

Università degli studi di Parma
Facoltà di architettura
Corso di Fisica Tecnica 1, A.A.2002/2003
Studente: Mascia Matteo,matricola:145580

Entropia

Esiste più di una possibile definizione di Entropia, poichè essa può essere presentata sotto vari aspetti (termodinamico, statistico-probabilistico, informatico, ecc). Il concetto di Entropia, inoltre, è poco intuitivo e non risulta di facile comprensione: prendendo in mano un oggetto, infatti, possiamo renderci immediatamente conto della sua forma, del suo colore, e di altre caratteristiche fisiche, ma non potremmo mai constatare che tale oggetto ha un'entropia, ne tantomeno attribuire un valore a tale grandezza. L'Entropia è una grandezza fisica anomala: in Fisica si enunciano solitamente dei Principi di conservazione (ad esempio, il Principio di conservazione dell'energia o quello della quantità di moto) per sottolineare l'importanza del fatto che una certa grandezza si mantiene costante. L'Entropia può essere definita una grandezza "anomala" in quanto per essa non vale un principio di conservazione, ma un "principio di *non* conservazione". L'aumento di entropia che si registra in alcune trasformazioni che avremo modo di analizzare più avanti, è un accrescimento vero e proprio e non un trasferimento di entropia da una parte all'altra del sistema. Proprio a questo fatto l'entropia deve il suo nome : infatti Clausius la chiamò così (dal greco $\tau\rho\omicron\pi\eta$ = trasformazione, mutamento), per significare il "contenuto in mutamento" .

Considerazioni preliminari

- Si definisce *sistema termodinamico* tutto ciò che è suscettibile di descrizione attraverso variabili (dette *coordinate termodinamiche* o *macroscopiche*) quali il Volume, la Temperatura, la Pressione, ecc.
- Un sistema può essere *isolato*: in questo caso si opera una distinzione tra ciò che esso comprende e i corpi che lo circondano (indicati come *ambiente esterno*) con i quali può interagire.
- Si definisce *Universo* l'insieme di un sistema e del suo ambiente, intendendo con questo tutto ciò che può interagire (più o meno direttamente) con esso.
- I sistemi termodinamici chiusi possono essere solitamente descritti da un numero limitato di variabili, come nel caso dei gas perfetti i quali necessitano di sole tre variabili (P,V,T) per essere completamente descritti, variabili legate tra loro dall' *equazione di stato dei gas perfetti* :

$$PV=nRT$$

- Conoscendo i valori delle coordinate termodinamiche di un sistema, nell'ipotesi che esse siano uniformi in tutto il sistema, possiamo affermare di conoscere lo *stato termodinamico* del sistema stesso. E nell'ipotesi che i suddetti valori restino costanti nel tempo, tale stato sarà detto di *equilibrio*.

- Le grandezze finora descritte, cioè la pressione, il volume, la temperatura - ma anche l'Energia interna, l'Entalpia, ecc. - sono dette *funzioni di stato* poiché i loro valori dipendono solo da un determinato stato di equilibrio raggiunto, e non dal modo in cui esso è stato raggiunto.

-Un sistema può evolvere da uno stato di equilibrio ad un altro, interagendo con l'ambiente esterno. Tale evoluzione viene detta *trasformazione termodinamica*. Se in una trasformazione termodinamica lo stato finale coincide con quello iniziale, essa verrà definita *ciclica*.

- Esistono diversi tipi di trasformazioni termodinamiche: esse possono essere *isoterme* (qualora durante il processo si mantenga costante la temperatura del sistema), *isobare* (qualora rimanga costante la pressione), *isocore* (nelle quali rimane costante il volume) e *adiabatiche* (nelle quali non avvengono scambi di calore tra il sistema e l'ambiente esterno).

- Le trasformazioni termodinamiche si distinguono anche in *reversibili* e *irreversibili*: le trasformazioni reversibili sono quelle che avvengono in un tempo al limite infinito e in cui non sono presenti effetti dissipativi (attrito, anelasticità, ecc). Una trasformazione reversibile, pertanto, si svolge in maniera tale per cui, alla fine, sia il sistema che l'ambiente circostante possono essere riportati ciascuno nel proprio stato iniziale, senza che nell'universo resti alcuna traccia. Tutto ciò che avviene in un senso durante una trasformazione reversibile, accade nel senso opposto se si cambia il verso di percorrenza della trasformazione. Così, ad esempio, se il sistema durante una trasformazione reversibile assorbe calore da un altro corpo, invertendo la trasformazione restituisce a quel corpo la stessa quantità di calore che gli aveva sottratto. Nelle trasformazioni reversibili non esistono effetti dissipativi per definizione. In natura, tuttavia, è impossibile una totale assenza di effetti dissipativi. Questi, semmai, possono essere ridotti considerando piccole trasformazioni, in sistemi in cui le coordinate termodinamiche cambiano molto lentamente sono stati ridotti al massimo gli attriti.



