

IL PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il Primo Principio o equazione fondamentale della Termodinamica enuncia:
“In una qualsiasi trasformazione di un sistema termodinamico, la quantità di calore scambiata con l'esterno del sistema è uguale alla somma della variazione di energia interna del sistema col lavoro da esso compiuto”.

La formula di quanto sopra detto sarà:

$$Q = \Delta U + L$$

dove Q indica il calore, ΔU la variazione di energia interna e L il lavoro.

Per capire il primo principio, però, è indispensabile conoscere alcuni concetti fondamentali della termodinamica.

E' importante sapere, ad esempio, che sebbene i principi enuncino verità assolute e rigorose (al contrario delle leggi, che idealizzano un comportamento e possono fare errori), esistono fenomeni che violano il Primo della termodinamica: le reazioni nucleari. La gran parte delle reazioni di *fusione* (2 atomi che interagiscono) e di *fissione* (atomo che si divide in due atomi più piccoli), infatti, avvengono con un *bilancio di energia* chiuso in negativo, mentre, ad esempio, la fusione di due atomi di idrogeno o la fissione di un atomo di uranio chiudono con un bilancio energetico in positivo.



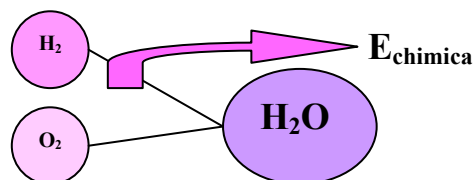
La differenza è imputata al fatto che si ha un processo di conversione MASSA – ENERGIA; dalla formula del famoso fisico Albert Einstein abbiamo che:

$$E = M \cdot c^2$$

ovvero, l'energia (E, e cioè l'attitudine di un corpo a produrre lavoro) è il prodotto della massa (M) del corpo stesso per il quadrato della velocità della luce nel vuoto (c^2 , corrispondente a circa 300 Mm/s). Tale principio è stato confermato dall'esperienza con la conclusione che quando l'energia di un sistema cambia, anche la sua massa cambia: ad esempio, se si comprime una molla cedendole una certa energia U (che dal punto di vista classico viene “immagazzinata” come energia elastica), secondo il punto di vista relativistico si ha un aumento della massa della molla da M_0 a $M_0 + U/c^2$; analogamente, se ad un corpo si cede una certa quantità di

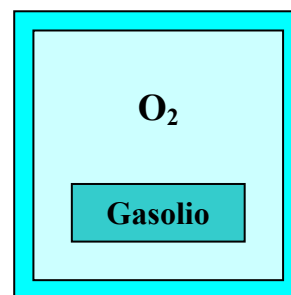
calore Q , la sua massa aumenta di Q/c^2 . Da questa formula capiamo come da una massa microscopica possa derivare un'energia enorme.

Il paragone con la reazione nucleare porta ai processi di **combustione**, che costituiscono la reazione più importante per la produzione di calore in cui una data sostanza si combina con l'ossigeno. Esempio:



L'**energia chimica** (E_c , che scaturisce dal processo di combustione) è la vera fonte energetica, e costituisce più del 90% dell'energia utilizzata. Anch'essa, in apparenza, viola il Primo Principio della Termodinamica.

Il **potere calorifico** di una sostanza è dato dalla quantità di calore sviluppata nella combustione ed è una caratteristica dei **combustibili** (ogni combustibile ha una certa potenzialità di produrre energia). I poteri calorifici vengono misurati di solito con la **bomba calorimetrica**, anche nota come **bomba di Mahler**, che è un calorimetro costituito da un recipiente dalle pareti di acciaio, a chiusura ermetica, capace di contenere alcuni grammi di combustibile e l'ossigeno necessario ad assicurare la combustione completa. L'accensione si provoca facendo riscaldare una resistenza contenuta nel calorimetro per mezzo di una corrente elettrica. Il potere calorifico viene calcolato misurando l'aumento di temperatura e tenendo conto dell'equivalente in acqua della bomba calorimetrica. I poteri calorifici dei buoni combustibili industriali raggiungono parecchie migliaia di kcal/kg.



Può accadere, così, che la natura chimica dia a una massa una grossa energia, e di conseguenza l'energia finale sarà maggiore di quella iniziale.

