

Nozioni di Fisica Biochimica e Biologia

Fisica Medica Lezione 4 - TERMODINAMICA

Anno Accademico 2022/2023

AGENDA DEL CORSO

	DATA	ORE	ARGOMENTI
LEZIONE 1	30/11/2022	3	Richiami e nozioni introduttive di base: Grandezze fisiche, unità e sistemi di misura. Errori di misura. Scalari e vettori. Operazioni tra vettori. Algebra di base. Relazioni funzionali e rappresentazioni grafiche. Trigonometria.
LEZIONE 2	02/12/2022	3	Cinematica e dinamica del corpo: Sistemi di riferimento. Moto rettilineo uniforme. Moto rettilineo uniformemente accelerato. Principi della dinamica. Forze. Rotazione e momento di una forza. Leve. Lavoro ed energia.
LEZIONE 3	05/11/2022	3	Fluidodinamica: Statica dei fluidi. Pressione e densità. Legge di Stevino. Tubo di Torricelli. Principio di Pascal e torchio idraulico. Principio di Archimede. Viscosità. Portata. Teorema di Bernoulli. Sfigmomanometro. Aneurisma e stenosi.
LEZIONE 4	07/11/2022	3	Termodinamica: Sistemi termodinamici. Temperatura e calore. Misura della temperatura. Scale termometriche. Capacità termica e calore specifico. Equilibrio termico. Dilatazione termica. Passaggi di stato. Trasmissione del calore. Bilancio energetico nel corpo umano.
LEZIONE 5	13/11/2022	3	Fenomeni elettrici e magnetici: Carica elettrica. Elettrizzazione. Conduttori e isolanti. Legge di Coulomb. Campo elettrico. Potenziale elettrico. Intensità di corrente. I e II Legge do Ohm. Onde elettromagnetiche. Ultrasuoni. Effetto Doppler.
PROVA FINE CORSO			

Un **sistema termodinamico** è un sistema fisico scelto con lo scopo di studiare le proprietà macroscopiche di una sostanza o di un fenomeno di trasformazione. I sistemi termodinamici si classificano in sistemi aperti, sistemi chiusi e sistemi isolati a seconda delle interazioni energetiche e caloriche con l'ambiente esterno.

Possiamo definire un **sistema termodinamico** come una porzione del mondo che è oggetto della nostra osservazione, del quale vogliamo studiare le proprietà fisiche macroscopiche come **pressione**, temperatura e **volume** e le relative variazioni nel tempo.

Un esempio di sistema termodinamico potrebbe essere fornito da una certa quantità d'acqua che si scalda in una pentola.

La termodinamica si occupa dei processi termici in cui gli scambi di energia non sono sempre riconducibili ad un lavoro meccanico ma sono anche accompagnati da variazioni di temperatura o da cambiamenti di stato dei corpi.

SISTEMA TERMODINAMICO

Sistema aperto: se tra il sistema e l'ambiente ci sono scambi di energia e materia, allora parleremo di *sistema aperto*. L'acqua che bolle in una pentola costituisce un ottimo esempio di sistema aperto, infatti il vapore è acqua che abbandona il sistema per disperdersi nell'ambiente. Inoltre vi è anche un passaggio di calore (che, come vedremo, è una forma di energia) dall'acqua calda all'aria più fredda.

Sistema chiuso: se tra sistema e ambiente non vi è scambio di materia, ma solo di energia, si dice che il sistema è *chiuso*. Un esempio può essere fornito da un termosifone che disperde calore nell'ambiente senza che l'acqua calda che circola al suo interno possa uscirne.

Sistema isolato: se infine non vi sono scambi né di energia né di materia, allora si parla di *sistema isolato*.

Sistema aperto



Sistema chiuso



Sistema isolato



Dall'esperienza quotidiana sappiamo che, quando si mettono in contatto due corpi di cui uno più caldo e uno più freddo, il corpo caldo inizia a raffreddarsi e quello freddo comincia a riscaldarsi. Più precisamente si manifesta un passaggio di calore dal corpo caldo a quello freddo finché i due corpi non hanno raggiunto l'**equilibrio termico**, ossia quello stato in cui non vi è più scambio di calore tra i due corpi.

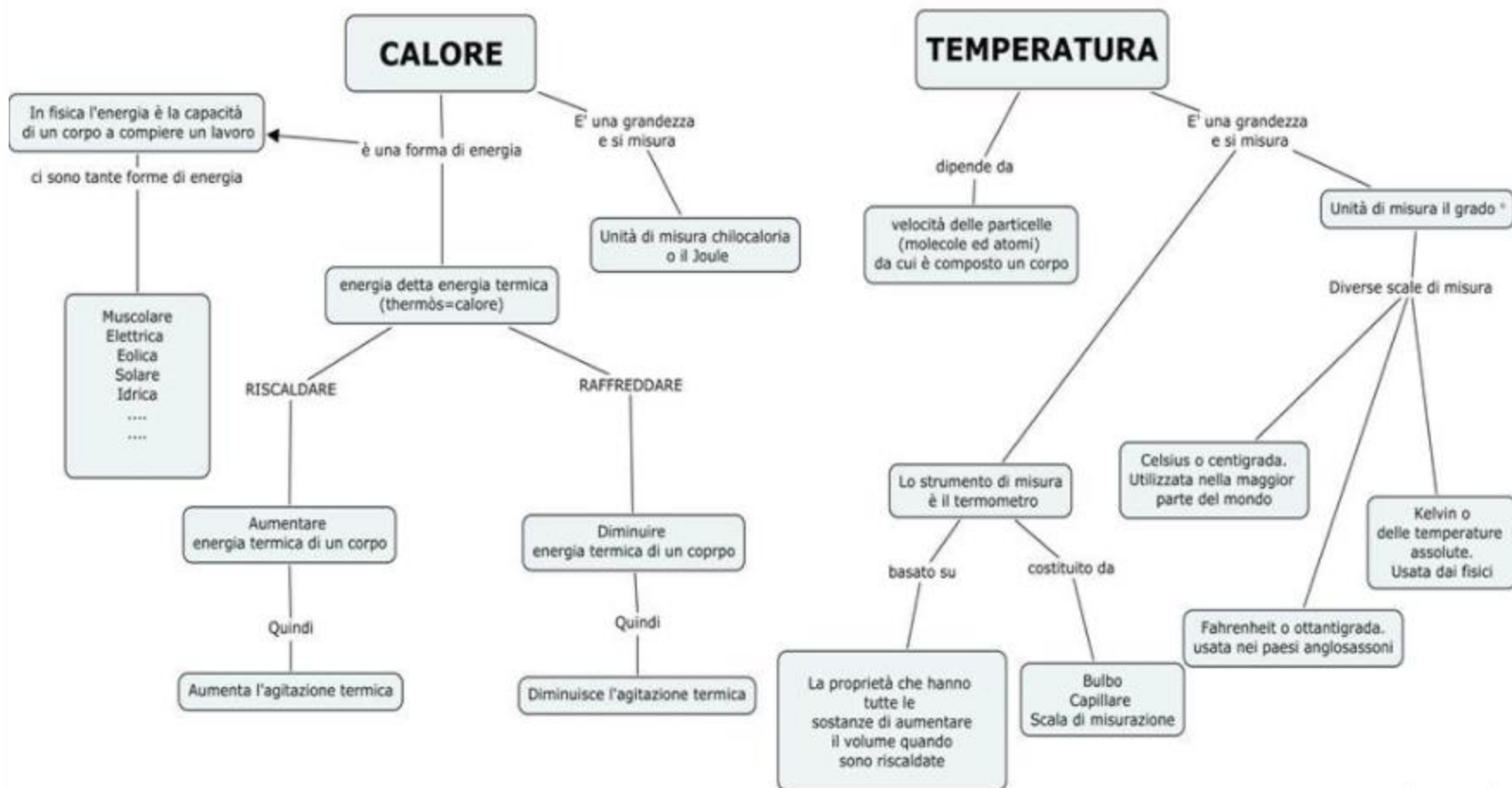
Specifichiamo che, in Termodinamica, quando si mettono a contatto due corpi si parla di *contatto termico* e si immagina che i due corpi costituiscano un **sistema isolato**, per cui possono scambiare calore tra di loro ma non con l'ambiente circostante.

Consideriamo due corpi A e B e un terzo corpo C che utilizzeremo come termine di confronto. Mettiamo in contatto termico A e C fino a quando essi non raggiungono l'equilibrio termico e cessano di scambiarsi calore, dopodiché ripetiamo il procedimento con i corpi B e C.