Figura 1. Un tuffo in acqua è un tipico esempio di fenomeno meccanico non reversibile. Nessuno ha mai visto un nuotatore uscire dalla piscina con un balzo e giungere sui blocchi di partenza asciutto e pettinato come era prima dello slancio in acqua.

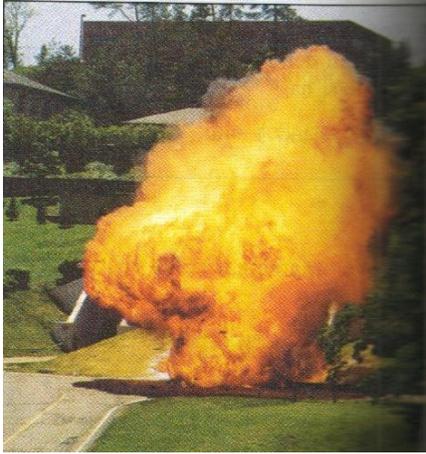


Figura 2. Un esplosione è un fenomeno chimico-fisico evidentemente non reversibile.

Le trasformazioni irreversibili (fig.1,2), al contrario, avvengono in un tempo finito e presentano effetti dissipativi. Esse sono caratterizzate non tanto dal fatto che il sistema non possa essere ricondotto allo stato iniziale, ma dal fatto che ciò non può avvenire senza che nell'ambiente circostante ne rimanga traccia. Un tipico esempio di trasformazione irreversibile è l'espansione libera di un gas. Durante un'espansione libera (cioè non contrastata da nessuna forza esterna), il gas non compie lavoro sull'ambiente, mentre per riportare il gas al suo stato iniziale, l'ambiente deve compiere lavoro sul gas, che non tornerebbe *mai* (nel capitolo sulla statistica avremo modo di riflettere meglio sulla *impossibilità* di un evento del genere) ad occupare spontaneamente il volume di partenza. In una trasformazione irreversibile la "traccia" che rimane nell'ambiente è l'energia che si è dovuta spendere per riportare il gas al suo stato iniziale.

Termodinamica

In termodinamica l'entropia si configura come una funzione di stato legata al II Principio. Viene detta funzione di stato una quantità fisica dipendente solo dalle condizioni in cui si trova in sistema. Esempi di funzioni di stato sono la pressione, la temperatura, il volume, l' entalpia e l'energia interna.

Su scala macroscopica essa fu definita per la prima volta nel 1865 da Clausius. Considerando una trasformazione infinitesima reversibile (e quindi ideale) tra due stati di equilibrio, detto dQ il calore assorbito o ceduto dal sistema durante un infinitesimo intervallo del processo, T la temperatura del sistema in questo intervallo (che consideriamo costante in un intervallo infinitesimo), la variazione di entropia dS è uguale a:

$$dS = \frac{dQ}{T}$$

Quando il calore è assorbito dal sistema dQ è positivo, e l'entropia aumenta, quando invece il calore è ceduto al sistema, dQ è negativo e quindi l'entropia diminuisce.

E' importante notare come tale equazione non definisca l'entropia del sistema, ma la *variazione* di entropia dello stesso. Nelle considerazioni termodinamiche, infatti, l'entropia viene sempre definita partendo da un riferimento arbitrario che si ammette uguale a zero; ciò equivale all'introduzione di una costante incognita che scompare qualora si prendano in considerazione differenze di entropia, ma non permette di conoscere il valore assoluto dell'entropia di uno stato. Questa difficoltà venne superata dal *teorema di Nerst* (noto anche come III Principio della Termodinamica) che ammette l'esistenza di uno stato in cui l'entropia ha effettivamente valore nullo. Quest'ultimo si può quindi

assumere come riferimento assoluto, e, per un sistema isolato, è quello la cui temperatura coincide con lo zero assoluto. Temperatura non raggiungibile per limiti teorici.