In genere i processi chimici sono reversibili; si distinguono dunque:

- **reazioni esotermiche**, che liberano calore;
- **reazioni endotermiche**, che riprendono calore.

I processi che trasformano l'energia chimica in calore, che sono poi i più impiegati, sono detti **processi termici**.

Il **CALORE** fino ad un secolo fa non era considerato energia, ma fluido, che inzuppava i corpi, detto **fluido calorico**, in quanto si pensava seguisse la fluidodinamica; inoltre non vi era distinzione tra calore e temperatura.

In realtà il calore è un'energia che si trasferisce da un sistema al suo ambiente in conseguenza di variazioni della temperatura (un corpo non ha calore!), ovvero energia meccanica associata al moto disordinato degli atomi e delle molecole che costituiscono un corpo. Ma il termine calore viene usato spesso genericamente per comprendere anche l'energia termica (energia sotto forma di moto nascosto di atomi e molecole). Esistono, in natura, molti processi che convertono l'energia cinetica, l'energia organizzata del moto di un intero corpo di grandi dimensioni in energia

25/10/2002, 10.30 – 12.30

termica: l'attrito è un esempio, la viscosità è un altro. L'unità di calore è la caloria, che è la quantità di calore necessaria per innalzare di 1°C la temperatura di 1 g di acqua. Joule scopri che:

$$1 \text{ caloria} = 4,18 \text{ joule}$$

(naturalmente egli non chiamò joule le unità di energia: il nome fu adottato successivamente). Inoltre, la "caloria" usata come unità di misura dell'energia dei cibi è in realtà una kilocaloria (**kcal**; 1 Kcal = 4180 J).

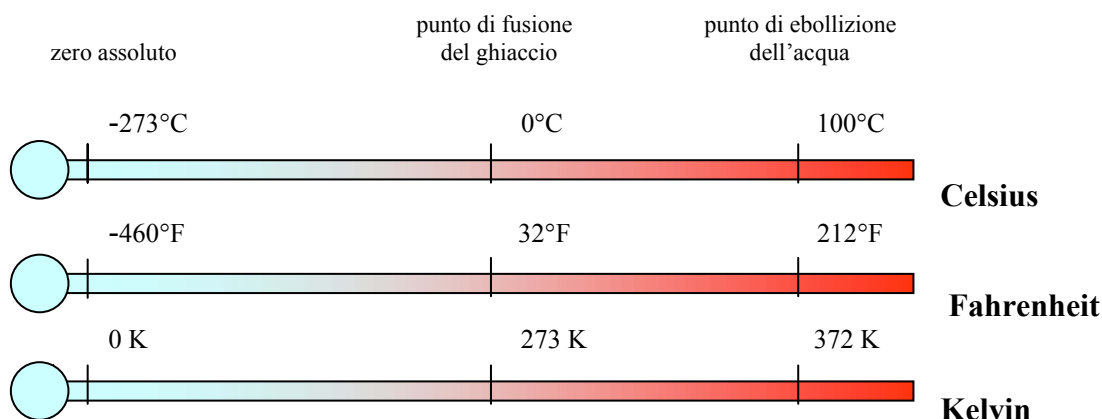
Con il termine **temperatura** intendiamo un numero assegnato su una scala definita, detta scala termometrica. La maggior parte del mondo usa la *scala Celsius* o *scala centigrada*, mentre negli Stati Uniti predomina ancora la *scala Fahrenheit*. Le scale di temperatura offrono un mezzo per confrontare la temperatura di un corpo con campioni stabili mediante punti di taratura fissi.

Sulla scala Celsius, il ghiaccio fonde a 0°C e l'acqua bolle a 100°C (dove °C è il simbolo del grado Celsius). Sulla scala Fahrenheit tali temperature sono, rispettivamente, 32°F e 212°F (dove °F è il simbolo del grado Fahrenheit).

Inoltre, la temperatura non andrebbe espressa in °C. Nel sistema internazionale è espressa in Kelvin (K). La relazione che lega queste due unità di misura è:

$$1 \text{ K} = 1 \text{ }^\circ\text{C}.$$

Poniamo a confronto le temperature sulle tre differenti scale:



La temperatura, dunque, serve a tradurre sopra una base fisica precisa, le nostre sensazioni di caldo e di freddo, e lo strumento che serve per misurarla, è chiamato **termometro**.