Possiamo enunciare il **principio zero della Termodinamica** nel modo seguente: *se due corpi A e B sono singolarmente in equilibrio termico con un terzo corpo C, allora A e B sono in equilibrio termico tra loro quando vengono messi in contatto termico.*

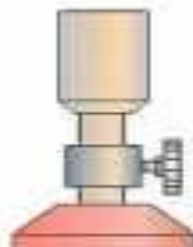
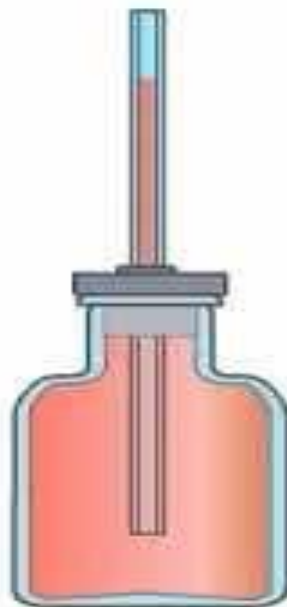
Anche se può sembrare piuttosto innocuo e scontato, il principio zero esprime un risultato di fondamentale importanza per lo studio della Termodinamica. Esso stabilisce infatti che sussiste una sorta di **transitività della condizione di equilibrio termico**, in forza della quale possiamo definire una nuova grandezza che permette di stabilire se un corpo è in equilibrio termico con un altro: la temperatura.

TEMPERATURA E CALORE

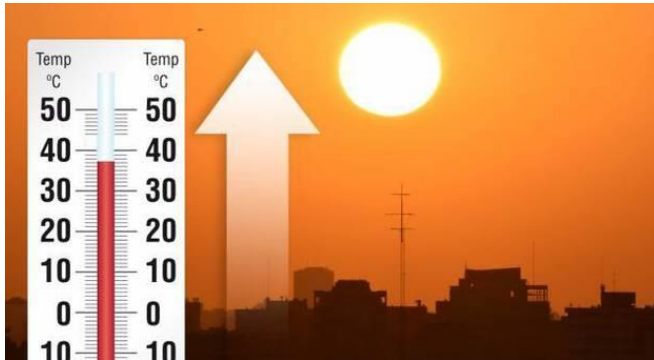


EQUILIBRIO TERMICO

questo è un esempio
di **termoscopio**



TEMPERATURA



→ qualitativamente: la temperatura è la grandezza associata alla sensazione caldo o freddo che si avverte toccando gli oggetti.

→ microscopicamente: la temperatura assoluta di un sistema macroscopico è la grandezza fisica correlata al livello di agitazione termica dei suoi costituenti (atomi, molecole,...) = **agitazione termica**.

La temperatura un corpo proporzionale all'agitazione termica delle molecole che lo compongono, in particolare al crescere dell'energia cinetica media delle molecole (e quindi della loro velocità media) cresce la temperatura.

La **temperatura** in Fisica è una **grandezza scalare** definita con lo scopo di individuare l'equilibrio termico tra due o più corpi, la cui unità di misura è il kelvin. La misurazione della temperatura avviene mediante confronto con un fenomeno fisico prefissato grazie al quale sia possibile definire una scala termometrica.

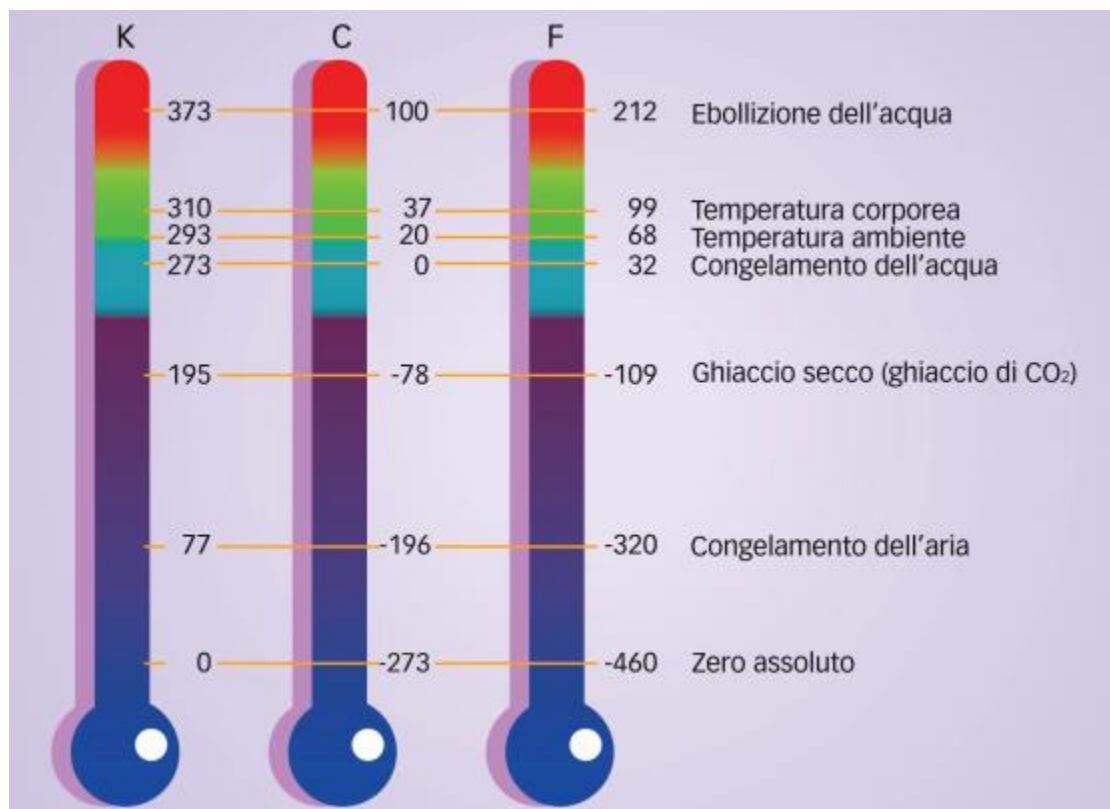
Alla domanda **Cos'è la temperatura?** risponderemo semplicemente: *La temperatura è la grandezza che permette di stabilire se un corpo è in equilibrio termico con un altro.*

In altri termini la temperatura è quella grandezza che esprime implicitamente la condizione fisica per cui due corpi si trovano in equilibrio termico, ed è tale per definizione. Si raggiunge l'equilibrio termico quando due corpi hanno la stessa temperatura e, viceversa, due corpi con la stessa temperatura sono necessariamente in equilibrio termico.

Le più diffuse misure della temperatura sono il **kelvin** nel Sistema Internazionale, il **grado celsius** e il **grado Fahrenheit**. La **scala Celsius** veniva utilizzata in passato come riferimento nello studio della Fisica, ma è stata successivamente soppiantata dalla **scala kelvin** per questioni pratiche: l'obiettivo consisteva nel sostituire la prima (una scala relativa che ammette valori di temperatura negativi) con una scala assoluta in cui tutti i valori di temperatura risultassero non negativi: si è così convenuto di fissare come temperatura $T = 0 \text{ K}$ il valore di temperatura dello **zero assoluto**.

La **scala Fahrenheit** invece è prevalentemente utilizzata nei paesi anglosassoni.

SCALE TERMOMETRICHE



Scala da determinare	Scala Celsius	Scala Kelvin	Scala Fahrenheit
°C	°C	$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$	$^{\circ}\text{F} = 9 / 5 \cdot ^{\circ}\text{C} + 32$
°K	$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273,15$	°K	$^{\circ}\text{F} = [9 / 5 \cdot (^{\circ}\text{K} - 273,15)] + 32$
°F	$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \cdot 5 / 9$	$^{\circ}\text{K} = (^{\circ}\text{F} + 459,67) \cdot 5 / 9$	°F

Il **principio dell'equilibrio termico** stabilisce che due corpi posti a contatto tendono ad assumere la stessa temperatura.

Il corpo più caldo si raffredda (la sua energia cinetica molecolare media diminuisce) e quello più freddo si riscalda (la sua energia cinetica molecolare media aumenta).

→ L'energia scambiata dai corpi nel processo termico è il calore.

Misura del calore

Essendo una forma di energia, nel SI il calore si misura in **Joule**.