- trasformazioni reversibili

Integrando la formula precedente, si trova che, in un processo reversibile nel quale il sistema passi da uno stato di equilibrio A ad uno stato di equilibrio B,

$$\Delta S = \int_A^B dS = \int_A^B \frac{dQ}{T}$$

S si misura in J/K. Essendo l'entropia una funzione di stato, la variazione di entropia non dipende dal percorso che si effettua da A a B.

Nel caso di una trasformazione adiabatica, nella quale non c'è scambio di calore con l'esterno, essendo $\Delta Q=0$, allora $\Delta S=0$. Non ci sarà variazione di entropia. Tali trasformazioni vengono infatti dette *isoentropiche*.

Prendendo in considerazione una macchina di Carnot, se essa in un ciclo assorbe il calore Q_c da un termostato alla temperatura T_c e cede il calore Q_f ad un termostato alla temperatura T_f , la variazione di entropia sarà uguale a

$$\Delta S = \frac{Q_c}{T_c} - \frac{Q_f}{T_f}$$

Ma poichè in un ciclo di Carnot si ha:

$$\frac{Q_f}{Q_c} = \frac{T_f}{T_c}$$

si trova che la variazione totale di entropia per una macchina di Carnot che lavori in un ciclo è zero.

$$\Delta S=0$$

Tale definizione può essere estesa a qualsiasi ciclo reversibile. La variazione di entropia di un sistema, infatti, dipende solo dalle proprietà degli stati di equilibrio iniziale e finale.

Da ciò si evince che l'entropia dell'Universo rimane costante in ogni trasformazione reversibile.

Altro esempio di processo reversibile può essere quello di un gas perfetto che passa da uno stato iniziale T_i, V_i ad uno stato finale T_f, V_f .

In questo caso,

$$dQ = dU + PdV = nC_v dT + nRT \frac{dV}{V}$$

Dividendo ciascun membro per T:

$$\frac{dQ}{T} = nC_v \frac{dT}{T} + nR \frac{dV}{V}$$

da cui:

$$\Delta S = \int_i^f \frac{dQ}{T} = nC_v \ln \frac{T_f}{T_i} + nR \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Questa costituisce l'ennesima dimostrazione del fatto che la variazione di entropia dipende solo dallo stato iniziale e finale, ed è invece indipendente dal cammino reversibile. In questo caso, inoltre, ΔS può essere positiva o negativa a seconda del fatto che il gas assorba o ceda calore durante la trasformazione.

- *Trasformazioni irreversibili*

Poichè la variazione di entropia può essere calcolata per definizione solo per trasformazioni reversibili, quando un sistema compie una trasformazione irreversibile la sua variazione di entropia va calcolata scegliendo, fra gli stessi stati iniziale e finale, un'altra trasformazione qualunque, purchè reversibile. La variazione di entropia è quindi la stessa per tutte le trasformazioni fra gli stessi stati iniziale e finale. Essa è infatti una funzione di stato.

Possiamo prendere in esame alcuni casi specifici, come ad esempio la *conduzione di calore*: se una quantità di calore Q viene trasferita da un serbatoio caldo alla temperatura di T_c ad un serbatoio freddo alla temperatura di T_f , allora, l'entropia del serbatoio caldo sarà diminuita di una quantità Q/T_c mentre l'entropia del serbatoio freddo sarà aumentata di una quantità Q/T_f . Ora, essendo $T_c > T_f$, l'aumento di entropia del serbatoio freddo sarà maggiore della diminuzione di entropia del serbatoio caldo. Pertanto, la variazione totale di entropia dell'Universo è maggiore di zero:

$$\Delta S = \frac{Q}{T_c} - \frac{Q}{T_f} > 0$$

Altro esempio di trasformazione irreversibile è l'*espansione libera di un gas*. Nel caso in cui un gas perfetto si trovi in un contenitore isolato di volume V_i separato da un'altra regione sottovuoto da un setto che si rompe improvvisamente, esso si espanderà irreversibilmente fino ad occupare il nuovo volume V_f . Il lavoro compiuto dal gas e il calore scambiato con l'esterno saranno pari a zero (le pareti sono isolanti). Pertanto, essendo $Q=0$ e $W=0$, per il I principio della Termodinamica la variazione di energia interna è nulla, cioè $U_f=U_i$. E poichè l'energia interna U dipende solo dalla temperatura, dalla suddetta eguaglianza deduciamo che $T_f=T_i$. Potremmo essere indotti a pensare che la variazione di entropia ΔS sia nulla, poichè non c'è scambio di calore con l'esterno. Tale considerazione, tuttavia, sarebbe assolutamente errata, in quanto al fine di calcolare la variazione di entropia, bisogna prendere in considerazione una trasformazione reversibile. In questo caso, allora, sarà necessario immaginare una trasformazione reversibile fra gli stessi stati di equilibrio finale e iniziale. E' possibile, ad esempio, considerare una trasformazione isoterma reversibile in cui il gas si espande lentamente contro un pistone con T costante. Si avrà quindi:

