

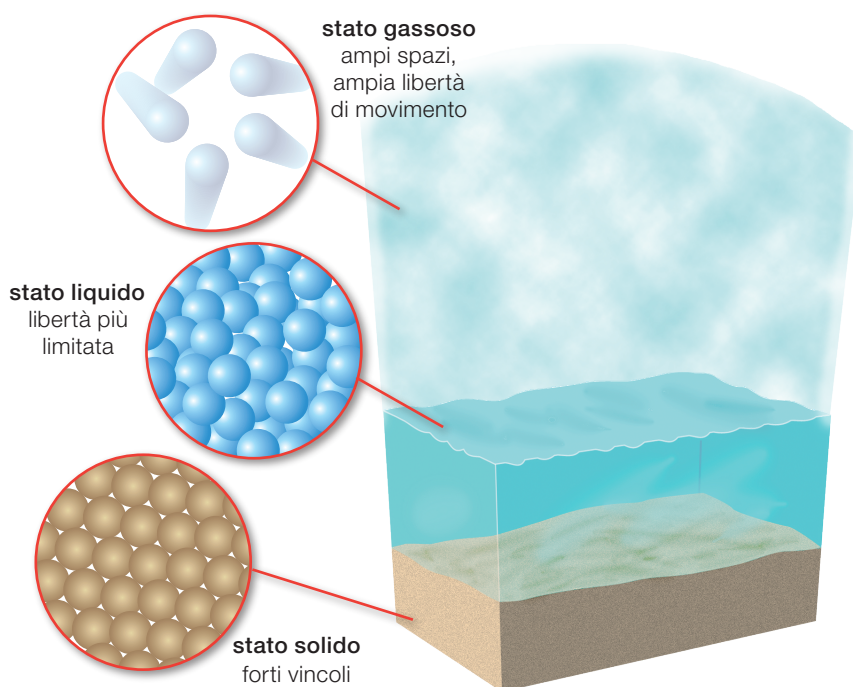
Gli stati fisici condensati: stato liquido e stato solido

Secondo la teoria particellare della materia ogni corpo è costituito da particelle (atomi, molecole o ioni) unite tra loro, in maniera maggiore o minore, da forze di interazione che ne determinano lo stato di aggregazione.

La materia si può trovare in natura in quattro diversi stati:

- **solido;**
- **liquido;**
- **aeriforme;**
- **plasma** (che possiede proprietà singolari).

■ Le particelle che costituiscono un gas hanno ampia libertà di movimento; in un liquido hanno libertà più limitata e nei solidi sono presenti forti vincoli che mantengono quasi immobili le particelle.



Lo **stato gassoso** è caratterizzato da una grande mobilità delle sue particelle, che tendono a occupare tutto il volume a loro disposizione. Gas e vapori non hanno, perciò, né forma né volume proprio e sono comprimibili. Il loro comportamento è descritto dalle leggi dei gas ideali (vedi Unità 3), applicabili anche ai gas reali, purché rarefatti (ossia a pressione bassissima) e a temperatura elevata.

Nello **stato liquido** le particelle, pur libere di muoversi, sono soggette a forze di attrazione elettrostatica reciproca e, spesso, anche a interazioni intermolecolari (legami tra molecole) abbastanza forti e tendono a disporsi in strati sovrapposti, adattandosi alla forma del recipiente che li contiene.

Lo **stato solido** è sicuramente il più stabile: gli atomi disposti in maniera ordinata, per effetto di forti interazioni elettrostatiche (legami), non possono cambiare la posizione che occupano, caratteristica che conferisce al solido forma e volume propri.

Lo stato di plasma

Lo stato di **plasma** è ritenuto il quarto stato di aggregazione della materia, ma, non essendo presente sulla Terra, rimane per molti versi poco conosciuto. Per abbondanza e importanza, dovrebbe essere considerato, invece, lo stato principale, visto che in tale stato si presenta la maggior parte della materia che compone l'Universo: tutte le stelle, per esempio, sono fatte di plasma.

Nel Sole e nelle altre stelle, per l'altissima temperatura esistente, dell'ordine di milioni di gradi, la materia presente si trova allo stato di plasma.

Da milioni di anni, il Sole è come una gigantesca centrale termonucleare, in cui la fusione dell'idrogeno, trasformato in plasma, produce l'energia solare.

