

# 5 | Stati di aggregazione

Gli stati di aggregazione della materia in natura sono tre: **aeriforme**, **liquido** e **solido**.

- ✓ **Aeriforme:** non ha né volume né forma propri e dunque si distribuisce uniformemente in tutto il volume a disposizione (si distingue il *gas*, che non può liquefare, dal *vapore*, che se compresso sufficientemente, liquefa; in proposito si veda anche il § 3).
- **Liquido:** ha volume proprio, ma assume la forma del recipiente che lo contiene.
- **Solido:** ha volume e forma propri.

Nei precedenti capitoli si è trattata la meccanica dei corpi solidi; ora si prendono in esame i liquidi e gli aeriformi, che sotto alcuni aspetti hanno comportamenti ben differenti dalla materia solida.

- ✓ **Per fluido si intende un liquido o un aeriforme.** Si dice *perfetto* o *ideale* un fluido la cui viscosità (attrito interno) è nulla. In caso contrario il fluido si dice *reale*.

Le leggi della meccanica dei fluidi sono valide indifferentemente per liquidi e aeriformi, con l'unica particolarità che nei liquidi, contrariamente a quanto accade per gli aeriformi, le molecole sono condizionate dalle forze di coesione intermolecolare che le tengono le une vicine alle altre e permettono al liquido di occupare un volume proprio: un aeriforme può essere facilmente compresso, mentre il liquido oppone molta resistenza alla compressione. Si può concludere che:

- un **liquido perfetto** è incompressibile e non viscoso;
- un **aeriforme perfetto** è comprimibile, perfettamente elastico e non viscoso.

## 5.1 | 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, o variabili di stato, si distinguono in **estensive** (come il volume e il numero di moli), che sono additive e dipendono dalle dimensioni del sistema, e **intensive** (come la temperatura e la pressione), che non sono additive e non dipendono dalle dimensioni del sistema).

### 5.1.1 | Pressione

La pressione di una forza su una superficie è definita come il rapporto tra il modulo della componente della forza perpendicolare alla superficie (detta componente *normale*,  $F_n$ ) e l'area della superficie stessa.

- ✓ Pressione:  $P = \frac{F_n}{S}$       Dimensioni:  $[P] = [M] [L]^{-1} [T]^{-2}$   
Unità di misura nel SI:  $\text{Pa} = \text{N} \cdot \text{m}^{-2}$

Qui di seguito si cerca di fare ordine tra le numerose unità di misura della pressione:

- la pressione atmosferica a livello del mare (alla temperatura di 0 °C) è pari alla pressione esercitata da una colonna di mercurio alta 760 mm e vale 1 **atmosfera** (atm);
- il **millimetro di mercurio** (mmHg) o **torricelli** (torr) è l'unità di misura usata per la pressione sanguigna;
- nel CGS si definisce come unità di misura per la pressione la **baria** (barie), ma è molto usato anche un suo multiplo, il **bar**, che vale  $10^6$  barie.

Valgono le equivalenze:

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



### Quanti pascal vale una baria?

Si è visto che  $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/1 m}^2$ . Analogamente, nel CGS,  $1 \text{ baria} = 1 \text{ dyn/1 cm}^2$ .

Si tratta, per passare da Pa a barie, di trasformare tutte le unità del SI in unità del CGS mediante equivalenze:

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2} = \frac{10^5 \text{ dyn}}{10^4 \text{ cm}^2} = \left(\frac{10^5}{10^4}\right) \frac{\text{dyn}}{\text{cm}^2} = 10 \text{ barie}$$

Si conclude così che  $1 \text{ Pa} = 10 \text{ barie}$  e naturalmente, viceversa,  $1 \text{ barie} = 10^{-1} \text{ Pa}$ .

