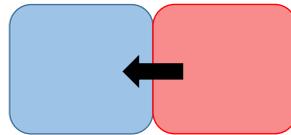


# IL CALORE

## Il calore

Il calore  $Q$  è energia che sta transitando da un sistema all'altro, e compare ogni volta che c'è un dislivello di temperatura.



Il corpo più caldo cede parte della sua energia interna al corpo più freddo.

Indicheremo con segno positivo il calore acquisito, e con segno negativo il calore ceduto da un corpo.

Storicamente il calore si misura in calorie, ma essendo energia può anche essere misurato in Joule. Una caloria è la quantità di calore necessaria per innalzare la temperatura di 1 grammo di acqua distillata da  $14,5\text{ }^{\circ}\text{C}$  a  $15,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

$$[Q] = \text{cal} = J$$

### **Nota Bene**

Il calore non è la temperatura di un corpo.

## Il calore

Per aumentare (o diminuire) di una quantità  $\Delta T$  la temperatura di un corpo di massa  $m$ , è necessario fornire (o sottrarre) al corpo una quantità di calore pari a

$$\Delta Q = c_s m \Delta T$$

dove  $c_s$  è detto *calore specifico*, e dipende dalla sostanza di cui è fatto il corpo.

### Nota Bene

Il *calore specifico* di una sostanza è la quantità di calore (o di energia) che dev'essere fornita ad 1 kg di quella sostanza per aumentarne la temperatura di 1 K. Si noti infatti che:

$$c_s = \frac{\Delta Q}{m \Delta T} \quad [c_s] = \frac{\text{cal}}{\text{kg} \cdot \text{K}} = \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

Il calore specifico dell'acqua è pari a 1000 cal/kg·K

### Nota Bene

Si dice *capacità termica* di un corpo la quantità

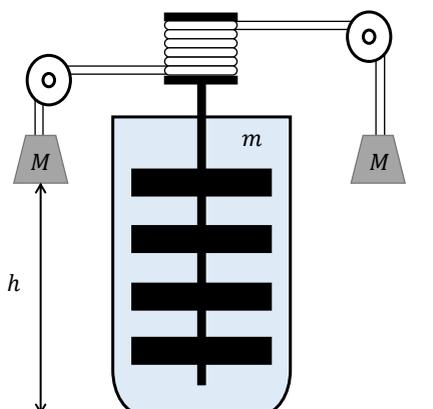
$$C = c_s m$$

Ovvero la quantità di calore (o di energia) che dev'essere fornita a quel corpo per aumentarne la temperatura di 1K. Si noti infatti che:

$$C = \frac{\Delta Q}{\Delta T} \quad [C] = \frac{\text{cal}}{\text{K}} = \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

## Esperimento di Joule

Dimostra in modo quantitativo la corrispondenza tra calore e energia.



Si lasciano cadere  $N$  volte i due pesi di (massa  $M$ ) che fanno ruotare il mulinello scaldando l'acqua (massa  $m$ ) dentro al recipiente di una temperatura  $\Delta T$ . Dunque, all'acqua è stata fornita una quantità di calore pari a:

$$\Delta Q = c_s m \Delta T$$

Questo calore non è altro che l'energia potenziale che si è dissipata nella caduta dei due pesi, calcolabile dalla formula:

$$E = 2N Mgh$$

Uguagliando le due equazioni

$$\Delta Q = E$$

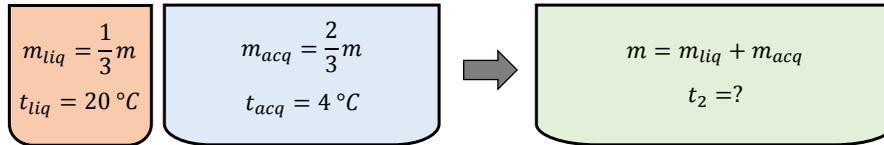
$$c_s m \Delta T \text{ (cal)} = 2NMgh \text{ (J)}$$

Joule trovò che

$$1 \text{ cal} = 4,187 \text{ J}$$

## Esempio

Un barman prepara un cocktail mescolando  $1/3$  di liquore ( $c_{s\ liq} = 0,8\ cal/g \cdot K$ ) a  $20\ ^\circ C$  con  $2/3$  di acqua a  $4\ ^\circ C$  ( $c_{s\ acq} = 1\ cal/g \cdot K$ ). Qual è la temperatura della bevanda?



