm = 101325 Pa).

Solo nel XIX secolo **Joule (1818-1889)** dimostrò che **calore e lavoro meccanico potevano convertirsi direttamente l'uno nell'altro**, mantenendo però costante il loro valore complessivo: in altre parole asserì che il calore è una forma di energia.

Il Calore

2/2

Per dimostrare l'equivalenza tra calore e lavoro realizzò un'esperienza nota come "mulinello di Joule".

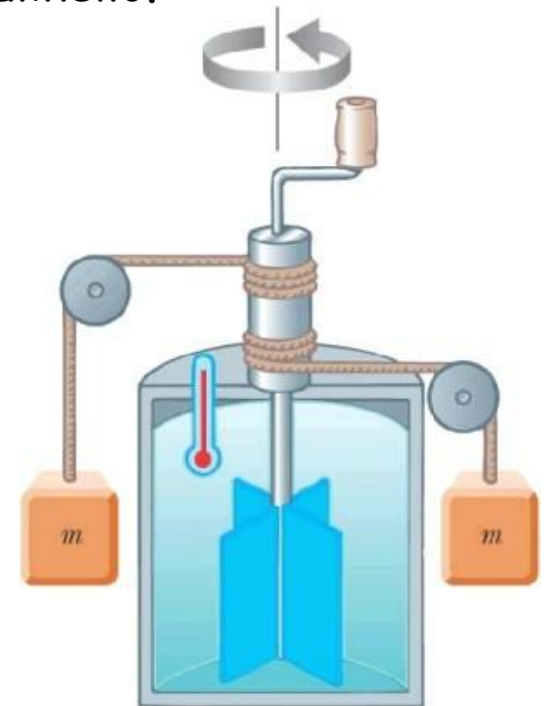
In un thermos (un recipiente termicamente isolato, le cui pareti impediscono al calore di entrare e uscire) è inserito un mulinello a palette, azionato dalla caduta di due pesi, che agita l'acqua.

Se i pesi fossero in caduta libera, la loro energia cinetica finale sarebbe uguale al lavoro W compiuto dalla forza-peso. Invece, al termine della caduta, l'energia cinetica K dei due pesi è minore di W , a causa dell'attrito tra l'acqua e le palette, che ostacola la rotazione del mulinello.

La differenza tra W e K è il lavoro compiuto dalle palette sull'acqua (opposto a quello dell'acqua sulle palette). **Questo lavoro scalda l'acqua contenuta nel thermos, cioè accresce l'energia cinetica delle sue molecole.**

Joule verificò che per innalzare di $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ la temperatura dell'acqua occorrono 4186 J di lavoro per ogni kilogrammo di massa o, in modo equivalente, ne occorrono $4,186\text{ J}$ per ogni grammo.

Quindi, per come è definita la caloria, tra la caloria e il joule vale la relazione **$1\text{ cal} = 4,186\text{ J}$** .



Capacità Termica e Calore Specifico 1/2

L'assorbimento della stessa quantità di energia non provoca lo stesso aumento di temperatura in tutti i corpi.

Il rapporto fra il calore che un corpo acquista e la variazione di temperatura si definisce **capacità termica** del corpo, in formule:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

L'unità di misura nel S.I. è J/K o J/°C.

$$\text{con } \begin{cases} C = \text{Capacità Termica} \\ Q = \text{Quantità di Calore} \\ \Delta T = \text{Variazione di Temperatura} \end{cases}$$

È abbastanza evidente che **quanto maggiore è la massa che viene riscaldata tanto maggiore è il calore necessario per farne aumentare la temperatura**, la costante di proporzionalità tra capacità e massa si chiama **calore specifico**:

Il **calore specifico** di una sostanza è il rapporto fra la capacità termica e la massa, in formule:

$$c = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m \cdot \Delta T}$$

$$\text{con } \begin{cases} c = \text{Calore Specifico} \\ C = \text{Capacità Termica} \\ m = \text{Massa} \end{cases}$$

L'unità di misura nel S.I. è J/(K · kg) o J/(°C · kg).