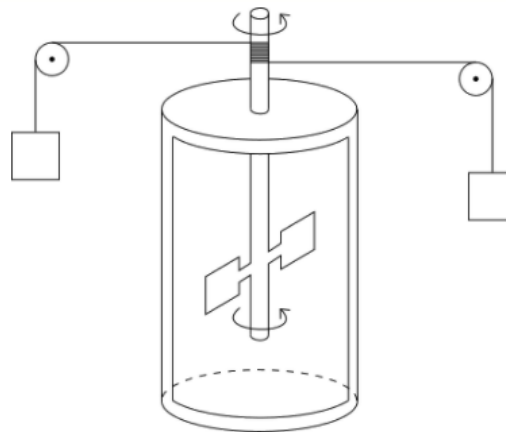
Altra unità di misura → **caloria** = la quantità di calore necessaria ad elevare da 14,5 a 15,5°C la temperatura della massa di 1 g di acqua distillata alla pressione di 1 atm.

$$1\text{ cal} = 4,186\text{ J}$$

Più comunemente si usa un multiplo della caloria, la kilocaloria **1 kcal = 1000 cal**, **1 Kcal = 4186 J**

Il **calore** in Fisica è una grandezza definita come una forma di energia, e in particolare come energia scambiata tra due sistemi tra cui sussiste una differenza di temperatura. L'**equivalente meccanico del calore** è una formula di conversione che permette di esprimere il calore in joule, e viceversa.

Fu nella metà dell'800 che James Joule condusse degli esperimenti per capire **cosa fosse il calore**. Joule provò a scaldare dell'acqua in un contenitore adiabatico, che per definizione e per costruzione non permette la dispersione di calore nell'ambiente circostante, mediante **lavoro**. Provò così a costruire una macchina in cui l'acqua veniva scaldata da un mulinello messo in rotazione dalla discesa di due **masse**.



Dispositivo di Joule per lo studio del calore.

La diminuzione di **energia potenziale gravitazionale** delle masse che scendono sotto l'effetto della **forza peso** viene convertita nell'**energia cinetica rotazionale** delle pale del mulinello. Questa a sua volta, per via dell'**attrito**, cede parte della sua **energia** che viene trasferita all'acqua.

Con questo sistema Joule capì che il lavoro compiuto dalle pale veniva convertito in calore acquisito dall'acqua. Giunse così al cuore del concetto di calore: se il lavoro è un trasferimento di energia, allora **il calore non è altro che una forma di energia** che va ad aggiungersi a quelle già conosciute.

Possiamo allora definire il calore come l'energia scambiata tra un sistema e l'ambiente se tra i due sussiste una differenza di temperatura. Il simbolo solitamente usato per denotare tale grandezza in Fisica è **Q**.

Producendo lavoro con metodi diversi (il mulinello, le resistenze elettriche, ...), Joule si rese anche conto che, indipendentemente dal tipo di lavoro compiuto sul sistema, una certa quantità di lavoro produce sempre la medesima variazione di temperatura dell'acqua (a patto che la massa d'acqua resti costante). Lo stesso risultato di aumento di temperatura può essere ottenuto anche avvicinando la massa d'acqua a un corpo più caldo: in questo caso si ha scambio di calore senza che vi sia lavoro prodotto da alcuna azione meccanica. Fu così che Joule intuì l'equivalenza tra il lavoro e il calore.

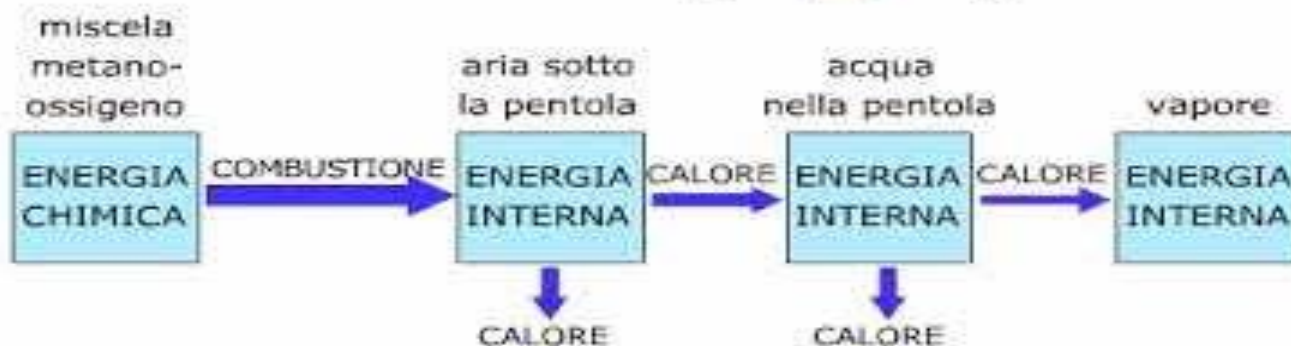
Un'**unità di misura del calore** comunemente utilizzata è la **caloria**, indicata con il simbolo **cal** e definita come la quantità di calore che è necessario fornire a 1 **grammo** di acqua per innalzare la sua temperatura da 14,5 °C a 15,5 °C. Il motivo per cui si specifica questo particolare intervallo di temperatura è che la quantità di calore che si deve fornire a 1 grammo di acqua per innalzare la sua temperatura di 1 **grado centigrado** varia a seconda della temperatura iniziale. e non è dunque un valore fisso.

Nel corso dei propri studi Joule riuscì a calcolare quello che viene chiamato **equivalente meccanico del calore**, cioè il fattore di conversione tra le calorie e le normali **unità di misura usate per l'energia**, ovvero il **joule** (simbolo **J**).

$$1 \text{ cal} = 4,186 \text{ J}$$

Dunque una caloria equivale a 4,186 J di lavoro meccanico.

ENERGIA CALORE E LAVORO



CALORE SPECIFICO

Il **calore specifico** è una proprietà caratteristica delle sostanze, ed esprime la quantità di calore necessaria per innalzare di 1 °C la temperatura di una massa di 1 kg della sostanza considerata. Il calore specifico permette di scrivere una formula per il calcolo del calore assorbito o ceduto a partire dalla massa e dalla variazione di temperatura.

Grazie alla definizione e a tutte le considerazioni precedenti possiamo scrivere la **formula del calore specifico** che ci permette di calcolare il calore Q :

$$Q = cm\Delta T$$

Essa stabilisce che il calore assorbito o ceduto da un corpo è dato dal prodotto tra il calore specifico c (che dipende dal materiale), la massa m del corpo che assorbe o cede calore e la variazione di temperatura ΔT cui è soggetto il corpo.

Per chiarezza d'esposizione riportiamo anche le **formule inverse del calore specifico**:

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} \quad ; \quad m = \frac{Q}{c\Delta T} \quad ; \quad \Delta T = \frac{Q}{cm}$$

Ricordando che il calore è una forma di energia e che si misura in **joule**, l'**unità di misura del calore specifico** è data dal rapporto tra i joule e il prodotto tra chilogrammi e kelvin:

$$\frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

CALORE SPECIFICO

La quantità di calore ceduta o assorbita da un corpo di massa m la cui temperatura varia da T_1 a T_2 è pari a

$$Q = c m (T_2 - T_1) = c m \Delta T$$

c è il **calore specifico** e dipende dal materiale in esame.

→ a parità di massa sostanze con calore specifico più piccolo si riscaldano più facilmente

$c_{H_2O} = 1 \frac{kcal}{kg \text{ } ^\circ C} = 4186 \frac{J}{kg \text{ } ^\circ C}$ relativamente alto rispetto altre sostanze

$c_{Hg} = 0.033 \frac{kcal}{kg \text{ } ^\circ C}$ basso → calore necessario per raggiungere l'equilibrio

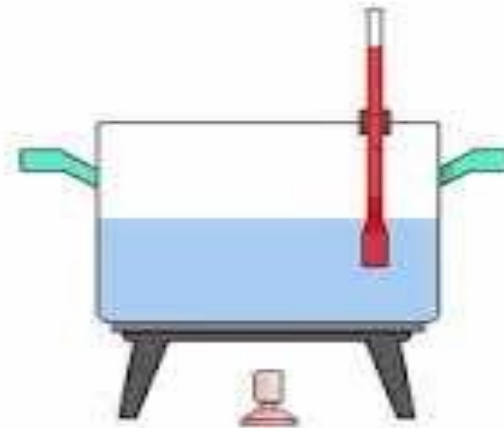
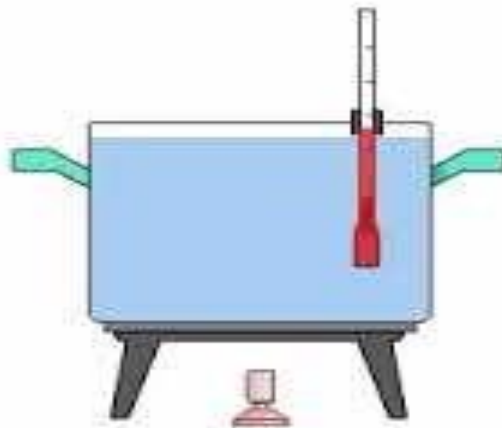
con il corpo a cui è a contatto è relativamente piccolo quindi adatto per i termometri

Il prodotto $c \cdot m$ è la **capacità termica** di un corpo: corrisponde alla variazione di energia interna molecolare del corpo quando la sua temperatura aumenta di un grado.