Gli elettroni, liberi e velocissimi per le altissime temperature, colpiscono altri elettroni e gli atomi diventano ioni: il gas si ionizza, cioè si trasforma in tanti

ioni ed elettroni, liberi gli uni rispetto agli altri. Il gas è diventato plasma per mezzo della ionizzazione.



■ Plasma solare

Nel plasma la densità degli elettroni n_e risulterà essere uguale a quella degli ioni n_i presenti, secondo la relazione

$$n_e = n_i$$

Questo ci permette di considerarlo, quindi, come un **insieme di particelle cariche che globalmente si presenta neutro**.

Somministrando energia a un gas si passa allo stato di plasma, viceversa sottraendo energia al plasma si passerà allo stato gassoso.

Nonostante lo stato di plasma si possa considerare una trasformazione dello stato gassoso, lo studio della materia stellare da parte degli astrofisici ha dimostrato che, in realtà, esso presenta caratteristiche proprie, del tutto diverse da quelle dei gas.

Nella tabella seguente proviamo a tracciare un confronto tra alcune proprietà dello stato gassoso e dello stato di plasma.

Proprietà stato gassoso	Proprietà stato di plasma
Integrità della struttura atomica e molecolare	Non integrità della struttura atomica e molecolare
Notevole potere dielettrico (isolante)	Alto potere conduttore
Basse temperature ($t < 5000$ K)	Alte temperature ($t > 15.000$ K)

Studiando il comportamento macroscopico delle diverse sostanze, al variare dei parametri fisici che le caratterizzano, si osserva che, mentre per tutti i gas esiste un comportamento molto uniforme, per i liquidi e per i solidi la variazione dei fattori fisici non è regolare, ma può cambiare sensibilmente da una sostanza all'altra.

Infatti, mentre i **gas** possono essere considerati formati da particelle, libere da un qualsiasi vincolo, nei **liquidi** e nei **solidi** le particelle sono invece legate da forze di interazione più o meno intense: dalla forza e dal numero dei legami chimici dipende il diverso comportamento delle sostanze, liquide e solide.

Lo stato liquido

Nei liquidi la disposizione delle molecole è disordinata, quasi come nei gas, ma il loro numero per unità di volume (ovvero la loro concentrazione) è molto prossimo a quello dei solidi, caratteristica quest'ultima che rende i liquidi praticamente incompressibili. A differenza dei solidi, però, nei liquidi, le molecole non sono fortemente "solidali" tra loro; ciò permette una certa scorrevolezza o **fluidità**, che varia a seconda della viscosità (vedi oltre).



■ I liquidi assumono le diverse forme dei recipienti che li contengono.

Possiamo mettere in evidenza due caratteristiche dei liquidi:

- **elasticità**: il liquido assume la forma del suo contenitore e si deforma in base alle forze che agiscono su di esso;
- **incomprimibilità**: il volume del liquido resta, a temperatura e pressione costanti, pressoché invariato.

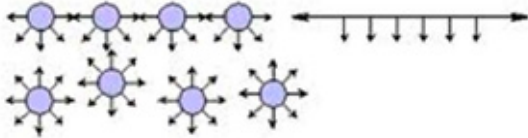
Nonostante tra le molecole di un liquido agiscano forze attrattive di media intensità, esse godono di una certa mobilità, che permette al liquido di avere un volume proprio ma di assumere la forma del recipiente che lo contiene.

Le più importanti proprietà dello stato liquido sono:

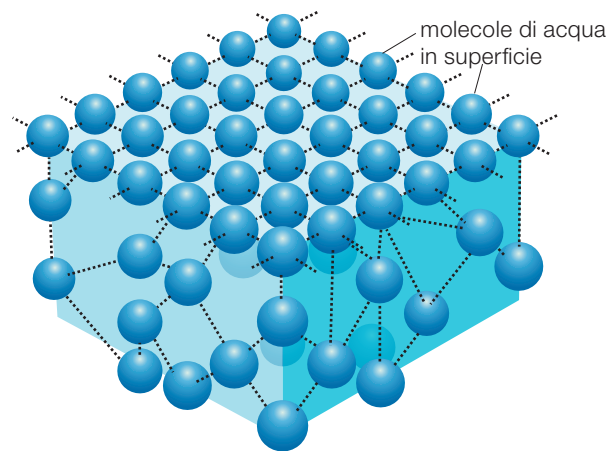
- la tensione superficiale;
- la capillarità;
- la viscosità;
- la tensione di vapore.