## 5.1.2 | Volume

Il volume occupato da un sistema si misura in metri cubi oppure in litri e si ha:

$$\text{un litro} = 1 \text{ l} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$



### Un gas è contenuto in un recipiente cubico di 100 cm di lato. Quanti litri di gas contiene il recipiente?

Il volume del recipiente è:

$$V = l^3 = 100^3 \text{ cm}^3 = 100^3 \cdot (10^{-2})^3 \text{ m}^3 = 10^6 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 1 \text{ m}^3$$

Per passare ai litri si inverte la relazione vista sopra:  $V = 1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ l}$ .

## 5.1.3 | Temperatura

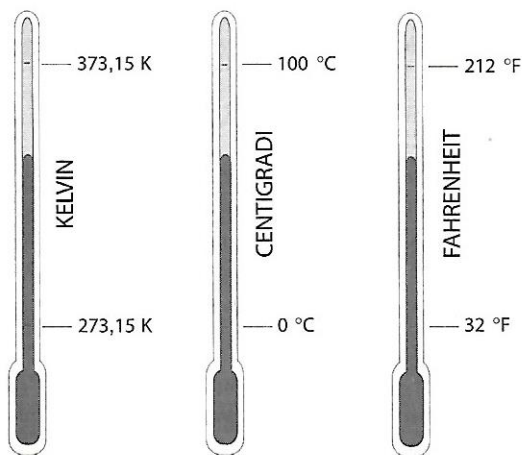
La temperatura di un corpo ne esprime lo *stato termico* ed è un indice della tendenza del calore ad abbandonare il corpo.

Esistono diverse scale termometriche:

- *scala centigrada o Celsius*
- *scala Fahrenheit*
- *scala assoluta o Kelvin*

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

La scala Fahrenheit segna come  $0^\circ\text{F}$  la temperatura più bassa raggiungibile con una miscela ghiaccio-cloruro di ammonio (corrispondente a circa  $-18^\circ\text{C}$ ) e come  $100^\circ\text{F}$  la temperatura media del corpo umano.



La scala assoluta (la cui unità di misura è il **kelvin**) è definita in base alla teoria cinetica dei gas (§ 5.3.2) e ad alcune leggi della fisica come l'equazione di stato dei gas ideali: a differenza delle scale Celsius e Fahrenheit è una **scala assoluta**.



Lo zero kelvin rappresenta il limite inferiore delle temperature raggiungibili in natura.

**Non esistono temperature kelvin negative.**

Se la differenza tra le temperature di due corpi è di  $1^\circ\text{C}$ , questa è anche di 1 K: un grado centigrado è identico a un kelvin: le due scale sono solo *traslate* l'una rispetto all'altra di 273,15 gradi.

Per passare da una scala termometrica all'altra si utilizzano le seguenti relazioni:

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

È abbastanza comune trascurare i decimali nel passaggio da °C a K.

**Quale differenza di temperatura assoluta corrisponde a quella segnata da un termometro tarato su una scala Celsius, dove la colonnina di mercurio arriva da 25 °C a 27 °C?**

Si calcola la variazione di temperatura nella scala Celsius:

$$\Delta T = T_f - T_i = (27 - 25) ^\circ\text{C} = 2 ^\circ\text{C}$$

Si trasformano le due temperature in temperature assolute (esprese cioè in kelvin) e poi si ricalcola la variazione:

$$T_f = (27 + 273) \text{ K} = 300 \text{ K}; \quad T_i = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$\Delta T = T_f - T_i = (300 - 298) \text{ K} = 2 \text{ K}$$

La variazione di temperatura, espressa in °C o K, ha lo stesso valore. Questo perché il grado celsius e il kelvin hanno la stessa ampiezza.

Gli strumenti utilizzati per misurare la temperatura sono i *termometri*: un esempio è costituito da un capillare di vetro con all'interno un liquido, di solito mercurio che, se scaldato, si dilata rendendo "visibile" ogni variazione della temperatura. Questo strumento sfrutta la tendenza di tutti i materiali a cambiare il proprio volume a seconda della temperatura.