→ mentre il calore specifico è una grandezza che dipende solo dalla sostanza considerata la capacità termica dipende quindi anche dalla massa del corpo considerata: a parità di calore specifico, la capacità termica è quindi tanto maggiore quanto maggiore è la massa.

CAPACITÀ TERMICA E CALORE SPECIFICO

Università
degli Studi
della Campania
Luigi Vanvitelli



capacità termica di un corpo: $C = \frac{\Delta E}{\Delta T}$

si misura in $\frac{\text{joule}}{\text{kelvin}}$

C è l'energia necessaria per aumentare di 1 K la temperatura del corpo.

ESPERIMENTO DI JOULE



DILATAZIONE TERMICA LINEARE

La **dilatazione termica** è un fenomeno di origine microscopica per il quale all'aumentare della temperatura corrisponde un aumento del volume dei corpi. A seconda della forma e delle dimensioni dei corpi si può distinguere tra dilatazione lineare, dilatazione superficiale e dilatazione volumica.

Si ha a che fare con la **dilatazione lineare** quando si può assumere che il corpo in esame sia *essenzialmente* unidimensionale.

Se ad esempio consideriamo un filo metallico non è difficile osservare che la sua lunghezza è notevolmente maggiore delle altre due dimensioni (altezza e profondità). Di conseguenza, a causa della dilatazione termica, ciò che si osserverà principalmente è un aumento della lunghezza. Ciò non significa che non vi sia una variazione anche delle altre due dimensioni, solo che esse saranno sicuramente trascurabili rispetto alla dilatazione che interessa la dimensione maggiore.

La relazione della dilatazione lineare permette di calcolare la variazione di lunghezza di un corpo sottoposto ad una differenza di **temperatura** ΔT

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

dove con ΔL indichiamo l'allungamento/accorciamento del corpo, con L_0 la lunghezza iniziale alla temperatura T_0 e con α il **coefficiente di dilatazione lineare**, che dipende dal materiale considerato.

1) Abbiamo una sbarra sottile di alluminio (il cui coefficiente di dilatazione lineare è $\alpha = 24 \cdot 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$) inizialmente ad una temperatura di $18 \text{ }^{\circ}\text{C}$ e lunga 2,3 metri. La sbarra viene scaldata fino alla temperatura di $260 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Di quanto si allunga?

Svolgimento: dobbiamo calcolare la variazione di lunghezza ΔL della sbarra

$$\Delta L = \alpha L_0 (T - T_0) =$$

$$= (24 \cdot 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}) \cdot (2,3 \text{ m}) \cdot (260 \text{ }^{\circ}\text{C} - 18 \text{ }^{\circ}\text{C}) \simeq 0,013 \text{ m}$$

Come vedete la variazione è piuttosto piccola. Per sapere di quanto si allungata la sbarra in percentuale rispetto alla sua lunghezza originaria:

$$\frac{\Delta L}{L_0} = \frac{0,013 \text{ m}}{2,3 \text{ m}} \simeq 5,6 \cdot 10^{-3} = 0,56\%$$

DILATAZIONE TERMICA VOLUMETRICA

La **formula della dilatazione volumica** è del tutto analoga nella struttura a quella della dilatazione lineare: basta sostituire le lunghezze con i volumi

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

Tale relazione può essere riscritta esplicitando i **simboli del delta**

$$V - V_0 = V_0 \beta (T - T_0)$$

da cui ricaviamo la legge per il volume finale

$$V = V_0 (1 + \beta \Delta T)$$

dove ΔV è la variazione di volume calcolata come differenza tra il volume alla temperatura finale V e il volume alla temperatura iniziale V_0 ; ΔT è la differenza tra la temperatura finale T e la temperatura iniziale T_0 ; β è il **coefficiente di dilatazione volumica**.

In modo analogo rispetto ad α , anche il coefficiente β dipende dal materiale e viene determinato sperimentalmente. Esiste inoltre una semplicissima relazione tra i coefficienti di dilatazione lineare e volumica

$$\beta = 3\alpha$$

ESEMPIO

Vediamo un esempio: una sfera di ottone ($\alpha = 19 \cdot 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$) aumenta il proprio volume dello 0,1%. Di quanto è variata la temperatura?

Svolgimento: possiamo scrivere la **variazione percentuale** di volume nel modo seguente

$$\frac{\Delta V}{V_0} = 0,1\% = 0,001 \rightarrow \Delta V = 0,001V_0$$

Sostituiamolo nella legge della dilatazione volumica:

$$\Delta V = V_0\beta\Delta T \rightarrow 0,001V_0 = V_0\beta\Delta T$$

Semplifichiamo V_0 dal momento che compare ad ambo i membri e scriviamo β come 3α :

$$0,001 = 3\alpha\Delta T$$

e ricaviamo la differenza di temperatura ΔT :

$$\Delta T = \frac{0,001}{3\alpha} = \frac{0,001}{3 \cdot 19 \cdot 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}} \simeq 17,5 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

TEMPERATURA DI EQUILIBRIO

Se due corpi a differente temperatura iniziale, T_1 e T_2 , vengono a contatto, dopo un certo tempo si portano ad una stessa **temperatura di equilibrio**, T_f .

Le quantità di calore scambiate dai due corpi sono (assunto $T_1 > T_2$)

$$Q_1 = c_1 m_1 (T_f - T_1) \qquad Q_2 = c_2 m_2 (T_f - T_2)$$

In un sistema isolato $Q_1 = - Q_2$

$$\rightarrow c_1 m_1 (T_f - T_1) = c_2 m_2 (T_f - T_2)$$

da cui si ricava:

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

Il **calore latente** (simbolo **L**, o Λ) è una grandezza caratteristica di ogni sostanza e di ogni cambiamento di fase; per definizione esprime la quantità di calore Q necessaria affinché una massa di 1 chilogrammo di una specifica sostanza effettui un determinato passaggio di stato, o equivalentemente il passaggio inverso.

La nozione di **calore latente** viene introdotta per descrivere alcuni fenomeni che, dal punto di vista termodinamico, non rispettano le leggi che abbiamo studiato fin qui.

Cerchiamo di essere più precisi. Sappiamo che il **calore** è **direttamente proporzionale** alla variazione di **temperatura**, secondo la legge:

$$Q = mc\Delta T$$

dove m è la **massa** del corpo e c il suo **calore specifico**, che dipende dalla sostanza. Se forniamo calore al corpo allora la sua temperatura aumenta; se al contrario sottraiamo calore, la sua temperatura diminuisce.

Esistono però alcuni fenomeni in cui al passaggio di calore non corrisponde alcuna variazione di temperatura, e quindi la legge precedente non è più applicabile. Ci riferiamo in particolare ai passaggi di stato (o cambiamenti di fase), in cui una certa sostanza passa dallo stato solido a quello liquido, oppure da liquido a gassoso, o ancora da solido a gassoso, e viceversa.

L'esperienza diretta e l'analisi empirica dimostrano che, *durante un passaggio di stato*, le sostanze che ricevono o cedono calore non presentano alcuna variazione di temperatura. È per questo motivo che la legge del calore scritta in precedenza non è più applicabile; per descrivere correttamente i cambiamenti di fase è necessario ricorrere alla **formula del calore latente**:

$$Q = mL$$

dove per definizione L indica il **calore latente** della sostanza considerata per il passaggio di stato considerato, ed è per definizione il calore che è necessario fornire o sottrarre a 1 **chilogrammo** di tale sostanza affinché possa effettuare il passaggio di stato richiesto.