La tensione superficiale

La **tensione superficiale** è una grandezza fisica che misura la **forza di coesione** che agisce sulle particelle poste alla superficie di un liquido. Infatti, mentre sulle particelle interne agiscono forze simmetriche in tutte le direzioni, sulle particelle superficiali agiscono forze laterali e forze dirette verso l'interno.



■ Tensione superficiale: le forze di coesione (per l'acqua i legami a idrogeno) agiscono in maniera diversa sulle molecole dello strato superficiale.



Le molecole interne sono in equilibrio tra loro, mentre le molecole dello strato superficiale non essendo equilibrate verso l'alto risultano compresse verso l'interno: la coesione tra le molecole farà nascere una tensione tangenziale, che, agendo parallelamente alla superficie del liquido, conferirà a quest'ultima caratteristiche simili a quelle di una membrana elastica. Alcuni insetti, come il gerride e l'idrometra, sono capaci di scivolare sulla superficie delle acque di uno stagno, grazie alla tensione superficiale.

■ Grazie alla tensione superficiale questo piccolo insetto acquatico del genere *Hydrometra* può muoversi agevolmente sulla superficie dell'acqua senza affondare.



A causa della tensione superficiale, infatti, per aumentare la superficie di un liquido bisogna vincere le forze agenti in superficie: per questo motivo, in assenza di altre forze, una goccia d'acqua tende ad assumere la forma cui corrisponde la minor superficie possibile a parità di volume, che è proprio quella della sfera.

■ La tensione superficiale è anche responsabile della sfericità delle gocce d'acqua.



La capillarità

Un altro fenomeno, che chiama in causa la tensione superficiale, è la **capillarità**, dovuta all'interazione tra un liquido e le pareti del contenitore, sulla loro superficie di contatto. Questo fenomeno è il risultato di un sistema di forze che dipendono dalle forze di coesione (tra le molecole) e di adesione (tra le molecole e le pareti del recipiente).

Dobbiamo distinguere due casi:

1. se l'acqua è contenuta in un tubo dal diametro grande, il numero delle molecole d'acqua a contatto con il vetro è relativamente piccolo;
2. se l'acqua si trova in un tubo sottile (tubo capillare), il numero di molecole dell'acqua a contatto con il vetro è molto più grande e le forze di adesione prevalgono sulle forze di coesione.

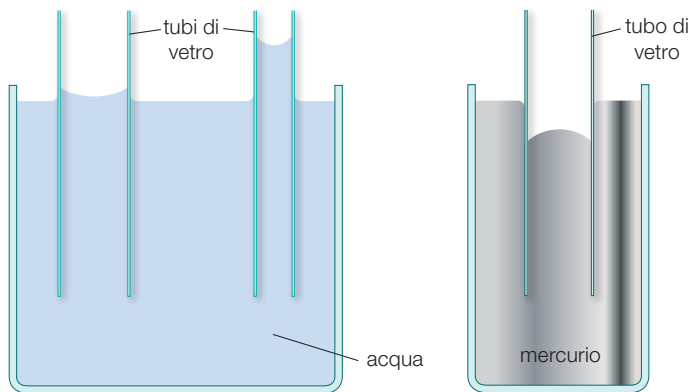
L'acqua sale fino a un certo livello lungo il tubo di vetro, e la superficie del liquido non si presenta piana ma curva, con la concavità verso l'alto.

Nella tabella seguente si può vedere come varia l'altezza della colonna d'acqua al variare del diametro del tubo di vetro, in cui sale per capillarità.

Non tutti i liquidi si comportano come l'acqua, dove le forze di adesione tra l'acqua e il recipiente sono maggiori di quelle di coesione, tali da far assumere alla superficie del liquido la forma **convessa**.

Diametro del tubo (mm)	Altezza dell'acqua (mm)
2,5	25
1,5	38
1,0	52
0,5	66





Nel caso del mercurio (un metallo liquido a temperatura ambiente), infatti, le forze di coesione tra le molecole sono maggiori di quelle di adesione con le pareti del recipiente: la superficie del liquido si presenta **convessa**. Le differenze risultano evidenti nella figura.

