



Appunti di Fisica _I

Secondo semestre

Termodinamica

Calore e l'aspetto cinetico

Sommario

Calore.....	1
Trasmissione del calore.....	2
Misura del calore.....	3
Cambio di fase.....	3
Calore specifico	4
Temperatura di equilibrio.....	4

Calore

Si parla di calore e spesso sbagliando si confonde con la temperatura o si indica come un qualche cosa di magico che passa da un corpo all'altro.

Anticamente si credeva addirittura che il calore fosse un *fluido calorico* che si conservava, pur passando da un oggetto all'altro.

Ancora oggi si scrivono i principi fondamentali per definire come il fluido "calorico" passa da un corpo all'altro:

Il calore fluisce, quando due corpi sono messi a contatto, da quello a temperatura più elevata verso quello a temperatura meno elevata.

La legge certamente non dice cosa fluisce, ma il principio è abbastanza utile per ragionare e poi funziona.

E ancora:

Due corpi messi a contatto scambiano calore fino a raggiungere la stessa temperatura.

Questa seconda legge è un corollario della prima, infatti finchè i corpi hanno diversa temperatura il calore fluisce, quando sono alla stessa temperatura il calore non sa proprio da che parte fluire!

Ma cerchiamo, ricordandoci i concetti "moderni" già studiati, di vedere che accade veramente.

Prendi una pentola a pressione, la riempi di gas e la metti su di una piastra scaldante, o *fonte di calore primaria inesauribile (sorgente)*, di temperatura nota. La tua pentola è isolata dal resto del mondo, eccetto che per il contatto con la piastra.



Ebbene la piastra ed il gas interno raggiungono prima o poi la temperatura della piastra. Nulla si è mosso, ma *un fluido deve essere passato* dalla piastra alla pentola con il risultato che la sua temperatura si è innalzata.

La trasformazione è isocora, ma non è detto che sia stata reversibile perchè non mi sono preoccupato di far salire la temperatura riscaldando con la sufficiente lentezza per passare attraverso stati di equilibrio; ma certamente possiamo immaginare di ottenere lo stesso risultato finale usando piastre via, via più calde fino a raggiungere la temperatura finale attraverso stati di equilibrio.

In questo caso potremmo disegnare sul piano PV una cammino rappresentato da un segmento di retta verticale a volume costante.

Quello che noi oggi sappiamo, alla fine, è che la energia cinetica immagazzinata nel gas è salita proporzionalmente alla temperatura raggiunta e così ogni particella ora corre più velocemente di prima. La agitazione termica del tuo gas è più elevata.

Chi ha accelerato queste particelle?

Queste sono a contatto con il contenitore che pure si è scaldato e da questo le molecole devono aver ricevuto impulsi ben più alti di quelli dovuti ai semplici rimbalzi. La parete del contenitore infatti scaldata dalla piastra ha adesso i suoi atomi ben eccitati (vibrano) e appena interagiscono con una molecola del gas gli trasferiscono una parte della loro energia aumentando la temperatura del sistema gas.

In sintesi, gli atomi della piastra vibrando innalzano la temperatura del contenitore e questo fa salire la temperatura del gas finchè il processo si stabilizza dinamicamente quando tutto il sistema ha raggiunto la temperatura della piastra. In questo stato i trasferimenti di energia non cessano, tuttavia tanta è l'energia che va dalla piastra al gas, quanto quella che passa dal gas alla piastra. Quindi, ecco, questo *fluido calorico* si deve ben individuare nel trasferimento energetico su descritto.

Allora ti puoi chiedere quanto calore è stato immagazzinato dal gas nel processo di riscaldamento?

Calcoliamo intanto l'energia del gas (perfetto e monoatomico) prima del riscaldamento e alla fine del processo in funzione delle energie cinetiche medie delle molecole E_{ci} e E_{cf} . È banale conoscendo le due temperature, il numero di moli e la relazione tra energia media della molecola e temperatura, scrivere :

$$1) \quad \Delta E = n N_A (\overline{E}_{cf} - \overline{E}_{ci}) = n N_A \frac{3}{2} k (T_f - T_i)$$

Poichè tutto il calore emesso dalla piastra, eccetto quello usato per scaldare il contenitore che supponiamo di conoscere, ha contribuito a far salire la temperatura del gas e quindi ad aumentare l'energia cinetica, possiamo identificare il calore trasferito con la differenza energetica del nostro gas su calcolata. Nota c'è solo un *lavoro disordinato* vedi cap. 26.