$$\Delta S = \int_i^f dS = \int_i^f \frac{dQ}{T} = \frac{1}{T} \int_i^f dQ$$

ma in questo caso $\int dQ$ è semplicemente il lavoro fatto dal gas durante l'espansione isoterma da V_i a V_f , quindi, poichè il lavoro è dato da:

$$W = \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

si trova che:

$$\Delta S = nR \ln \frac{V_f}{V_i}$$

Ed essendo $V_f > V_i$ si conclude che ΔS è sicuramente positiva: l'entropia dell'Universo è aumentata.

Dagli esempi fatti si evince che se un sistema isolato compie una trasformazione irreversibile evolve sempre verso stati termodinamici che implicano un aumento della sua entropia. Poichè l'Universo può essere definito un sistema isolato (cioè l'insieme di un particolare sistema chiuso e dell'ambiente che lo circonda), si può affermare che ogni trasformazione che avviene in natura (cioè spontanea e/o irreversibile) comporta un aumento **complessivo** dell'entropia dell'Universo stesso. Il termine "complessivo" è giustificato dal fatto che in un sistema l'entropia potrebbe anche diminuire durante una trasformazione irreversibile: tale diminuzione sarà comunque compensata tenendo conto dell'aumento di entropia dell'ambiente circostante.

$$\Delta S_{\text{Universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}} = \Delta S_{\text{tot}} > 0$$

Questa affermazione, generalizzata a tutti i sistemi e a tutte le trasformazioni, costituisce l'enunciato più generale del II Principio della Termodinamica.

Dalle considerazioni fatte finora ci si accorge subito del fatto che si può utilizzare l'entropia per ridefinire la reversibilità e l'irreversibilità delle trasformazioni: può essere definito "reversibile" un processo durante il quale l'entropia di un sistema rimane costante (per questo motivo le trasformazioni adiabatiche reversibili sono anche dette **isoentropiche**) e "irreversibile" un processo in cui l'entropia di un tale sistema aumenta. Più alto è il grado di irreversibilità della trasformazione, maggiore è la variazione totale di entropia, e viceversa.

Tutti i fenomeni che avvengono spontaneamente sono irreversibili, con irreversibilità che possono essere di vario tipo: meccanico (come quando un corpo in movimento si arresta per attrito), termico (quando ad esempio il calore fluisce spontaneamente da un corpo caldo ad uno freddo), chimico (come quando viene bruciata una certa quantità di combustibile), o biologico (quando ad esempio una cellula si moltiplica o un organismo vivente muore).

Considerazioni finali

Dal principio di aumento di entropia dell'Universo possiamo ricavare anche la nozione dello scorrere del tempo. L'evoluzione dell'Universo, infatti, è una conseguenza dell'irreversibilità che

caratterizza intrinsecamente tutte le trasformazioni naturali, cioè spontanee. Un fiammifero che brucia, un gas che si espande liberamente, una goccia di inchiostro che si diffonde in acqua, sono tutti fenomeni che ci fanno capire come l'evoluzione di un sistema avvenga di solito in un verso ben preciso: il fatto che un sistema isolato possa evolvere soltanto verso stati caratterizzati da una maggiore entropia implica l'esistenza di una sequenza temporale degli eventi, una sequenza che può dare significato alle parole *passato* e *futuro*, che ci fa distinguere ciò che precede da ciò che segue.

Un sistema complesso, cioè formato da molti costituenti, lasciato a se stesso tende ad evolvere dall'ordine verso il disordine. E poichè non avviene mai il contrario (o meglio esiste una probabilità incredibilmente piccola che avvenga il contrario), possiamo definire il passaggio dall'ordine al disordine un processo irreversibile. Prendiamo in considerazione, ad esempio, un certo numero di biglie alcune rosse, altre bianche, separate inizialmente per colore, all'interno di un medesimo contenitore. Se dopo aver agitato il contenitore ci accorgiamo che le biglie, rompendo l'ordine iniziale, sono disordinate, non ci stupiamo più di tanto, mentre ci stupiremmo molto del contrario, cioè se vedessimo le biglie, inizialmente mescolate all'interno del recipiente, separarsi per colore dopo aver agitato il contenitore.