La viscosità

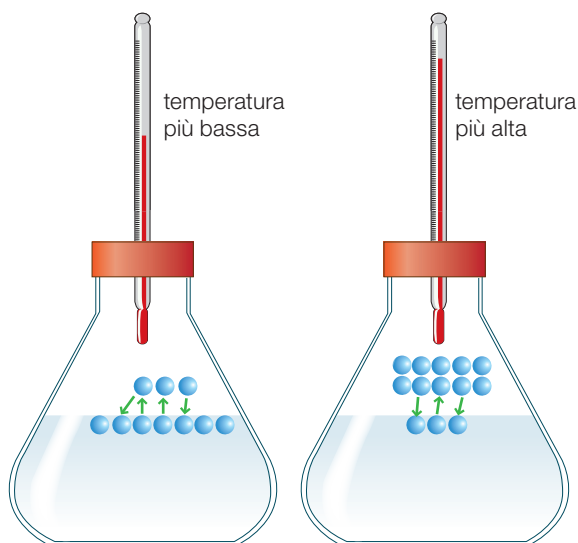
La viscosità di un liquido è una proprietà intensiva, che esprime l'attrito interno di un liquido, che può essere immaginato come costituito da strati (filetti fluidi) liberi di muoversi tra loro. Si può affermare, quindi, che la **viscosità** è la resistenza allo scorrimento.

Un aumento della temperatura produce una riduzione della viscosità di un liquido, e un suo aumento nei gas.

Per spiegare la viscosità in modo semplice, si consideri un liquido come composto da strati sovrapposti (lamine liquide o filetti fluidi), tra i quali si esercitano vincoli che producano questo attrito interno, cioè la viscosità. Questo parametro è molto importante in **idrodinamica**, quando si studia il movimento di un liquido in un condotto o di un corpo solido in un mezzo liquido (navi, barche ecc.). Poiché l'attrito, in questo secondo caso dipende, oltre che dalle velocità relative tra liquido e mezzo solido, anche dalla forma dei corpi, in campo nautico si costruiscono le chiglie dei natanti (barche e navi) con linee affusolate e, come si usa dire tecnicamente, idrodinamiche.



■ La forma idrodinamica dei pesci favorisce il loro movimento nell'acqua.



■ La tensione di vapore aumenta con l'aumentare della temperatura perché aumenta la quantità di vapore che si forma e che "preme" sulla superficie dell'acqua.

La tensione di vapore

A qualsiasi temperatura, le particelle superficiali di un liquido posseggono l'energia necessaria per evaporare.

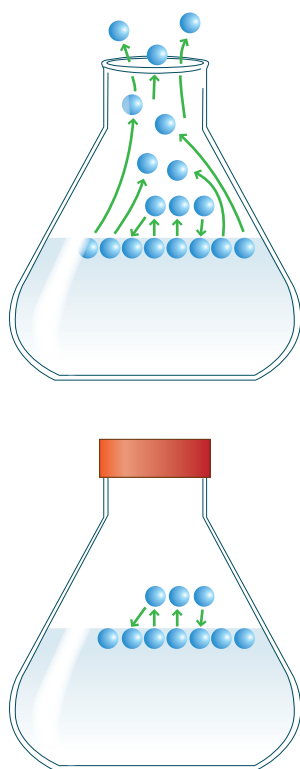
Se il contenitore è aperto, le molecole che evaporano si allontanano con la conseguente diminuzione del volume del liquido, se il contenitore è chiuso, invece, le molecole evaporate andranno a saturare lo spazio disponibile e alcune, urtando la superficie, finiranno per ritornare allo stato liquido.

Col tempo la velocità di evaporazione eguaglierà quella di condensazione, determinando una condizione di **equilibrio dinamico**, nella quale i due processi avranno uguale velocità e il vapore sarà saturo: la pressione esercitata dal vapore, in queste condizioni, è detta **tensione di vapore**.

La tensione di vapore è direttamente proporzionale alla temperatura: quando la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna avremo l'ebollizione.



■ La produzione del sale nelle saline (per evaporazione dell'acqua di mare) è favorita dall'ampiezza della superficie delle vasche, dalla temperatura e dalla ventilazione (nella foto, le saline di Margherita di Savoia, in Puglia).



L'evaporazione

All'interno della massa di un liquido, le particelle sono tenute assieme da forze di coesione e non hanno tutte la stessa energia cinetica. Negli strati più superficiali (pelo libero del liquido) le particelle dotate di energia cinetica sufficiente a vincere le forze di attrazione con le altre particelle possono sfuggire dal liquido e passare allo stato di vapore.

