

STATI DI AGGREGAZIONE

Gli stati di aggregazione della materia sono:

- **Aeriforme:** Non ha volume e forma. Si distribuisce su tutto il volume a sua disposizione
- **Liquido:** ha volume proprio e assume la forma del recipiente che lo contiene
- **Solido:** Ha volume e forma propri

Per **fluido** si intende un liquido o un aeriforme. Si dice **perfetto o ideale** un fluido la cui viscosità è nulla. In caso contrario viene definito **reale**.

Nei liquidi le molecole sono condizionate da forze di coesione che le tengono vicine tra loro e permette al liquido di occupare un volume. Un aeriforme può invece essere compresso.

Un **liquido perfetto** è incompressibile e non viscoso

Un **aeriforme perfetto** è comprimibile, perfettamente elastico e non viscoso

FUNZIONI DI STATO

Le grandezze pressione, volume e temperatura di un fluido prendono il nome di funzioni di stato in quanto determinano lo stato termodinamico del fluido.

Le funzioni di stato possono essere **estensive** (volume) se dipendono dalle dimensioni del sistema, o **intensive** (temperatura e pressione) se non dipendono dalle dimensioni del sistema.

PRESSIONE

La **pressione** di una forza su una superficie è definita come il rapporto tra il modulo della componente forza perpendicolare alla superficie e l'area della superficie. L'unità di misura nel sistema internazionale è il **Pascal (P)**

$$P = \frac{F_n}{S}$$

La pressione può avere come unità di misura anche l'atmosfera (atm), il millimetro di mercurio (mmHg), il torricelli (torr) e il bar. Tra loro valgono le seguenti equivalenze:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,01325 \text{ bar} = 101.325 \text{ Pa} \approx 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \text{ N/m}^2$$

VOLUME

Il volume occupato da un sistema si misura in metri cubi oppure in litri e si ha che: $1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$

TEMPERATURA

La temperatura esprime lo stato termico di un corpo.

Esistono tre scale termometriche:

- Centigrada o Celsius
- Fahrenheit
- Assoluta o Kelvin

La prima prende come punti di riferimento la fusione del ghiaccio e l'ebollizione dell'acqua a 1 atm: si tratta di una **scala convenzionale**.

Il fahrenheit ha come 0 la temperatura più bassa raggiungibile con una miscela di ghiaccio-cloruro di ammonio e come 100 la temperatura media di un corpo.

La scala assoluta è definita in base alla teoria cinetica dei gas e viene definita una **scala assoluta**. Lo zero rappresenta il limite minimo di temperatura raggiungibile in natura.

Le scale kelvin e Celsius sono due scale traslate tra loro di 273.15 gradi

Le relazioni di passaggio tra le varie scale sono:

$$T_F = 9/5 T_C + 32 \quad T_K = T_C + 273,15 \quad T_F = 9/5 T_K - 459,6$$

Gli strumenti di lettura della temperatura sono i **termometri**.

DILATAZIONE TERMICA

Il volume di un corpo in qualsiasi stato aumenta con l'aumentare della temperatura. Questo fenomeno prende il nome di **dilatazione termica**. La formula per calcolare la dilatazione di un corpo è:

$$V_t = V_0 \cdot (1 + k \cdot t) \quad \text{dove} \begin{cases} t \text{ è la temperatura misurata in } ^\circ\text{C} \\ V_t \text{ è il volume del corpo alla temperatura } t \\ V_0 \text{ è il volume del corpo alla temperatura di } 0^\circ\text{C} \\ k \text{ è il coefficiente di dilatazione termica del materiale} \end{cases}$$

Il **coefficiente di dilatazione termica** dipende dal materiale e dal suo stato di aggregazione. I valori sono tabulati e vengono supposti costanti al variare della temperatura.

Nello stesso modo si definiscono i coefficienti di dilatazione lineare e superficiale (γ e β)

$$L_t = L_0 \cdot (1 + \gamma \cdot t) \quad \text{dove } L \text{ indica la lunghezza del corpo}$$

$$S_f = S_0 \cdot (1 + \beta \cdot t) \quad \text{dove } S \text{ indica la superficie del corpo}$$

Per gli aeriformi il valori di k è costante e vale $1/273.15^\circ\text{C}^{-1}$

Per tutti i gas vale la **legge di Charles**: il volume finale di un gas è proporzionale alla temperatura finale.