### Soluzione

Il sistema è isolato: non c'è scambio di calore con l'esterno. La somma algebrica del calore ceduto dal liquore ( $\Delta Q_{liq} < 0$ ) e acquisito dall'acqua ( $\Delta Q_{acq} > 0$ ) dev'essere zero.

$$\Delta Q_{liq} + \Delta Q_{acq} = 0$$

$$c_{s\ liq} m_{liq} \Delta T_{liq} + c_{s\ acq} m_{acq} \Delta T_{acq} = 0$$

$$0,8 \cdot 0,3 m \cdot (t_f - 20) + 1 \cdot 0,6 m \cdot (t_f - 4) = 0$$

$$0,24 t_f - 4,8 + 0,6 t_f - 2,4 = 0$$

$$0,84 t_f = 7,2$$

$$t_f \approx 8,6$$

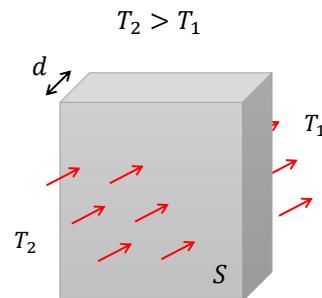
## Conduzione

E' il meccanismo di spostamento del calore con trasporto di energia, ma senza spostamento di materia.

Interessa soprattutto i solidi.

Il calore che attraversa una superficie di spessore  $d$  e area  $S$  in un intervallo di tempo  $\Delta t$  è pari a:

$$\Delta Q = \frac{\lambda S \Delta T \Delta t}{d}$$



dove  $\Delta T$  è la differenza di temperatura tra le due facce del solido, e  $\lambda$  è il *coefficiente di conducibilità termica*, che dipende dal materiale (piccolo per gli isolanti, e grande per i buoni conduttori termici).

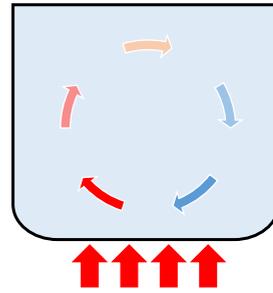
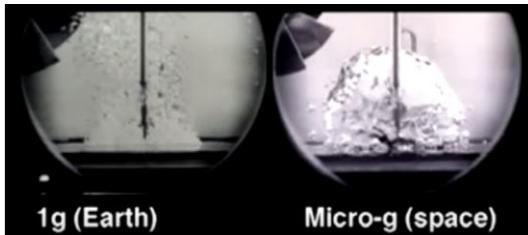
$$[\lambda] = \frac{W}{m \cdot K}$$

## Convezione

È il meccanismo di spostamento del calore con trasporto di materia, dovuto alla presenza di correnti nei fluidi.

Interessa soprattutto liquidi e gas, che hanno un basso coefficiente di conducibilità termica.

La convezione si realizza soltanto in presenza della spinta di Archimede, quindi in presenza di gravità.



## Irraggiamento

È il meccanismo di spostamento del calore nel vuoto.

Ogni corpo assorbe o riflette radiazioni elettromagnetiche dall'ambiente, e poi riemette le radiazioni assorbite.