Per ricavare l'**unità di misura del calore latente** è sufficiente considerare la formula inversa

$$L = \frac{Q}{m}$$

da cui si deduce che L si misura in **joule** su **chilogrammi**

$$\frac{\text{J}}{\text{kg}}$$

CALORE LATENTE

Esattamente come nel caso del calore specifico, si intuisce facilmente che **il calore latente dipende dalla sostanza** e che si tratta dunque di un dato che normalmente viene fornito negli esercizi.

Il calore latente dipende anche dal cambiamento di fase che si considera e, per una data sostanza e a parità di temperatura e pressione, assume valori numerici opposti per ogni passaggio di stato e per il suo inverso (a seconda che la sostanza assorba o ceda calore).

- **calore latente di fusione** (L_f)
- **calore latente di vaporizzazione** (o calore latente di ebollizione, o ancora di evaporazione) (L_v)
- **calore latente di sublimazione** (L_s)

Per ogni sostanza avremo quindi tre specifici valori del calore latente, uno per ognuno dei passaggi di stato considerati. In accordo con la precedente osservazione, il calore latente per un passaggio di stato vale sia in un senso che per l'altro:

Sostanza	Calore latente di fusione [J/kg]	Temperatura di fusione [°C]	Calore latente di ebollizione [J/kg]	Temperatura di ebollizione [°C]
Acqua	$3,335 \cdot 10^5$	0	$2,26 \cdot 10^6$	100
Alcool etilico	$1,08 \cdot 10^5$	-114	$8,55 \cdot 10^5$	78,3
Ammoniaca	$3,39 \cdot 10^5$	-75	$1,369 \cdot 10^6$	-33

PASSAGGI DI STATO

I **passaggi di stato** (o cambiamenti di fase) sono transizioni che consentono alla materia di passare da uno stato all'altro. In totale ci sono 6 passaggi tra gli stati solido, liquido e gassoso, più altri 2 passaggi tra lo stato gassoso e lo stato plasmatico.

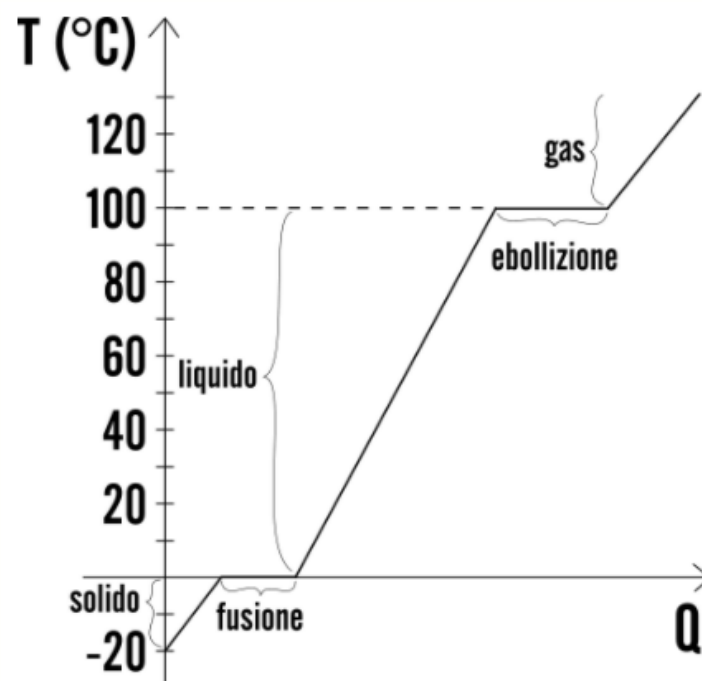
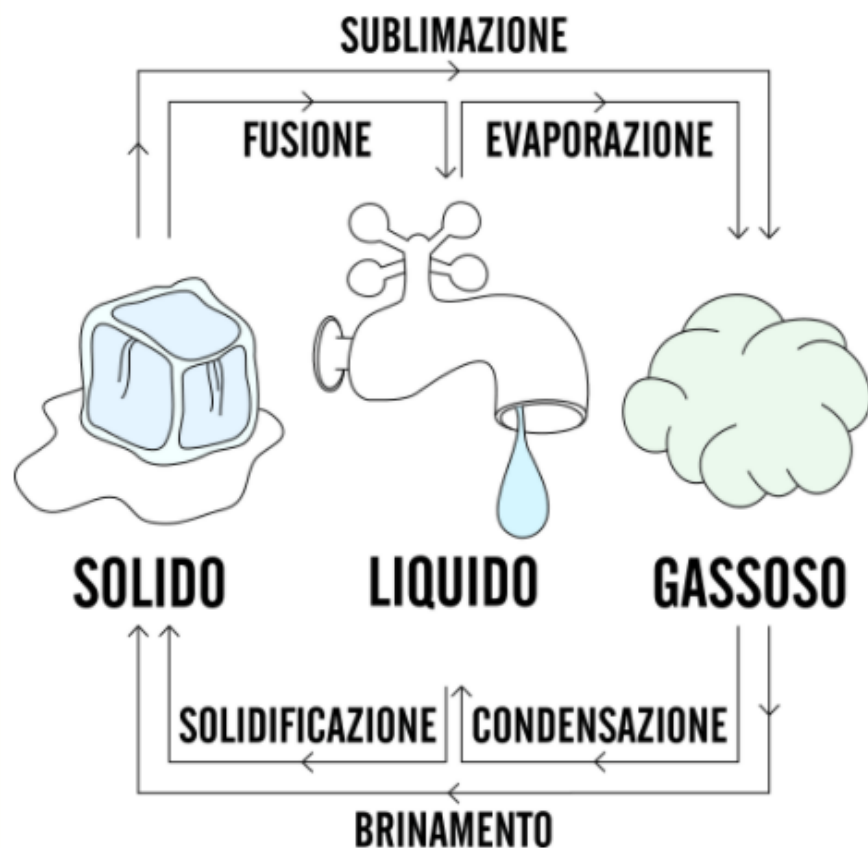


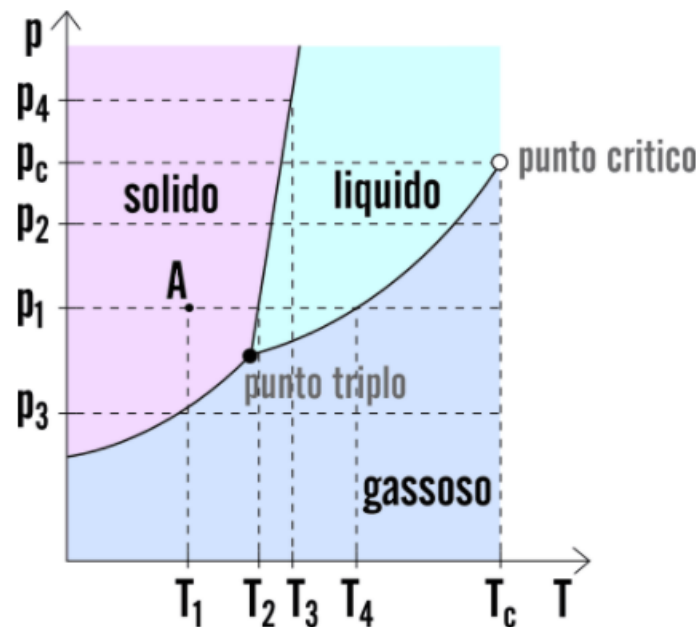
Grafico della temperatura
in funzione del calore fornito all'acqua.

Perché la temperatura non cambia? Pensiamo per esempio ad un pezzo di ghiaccio che vogliamo fondere e trasformare in acqua liquida. Nel ghiaccio le molecole dell'acqua si trovano in posizioni pressoché fisse, mantenendo costanti le distanze reciproche. Quello che possono fare è oscillare attorno alla loro posizione; quando si fornisce calore (e quindi **energia**) al ghiaccio, le molecole cominciano ad agitarsi e a oscillare con intensità via via maggiore.

Il moto di agitazione delle molecole può diventare talmente intenso al punto che le forze di legame tra una molecola e quelle adiacenti non sono sufficientemente forti da trattenerla nella propria posizione. I legami che rendono l'acqua solida si rompono, e le molecole diventano libere di muoversi le une rispetto alle altre incrementando le loro distanze reciproche: l'acqua è diventata liquida. Ecco allora che l'energia che abbiamo fornito non è servita ad aumentare la temperatura, bensì a rompere i legami molecolari.