Quindi $\Delta Q = \Delta E$ e evidentemente a questo punto posso dire che il calore tutto sommato non è altro che energia.

Trasmissione del calore

L'esempio su descritto prevede la trasmissione del calore via contatto. Questo processo è chiamato:

- *conduzione*, poichè il calore passa da un sistema all'altro via i vari materiali secondo la loro capacità di conducibilità. In alcuni materiali la conducibilità è tanto bassa o nulla (isolanti) che possiamo usarli per isolare termicamente un sistema dal resto del mondo. In generale la conduzione viene studiata attentamente per tutte le implicazioni ingegneristiche in ogni campo tecnologico. Nota: Passaggio di calore nelle pareti, tetti, pavimenti etc.. va studiato per non morir di freddo in casa.

Il calore può ben essere trasmesso anche sotto altre forme:

- per *convezione*: è il caso del trasporto di materiale caldo da un luogo all'altro, come fa una corrente d'acqua calda, o aria calda, che fluendo verso zone più fredde finisce con il cedere parte del suo calore nel nuovo ambiente (dove finisce con il mescolarsi). Alla fine c'è sempre un trasferimento di energia cinetica tra il vecchio fluido ed il nuovo arrivato per riportare il tutto ad un nuovo equilibrio termico. Nota: I termoconvettori, termosifoni, scambiatori di calore, il vento, etc.
- per *irraggiamento*: qui si deve introdurre un nuovo concetto, quello di onda elettromagnetica. Le particelle di un materiale, spesso nei metalli o nei gas surriscaldati sono cariche: come gli elettroni o gli ioni. Queste vibrano ed emettono energia sotto forma di onde elettromagnetiche, che poi trasportano via l'energia anche attraverso, anzi meglio, lo spazio vuoto. Quando queste onde colpiscono un oggetto ne eccitano di nuovo gli atomi e gli elettroni e ne aumentano l'agitazione termica. Nota: Pensa al nostro forno a microonde che funziona proprio così. Ma pensa anche alla energia che manda una lampada, o il sole stesso, ma anche una stufetta elettrica...

Anche in questi due altri casi la temperatura è una discriminante fondamentale. Se l'oggetto dove deve fluire il calore ha una "temperatura uguale a quella della fonte di calore", non si nota un passaggio netto di calore o energia. Se poi l'oggetto ha una temperatura più alta, è addirittura più l'energia che emette di quella che riceve. In questo ultimo caso diremo che il nostro oggetto cede calore.

Ora nel caso in cui si discuta solo di calore che va da un oggetto all'altro senza trasformazioni volumetriche (isocore) degli oggetti in gioco, possiamo parlare di conservazione del calore. Per esempio in un ciclo in cui un gas di fissato volume e temperatura T_1 , venga portato a più alta temperatura in contatto con una sorgente



T_2 , e poi ricondotto alla temperatura iniziale poggiandolo su di un'altra sorgente a T_1 , acquista prima e cede poi esattamente la stessa quantità di calore. Il tutto è ben comprensibile in termini di scambi energetici microscopici!

Misura del calore

Ma questo calore come si misura? Si misura in "cal" si definisce:

Una cal è la quantità di calore che occorre per innalzare di un gado un grammo di acqua distillata da $14.5\text{ }^\circ\text{C}$ a $15,5\text{ }^\circ\text{C}$ alla pressione di 1 atm.

In verità di solito si usa Kcal che è una unità mille volte più grande, si dice *chilo-caloria*.

Ambedue queste definizioni sono oggi illegali!!! Vedremo meglio avanti.

La misura del calore assorbito da un corpo non è per niente banale. Essenzialmente la misura va fatta proprio mentre l'oggetto in analisi sta assorbendo o cedendo il calore.