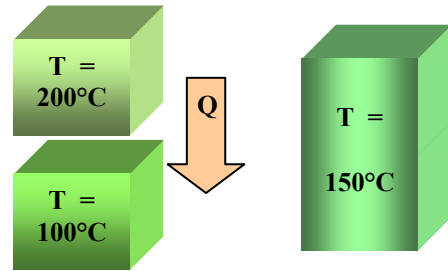
Per capire meglio i concetti relativi a quanto sopra detto, è conveniente esporre due semplici esperimenti:

Esperimento I:

Prendiamo due blocchi di metallo di massa uguale ma temperatura differente:

- il I° di 200°C
- il II° di 100°C.

Mettendo a contatto i due corpi, il calore del blocchetto più caldo verrà trasmesso a quello più freddo, creando un **flusso di calore**, fino a che i corpi, uniti nel III° blocchetto, non avranno raggiunto la stessa temperatura: 150°C (media matematica tra le temperature).

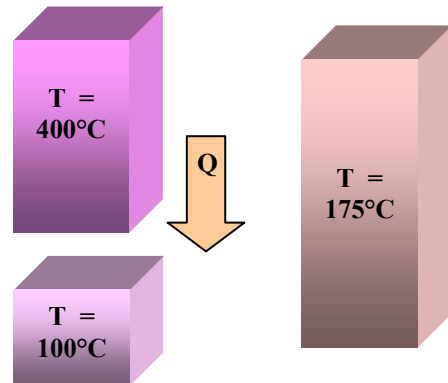


Esperimento II:

Prendiamo due blocchetti di metallo, questa volta di massa diversa, uno il doppio dell'altro, e di temperatura:

- il I° di 400°C
- il II° di 100°C.

Anche questa volta mettiamo a contatto i due corpi, ed esattamente come nell'esperimento precedente, si creerà un flusso di calore fino a che il III° corpo non avrà raggiunto una temperatura pari a 167°C (166,66667, questa volta dividendo la somma delle temperature per tre).



Diremo che, in entrambi gli esperimenti, i corpi hanno raggiunto l'**equilibrio termico**, e ciò ci porta a enunciare il **principio dell'equilibrio termico**, o **Principio zero della Termodinamica**:

“Due corpi posti in contatto raggiungono dopo un certo tempo l'equilibrio termico. Due corpi in equilibrio termico con un terzo, sono in equilibrio termico anche tra loro.”

Se più corpi messi in contatto raggiungono l'equilibrio termico, la somma delle quantità di calore scambiate dai vari corpi è nulla.

Inoltre, quando un sistema scambia una quantità di calore Q con l'ambiente ad esso esterno, se $Q > 0$ si dice che il corpo assorbe calore;

se $Q < 0$ si dice che il corpo cede calore.

La **capacità termica**, grandezza fisica che indicheremo con C , è il legame che esiste tra il calore che do ad un corpo e il suo aumento di temperatura.

$$C = \frac{Q}{\Delta t}$$

$\frac{J}{^{\circ}C}$
espressa in $\frac{J}{^{\circ}C}$ e dove Δt indica l'incremento di temperatura $T_{\text{finale}} - T_{\text{iniziale}}$.

La **capacità termica specifica**, grandezza fisica derivata, invece, la indicheremo con c e la calcoleremo come rapporto tra capacità termica (C) e massa (M):

$$c = \frac{C}{M}$$

espressa in $\frac{J}{kg K}$ (in quanto C può anche essere espressa in $\frac{J}{K}$).

Capacità termica dell'acqua:

quantità di calore necessaria per aumentare di 1 grado un kg d'acqua.

$$c = 1 \text{ kcal} = 4'187 \frac{J}{kg K}$$

Capacità termica dell'aria:

cambia a seconda del volume disponibile. Si distingue in due tipi:

- *c.t. specifica a pressione costante* (fornendo calore ad un gas, questo si espanderà e compirà lavoro sull'ambiente esterno e solo una parte del calore contribuirà all'aumento dell'energia interna del gas) :