### 5.1.4 | Dilatazione termica

In genere il volume di un corpo solido, liquido o aeriforme aumenta con l'aumentare della temperatura. Questo fenomeno prende il nome di *dilatazione termica* ed è una proprietà comune alla stragrande maggioranza dei materiali. Si ha una dipendenza lineare tra il volume della sostanza e la temperatura, data dalla legge:

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

Il **coefficiente di dilatazione termica**  $k$  dipende dal materiale e dal suo stato di aggregazione. I suoi valori sono tabulati e li si suppone costanti al variare della temperatura.

In modo analogo si definiscono i coefficienti di dilatazione lineare e superficiale,  $\gamma$  e  $\beta$ :

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

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

**Un binario di ferro è lungo 5 m a 0 °C. Sapendo che il coefficiente di dilatazione lineare del ferro è pari a  $12 \cdot 10^{-6} ^\circ\text{C}^{-1}$ , quale sarà il suo allungamento se la temperatura sale di 50 °C?**  
L'allungamento è dato da:

$$L_t - L_0 = L_0 \cdot (1 + \gamma \cdot t) - L_0 = L_0 \cdot \gamma \cdot t = 5 \text{ m} \cdot 12 \cdot 10^{-6} \frac{1}{^\circ\text{C}} \cdot 50 ^\circ\text{C} = 3 \text{ mm}$$

Questo è il motivo per cui, lungo i binari, vi sono numerose e periodiche interruzioni che consentono al ferro di dilatarsi senza conseguenze negative.



Anche per gli aeriformi vale l'espressione  $V_t = V_0 \cdot (1 + k \cdot t)$ , con la particolarità che  $k$  diventa costante per qualunque tipo di gas. Il suo valore, trovato sperimentalmente, è:

$$k = \alpha = \frac{1}{273,15} ^\circ\text{C}^{-1}$$

Non è un caso che il suo denominatore sia uguale in valore assoluto allo zero kelvin; anzi è proprio da queste considerazioni sperimentali che Lord Kelvin fissò la sua scala.



**Come cambia la formula della dilatazione termica per un gas, se la temperatura viene espressa in kelvin anziché in gradi celsius?**

Anzitutto si osserva che per passare dalla temperatura espressa in gradi centigradi (che qui si indica con  $t$ ) a quella espressa in kelvin (qui indicata con  $T$ ) si usa l'espressione:

$$T = t + 273,15 = t + \alpha^{-1} \Rightarrow t = T - 273,15 = T - \alpha^{-1}$$

Si può verificare adesso come varia la formula per la dilatazione:

$$V_t = V_0 \cdot [1 + \alpha \cdot t] = V_0 \cdot [1 + \alpha \cdot (T - \alpha^{-1})] = \alpha T V_0$$

Per tutti i gas vale quindi la **legge di Charles**: il volume finale di un gas è proporzionale alla temperatura finale (se la temperatura è espressa in kelvin).

## 5.2 | Passaggi di stato

Fornendo o sottraendo calore a una sostanza è possibile portarla a un diverso stato di aggregazione. Queste trasformazioni sono dette **cambiamenti di stato** o **passaggi di stato**. Nella figura seguente sono riportati tutti i possibili passaggi.



Nelle trasformazioni da sinistra a destra ( $\rightarrow$ ) occorre fornire energia al sistema, mentre in quelle da destra a sinistra ( $\leftarrow$ ) il sistema dà energia all'esterno.

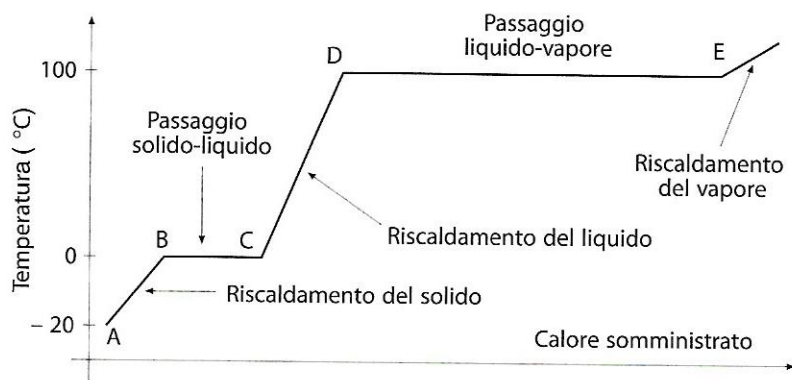
La liquefazione viene anche detta condensazione, mentre la vaporizzazione si divide in evaporazione ed ebollizione (si veda più avanti il § 5.4.1).