Il disordine è lo stato verso cui ogni sistema evolve spontaneamente. Tuttavia, in apparente contraddizione con tale affermazione (che potrebbe essere benissimo l'ennesimo enunciato del II Principio della Termodinamica) l'esperienza quotidiana ci offre sempre esempi di sistemi che evolvono verso stati di ordine maggiore: la pioggia che si tramuta in neve quando la temperatura scende al di sotto di una certa soglia, o le molecole di acqua che si dispongono in maniera molto ordinata formando cristalli di ghiaccio. L'esempio più significativo ed emblematico, tuttavia, è l'uomo stesso, così come qualsiasi essere vivente: la struttura con la quale si organizzano le molecole in un essere vivente per farlo nascere e per mantenerlo in vita è una struttura fortemente ordinata, ed è incredibile che materia inanimata possa diventare cellule, organi, strutture complesse. Si ha un passaggio spontaneo dal disordine all'ordine: nel sistema "essere vivente", cioè, l'entropia può diminuire! In realtà tutto ciò con viola il II Principio della Termodinamica: non è l'entropia dell'Universo a diminuire, ma solo quella del sistema chiuso "essere vivente". Si devono considerare, infatti, il lavoro compiuto da un essere vivente, il calore scambiato con l'esterno; insomma, tutte le interazioni che esso ha con l'ambiente che lo circonda. Resta straordinario, comunque, il fatto che all'interno del sistema chiuso "essere vivente" l'entropia diminuisca "spontaneamente", non per un calcolo studiato nei dettagli e meticolosamente perseguito, ma "per natura".

Erwin Schroedinger afferma che "gli esseri viventi possono sopravvivere soltanto se si nutrono di entropia negativa, traendola dall'ambiente circostante". Egli, tuttavia, si muove ancora in ambito termodinamico, in quanto considera l'entropia e l'informazione come attributi oggettivi del sistema. Non bisogna dimenticare, infatti, che i sistemi complessi (gli orologi chimici, gli esseri viventi, ecc) hanno in comune il fatto di produrre essi stessi le proprie caratteristiche spazio-temporali, ossia di presentare livelli di auto-organizzazione che non sono riconducibili al livello dei costituenti microscopici.

La stessa comparsa della vita, forse, potrebbe essere considerata come una inspiegabile "inversione di entropia": da una materia "disordinata" è venuto fuori qualcosa di incredibilmente complesso. Sarà possibile spiegare dettagliatamente le modalità attraverso le quali ciò è avvenuto, resterà probabilmente un mistero il perchè.