PASSAGGI SI STATO

Fornendo o sottraendo calore a una sostanza è possibile portarla a un diverso stato della materia. Queste trasformazioni vengono chiamate **cambiamenti di stato o passaggi di stato**.



Le trasformazioni verso destra avvengono fornendo calore, quelle a sinistra dà energia all'esterno.

La vaporizzazione si divide in evaporazione ed ebollizione.

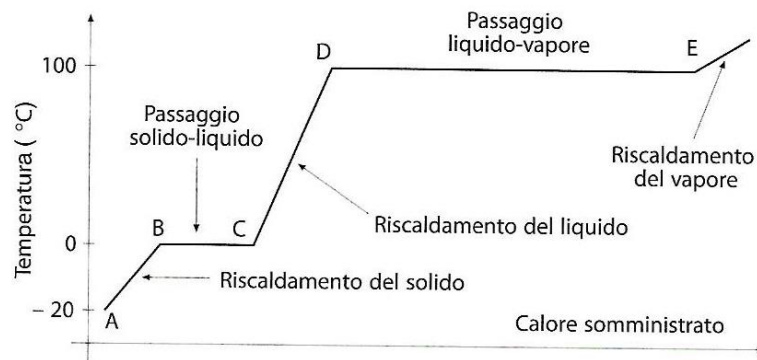
Ogni passaggio di stato è caratterizzato dalla rottura o dalla formazione di legami chimici.

Durante il cambiamento di stato, la temperatura del sistema si mantiene costante.

Per cambiare il suo stato, una sostanza, necessita di una precisa quantità di calore detta **calore latente**.

Il calore ceduto o acquisito per cambiare di stato è pari a $Q = m \cdot \lambda$, dove λ è il calore latente espresso in calore/grammi.

Es. Passaggi di stato dell'acqua a 1 atm.



La lunghezza del tratto BC e DE corrispondono al calore latente molare di fusione e di evaporazione.

STATO GASSOSO

GAS PERFETTI

È perfetto un gas che soddisfa le seguenti condizioni:

- Le particelle che costituiscono il gas sono puntiformi;
- Fra le particelle non esistono interazioni a distanza;
- Gli urti tra le particelle sono elastici

I gas perfetti ubbidiscono alle seguenti leggi:

legge di **Boyle**

$$\xrightarrow{t = \text{costante}} P \cdot V = \text{costante}$$

legge di **Charles**

$$\xrightarrow{P = \text{costante}} V_t = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$

legge di **Gay-Lussac**

$$\xrightarrow{V = \text{costante}} P_t = P_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$$

Con la temperatura espressa nella scala Celsius.

Le leggi viste si riassumono nell'**equazione di stato dei gas (o legge di Clapeyron)** che lega tra loro i valori delle funzioni di stato di un gas: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Dove:

- T è la temperatura in kelvin
- N è il numero di moli
- R è la costante di stato dei gas perfetti e ha valore pari a:

$$R = 8,318 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mole}} = 0,082 \frac{\text{litri} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mole}}$$

Legge di Avogadro. Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di pressione e temperatura contengono ugual numero di molecole. Il **numero di Avogadro** a pressione di 1 atm e a 0 °C di temperatura corrisponde a $6.022 \cdot 10^{23}$.

Legge di Dalton. Indicando con P_q la pressione parziale del gas q-esimo si ha:

$$P_1 = P \cdot \frac{n_1}{n}; P_2 = P \cdot \frac{n_2}{n}; \dots; P_q = P \cdot \frac{n_q}{n}$$

Dove n_q/n rappresenta la frazione molare del gas q-esimo e P rappresenta la pressione totale della miscela. La pressione di una miscela gassosa è uguale alla somma delle pressioni dei singoli componenti.