DIAGRAMMI DI FASE

Un **diagramma di fase** di una sostanza, o *diagramma di stato*, è una rappresentazione sul piano temperatura-pressione in cui il quadrante viene suddiviso in tre regioni, ciascuna corrispondente a uno degli stati della materia.



Esempio di diagramma di fase di una specifica sostanza.

Come vedete il diagramma è diviso in più zone, ognuna corrispondente a un particolare **stato della materia**: solido, liquido e gassoso. Le linee che separano le varie regioni sono invece la rappresentazione delle condizioni di temperatura e pressione in cui si manifestano i passaggi di stato.

DIAGRAMMI DI FASE

Sottolineiamo che, una volta raggiunta una linea e innescato un processo di cambiamento di stato, la sostanza mantiene la stessa temperatura fino a quando il processo non è concluso, e cioè fino a quando tutta la massa non ha effettuato il passaggio da uno stato all'altro. Non bisogna quindi credere che il passaggio avvenga istantaneamente: esso infatti richiede un certo intervallo tempo in cui la sostanza si troverà ferma in un punto del diagramma, lungo una linea considerata, prima di procedere verso un'altra zona del diagramma.

Da specificare anche che le linee di cambiamento di fase rappresentano tutti i punti in cui si hanno le giuste condizioni di temperatura e pressione affinché due stati di una sostanza possano coesistere simultaneamente. In un punto qualsiasi della linea di fusione ad esempio coesistono lo stato solido e lo stato liquido.

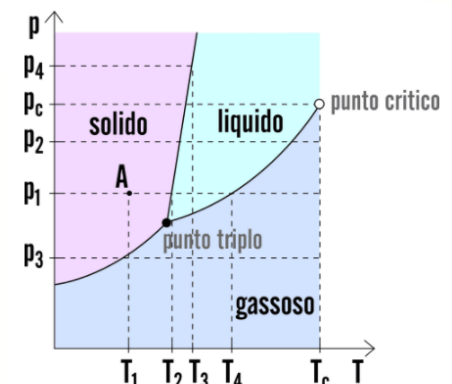
C'è però solo un punto di tutto il diagramma in cui possono coesistere tutti e tre gli stati: il **punto triplo**

punto triplo: (T_T, p_T)

Un altro punto particolare del diagramma che merita attenzione è il **punto critico**

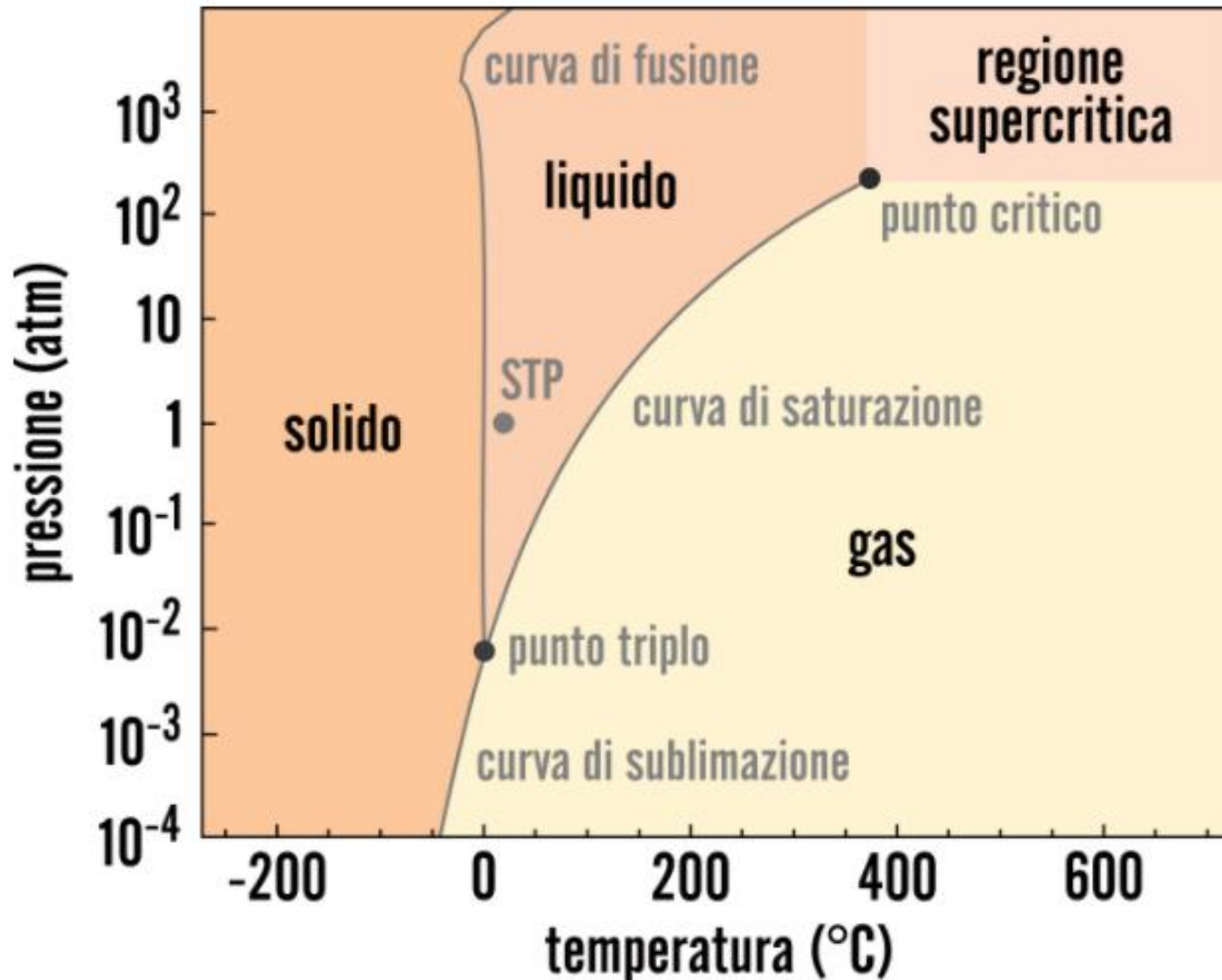
punto critico: (T_C, p_C)

in cui la sostanza si trova in uno stato non ben definito, ove non è più possibile fare una netta distinzione tra liquido e gas. Ci troviamo in questa situazione in tutta la porzione del diagramma che si trova a destra della *temperatura critica* T_C e al di sopra della *pressione critica* p_C . La regione del diagramma di stato corrispondente a valori $T > T_C$ e $p > p_C$ prende il nome di **regione supercritica**.



Esempio di diagramma di fase di una specifica sostanza.

DIAGRAMMA DI FASE DELL'ACQUA



PROPAGAZIONE DEL CALORE

Il calore si trasmette tra i corpi tramite tre differenti meccanismi:

conduzione

convezione

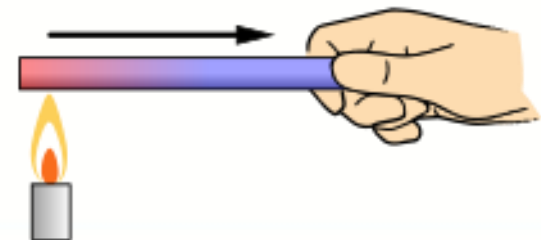
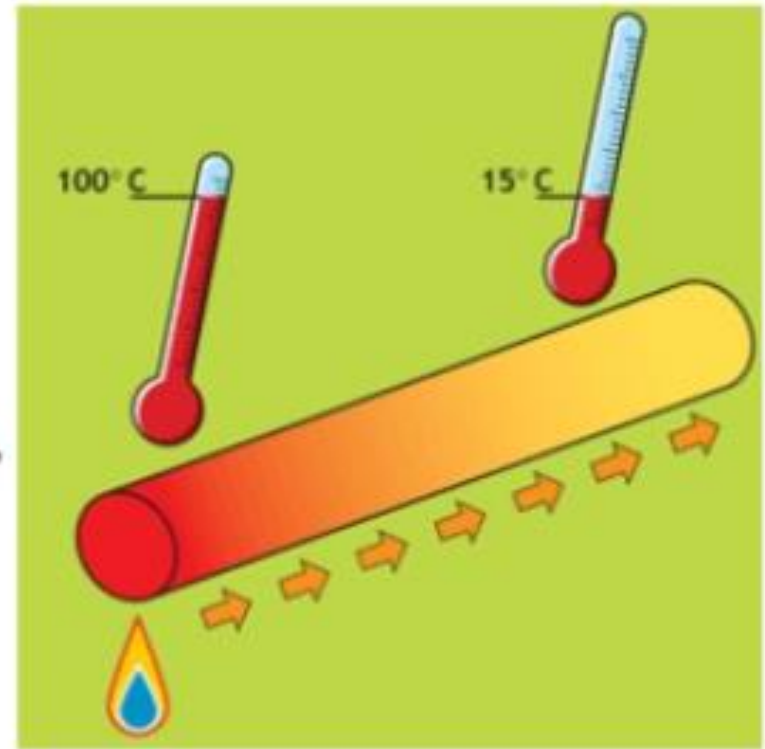
irraggiamento

Il meccanismo prevalente dipende dallo stato di aggregazione dei corpi coinvolti e dalla loro disposizione geometrica.