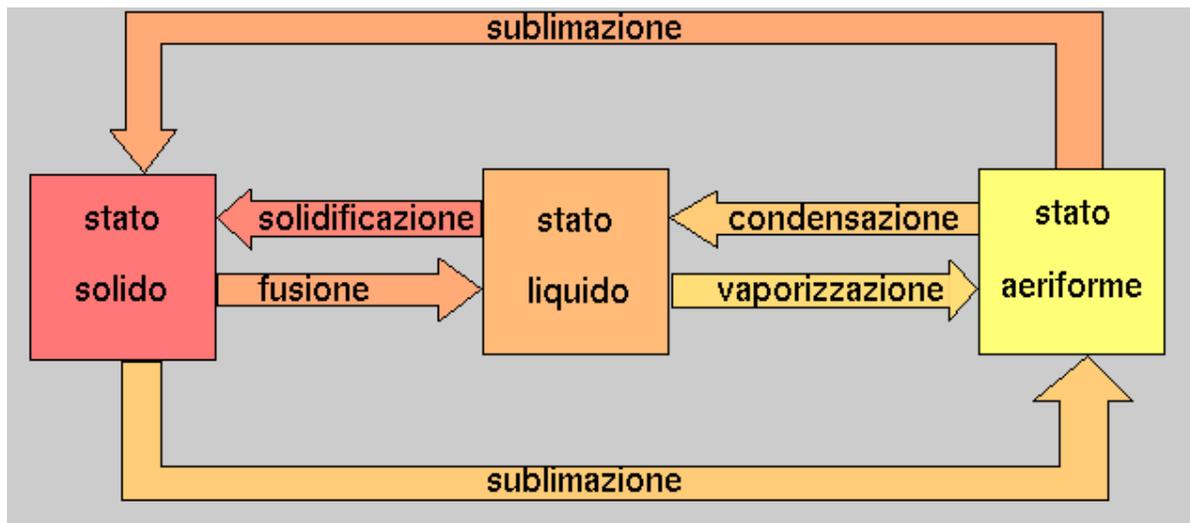
Gli stati di aggregazione della materia

Si definisce **materia** tutto cio' che ha massa, occupa spazio e possiede energia. Nel mondo che ci circonda, la materia si presenta sotto svariate forme, che chiamiamo sostanze (tali sono per es. il vetro, l'acciaio, l'acqua, una roccia). Inoltre la materia si distingue per le sue proprieta' chimiche e fisiche, e per i suoi stati di aggregazioni. Essa puo' apparire ai nostri occhi continua e senza spazi vuoti, ma in realta' e' costituita da molecole, a loro volta costituite da atomi, e si trova in uno dei suoi tre stati di aggregazione (solido, liquido, gassoso), a seconda che siano piu' o meno intense le forze che si esercitano tra molecola e molecola (forze di coesione). Infine, la materia puo' passare, per effetto di agenti fisici o chimici, da uno stato di aggregazione all'altro, oppure trasformarsi in energia, ma mai scomparire del tutto: **materia ed energia non si possono ne' creare ne' distruggere**.

La materia si puo' presentare in tre stati diversi. Prima di affrontare il loro studio si premette qualche definizione tratta dall'esperienza comune. Tale esperienza ci suggerisce innanzitutto il modo piu' semplice di definire questi tre stati: **i solidi sono caratterizzati da volume e forma propria e sono difficilmente comprimibili, i liquidi invece posseggono solo un volume ma non una forma in quanto assumono la forma del recipiente in cui sono contenuti, i gas infine non hanno ne' volume ne' forma propria perche' assumono sia la forma che il volume del recipiente in cui sono contenuti e sono facilmente comprimibili**. Esistono anche degli stati particolari quali il **plasma**, molto comune nell'universo. A causa dell'elevatissima temperatura gli atomi del plasma si scindono nei proprio componenti: nuclei, elettroni, ioni, ecc. Il plasma puo' pertanto considerarsi come un miscuglio di atomi neutri e di particelle ionizzate e rappresenta lo stato piu' diffuso della materia stellare. Esistono inoltre una moltitudine di sostanze che non si inquadrano nel tradizionale schema di aggregazione come il vetro, l'elio superfluido, il carbonio e i cristalli liquidi.

Si e' visto che le sostanze possono trovarsi in natura in tre differenti stati di aggregazione: **solido, liquido e aeriforme**; questi stati, caratteristici di quasi tutte le sostanze, sono in funzione delle loro condizioni di pressione e di temperatura. Per esempio, e' noto che riscaldando il ghiaccio questo si liquefa e che riscaldando ulteriormente l'acqua questa evapora, mentre raffreddando il vapore o comprimendolo questo si trasforma in liquido. Queste trasformazioni vengono definite **passaggi di stato**.

Il seguente schema riassume tutti i passaggi di stato:



In particolare, vengono presi in considerazione **sistemi chiusi chimicamente omogenei**, ossia sistemi costituiti da sostanze chimicamente pure (es. acqua o alcool, ossigeno o azoto), caratterizzati da massa interna costante (ad esempio può essere una sostanza contenuta in un recipiente chiuso e sigillato). Anche sostanze non chimicamente pure, come l'aria, possono talvolta essere considerati tali, purché le caratteristiche chimiche dei singoli componenti che le formano siano simili.

In questa sede vengono presi in considerazione sistemi specificatamente omogenei, e in particolare viene analizzato il comportamento termodinamico dell'acqua.

Per definire lo stato termodinamico in cui una sostanza si trova, una volta identificato l'elemento che compone il sistema che si vuole analizzare, si considerano le tre grandezze fondamentali:

- Pressione assoluta $\rightarrow p$ (Pascal)
- Volume specifico $\rightarrow v$ (m³/Kg)
- Temperatura assoluta $\rightarrow T$ (Kelvin)

Partendo da queste è possibile tramite funzioni di stato determinarne altre, quali entropia (s), entalpia (h), energia interna (u).