Capacità Termica e Calore Specifico 2/2

Ciò porta a quella che viene definita come:

Legge Fondamentale della Termologia

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T \quad \text{con} \quad \begin{cases} Q = \text{Quantità di Calore} \\ c = \text{Calore Specifico} \\ m = \text{Massa} \\ \Delta T = \text{Variazione di Temperatura} \end{cases}$$

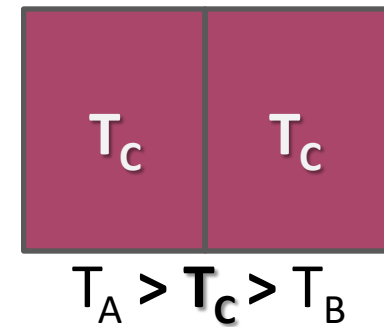
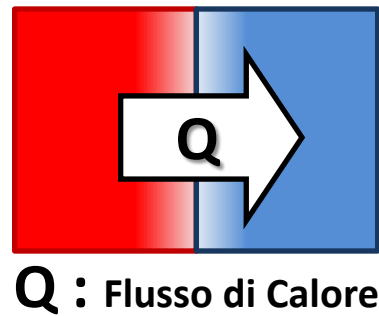
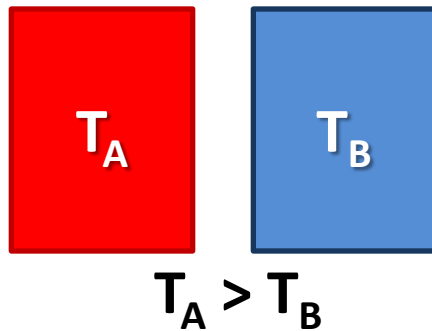
Se mettiamo a contatto due corpi con temperature, calori specifici e masse diverse, che scambiano calore fra loro ma non con l'ambiente, si porteranno ad una temperatura di equilibrio che, in base alla legge fondamentale, è data da:

$$Q_1 + Q_2 = 0 \quad \Rightarrow \quad c_1 \cdot m_1 \cdot (T_E - T_1) + c_2 \cdot m_2 \cdot (T_E - T_2) = 0$$

$$T_E = \frac{c_1 \cdot m_1 \cdot T_1 + c_2 \cdot m_2 \cdot T_2}{c_1 \cdot m_1 + c_2 \cdot m_2}$$

L'Equilibrio Termico

La legge fondamentale della termologia regola quindi i processi di scambio di calore che portano all'**equilibrio termico**, che consiste nel fatto che quando due corpi a diversa temperatura sono messi a contatto si genera un flusso di calore, dal corpo più caldo verso quello più freddo, che dura sino a quando i due corpi non arrivano alla stessa temperatura intermedia tra le due temperature iniziali.



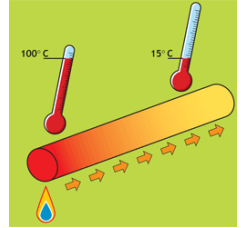
Tutti i corpi tendono all'equilibrio termico, cioè a portarsi alla stessa temperatura attraverso un flusso, ciò può accadere in quanto **il calore si propaga**, cioè passa dal corpo più caldo al corpo più freddo.

Le sostanze che conducono bene il calore si dicono **conduttori termici** (ad es. i metalli), mentre le sostanze che non lo conducono bene si dicono **isolanti termici** (ad es. il legno).

La Propagazione del Calore

I meccanismi di propagazione del calore sono:

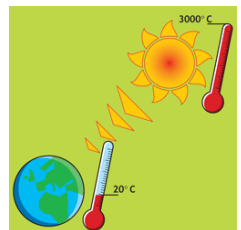
Conduzione: E' la trasmissione di calore da un corpo ad un altro senza spostamento delle sue molecole. Un caso tipico è il riscaldamento di un'asta metallica mediante una fiamma applicata alle sue estremità. L'energia termica si trasmette per contatto da molecola a molecola dall'estremità a più alta temperatura verso quella fredda. La conduzione è tipica dei solidi.



Convezione: E' la trasmissione di calore che avviene nei fluidi (liquidi e gas) con spostamento delle molecole. Se un corpo caldo (ad esempio un radiatore) riscalda l'aria, questa diventa sempre più leggera e sale verso l'alto; tale movimento richiama altra aria verso il corpo caldo e così via. La spinta naturale di salita dell'aria, origina un movimento lento della stessa (convezione), riscaldando il locale in modo uniforme e confortevole.