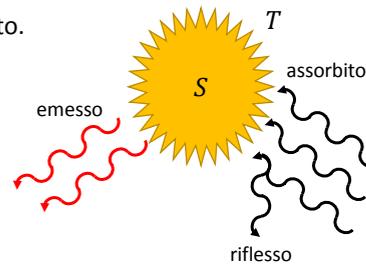
Il calore emesso da un corpo di area  $S$  ad una temperatura  $T$  in un intervallo di tempo  $\Delta t$  è pari a:

$$\Delta Q = e \sigma S T^4 \Delta t$$

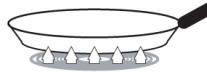
dove  $\sigma$  è la *costante di Stefan-Boltzmann*:  $\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8} \frac{J}{s \cdot m^2 \cdot K^4}$

ed  $e$  è l'*emissività*, un numero puro compreso tra 0 e 1 che dipende dalle caratteristiche del corpo che emette la radiazione (0 per corpi che non emettono energia ma riflettono soltanto quella incidente, e 1 per corpi che assorbono e quindi riemettono tutta l'energia incidente).

Un corpo con  $e = 1$  (che quindi assorbe tutta la radiazione elettromagnetica incidente senza rifletterla, e poi la riemette) si dice *corpo nero*.

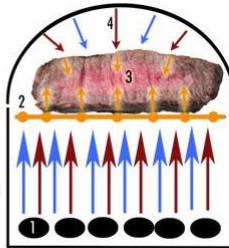


# La propagazione del calore

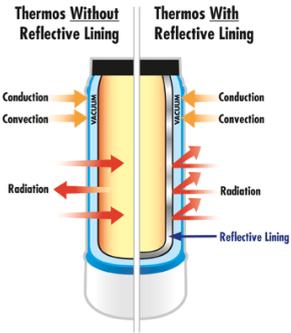


## How A Charcoal Grill Cooks

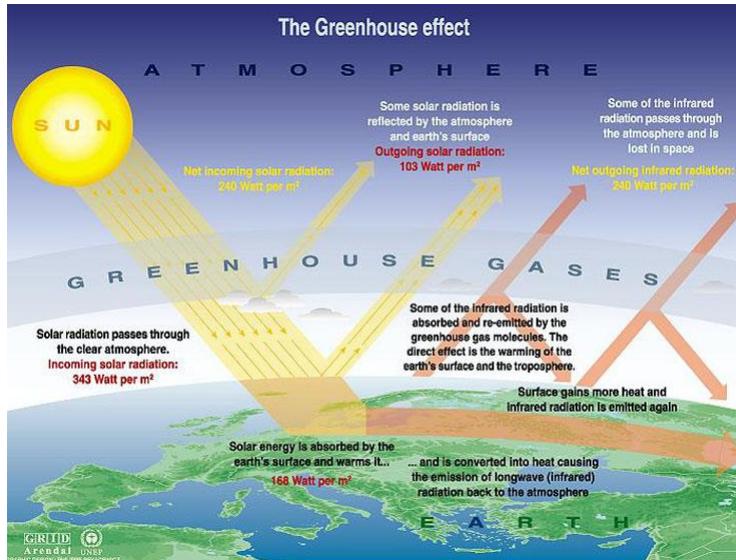
- 1) Charcoal produces both **convection** and **radiant** heat in the fire box.
- 2) Grates absorb heat and produce **conduction** heat on surface of the food.
- 4) The exterior of the food absorbs heat and produces **conduction** heat moving to the center of the food.
- 5) Dome reflects both **radiant** and **convection** heat.



Copyright © 2010 By Meethead, AmazingRibs.com



# Effetto serra



Sources: Okanagan university college in Canada, Department of geography, University of Oxford, school of geography; United States Environmental Protection Agency (EPA), Washington; Climate change 1996, The science of climate change, contribution of working group 1 to the second assessment report of the intergovernmental panel on climate change, UNEP and WMO, Cambridge university press, 1996.