CENNI DI TERORIA CINETICA DEI GAS

La pressione di un gas è determinata dagli urti delle molecole contro le pareti. La temperatura di un gas è l'espressione dell'agitazione delle molecole del gas. Questa è chiamata **agitazione termica** e ha un relazione di proporzionalità diretta con l'energia cinetica media:

$$\bar{E}_k = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} K T$$

Dove:

- T è la temperatura in kelvin
- $K = R/N_A = 1.38 \cdot 10^{-23}$. K è la costante di Boltzmann (N_A numero di Avogadro e R costante dei gas)
- La barra sulle grandezze di energia e velocità ne indica la media.

L'energia cinetica deve essere sempre positiva e proprio per questa ragione si utilizza la temperatura in kelvin. Fornendo calore le molecole acquistano energia cinetica, vibrando più velocemente. La conseguenza di questo fatto è che le molecole possono vincere le forze di coesione che le tengono unite nello stato di aggregazione.

GAS REALI

I gas reali soddisfano almeno una delle seguenti condizioni:

- Sensibili interazioni tra le molecole
- Urti non perfettamente elastici
- Volume proprio delle particelle non trascurabile

Per i gas reali l'equazione di stato viene sostituita con l'equazione di **Van der Waals**:

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = n \cdot R \cdot T$$

Dove b è il covolume e a tiene conto delle interazioni tra le molecole. Questi valori variano a seconda del gas.

STATO LIQUIDO

Nei liquidi, le molecole sono condizionate dalle forze di attrazione intermolecolari che le tengono le une vicine alle altre. I liquidi hanno le seguenti proprietà:

- Occupano un volume proprio
- Sono incompressibili
- Non hanno forma e si diffondono
- Sono dotati di tensione superficiale

EVAPORAZIONE ED EBOLLIZIONE

La vaporizzazione si divide in evaporazione ed ebollizione. L'energia cinetica è proporzionale alla temperatura del liquido. Superando i legami che le tengono unite il liquido passa allo stato aeriforme. Le molecole che si ottengono da liquido evaporato si chiamano vapore.

Vapore: parte dell'aeriforme che sovrasta un liquido

Fase: stato di aggregazione della materia

Sistema liquido-vapore: sistema bifasico.

Se in un recipiente chiuso del quale è stato praticato il vuoto: alcune molecole sfuggono ai legami e passano allo stato di vapore. Contemporaneamente alcune molecole di vapore passano allo stato liquido. Questo fenomeno avviene fino a raggiungere un equilibrio. Di conseguenza l'equilibrio liquido-vapore è dinamico.

All'equilibrio il vapore si dice **saturo**. La **tensione di vapore** è la pressione del vapore saturo a quella temperatura.

Il punto di ebollizione di un liquido è la temperatura nella quale la tensione di vapore è pari al valore della pressione della fase gassosa.

Nell'ebollizione si ha formazione di vapore in tutta la massa del liquido.

La temperatura di ebollizione di un liquido dipende dalla natura del liquido e dalla pressione. Cresce al crescere della pressione.

TENSIONE SUPERFICIALE

Le molecole che comprendono la parte più superficiale del liquido sono unite solo alle molecole sottostanti. Questo permette di ottenere una pellicola elastica che ha la possibilità di contrarsi.

STATO SOLIDO

Un solido possiede le seguenti proprietà:

- Elasticità: proprietà di riprendere la forma e il volume iniziale dopo una deformazione
- Durezza: proprietà di intaccare o scolpire un altro corpo
- Malleabilità: proprietà di ridursi in fogli sottili;
- Duttilità: proprietà di ridursi in fili sottili;
- Tenacità: resistenza alla rottura;
- Plasticità: proprietà di modellarsi sotto azione di forze.

Un solido è tale se è dotato di reticolo cristallino.

Esistono quattro tipi di solido:

- Solidi covalenti: i nodi reticolari sono occupati da atomi legati fra loro con legami covalenti. Sono durissimi, cattivi conduttori e hanno un'elevata temperatura di fusione.
- Solidi ionici: i nodi sono occupati da ioni e i legami sono ionici. Sono fragili, cattivi conduttori e hanno elevata temperatura di fusione
- Solidi molecolari: i nodi sono occupati da molecole legate fra loro da legami deboli. Sono teneri, non buoni conduttori e hanno bassa temperatura di fusione
- Solidi metallici. Sono formati da ioni positivi immersi in una nube di elettroni in movimento. Sono lucenti e malleabili e hanno buona conducibilità termica ed elettrica.