Per esempio supponiamo di voler abbassare la temperatura di un oggetto da $T_2 > 0^\circ$ a 0° (nota qui con T si indica la temperatura Celsius) e vogliamo sapere quanto calore viene ceduto.

Chiudiamo l'oggetto in un *calorimetro*, un recipiente ben isolato dal resto del mondo pieno di ghiaccio e aspettiamo che l'oggetto abbia raggiunto lo zero.

Il calore ceduto dal nostro oggetto è stato usato dal ghiaccio per fondersi in acqua alla temperatura costante di zero gradi Celsius. [Questo fenomeno è tipico dei passaggi di stato, come da ghiaccio a liquido: il calore assorbito dal ghiaccio non aumenta la temperatura durante la fusione, ma viene usato per rompere i legami che tengono le molecole di acqua nello stato solido].

Alla fine del processo, misurando quanti grammi di acqua liquida abbiamo ottenuto e conoscendo che il *calore latente di fusione* è pari a 79.70 cal per grammo, potrai calcolare, pesata l'acqua raccolta, le calorie cedute dal nostro oggetto al calorimetro per raffreddarsi.

Cambio di fase

Come abbiamo accennato qui sopra, quando l'acqua passa dalla fase solida a quella liquida assorbe calore per rompere i legami che tengono le molecole vicinissime le une alle altre. Finchè tutta l'acqua del recipiente non è liquida la temperatura del sistema acqua piu' ghiaccio rimane fissa a zero gradi. Il calore necessario per *liquefare*, (rompere i legami) è stato misurato sperimentalmente e vale 79.7 cal per grammo (oppure come vedremo 330 J/g).

In tutti i cambiamenti di stato accade essenzialmente lo stesso fenomeno! La temperatura del sistema rimane fissa per tutta la trasformazione. Per esempio quando l'acqua stessa passa da liquido a vapore o viceversa quando il vapore



diventa acqua la temperatura segna sempre 100° . Questo passaggio di fase richiede 540.67 cal/g (22600 J/g) e viene assorbito dal liquido quando passa a vapore o reso all'ambiente quando il vapore si condensa. I calori di fusione o di liquefazione o di solidificazione sono chiamati come *calore latente di fusione, di liquefazione, di solidificazione o di evaporazione etc.*

Qui nella tabella riporto i calori latenti per varie sostanze in Joule per Kg. (l'unita' di misura del Sistema Internazionale) e capiremo meglio piu' avanti.

Sostanza	Cambiamento di fase	Temperatura (K)	Calore latente (J/kg)
acqua	fusione	273	$3.3 \cdot 10^5$
acqua	ebollizione	373	$22.6 \cdot 10^5$
alcool etilico	fusione	159	$10.4 \cdot 10^4$
alcool etilico	ebollizione	351	$85.4 \cdot 10^4$
alluminio	fusione	933	$9.0 \cdot 10^4$
alluminio	ebollizione	2723	$11.4 \cdot 10^6$
anidride carbonica	sublimazione	213	$3.7 \cdot 10^5$
azoto	fusione	63.3	$25.5 \cdot 10^3$
elio	fusione	3.5	$5.2 \cdot 10^3$
elio	ebollizione	4.2	$20.9 \cdot 10^3$
ferro	fusione	1803	$2.1 \cdot 10^5$
oro	fusione	1336	$64.5 \cdot 10^3$
ossigeno	fusione	54.4	$13.8 \cdot 10^3$
piombo	fusione	600	$24.5 \cdot 10^3$
piombo	ebollizione	2023	$87.1 \cdot 10^4$
platino	fusione	2046	$1.1 \cdot 10^5$
rame	fusione	1356	$13.4 \cdot 10^4$
rame	ebollizione	1460	$506.5 \cdot 10^4$
stagno	fusione	505	$6.0 \cdot 10^4$
zolfo	fusione	392	$38.1 \cdot 10^3$

Calore specifico

Visto che ci siamo parlo anche della capacita' termica:

Possiamo misurare la *capacita' termica* del nostro oggetto dividendo la quantita' di calore misurata nel processo su descritto per ΔT , cioe' la variazione in gradi subita dall'oggetto nel passare da T_2 a zero. Dividendo ulteriormente la capacita' per la massa del nostro oggetto troviamo 'c' il *calore specifico* del materiale in esame.