## Gli stati della materia

L'energia interna di un sistema di molecole è data da:

$$U = E_c + E_p$$

dove:

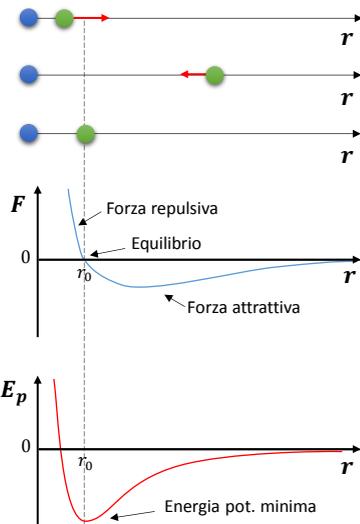
$E_c$  è la somma delle energie cinetiche delle molecole (positive), che sono tanto più grandi quanto più la molecola si muove. Misura quindi lo stato di agitazione termica delle molecole.

$E_p$  è la somma delle energie potenziali delle molecole (negative), che sono tanto più grandi (ma negative) quanto più la molecola si trova vicina ad altre molecole. Misura quindi l'effetto delle forze di legame tra le molecole.

- Se  $|E_c| > |E_p|$  (cioè  $U > 0$ ), il sistema si trova allo stato gassoso.  
(le molecole si muovono velocemente)
- Se  $|E_c| \approx |E_p|$  (cioè  $U \approx 0$ ), il sistema si trova allo stato liquido.  
(le molecole rimangono vicine, ma si muovono)
- Se  $|E_c| < |E_p|$  (cioè  $U < 0$ ), il sistema si trova allo stato solido.  
(le molecole hanno una posizione fissa)



## Forze intermolecolari ed energia potenziale



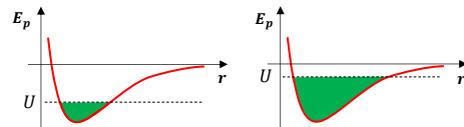
Le forze intermolecolari (tra molecole) sono di natura elettrostatica, e molto più deboli rispetto alle forze intermolecolari (tra atomi di una stessa molecola).



Sono forze di richiamo: tendono a riportare le due molecole ad una distanza di equilibrio ( $r_0 \approx 10^{-10}$  m).

L'energia potenziale è minima quando le forze intermolecolari si equilibrano.

$E_p$  e  $E_c$  possono variare, a patto che la loro somma sia costantemente  $U$ . Una molecola con maggiore  $U$  può raggiungere maggiori valori di  $E_p$  e quindi distanziarsi maggiormente dalla posizione di equilibrio  $r_0$ .



## I cambiamenti di stato

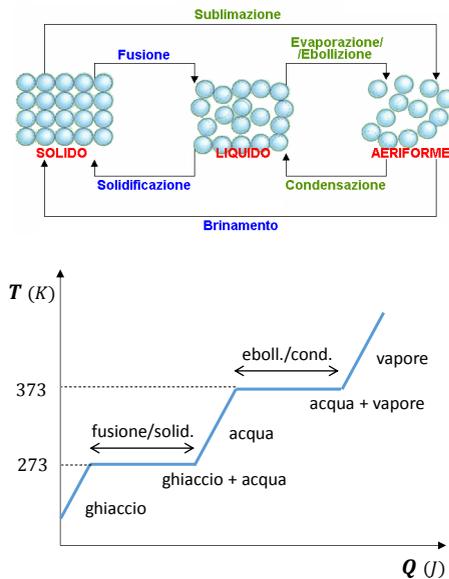
Ogni passaggio di stato (a pressione costante):

- Avviene ad una temperatura determinata (che dipende dalla sostanza);
- Si realizza a temperatura costante;
- Necessita della quantità di calore:

$$\Delta Q = L m$$

Dove  $m$  è la massa della sostanza che cambia stato, e  $L$  è detto *calore latente*, e dipende dalle caratteristiche della sostanza.

$$[L] = \frac{J}{kg}$$



## Esempio

Un pezzo di ghiaccio da  $m_1 = 200$  g a  $0$  °C viene messo in  $m_2 = 500$  g di acqua a  $20$  °C ( $c_{s\text{ acqu}} = 4\,200$  J/kg · K). Calcola la temperatura finale del sistema in equilibrio, e quanto ghiaccio si fonde ( $L_f = 334\,000$  J/kg).