Tutti i liquidi evaporano spontaneamente a qualsiasi temperatura: non esiste, perciò, una temperatura precisa di vaporizzazione. Questo processo è:

1. accelerato dall'aumento della **temperatura**, perché con esso aumenta l'agitazione termica delle molecole;
2. favorito dall'**ampiezza della superficie** del liquido a contatto con l'ambiente esterno e dalla **ventilazione**, la quale favorisce l'evaporazione perché, spostando le molecole già evaporate, impedisce alle stesse di tornare allo stato liquido.

Nelle saline, per esempio, l'ampiezza delle vasche favorisce l'evaporazione dell'acqua marina e la produzione di sale.

Se il liquido si trova in un recipiente **aperto**, la velocità delle particelle che evaporano sarà sempre maggiore della velocità delle particelle che ritornano liquide. Questo provoca, in poco tempo, la completa evaporazione del liquido: le particelle, che evaporano, sfuggono completamente dal recipiente e si disperdono nell'aria.

Se il recipiente è **chiuso**, invece, si osserverà che, nel tempo, il numero di particelle evaporate sarà uguale al numero di quelle che condensano, determinando una condizione di equilibrio dinamico.

Un vapore in equilibrio con il suo liquido si dice **vapore saturo**. Le particelle allo stato di vapore eserciteranno una pressione sulla superficie del liquido sottostante, che è chiamata **tensione o pressione di vapore saturo**.

L'aumento della temperatura fa aumentare la tensione di vapore saturo e, se aumenta la tensione di vapore saturo, aumenta anche la quantità di liquido che evapora.

Le **sostanze volatili** (cloruro di metile, etere dimetilico, cloroformio, metanolo...) hanno un alto valore della tensione di vapore saturo e, perciò, evaporano facilmente.

La tensione di vapore di un liquido diminuirà all'aumentare del **peso molecolare** e della **forza dei legami** presenti nei vari liquidi.

Tensione di vapore (in kPa) di alcune sostanze al variare della temperatura

Sostanza	a 0 °C	a 10 °C	a 20 °C	a 30 °C	a 40 °C	a 50 °C	a 100 °C
Acqua	0,61	1,23	2,34	4,24	7,39	12,3	101,3
Alcol etilico	1,67	3,20	5,38	10,66	17,8	29,6	225
Benzene	3,47	6,00	10,0	15,73	24,3	35,9	179
Etere etilico	24,7	38,9	58,7	86,4	123	170	654

L'ebollizione

L'ebollizione non è un fenomeno spontaneo, ma forzato, perché avviene solo quando si fornisce al liquido un'opportuna quantità di energia termica (calore) dall'esterno.

In un liquido l'ebollizione incomincia quando la sua tensione di vapore saturo eguaglierà la pressione esterna.

La temperatura di ebollizione dipende, quindi, dalla pressione esterna: alla pressione di 1 atm essa assumerà un determinato valore, che diminuirà se la pressione è più bassa (es. alta montagna), e aumenterà se la pressione è più alta (es. pentola a pressione, autoclave).

A una determinata pressione, ogni sostanza liquida ha una precisa temperatura di ebollizione (detta anche punto di ebollizione).

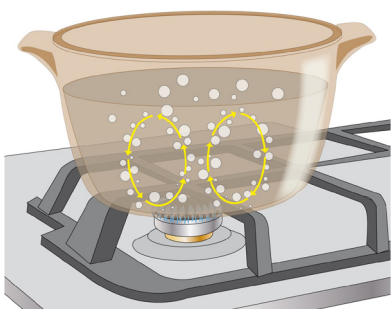
Riportiamo nella tabella a lato le temperature di ebollizione, alla pressione di 1 atm (a livello del mare), di alcune importanti sostanze.

L'ebollizione riguarda tutta la massa del liquido e non solo gli strati superficiali: in un liquido che bolle si formano, dal basso, bollicine che salgono verso l'alto, arrivano in superficie e si raffreddano. Le molecole raffreddate scendono allora verso il basso, ma riscaldandosi nuovamente ritornano verso l'alto. Questi movimenti, detti **moti convettivi**, continuano finché tutto il liquido non raggiunge la temperatura di ebollizione. Durante tutta l'ebollizione, cioè durante tutto il passaggio delle molecole dallo stato liquido a quello aeriforme, la temperatura non aumenta (nonostante l'apporto di calore), si ha cioè una **sosta termica**, perché l'energia somministrata produrrà la rottura dei legami chimici e non determinerà un ulteriore aumento dello stato di agitazione molecolare e quindi della temperatura del liquido.