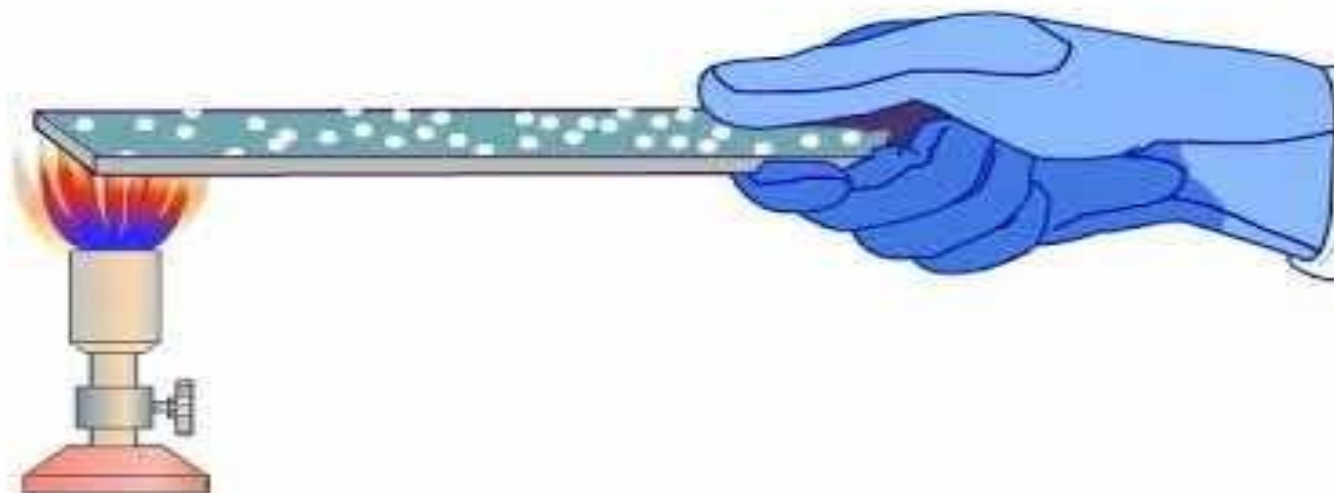


• LA CONDUZIONE

La **conduzione** è il modo in cui il calore si diffonde negli oggetti solidi. Qui le particelle si urtano tra di loro creando **l'agitazione termica**, così il calore si propaga a tutte le particelle.

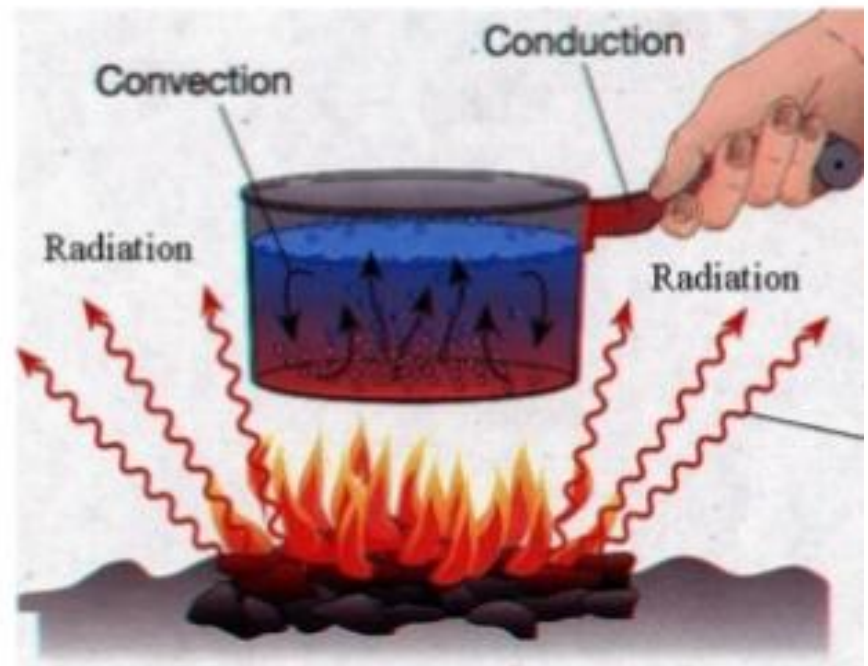


CONDUZIONE

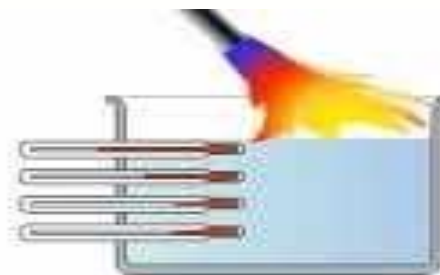
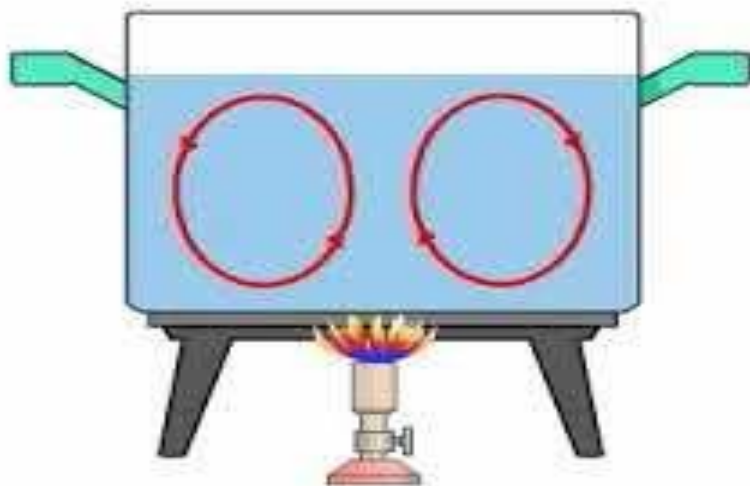


• LA CONVEZIONE

Quando un liquido è riscaldato dal basso, il calore si diffonde con un meccanismo chiamato **convezione**. Questo meccanismo si ripete in continuazione e si chiama **moto convettivo**. Qui le particelle sono libere di muoversi senza urtarsi.