### Soluzione

Siano:  $\Delta Q_{LAT}$  = calore assorbito dal ghiaccio per fondersi

$\Delta Q_1$  = calore assorbito dal ghiaccio dopo la fusione

$\Delta Q_2$  = calore ceduto dall'acqua

Per fondersi completamente, il ghiaccio dovrebbe assorbire:

$$\Delta Q_{LAT} = L_f m_1 = 334\,000 \cdot 0,2 = 66\,800$$

Prima di arrivare al punto di fusione, l'acqua è in grado di cedere:

$$\Delta Q_2 = c_{s\text{ acqu}} m_2 \Delta T = 4\,200 \cdot 0,5 \cdot 20 = 42\,000$$

Poiché l'acqua non è in grado di fornire al ghiaccio il calore necessario per fondersi completamente, il ghiaccio si fonderà parzialmente e la temperatura di equilibrio sarà di  $0$  K. La quantità di ghiaccio  $m$  che si fonde è pari a:

$$\Delta Q_2 = L_f m$$

$$42\,000 = 334\,000 \cdot m$$

$$m = 0,13$$

## Esempio

Un pezzo di ghiaccio da  $m_1 = 200$  g a  $0$  °C viene messo in  $m_2 = 1$  kg di acqua a  $20$  °C ( $c_{s\text{ acq}} = 4\,200$  J/kg · K). Calcola la temperatura finale del sistema in equilibrio, e quanto ghiaccio si fonde ( $L_f = 334\,000$  J/kg).

### Soluzione

Siano:  $\Delta Q_{LAT}$  = calore assorbito dal ghiaccio per fondersi

$\Delta Q_1$  = calore assorbito dal ghiaccio dopo la fusione

$\Delta Q_2$  = calore ceduto dall'acqua

Per fondersi completamente, il ghiaccio dovrebbe assorbire:

$$\Delta Q_{LAT} = L_f m_1 = 334\,000 \cdot 0,2 = 66\,800$$

Prima di arrivare al punto di fusione, l'acqua è in grado di cedere:

$$\Delta Q_2 = c_{s\text{ acq}} m_2 \Delta T = 4\,200 \cdot 1 \cdot 20 = 84\,000$$

L'acqua è in grado di fornire al ghiaccio il calore necessario per fondersi completamente, quindi possiamo impostare l'equazione:

$$\Delta Q_{LAT} + \Delta Q_1 + \Delta Q_2 = 0$$

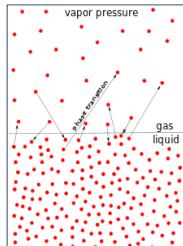
$$66\,800 + c_{s\text{ acq}} m_1 \Delta T_1 + c_{s\text{ acq}} m_2 \Delta T_2 = 0$$

$$66\,800 + 4\,200 \cdot 0,2 \cdot (t_f - 0) + 4\,200 \cdot 1 \cdot (t_f - 20) = 0$$

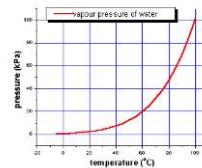
$$t_f = 3,4$$

## Evaporazione e ebollizione

L'evaporazione è il processo per cui le molecole d'acqua vicine alla superficie libera del liquido (aventi velocità maggiore della media, e quindi in grado di vincere i legami molecolari) si trasformano in vapore. L'evaporazione avviene a tutte le temperature, e fa diminuire la temperatura del liquido (perché diminuisce l'energia media delle molecole).



**Nota Bene** Nel caso di un recipiente chiuso le molecole di vapore, aumentando, esercitano una pressione sempre maggiore sul liquido. Il sistema raggiunge un equilibrio quando le molecole che evaporano uguagliano quelle che vengono catturate dalle forze attrattive del liquido. Si dice che il vapore è saturo ed esercita una pressione di vapore saturo. La pressione di vapore saturo dipende dalla temperatura: aumentando quest'ultima, aumenta la pressione del vapore saturo.