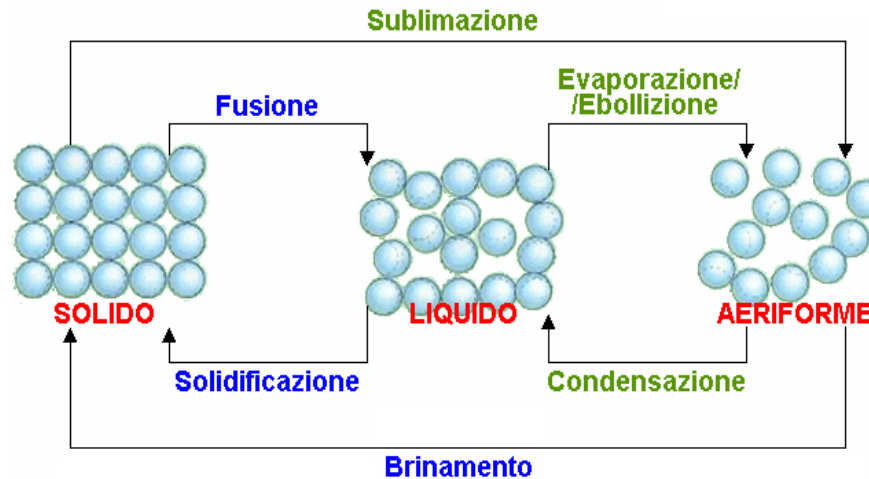
Irraggiamento: E' la trasmissione di calore senza contatto diretto dei corpi. In questo caso si trasmette il calore mediante onde o radiazioni. Un esempio è il calore che percepiamo da una lampadina accesa quando avviciniamo la mano. Questo è il modo in cui il Sole riscalda la Terra.



I Passaggi di Stato

Al variare di temperatura e pressione la materia può transitare da uno stato di aggregazione ad un altro, effettuando un **PASSAGGIO DI STATO**:

Passaggi di stato che avvengono con cessione di calore da parte del corpo.



Passaggi di stato che avvengono con assorbimento di calore da parte del corpo.

Durante i passaggi di stato la temperatura dei corpi è costante, ad esempio se in un bicchiere abbiamo acqua e ghiaccio la temperatura è 0°C sino a quando **tutto** il ghiaccio non è diventato acqua.

Il calore assorbito (o ceduto) dal corpo durante il passaggio di stato si chiama **Calore Latente** ed è utilizzato dal corpo solo ed esclusivamente per effettuare il passaggio di stato stesso, quindi non produce un aumento (o diminuzione) della temperatura del corpo.

Nota: E' possibile ottenere i passaggi di stato anche senza somministrare o assorbire calore ma agendo invece sulla pressione; ad esempio in laboratorio possiamo far bollire l'acqua anche a temperatura ambiente semplicemente diminuendo la pressione atmosferica.

I Passaggi di Stato

Al livello microscopico, durante la **fusione**, l'energia assorbita sotto forma di calore serve a vincere le forze che nello stato solido tengono legato ogni singolo atomo alla sua posizione. Spezzando i legami gli atomi diventano liberi di scorrere: così il solido perde la propria forma e prende quella del recipiente.

In modo analogo, l'energia assorbita durante la **vaporizzazione** viene spesa contro le forze attrattive intermolecolari e serve a rendere le molecole del tutto libere di allontanarsi l'una dall'altra.



Bibliografia & Sitografia

- [https://it.wikipedia.org/wiki/Prima legge di Gay-Lussac](https://it.wikipedia.org/wiki/Prima_legge_di_Gay-Lussac)
- [https://it.wikipedia.org/wiki/Seconda legge di Gay-Lussac](https://it.wikipedia.org/wiki/Seconda_legge_di_Gay-Lussac)
- [https://it.wikipedia.org/wiki/Legge di Boyle-Mariotte](https://it.wikipedia.org/wiki/Legge_di_Boyle-Mariotte)
- [https://it.wikipedia.org/wiki/Gas ideale](https://it.wikipedia.org/wiki/Gas_ideale)
- <https://www.matematicamente.it/appunti/fisica-per-le-superiori/termodinamica/la-legge-boyle-gas-perfetti/>

Crediti Immagini

- https://commons.wikimedia.org/wiki/File:1%C2%B0legge_Gay_Lussac.jpg#/media/File:1%C2%B0legge_Gay_Lussac.jpg
- [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Charles and Gay-Lussac%27s Law animated.gif#/media/File:Charles and Gay-Lussac%27s Law animated.gif](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Charles_and_Gay-Lussac%27s_Law_animated.gif#/media/File:Charles_and_Gay-Lussac%27s_Law_animated.gif)
- https://commons.wikimedia.org/wiki/File:2%C2%B0legge_Gay_Lussac.jpg#/media/File:2%C2%B0legge_Gay_Lussac.jpg
- <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=4448761>
- [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Legge di Boyle dati originali.jpg#/media/File:Legge di Boyle dati originali.jpg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Legge_di_Boyle_dati_originali.jpg#/media/File:Legge_di_Boyle_dati_originali.jpg)
- <https://argomentidifisica.files.wordpress.com/2010/01/joulemulin.jpg>
- <https://4.bp.blogspot.com/-pOYs-xfJrss/WTkfXtc8Mol/AAAAAAAAAk0M/mVDICIUPeNAiQrvON7jJC6mftms0Xr0TwCLcB/s1600/materia-fisica.gif>