Ma forse e' meglio dare una definizione classica:

Si indica come *capacita' termica* di un dato corpo il calore C necessario per innalzare la sua temperatura di un grado.

2) In particolare
$$C = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{\Delta Q}{\Delta T}$$

e nel caso che si parli di una unita' di massa, si parla di *calore specifico* che indicheremo con c piccolo.

Per l'acqua il *calore specifico* e' pari ad 1 cal/gT nel sistema CGS (essenzialmente e' la definizione del paragrafo precedente) mentre nel sistema SI vale 1 Kcal/KgT . Questa definizione e' "illegale" e vedremo piu' avanti una definizione piu' moderna.



Dobbiamo fare attenzione a definire il calore specifico nel caso dei gas poichè durante il riscaldamento il sistema non varia solo la temperatura, ma anche la pressione e/o il volume. Il calore specifico verra' dato a pressione costante o a volume costante e in genere per mole, detto anche *capacità termica molecolare*.

$$3) \quad C_v = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{\Delta Q}{\Delta T} \right)_{V=const.} \quad C_p = \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \left(\frac{\Delta Q}{\Delta T} \right)_{P=const.}$$

Ecco qui

c_v = calore specifico molare (o capacità termica molecolare) a volume costante e un

c_p = calore specifico molare (o capacità termica molecolare) a pressione costante.

Nella trasformazione *isocora* descritta prima (il volume non cambia!) si usera' c_v , mentre nelle trasformazioni *isobare* useremo c_p .

Temperatura di equilibrio

Mescoliamo adesso l'acqua di due bacinelle (diversa massa e temperatura), quale sara' la temperatura dell'acqua alla fine?. Definisco i parametri di partenza con m_1 , m_2 , T_1 e T_2 . Chiunque dira' che alla fine si raggiungera' una temperatura media e in effetti raggiungeremo proprio una temperatura che corrisponde alla *media pesata* delle temperature iniziali.

$$2) \quad T = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_2}{m_1 + m_2}$$

Questo si puo' capire bene ripensando in termini microscopici.

L'energia totale del sistema dei due corpi non cambia durante la trasformazione poichè possiamo considerarli isolati rispetto all'ambiente, e nell'atto del mescolamento non si fa nessun lavoro sull'intero sistema.

All'equilibrio l'energia totale si è dovuta redistribuire tra i due corpi aumentando un po' l'energia dell'acqua inizialmente piu' fredda e diminuendo quella dell'acqua piu' calda. Non è difficile immaginare che l'energia media finale E_c di ciascuna molecola non puo' essere altro che l'energia media pesata delle energie medie iniziale E_{c1} e E_{c2} .

$$E_T = (N_1 + N_2) E_c = N_1 E_{c1} + N_2 E_{c2}$$

da cui

$$3) \quad E_c = \frac{N_1 E_{c1} + N_2 E_{c2}}{N_1 + N_2}$$



con N_i il numero di molecole corrispondenti.

Quindi la temperatura, che è direttamente proporzionale alla energia media, segue esattamente la stessa sorte.

Il risultato è lo stesso naturalmente anche per qualsiasi altro materiale diverso dall'acqua che qui si è presa solo per esempio, ma va invece rivisto nel caso in cui si mettono in contatto materiali diversi. Nella formula la massa è praticamente proporzionale alla capacità termica del corpo e quindi tutto va bene se i mezzi da mescolare sono identici. Nel caso di materiali diversi dovrai tener conto della loro capacità termica effettiva o del loro calore specifico:

$$3) \quad T = \frac{C_1 T_1 + C_2 T_2}{C_1 + C_2} = \frac{c_1 m_1 T_1 + c_2 m_2 T_2}{c_1 m_1 + c_2 m_2}$$

che è perfetta. Forse un'altro appunto va fatto; *la formula funziona bene se i calori specifici sono costanti rispetto a T .*, altrimenti dovremo usare strade diverse!