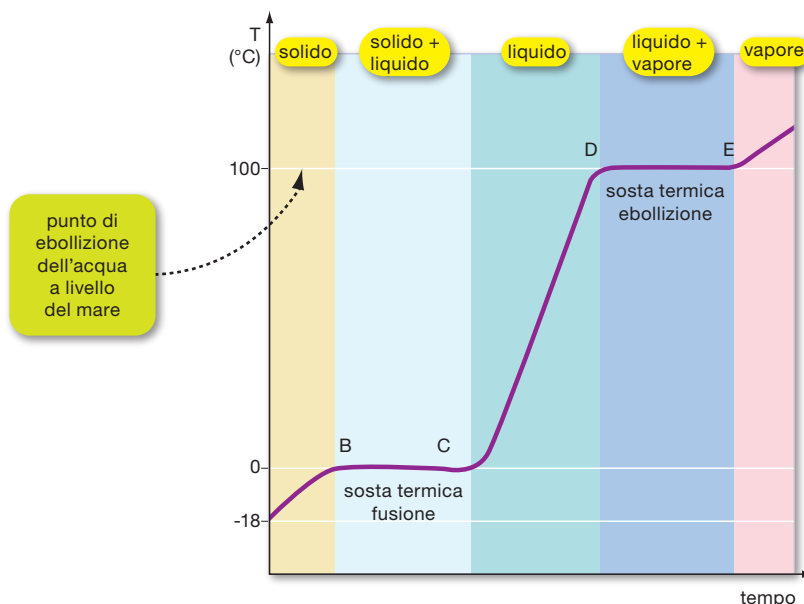
Il grafico della curva di riscaldamento dell'acqua distillata evidenzia le soste termiche legate ai passaggi di stato. La temperatura di ebollizione dell'acqua a livello del mare (1 atm) è di 100 °C, mentre in alta montagna, dove la pressione è minore, l'acqua bolle a una temperatura inferiore.

Al contrario, se la pressione è maggiore, anche la temperatura di ebollizione sarà maggiore, principio su cui si basano i benefici legati all'uso della pentola a pressione: a una temperatura più alta dei 100 °C i cibi cuociono più velocemente e più a fondo.

Sostanza	Temperatura di ebollizione (°C) a 1 atm
Acqua	100
Acido solforico	330
Etere	35
Cloroformio	62
Benzolo	80
Alcol etilico	78,4



■ Curva di riscaldamento dell'acqua distillata a livello del mare (a 1 atm).



Lo stato solido

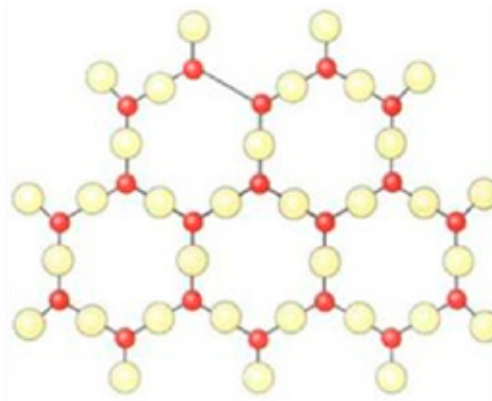
Lo stato solido è caratterizzato da un forte addensamento delle particelle che costituiscono la materia e da una resistenza alle variazioni di forma e volume. In una sostanza che si trova allo stato solido, le forze che intervengono tra le componenti (atomi, molecole o ioni) sono molto intense, tanto da permettere soltanto **moti di vibrazione** (senza reali spostamenti reciproci delle particelle). In questo stato, le molecole si posizionano solitamente secondo un **reticolo cristallino** o in **maniera amorfa**.

