

IL PRINCIPIO DI EQUIVALENZA E IL PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

di Ezio Fornero

Il Principio di Equivalenza

La natura del calore

La Teoria Cinetica fornisce l'interpretazione della temperatura assoluta come misura dell'energia cinetica media delle molecole. Ne segue che ogni sistema fisico possiede una *energia interna* intesa come somma delle energie di tutte le sue molecole. Tale tipo di energia è *disordinata*, in quanto le molecole si muovono in modo caotico, senza nessuna correlazione tra i rispettivi movimenti.

Supponiamo ora che due corpi, alle rispettive temperature T_1 e T_2 , con $T_1 > T_2$, siano posti a contatto. Dopo un intervallo di tempo finito, essi si porteranno alla stessa temperatura; diremo che il corpo più caldo *ha ceduto del calore* a quello più freddo. Ma noi sappiamo che la temperatura è una misura dell'energia interna, e potremo descrivere il processo come un *trasferimento di energia interna*, operante a livello molecolare. Perciò, il calore è una forma di energia.

In termini rigorosamente fisici, non è corretto parlare di *calore posseduto da un corpo*. Un sistema fisico, infatti, possiede una energia interna. Si può parlare del calore solo come energia che un sistema trasmette ad un altro sistema, e come acquistato o ceduto da un corpo. In conclusione, possiamo definire il calore come una forma di *energia disordinata in transito a livello molecolare da un sistema fisico ad un altro*.

Calore e processi dissipativi

Il problema della natura del calore è strettamente connesso a quello dell'energia. Dalla Meccanica sappiamo che l'energia è originariamente energia cinetica, $E_c = \frac{1}{2} m v^2$. Sappiamo anche che, rispetto all'energia, le forze possono essere classificate come *conservative* o *non-conservative*; nel primo caso, si conserva la somma di energia cinetica e potenziale. Ciò significa che l'energia cinetica di un sistema fisico – pur subendo delle variazioni nel tempo – non viene distrutta definitivamente, ma può essere recuperata sotto forma di energia potenziale: il passaggio da una forma all'altra di energia avviene di continuo, in modo che il moto si conserva per un tempo indefinito. Casi classici di sistemi conservativi sono i moti dei pianeti, i moti oscillatori (pendolo, molle, ecc.) – purché si trascurino gli effetti delle resistenze passive, che in realtà determinano una dissipazione di energia.

Tra le forze non-conservative, vi sono le forze *dissipative*, o forze di attrito. Una forza dissipativa può essere definita come una *forza sempre orientata contro la velocità* e quindi *opposta allo spostamento*. Ma una forza di questo tipo genera un lavoro negativo, e si può quindi definire una forza dissipativa come una forza che fa un lavoro sempre negativo. Quindi, essa dissipa l'energia cinetica *senza convertirla in energia potenziale*: la "dissipazione" dell'energia cinetica è quindi *irreversibile*, dato che essa non può più essere ripristinata.

Un esempio evidente di processo dissipativo è la frenata di un automezzo. Analizziamo questo processo nelle sue fasi.

1. Inizialmente, l'auto possiede energia cinetica. Tale energia è di tipo *ordinato*, nel senso che – almeno idealmente – tutte le parti dell'auto hanno la stessa velocità (volendo essere precisi, le ruote e diversi organi della trasmissione, nonché il motore, sono caratterizzati da moti rotatori e oscillatori; ma è evidente che tali moti hanno carattere sistematico: per esempio, le ruote hanno una definita velocità angolare di rotazione, e lo stesso vale per tutti i movimenti delle singole parti meccaniche).
2. I freni rallentano il moto dell'auto e la arrestano. Durante questa fase, l'energia cinetica iniziale viene distrutta; dove finisce? Se, fermata la macchina, tocchiamo i dischi dei freni, notiamo che

essi sono molto caldi. Ciò autorizza a supporre che, durante la frenata, essi abbiano assorbito l'energia cinetica dell'auto e l'abbiano convertita in *energia interna*, disordinata, contenuta nelle stesse molecole. La prima parte del processo dissipativo può quindi essere interpretata come una *conversione di energia da una forma ordinata* (tutte le molecole si muovono insieme) *ad una forma disordinata* (il moto degli atomi è caotico).

3. L'aumento di energia interna dei freni (e delle gomme) si manifesta come aumento della loro temperatura. Quindi, il calore passerà dai freni (e dalle gomme) all'aria circostante, finché, dopo un certo tempo, essi si saranno raffreddati fino alla temperatura ambiente.
4. Se si trascura la possibile variazione della temperatura esterna, e si ipotizza che all'inizio del processo i freni avessero la stessa temperatura dell'ambiente, la temperatura iniziale e quella finale dei freni coincidono (questo vale anche per altre caratteristiche termodinamiche, come il volume e la pressione, che è sempre quella atmosferica). Se le condizioni (variabili di stato) termodinamiche iniziali coincidono con quelle finali, si ha per definizione un *processo ciclico* (o trasformazione chiusa). Perciò abbiamo analizzato un *processo dissipativo ciclico*.

Prima di procedere, dobbiamo esaminare alcuni aspetti lessicali. Dal punto di vista della Meccanica, si dice che i freni fanno un lavoro negativo per fermare l'automobile. Dal punto di vista termodinamico, è più corretto affermare che *i freni hanno assorbito energia*, e quindi su di essi è stato fatto un lavoro. In generale, si dice che *è stato fatto un lavoro sul sistema* (in questo caso, appunto, i freni). Nel caso di un processo ciclico, si parlerà di *lavoro ciclico* fatto sul sistema. Inoltre, un sistema fisico – come l'ambiente esterno – che mantiene costante la sua temperatura, si dice *termostato*.