- 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**.
- Ogni sostanza per cambiare il suo stato ha bisogno di una ben precisa quantità di calore per unità di massa, detta **calore latente** del cambiamento di stato.

Il calore acquistato o ceduto a una massa  $m$  di una sostanza affinché questa cambi il suo stato di aggregazione è pari a  $Q = m \cdot \lambda$ , dove  $\lambda$  è il calore latente del cambiamento, espresso in calorie/grammi (per la definizione di caloria, si veda il § 7.1).

Nel grafico seguente viene analizzato il **riscaldamento di una mole di acqua** (a pressione atmosferica  $P = P_0$ ) da  $T = -20^\circ\text{C}$  a  $T > 100^\circ\text{C}$  (per la definizione di mole si veda la sezione di Chimica).



La lunghezza del tratto BC corrisponde al **calore latente molare di fusione**  $\lambda_f$ : energia necessaria per fondere una mole di acqua. La lunghezza del tratto DE corrisponde al **calore latente molare di evaporazione**  $\lambda_e$ : energia necessaria per far evaporare una mole di acqua. Si ha:

$$\lambda_e > \lambda_f \leftrightarrow \overline{DE} > \overline{BC}$$



Il calore latente di fusione dell'acqua vale  $\lambda_f = 79,7 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$ .

Il calore latente di evaporazione dell'acqua vale  $\lambda_e = 540 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$ .



**Quanto calore è necessario fornire a 1 kg di ghiaccio perché possa sciogliersi?**

Conoscendo il calore latente di fusione del ghiaccio, si deve usare l'espressione  $Q = m \cdot \lambda$ , avendo cura di trasformare la massa in grammi, dato che  $\lambda_f = 79,7 \text{ cal/g}$ :

$$Q = m \cdot \lambda_f = 1 \text{ kg} \cdot 79,7 \frac{\text{cal}}{\text{g}} = 10^3 \text{ g} \cdot 79,7 \frac{\text{cal}}{\text{g}} = 79.700 \text{ cal}$$

## 5.3 | Stato gassoso

### 5.3.1 | Gas perfetti

È *perfetto* (o *ideale*) 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 sperimentali:



- |                              |                                       |  |
|------------------------------|---------------------------------------|--|
| • legge di <b>Boyle</b>      | $t = \text{costante} \longrightarrow$ | $P \cdot V = \text{costante}$          |
| • legge di <b>Charles</b>    | $P = \text{costante} \longrightarrow$ | $V_t = V_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$ |
| • legge di <b>Gay-Lussac</b> | $V = \text{costante} \longrightarrow$ | $P_t = P_0 \cdot (1 + \alpha \cdot t)$ |

dove  $\alpha = 1/273,15 \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ ;  $t$  è la temperatura espressa in  $^\circ\text{C}$ ;  $V_0$  e  $P_0$  sono rispettivamente il volume e la pressione del gas quando  $t = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$ . Se la temperatura viene misurata in kelvin, la legge di Charles e quella di Gay-Lussac assumono la forma:

- |                              |                                       |                                  |
|------------------------------|---------------------------------------|----------------------------------|
| • legge di <b>Charles</b>    | $P = \text{costante} \longrightarrow$ | $V_T = \alpha \cdot V_0 \cdot T$ |
| • legge di <b>Gay-Lussac</b> | $V = \text{costante} \longrightarrow$ | $P_T = \alpha \cdot P_0 \cdot T$ |



Le leggi viste si riassumono nell'**equazione di stato dei gas perfetti** (o **legge di Clapeyron**) che lega tra loro i valori delle funzioni di stato di un gas perfetto:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

dove:

- $T$  è la temperatura espressa in kelvin;
- $n$  è il numero di moli (nei problemi riguardanti i gas perfetti, la quantità di gas in esame viene in generale data come *numero di moli*);
- $R$  è la **costante di stato dei gas perfetti** e ha un valore pari a:

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



**Qual è il numero di moli di un gas perfetto contenuto in un recipiente di volume  $V = 200$  l, a pressione  $P = 1$  atm e temperatura  $T = 27^\circ\text{C}$ ?**

Si deve invertire la legge dei gas perfetti:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

facendo attenzione a portare la temperatura in kelvin!

