

PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Forme di energia

L'energia di un sistema può esistere in varie forme: termica, cinetica, potenziale, elettrica, magnetica, chimica e nucleare. La somma delle varie energie è l'energia totale del sistema. La termodinamica non fornisce nessuna informazione circa il valore assoluto dell'energia totale di un sistema, perché tratta esclusivamente le variazioni dell'energia totale.

Nell'analisi termodinamica risulta utile classificare le forme di energia che costituiscono l'energia totale del sistema in due gruppi: macroscopiche e microscopiche. Le forme **macroscopiche** di energia sono quelle che un sistema possiede nel suo complesso rispetto a qualche altro sistema esterno preso come riferimento, ad esempio l'energia cinetica o potenziale. Le forme **microscopiche** di energia sono invece quelle legate alla struttura molecolare del sistema ed al grado di attività molecolare. La somma di tutte le forme microscopiche di energia è detta **energia interna** del sistema ed indicata con la lettera U .

Per una migliore comprensione del concetto di energia interna, si consideri un sistema a livello molecolare. In genere, le molecole del sistema durante il loro moto casuale, traslano con una certa velocità, vibrano l'una rispettivamente all'altra e ruotano attorno ad un asse. A questi moti sono associate le energie cinetiche di **traslazione, vibrazione e rotazione** la cui somma costituisce l'energia cinetica della molecola. Poiché la velocità media ed il grado di attività delle molecole sono proporzionali alla temperatura, ne consegue che al crescere della temperatura aumenta l'energia cinetica delle molecole e quindi anche l'energia interna del sistema.

Esperimenti di Joule e calore.

Verso la metà del 1800 Joule condusse una serie di esperimenti fondamentali sugli effetti termici del lavoro meccanico. Gli esperimenti avevano lo scopo di realizzare un aumento della temperatura di un dato sistema termodinamico adiabatico costituito da una certa quantità di acqua, con procedimenti diversi.

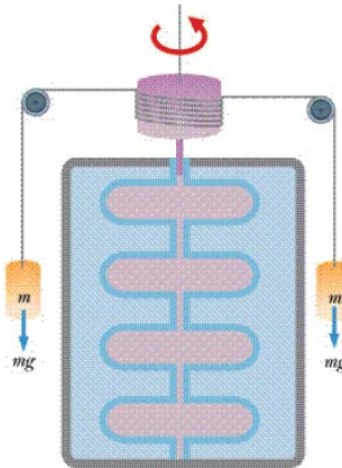
In una delle esperienze, un mulinello nell'acqua viene messo in rotazione spendendo il lavoro W fornito dall'energia potenziale di due masse che scendono sotto l'azione della forza di gravità. L'acqua agitata dal mulinello si scalda per attrito. Il risultato fondamentale osservato da Joule è che il lavoro speso è proporzionale alla variazione di temperatura dell'acqua.

Un aumento della temperatura dell'acqua si può anche ottenere avvicinando l'acqua ad un corpo più caldo: si realizza uno scambio di calore tra il corpo e l'acqua.

Se possiamo ottenere lo stesso cambiamento di stato termodinamico dell'acqua (segnalato dalla stessa variazione di temperatura) tramite scambio di calore o di lavoro meccanico, possiamo postulare l'equivalenza delle due procedure introducendo una funzione U che dipende

solo dallo stato del sistema: $\Delta U = W$, $\Delta U = Q$. Da qui otteniamo: $Q = W$. Tale relazione stabilisce l'equivalenza tra calore e lavoro:

il calore Q scambiato (senza lavoro esterno) per fare variare la temperatura ΔT di una massa d'acqua e' uguale al lavoro W che deve essere speso (in condizioni adiabatiche) per ottenere la stessa variazione di temperatura.



L'esperimento di Joule

Primo principio della termodinamica ed energia interna

Consideriamo ora il caso di un sistema generico che possa scambiare sia lavoro meccanico che calore con l'ambiente. Sperimentalmente si trova sempre che:

se un sistema compie una trasformazione dallo stato A allo stato B, scambiando calore Q e lavoro W con l'ambiente, Q e W dipendono dalla trasformazione che congiunge i due stati termodinamici, mentre la loro somma $Q + W$ risulta indipendente dalla trasformazione.

Possiamo pertanto scrivere, posto $\Delta U = U_B - U_A$: $Q + W = \Delta U$. U è una funzione delle coordinate termodinamiche, o una funzione di stato, chiamata *energia interna*, le cui variazioni definiscono gli scambi di energia del sistema con l'ambiente.

Il primo principio della termodinamica non è altro che un'espressione del principio di conservazione dell'energia.

Trasformazione ciclica e macchina termica

Una trasformazione ciclica o chiusa è una che riporta il sistema allo stato iniziale. In questo caso si ha: $\Delta U = 0$ il che implica $Q = -W$. Se nella trasformazione ciclica il sistema complessivamente assorbe calore ($Q > 0$), esso fornisce lavoro all'ambiente ($-W > 0$) e costituisce una *macchina termica*. Se invece il sistema cede calore ($Q < 0$) esso deve assorbire lavoro dall'ambiente ($-W < 0$) e rappresenta una *macchina frigorifera*.

Convenzione sui segni di calore e lavoro

Si riporta di seguito la convenzione sui segni di Q e W , adottata per il corso di Fisica Generale.

<i>Calore che entra nel sistema dall'esterno:</i>	<i>segno positivo ($Q > 0$)</i>
<i>Calore che esce dal sistema verso l'esterno:</i>	<i>segno negativo ($Q < 0$)</i>
<i>Lavoro che entra nel sistema dall'esterno:</i>	<i>segno positivo ($W > 0$)</i>
<i>Lavoro che esce dal sistema verso l'esterno:</i>	<i>segno negativo ($W < 0$)</i>

NOTA IMPORTANTE!! Nei testi di fisica tecnica e di applicazioni ingegneristiche della termodinamica, si adotta, per ragioni storiche, una convenzione diversa per il segno del lavoro. In particolare, il lavoro è considerato positivo se uscente dal sistema (o compiuto dal sistema sull'ambiente) e negativo se entrante nel sistema (o compiuto dall'ambiente sul sistema). Con queste convenzioni, il primo principio della termodinamica assume la forma:

$$\Delta U = Q - W$$

Il segno positivo per il lavoro uscente (o compiuto dal sistema sull'ambiente) si giustifica per le ragioni che hanno portato alla nascita storica della termodinamica: lo sviluppo di macchine che trasformassero calore in lavoro.