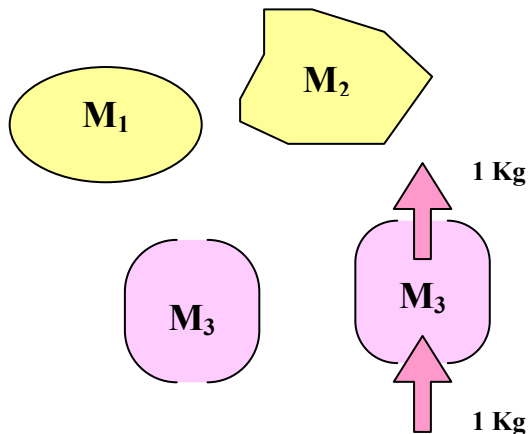
$$c = 1 \frac{kJ}{kg K}$$

- *c.t. specifica a volume costante* (fornendo calore ad un gas, questo non fornirà nessun lavoro e quindi il calore fornito è uguale all'aumento di energia interna del gas) .

L'acqua ha una capacità di trasporto 4 volte maggiore dell'aria.

In seguito parleremo spesso di sistema termodinamico o semplicemente **sistema**: un **sistema termodinamico** è costituito da un corpo o un insieme di corpi, ciascuno dei quali ha una composizione chimica ben definita.

Il sistema si dice **aperto** se attraverso il suo confine avvengono scambi di materia e di energia con l'ambiente; si definisce **chiuso**, invece, un sistema in cui sono esclusi gli scambi di materia ma non quelli di energia.



In quest'ultimo tipo di sistema, dunque, vi è la massa M costante che è come racchiusa da una pellicola impermeabile (può assumere anche forme diverse; ad esempio $M_1=M_2$, che potrebbe essere il ghiaccio trasformato in acqua). Anche i sistemi aperti (che studieremo in seguito a proposito del moto dei fluidi), però, potrebbero avere massa costante se, "per ogni kg che esce, uno entra".

Certo è che questi sistemi partono da uno stato fisico ben definito ed arrivano ad un'ulteriore stato fisico ben definito.

Inoltre studiamo una termodinamica molto semplice, con un'energia iniziale (E_1) ed un'energia finale (E_2).

Mantenere un microclima adeguato è lo scopo dell'edificio, che separa l'ambiente interno dall'ambiente esterno. Si avranno dunque scambi di **calore** (che indicheremo con Q) e di **lavoro** (si intende lavoro meccanico, tramite lavoro di espansione o rotatorio del sistema, che indicheremo con L).

Per **convenzione sui segni**, considereremo:

$L > 0$ se il sistema compie lavoro sull'esterno;

$Q > 0$ se il sistema assorbe calore dall'esterno;

di conseguenza, J ($\frac{L}{Q}$, equivalente meccanico della caloria) risulta positivo. Avremo così, come già accennato

all'inizio, il seguente **bilancio dell'energia**:

$$E_1 + Q - L = E_2$$

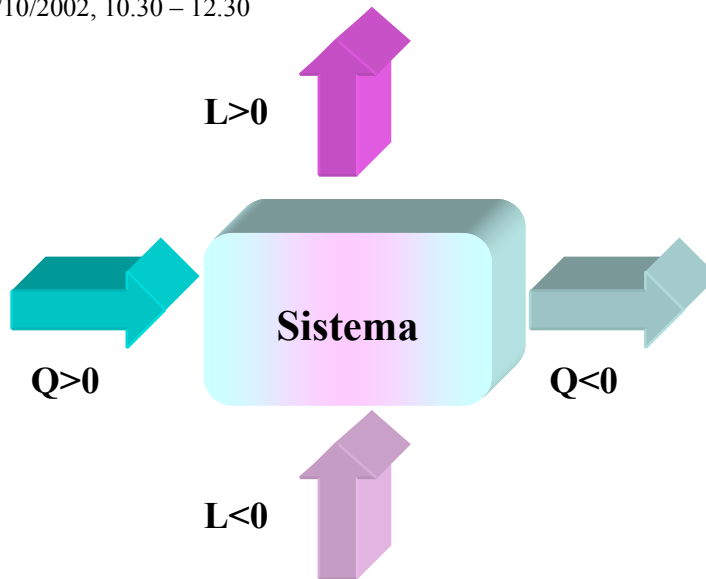
da cui si ottiene:

$$E_2 - E_1 = Q - L$$

Indicando poi la variazione di energia interna ad un sistema con il simbolo ΔU (delta U), si potrà scrivere:

$$Q = \Delta U + L$$

che è, tradotto in formula, ciò che enuncia il Primo Principio della Termodinamica. Affinchè la formula sia valida, le misure di Q , L e ΔU devono essere espresse rispetto alla stessa unità di misura.