Si ottiene così:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 200 \text{ litri}}{0,082 \frac{\text{litri} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mole}} \cdot (27 + 273) \text{ K}} = 8,13 \text{ mol}$$



**Un cilindro con un pistone contiene  $n$  moli di un gas perfetto alla temperatura  $T$ . Se la temperatura raddoppia, quale sarà il numero di moli finale?**

Il numero  $n$  di moli di gas contenute nel cilindro è determinato unicamente dal numero di molecole del gas: anche se la temperatura, il volume o la pressione del gas cambiano,  $n$  rimane sempre lo stesso.



**Un recipiente chiuso contiene un gas perfetto a temperatura  $T$  e pressione  $P$ . Se la temperatura raddoppia, quale sarà la pressione finale?**

Si risolve l'esercizio con un *procedimento generale*, utile per tutti gli esercizi di questo tipo: considerando la relazione  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ , si portano a sinistra dell'uguale tutte le grandezze variabili, e a destra tutte quelle costanti. Il numero di moli,  $R$  e il volume sono costanti (il recipiente è chiuso), mentre temperatura e pressione variano.

Dunque:

$$\frac{P}{T} = \frac{n \cdot R}{V} = \text{cost}$$

Questo significa che nello "stato" iniziale e finale descritto nell'esercizio, il rapporto  $P/T$  resta costante. Indicando con 1 lo stato iniziale e 2 quello finale, si può scrivere allora:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Delle quattro grandezze indicate, si conoscono  $T_1 = T$ ,  $T_2 = 2T$ ,  $P_1 = P$ . Si trova l'incognita  $P_2$  invertendo l'equazione:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = P_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = P \cdot \frac{2T}{T} = 2P$$

Da questo si ricava che anche la pressione raddoppia.

Si noti dal punto di vista dimensionale che, correttamente, nella formula risolutiva  $P_2 = P_1(T_2/T_1)$ , la pressione a destra dell'uguale, moltiplicata per una quantità adimensionale, dà un'altra pressione.



✓ **Legge di Avogadro.** Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di pressione e temperatura contengono un *ugual numero di molecole*.

Alla temperatura  $T = 0^\circ\text{C} = 273,15\text{ K}$  e alla pressione  $P = 1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$  (dette condizioni standard) una mole di qualunque gas occupa un volume di 22,4 litri e contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecole (**numero di Avogadro**, indicato con  $N_A$ ).

Data una miscela di gas, la *pressione parziale* di ciascun gas della miscela è uguale alla pressione che quel gas eserciterebbe se occupasse da solo il volume occupato dall'intera miscela gassosa.

✓ **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 dunque uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti.

### 5.3.2 | Cenni di teoria cinetica dei gas

La pressione di un gas è determinata dagli urti delle singole molecole del gas contro le pareti del recipiente che lo contiene. La temperatura di un gas è l'espressione macroscopica dell'agitazione delle molecole del gas chiamata *agitazione termica*. Tra la temperatura  $T$  di un gas e l'*energia cinetica media*  $\bar{E}_k$  delle sue molecole vi è una relazione di *proporzionalità diretta*:

$$\bar{E}_k = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} kT \quad [8]$$

dove:

- $T$  è la temperatura espressa in kelvin;
- $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$  è la costante di Boltzmann (con  $N_A$  numero di Avogadro e  $R$  costante dei gas);
- la "barra" sulle grandezze energia e velocità al quadrato indica il loro valore medio.