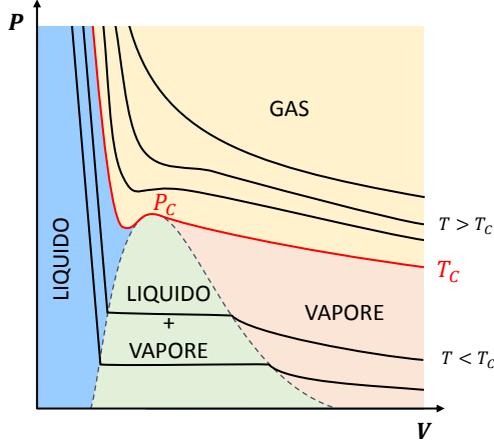


L'ebollizione è un processo di evaporazione turbolento, che avviene in tutta la massa del liquido. Avviene quando il liquido raggiunge la temperatura di ebollizione, cioè quella temperatura per la quale la pressione di vapore saturo uguaglia la pressione esterna. Ciò permette la formazione di bolle di vapore in grado di contrastare la pressione esterna.

**Nota Bene** Se la pressione esterna è minore, una temperatura minore è sufficiente ad ottenere una pressione di vapore saturo che eguagli quella esterna: ecco perché in montagna l'acqua bolle a meno di  $100$  °C. Al contrario, in una pentola a pressione (a pressione maggiore) l'acqua bolle attorno ai  $120$  °C.

## Comportamento dei gas reali

Rappresentazione nel piano P-V (piano di Clapeyron) del comportamento di un gas reale.



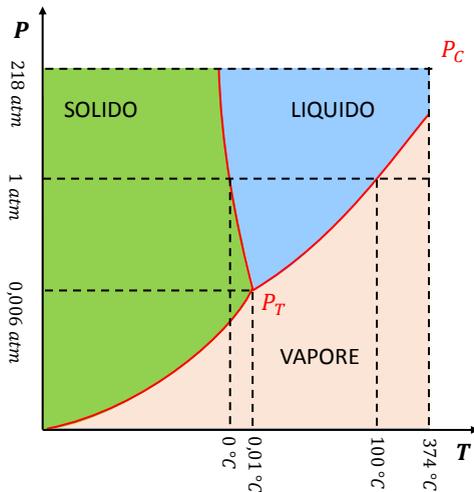
L'isoterma rossa è associata alla temperatura critica (ad es.  $T_c(CO_2) = 31\text{ }^\circ C$ ,  $T_c(H_2O) = 374\text{ }^\circ C$ ). A temperature maggiori di queste il gas non può passare alla fase liquida.

Un gas reale si comporta come un gas perfetto a temperature molto maggiori a quella critica, oppure a grande volume e bassa pressione.

Nella «campana» verde, liquido e vapore coesistono in equilibrio ad una pressione costante (pressione di vapore saturo). L'isoterma ci fornisce la temperatura di ebollizione del gas relativa a quella pressione.

## Diagramma delle fasi dell'acqua

Diagramma delle fasi dell'acqua al variare di temperatura e pressione.



$P_T$  è detto *punto triplo* dell'acqua: ad una pressione di 0,006 atm e a una temperatura di 0,01 °C, ghiaccio, acqua e vapore acqueo possono coesistere.

A temperatura ambiente l'acqua è allo stato liquido solo se la pressione è di 1 atm. Diminuendo la pressione, l'acqua passa allo stato aeriforme.

Analogamente a temperature poco inferiori a 0 °C è possibile trasformare il ghiaccio in acqua aumentando la pressione (vedi pattinaggio sul ghiaccio).

Per temperature superiori a quelle del punto critico, l'acqua esiste soltanto sotto forma di gas.