Il Primo Principio della Termodinamica dà la possibilità di calcolare i fabbisogni energetici degli edifici. Occorre ragionare in flussi di energia, cioè in energia nell'unità di tempo (in potenza Q la cui unità di misura è il Watt W); la variabile tempo è fondamentale in quanto i consumi di energia sono distribuiti nel tempo.

Il contributo di Joule alla termodinamica fu la scoperta del principio di conservazione dell'energia: *“l'energia non può essere creata né distrutta, ma può essere trasformata da una forma ad un'altra.”*

E' importante tenere presente, inoltre, la relazione che lega i vari tipi di energia: distinguiamo l'energia cinetica, dall'energia potenziale e da quella interna.

- ENERGIA CINETICA (E_C): è l'energia associata al moto, e dipende dalla velocità con cui il corpo si muove; essa corrisponde alla metà del prodotto della massa (M) di un corpo per la velocità (v^2) con cui esso si muove al quadrato:

$$E_C = \frac{1}{2} \cdot M \cdot v^2$$

- ENERGIA POTENZIALE (E_P): è l'energia che un corpo possiede in virtù della sua posizione (è anche detta, infatti, *energia di posizione*); essa corrisponde al prodotto della massa di un corpo (M), la forza di gravità (g , che è $9.81m/s^2$) e lo spostamento che esso compie (z):

$$E_P = M \cdot g \cdot z$$

- ENERGIA INTERNA (E_{Int}): un tempo detto *calore sensibile*, corrisponde al prodotto tra la capacità termica (C) e il tempo (t):

$$E_{Int} = C \cdot t$$

Va considerato quindi che l'*energia meccanica* è la somma dell'energia cinetica e dell'energia potenziale; inoltre l'**energia totale** (E_{Tot}) è la somma delle tre energie sopra descritte:

$$E_{Tot} = E_C + E_P + E_{Int}$$

25/10/2002, 10.30 – 12.30

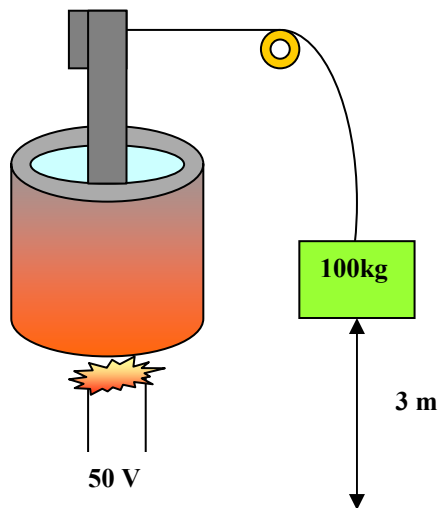
Esercizio:

Consideriamo un pentolino riempito d'acqua e completamente rivestito di materiale isolante riscaldato da una resistenza elettrica da 50 Volt (tensione).

Dentro l'acqua si trova un sistema di palette che possono ruotare insieme all'asse verticale su cui è fissata una carrucola. Da quest'ultima pende un corpo a 3 metri di altezza dal terreno (Δz) e avente una massa M di 100 kg. L'assorbimento (i) è di 2 A (Ampère). Calcolare il tempo che il peso impiega ad arrivare a terra.

$$\begin{aligned}M &= 100 \text{ kg} \\ \Delta z &= 3 \text{ m} \\ i &= 2 \text{ A} \\ t &= ?\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}Q' &= V \cdot i \\ Q &= Q' \cdot t \\ E_p &= L = M \cdot g \cdot \Delta z\end{aligned}$$



$$Q' = 50 \cdot 2 = 100 \text{ W}$$

$$E_p = L = 100 \cdot 9,81 \cdot 3 = 2'943 \text{ J}$$

$$E_2 - E_1 = 2'943 \text{ J}$$

$$2'943 = Q \cdot t$$

$$t = \frac{2'943 \text{ J}}{100 \text{ W}} = 29,43 \text{ s}$$