Principio di equivalenza tra lavoro e calore

A questo punto, ci si deve chiedere che rapporto c'è tra il lavoro assorbito dal sistema (cioè l'energia cinetica dissipata) e il calore ceduto dal sistema a un termostato. A questo proposito, si dimostra sperimentalmente il *Principio di Equivalenza tra Lavoro e Calore*, secondo il quale *in un processo dissipativo ciclico il rapporto tra il lavoro fatto su un sistema fisico e il calore da esso ceduto a un termostato è una costante, il cui valore non dipende dal sistema in questione e neppure dal particolare processo considerato, ma dipende solo dalle unità di misura*. Si può esprimerlo mediante l'equazione

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

dove il simbolo J denota appunto la costante, detta *equivalente meccanico del calore*. Tale costante vale c.ca

4,186 J / cal e significa che, per ottenere 1 cal, è necessario dissipare un equivalente di 4,186 J. Insomma, 1 cal equivale a 4,186 J.

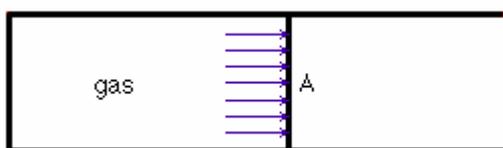
Importante è anche l'*equivalente termico del lavoro*, cioè la quantità di calore, espressa in calorie, che equivale a 1 J. Tale numero (indicato talvolta con una A maiuscola) è il reciproco di J , e vale 0,238 cal/J (approssimabile con 0,24).

Il risultato espresso dal Principio di Equivalenza è una legge sperimentale, espressa chiaramente per la prima volta dal fisico inglese Joule (1843) e confermato da una lunga serie di esperimenti.

In realtà, il principio di equivalenza può essere applicato a processi opposti a quelli dissipativi, nei quali il calore viene "convertito" in energia meccanica. Ciò si ottiene, evidentemente, nelle macchine termiche, che trasformano il calore sviluppato, per esempio, nei processi di combustione in energia cinetica. Trattandosi di trasformazioni chiuse, a questo proposito si parla di *cicli motori*. Tuttavia, storicamente il principio di equivalenza è stato determinato quantitativamente osservando i processi dissipativi.

Primo principio della Termodinamica

Il principio di equivalenza stabilisce la natura del calore e, soprattutto, permette di *estendere il concetto di energia* fino a includere l'energia termica. Perciò, in senso termodinamico, la dissipazione dell'energia non avviene veramente, e in generale tutti i processi fisici conservano l'energia, intesa in un senso generalizzato. Perciò, il principio di equivalenza è la base di un *principio generale di conservazione dell'energia*, secondo il quale la somma di tutte le forme di energia coinvolte in qualsiasi fenomeno deve rimanere costante nel tempo. Tuttavia, è necessario completare il contenuto del principio di equivalenza, in quanto esso esprime un fattore di conversione che è applicabile effettivamente solo ai processi ciclici, nei quali cioè un sistema fisico ritorna alla situazione fisica iniziale; mentre, in generale, i processi termodinamici sono *trasformazioni aperte*, nelle quali lo stato finale è diverso da quello iniziale (teniamo presente che lo stato termodinamico di un sistema con numero di molecole costante è definito dalla terna $P V T$, e basta una variazione di una sola di queste grandezze per ottenere una trasformazione "aperta"). E' quindi necessario determinare una equazione generale che estenda il principio di equivalenza, rispettando il concetto della conservazione dell'energia totale in qualsiasi processo termodinamico. Per trovare una tale equazione, possiamo ragionare su una particolare trasformazione, e cioè su una isobara reversibile, vale a dire una trasformazione a P costante con variazione del V e della T . Si può considerare una espansione isobara di un gas ideale, inizialmente contenuto in un recipiente di volume iniziale V_1 con una parete mobile A : all'esterno, la parete mobile è a contatto con l'aria e quindi la pressione è mantenuta costantemente uguale a 1 atm.



Se si fornisce calore alla massa gassosa, si notano due effetti: un aumento della T (infatti il gas si riscalda) e una espansione del volume del gas, fino al volume V_2 . I due effetti sono collegati dalla legge di Charles, per cui V è proporzionale a T . Dal punto di vista energetico, interpretiamo l'aumento di T come aumento dell'energia interna U , mentre l'espansione implica che il gas faccia un *lavoro sull'esterno*. Infatti, il gas preme dall'interno sulla parete mobile, e quindi esercita una forza che sposta la parete, e il lavoro è appunto il prodotto della forza per lo spostamento ΔX . Quindi, possiamo interpretare dal punto di vista energetico il processo di espansione in base allo schema

$$\text{Calore fornito al sistema} = \text{Aumento di energia interna} + \text{Lavoro}$$

che si traduce nell'equazione

$$Q = \Delta U + L$$

(per coerenza delle misure, bisogna esprimere tutti i termini p.es. in Joule)

Questa equazione esprime il *primo principio della Termodinamica*.

Anche se l'equazione è stata ricavata a partire da un processo molto particolare, la sua validità è universale, e infatti tale equazione esprime proprio la conservazione generale dell'energia nella forma termodinamica.