CONVEZIONE

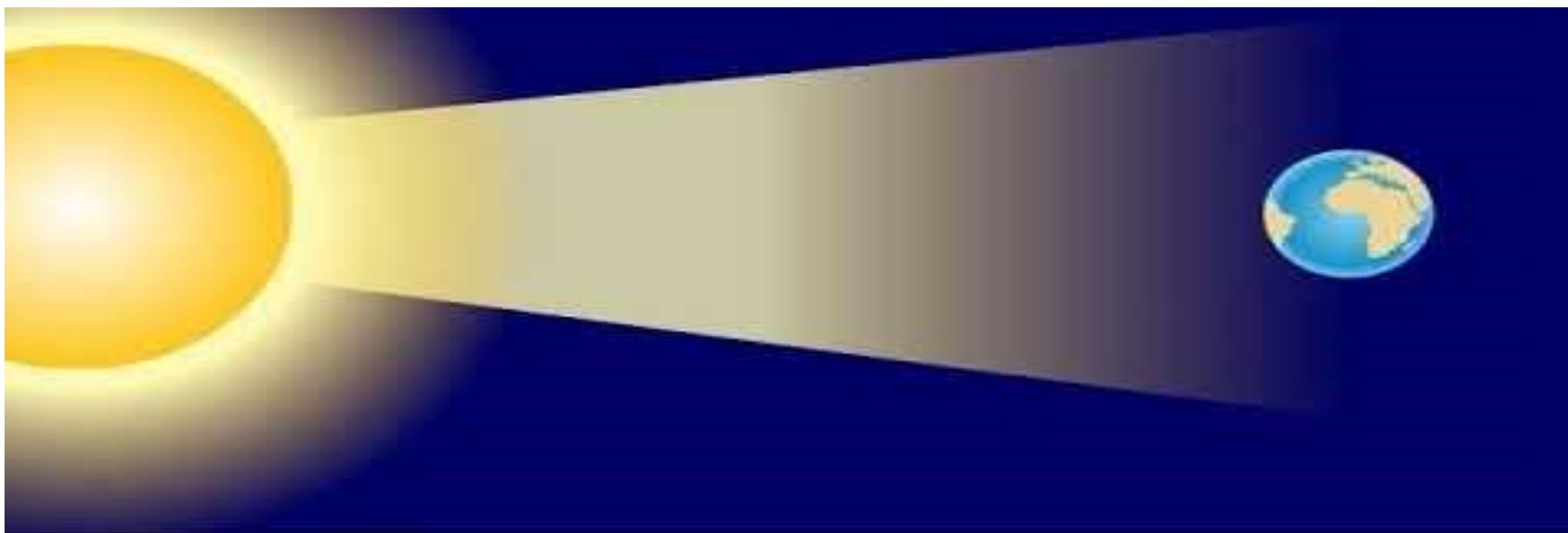


• L'IRRAGGIAMENTO

È un meccanismo di trasmissione di calore, da un corpo con temperatura maggiore a un corpo con temperatura minore, che non sono in contatto
(come il calore del sole che viaggia nel vuoto)



IRRAGGIAMENTO



I PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il **primo principio della Termodinamica** stabilisce che la variazione di energia interna di un sistema è uguale alla differenza tra il calore scambiato dal sistema con l'ambiente esterno e il lavoro esercitato tra il sistema e l'ambiente esterno.

La **formula del primo principio della Termodinamica** è, semplicemente

$$\Delta U = Q - W$$

È facile vedere che si tratta di un'equazione che stabilisce un bilancio energetico o, se preferite, un *principio termodinamico di conservazione dell'energia*. In particolare l'energia ΔU acquisita o persa dal sistema è data dalla differenza di altre due forme di energia:

- il calore Q , che può essere assorbito o ceduto;
- il lavoro W , che può essere svolto dal sistema sull'ambiente o dall'ambiente sul sistema.

Segno di calore e lavoro nel primo principio della Termodinamica

La prima osservazione da fare riguarda le grandezze coinvolte: calore e lavoro. La relazione che sussiste tra sistema e ambiente esterno è estremamente semplice:

- il calore ceduto (o assorbito) dal sistema equivale al calore assorbito (o ceduto) dall'ambiente esterno;
- allo stesso modo, il lavoro compiuto (o subito) dal sistema è il lavoro subito (o compiuto) dall'ambiente).

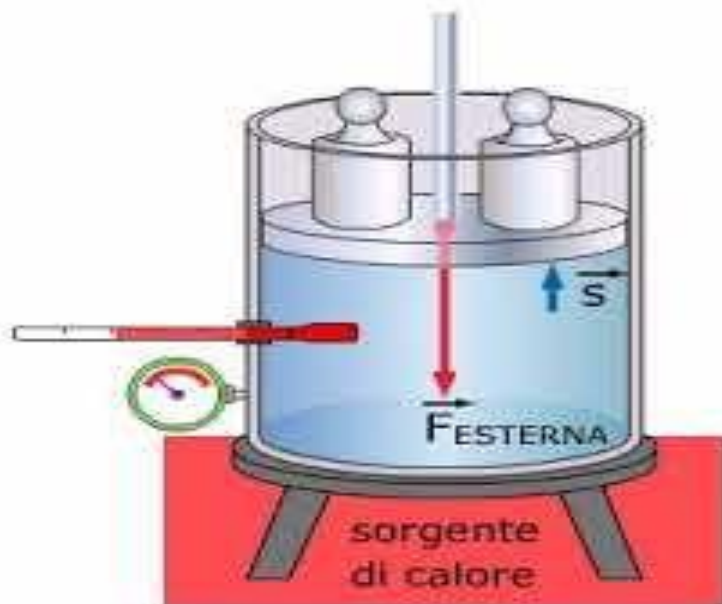
I PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA



I PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

A ogni scambio con la sorgente
il gas riceve
una quantità di calore $Q > 0$.

L'energia interna del gas
allora aumenta: $\Delta U = Q$



Ogni volta che il gas si espande
l'ambiente esterno compie un
lavoro che ha valore negativo:

$$W^{\text{ESTERNO}} = -W^{\text{GAS}} < 0.$$

Allora l'energia interna
del gas diminuisce:

$$\Delta U = W^{\text{ESTERNO}} < 0.$$

Sommando tutti gli scambi di calore
e lavoro, la variazione totale

II PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il **secondo principio della Termodinamica** si presenta in due formulazioni, rispettivamente dovute a Kelvin-Planck e a Clausius, ed equivalenti tra loro. La prima stabilisce che in un processo termodinamico il calore non può essere integralmente convertito in energia; la seconda che il calore non fluisce spontaneamente da un corpo più freddo a uno più caldo.

Enunciato del secondo principio della Termodinamica di Kelvin-Planck

È impossibile realizzare una **trasformazione termodinamica** che abbia come *unico risultato* la completa trasformazione in lavoro del calore assorbito da una sorgente a temperatura costante.

Enunciato del secondo principio della Termodinamica di Clausius

È impossibile realizzare un processo termodinamico che abbia come *unico risultato* il passaggio di calore da un corpo a temperatura minore ad uno a temperatura maggiore.

II PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Trasformazioni spontanee



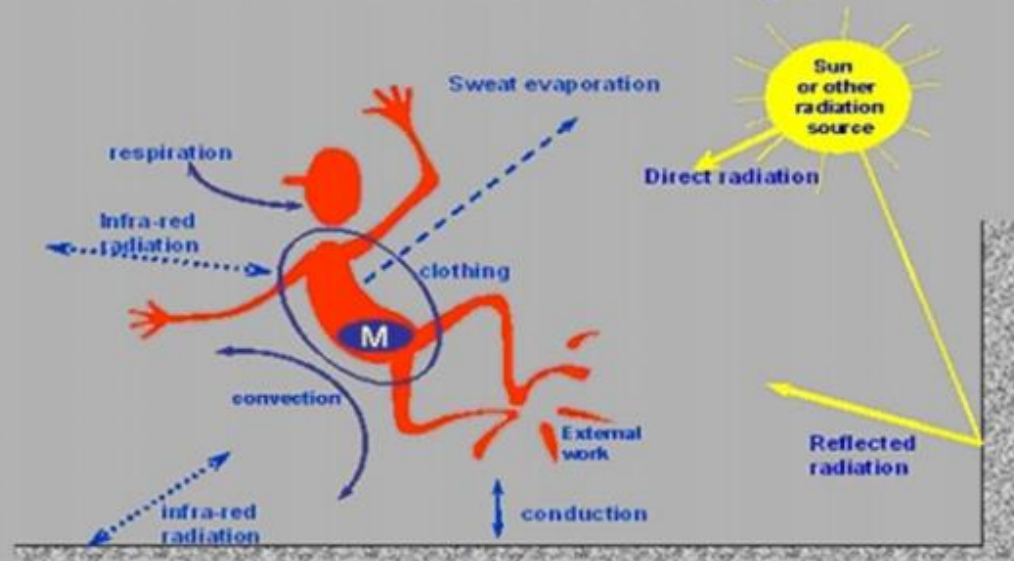
Trasfo

BILANCIO ENERGETICO DEL CORPO UMANO V:

Università
degli Studi
della Campania
Luigi Vanvitelli

$$M = \pm S \pm L \pm C \pm K \pm R \pm W - E$$

Avenues of Heat Exchange



- M = potenza termica prodotta dal metabolismo (W/m^2);
S = potenza termica accumulata o ceduta dal corpo (W/m^2);
L = lavoro meccanico scambiato dal corpo con l'esterno (W/m^2);
C = potenza termica scambiata per convezione (W/m^2);
K = potenza termica scambiata per conduzione (W/m^2);
R = potenza termica scambiata per irraggiamento (W/m^2);
W = potenza termica scambiata attraverso la respirazione (W/m^2);
E = potenza termica scambiata per evaporazione e traspirazione (W/m^2).