Poiché l'energia cinetica è definita come prodotto di quantità mai negative (massa e velocità al quadrato), la [8] è in accordo con il fatto che la temperatura kelvin non può essere negativa: un suo valore negativo corrisponderebbe infatti a un'energia cinetica negativa. Si ricava inoltre che, fornendo calore a una sostanza, le sue molecole acquistano energia cinetica: vibrano quindi più velocemente e possono così vincere anche le forze di coesione che le tengono unite e che determinano lo stato di aggregazione. A parità di temperatura, le molecole più leggere (meno massive) si agitano con velocità maggiori di quelle più pesanti; è anche per questo motivo che sostanze diverse che si trovano alla stessa temperatura possono avere stati di aggregazione differenti.

### 5.3.3 | Gas reali

I gas reali, a differenza dei gas ideali, soddisfano almeno una delle seguenti condizioni:

- sensibili interazioni tra le molecole;
- urti non perfettamente elastici;
- volume proprio delle particelle (*covolume*) non trascurabile.

✓ Per i gas reali l'equazione di stato  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  è sostituita dall'**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.

Si tratta di una legge empirica (ricavata sperimentalmente); i parametri  $a$  e  $b$  sono fortemente variabili in relazione al tipo di gas che si considera.

## 5.4 | Stato liquido

Nei liquidi, contrariamente a quanto accade per i gas, 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;
- come gli aeriformi, non hanno forma propria e diffondono<sup>1</sup>;
- sono dotati di tensione superficiale (si veda § 5.4.2).

### 5.4.1 | Evaporazione ed ebollizione

La *vaporizzazione* di un liquido si divide in *evaporazione* ed *ebollizione* a seconda che il passaggio di stato coinvolga solo la parte superficiale o l'intera massa del liquido.

L'energia cinetica media delle molecole di un liquido è proporzionale alla temperatura assoluta del liquido. A causa dell'agitazione termica, alcune molecole in prossimità della superficie del liquido possono acquistare un'energia leggermente superiore alla media, sufficiente a spezzare i legami che le tengono unite al liquido. Tali molecole possono quindi sfuggire al liquido e passare allo stato aeriforme. È questo il fenomeno dell'**evaporazione**. Nella fase aeriforme che sovrasta un liquido, si trovano sempre delle molecole di liquido evaporate. Tali molecole formano il **vapore**.



**Vapore:** parte dell'aeriforme che sovrasta un liquido.

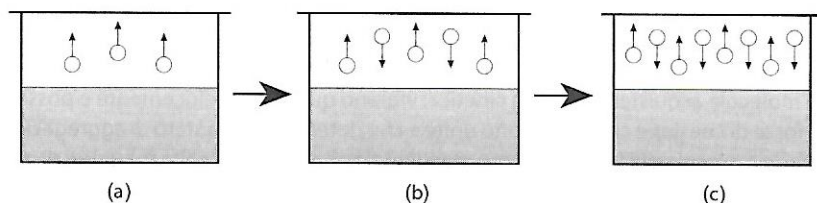
**Fase:** stato di aggregazione della materia.

**Sistema liquido-vapore:** *sistema bifasico*.

Si consideri un liquido in un recipiente chiuso, all'interno del quale è stato praticato il vuoto: alcune molecole del liquido sfuggono ai legami con le altre molecole e passano allo stato di vapore incrementandone il contenuto e quindi la pressione. Contemporaneamente alcune molecole del vapore passano allo stato liquido. Questo fenomeno continua fino al raggiungimento dell'equilibrio tra le due fasi, cioè fino a quando il numero di molecole che passano allo stato di vapore nell'unità di tempo è uguale al numero di molecole che passano allo stato liquido sempre nell'unità di tempo.



**L'equilibrio liquido-vapore è dinamico.**



Evoluzione temporale di un sistema liquido-vapore: in (a) il numero di molecole che passano allo stato di vapore è decisamente maggiore del numero di molecole che passano da vapore a liquido; in (c) i due numeri sono uguali e il sistema è in equilibrio.