-Entalpia

Il termine "entalpia" fu introdotto intorno al 1850 dal fisico tedesco Rudolf J.E. Clausius. Come l'entropia anche l'entalpia è una funzione di stato che esprime la quantità di energia che un sistema può scambiare con l'ambiente nel corso di una trasformazione isobara, cioè durante un processo che avviene a pressione costante. Ad esempio, in una reazione chimica, l'entalpia scambiata dal sistema consiste nel calore assorbito o rilasciato nel corso della reazione. In una transizione di stato come la trasformazione di una sostanza dalla sua forma liquida a quella gassosa, l'entalpia del sistema è il calore latente di evaporazione. In un semplice processo di variazione della temperatura, l'entalpia scambiata dal sistema per variazioni unitarie di temperatura è data dalla capacità termica a pressione costante. La definizione formale dell'entalpia è:

$$H = U + PV$$

dove U rappresenta l'energia interna del sistema, P la pressione, e V il volume. Essendo H una forma di energia, l'unità di misura adottata nel Sistema internazionale è il joule.

-Variabili termodinamiche ed equazioni di stato

Le variabili che descrivono un sistema termodinamico, dette **variabili termodinamiche**, come già affermato in precedenza, sono: pressione (p), temperatura (T), volume (V), quantità di materia (o massa) espressa in numero di moli (n).

Le variabili P , T , V , e n non sono fra loro indipendenti; le relazioni che le legano sono dette **equazioni di stato**.

Per i gas tali relazioni ci vengono dalla proprietà generale che definisce la temperatura come una costante di proporzionalità moltiplicata per pressione e volume, e divisa per la massa:

$$T = k \cdot \frac{P \cdot v}{M} \quad (1)$$

Consideriamo ora il caso più specifico di quei gas, di natura estremamente rarefatta, detti **gas ideali**. Quest'ultimi soddisfano la *legge di Boyle*, ricavata nel 1662 dal chimico Robert Boyle, secondo cui in un gas a bassa densità, mantenuto a temperatura costante, il prodotto della pressione p per il volume V , diviso per il numero di moli n , è una costante:

$$\text{A } T \text{ costante: } \frac{pV}{n} = \text{costante.} \quad (2)$$

Ricordando la (1), proprietà generale valida per ogni gas, e dimostrando sperimentalmente che nei gas ideali la costante di proporzionalità k è sempre uguale, possiamo facilmente dedurre l'equazione di stato dei gas ideali detta **legge dei gas ideali**:

$$PV = nRT \quad (3)$$

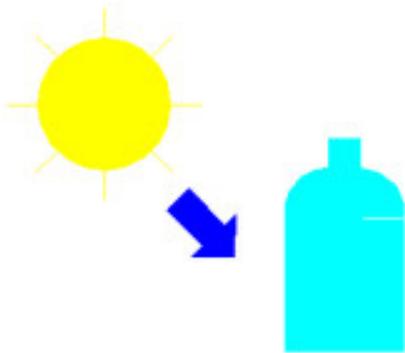
I

in cui R è detta **costante universale dei gas**. Si ricava sperimentalmente il suo valore:

$$R \approx 8.314 \frac{N \cdot m}{mol \cdot K} = 8.314 J/mol \cdot K.$$

Inoltre si può notare che a V costante P è direttamente proporzionale a T .

Esempio:



$P_1 = 200 \text{ bar}$
 $T_1 = 293 \text{ K}$
 $T_2 = 353 \text{ K}$

$P_2 = ?$

$$P_2 = 200 \times 353 / 293 = 241 \text{ bar}$$

Esempi con la costante universale dei gas perfetti : $pV = n R_o T$ $R_o = 8314 \text{ J/Kmol K}$
 $M =$ massa atomica
 $\mu =$ massa molare $n = M/\mu \rightarrow pV = M R_o/\mu T$

Ossigeno: $\mu_{O_2} = 32 \text{ Kg/Kmol} \rightarrow R = R_o/\mu = 8314/32 = 260 \text{ J/KgK}$

Azoto: $\mu_{N_2} = 28 \text{ Kg/Kmol} \rightarrow R = 8314/28 = 297 \text{ J/KgK}$

$\mu_{ARIA} = 29 \text{ Kg/Kmol} \rightarrow R = 287 \text{ J/KgK}$