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




La tensione di vapore dipende solo dalla temperatura e dalla natura del liquido: aumenta con l'aumentare della temperatura.


Il punto di ebollizione di un liquido è la temperatura alla quale la tensione di vapore del liquido è pari al valore della pressione della fase gassosa che sovrasta il liquido (pressione esterna).

Nell'ebollizione, diversamente da quanto accade nell'evaporazione, si ha formazione di vapore in tutta la massa liquida.

1. La *diffusione* consiste nel fatto che le molecole di due fluidi apparentemente in quiete posti nello stesso recipiente si mescolano spontaneamente le une con le altre.



 La **temperatura di ebollizione di un liquido** dipende solo dalla natura del liquido e dalla pressione a cui è sottoposto: **cresce al crescere della pressione esterna**.


 Nella pentola a pressione vengono raggiunte pressioni superiori a quella atmosferica e la temperatura di ebollizione dell'acqua è maggiore di 100 °C.

Infatti, maggiore è la pressione esterna, maggiore deve essere la tensione di vapore perché abbia inizio l'ebollizione e ciò si realizza con un aumento di temperatura.

In montagna, al contrario, la pressione esterna è inferiore a 1 atm e quindi la temperatura di ebollizione è minore di 100 °C.

## 5.4.2 | Tensione superficiale

Lo strato superficiale di un liquido si trova in una condizione diversa rispetto al liquido rimanente: le molecole in superficie non sono completamente circondate da molecole uguali a loro. Le molecole interne subiscono l'attrazione delle altre in tutte le direzioni, mentre quelle sulla superficie interagiscono solo con le molecole sottostanti. Questo causa una "contrazione" dello strato superficiale, che tende a comportarsi come una *pellicola elastica*.

 Grazie al fenomeno della tensione superficiale, alcuni insetti riescono a muoversi sugli specchi d'acqua senza affondare. Per lo stesso motivo è possibile appoggiare un ago sulla superficie di un liquido senza che esso affondi.

## 5.5 | Stato solido


Le proprietà che caratterizzano i solidi esistenti in natura si possono riassumere in:

- **elasticità:** proprietà di riprendere forma e volume iniziali dopo una deformazione;
- **durezza:** proprietà di intaccare o scolpire un altro corpo;
- **malleabilità:** proprietà di ridursi in fogli sottili;
- **ductilità:** proprietà di ridursi in fili sottili;
- **tenacità:** resistenza alla rottura;
- **plasticità:** proprietà di modellarsi sotto l'azione di una forza che agisce per un tempo lungo.


Un solido è tale se dotato di *reticolo cristallino*. Il vetro (che non è un solido perché non ha una struttura cristallina) viene chiamato *solido amorfo* in virtù della sua consistenza.

Si distinguono quattro tipi di solidi a seconda del tipo di legame che li caratterizza.


- **Solidi covalenti:** i nodi reticolari sono occupati da atomi legati fra loro con legami covalenti. Sono durissimi, hanno una elevata temperatura di fusione e sono pessimi conduttori.

 C (diamante) e SiO<sub>2</sub> (silice) sono solidi covalenti.


- **Solidi ionici:** i nodi reticolari sono occupati da ioni e i legami sono ionici. Sono duri ma fragili, hanno una elevata temperatura di fusione e sono cattivi conduttori.

 Il cloruro di sodio (NaCl) è un solido ionico la cui temperatura di fusione vale 800 °C.

- **Solidi molecolari:** i nodi reticolari sono occupati da molecole legate fra loro da legami deboli (dipolari, idrogeno). Sono teneri, hanno una bassa temperatura di fusione e non sono buoni conduttori.

 N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> e I<sub>2</sub> sono solidi molecolari.

- **Solidi metallici:** un metallo può essere visto come un reticolo di ioni positivi immerso in una nube di elettroni in movimento. Sono lucenti e malleabili (il legame metallico è adirezionale) e hanno una buona conducibilità elettrica e termica (dovuta all'ottima mobilità degli elettroni).

 Fe, Ag e Cu sono solidi metallici.