In base alle condizioni assunte dalle particelle del solido, distinguiamo sostanze solide:

- **cristalline**, quando le particelle sono disposte in modo ordinato nello spazio secondo un modello preciso (**reticolo cristallino**), che si ripete con regolarità. I solidi cristallini hanno una precisa temperatura di fusione: il passaggio dallo stato solido a quello liquido avviene a una temperatura definita;
- **amorfe**, quando le particelle sono disposte in maniera disordinata. Esse passano dallo stato solido allo stato liquido in un intervallo di temperatura più o meno ampio, mediante un rammollimento più o meno lento (es. ossidiana).



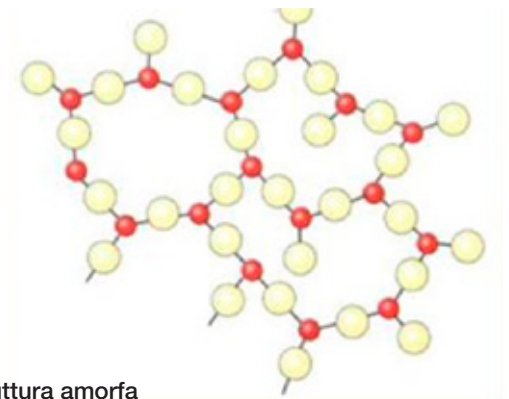
■ La tormalina, un minerale del gruppo dei silicati, un bell'esempio di solido cristallino.



Struttura cristallina



■ L'ossidiana si forma quando il raffreddamento della lava avviene in tempi così rapidi da impedire la formazione di cristalli.

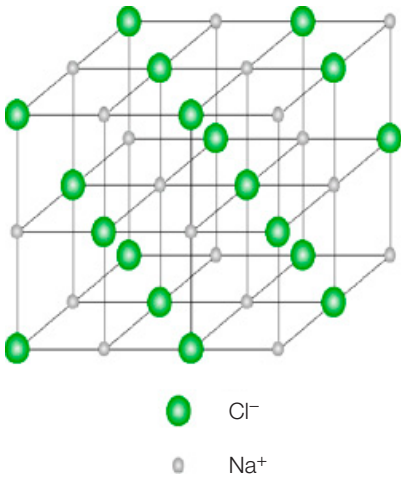


Struttura amorfa

I **polimeri** meritano un discorso a parte, in essi, generalmente, coesistono zone a struttura regolare, **cristallina**, alternate con zone a struttura irregolare, **amorfa**: in questi casi si usa parlare di percentuale di cristallinità.

La struttura di un solido ne influenza profondamente le proprietà: per esempio, la **grafite** pura e il **diamante** sono entrambi costituiti da atomi di **carbonio**, ma presentano molte differenze a livello di reticolo cristallino.

A seconda del tipo di legame, i solidi vengono distinti in: **ionici**, **covalenti**, **molecolari** e **metallici**.



■ Il reticolo del cloruro di sodio.

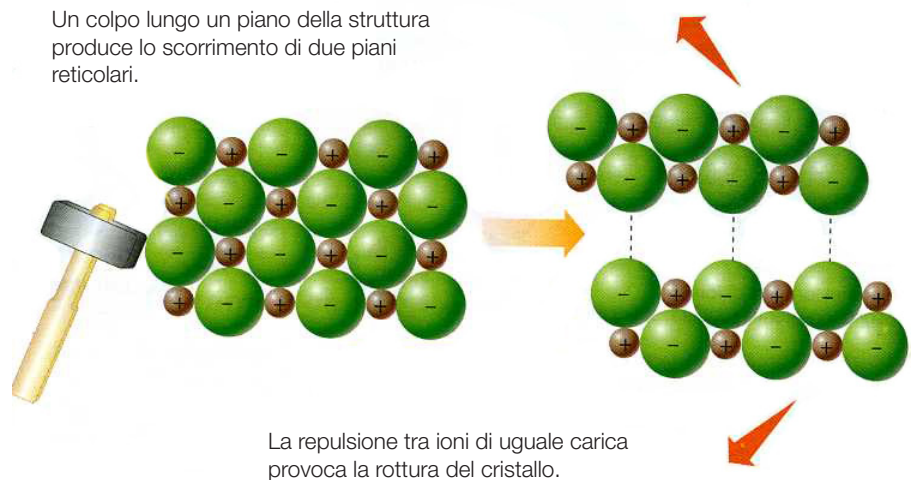
1. Solidi ionici

I solidi ionici sono costituiti da un reticolo cristallino in cui ioni di segno opposto sono tenuti insieme da legami elettrostatici (legame ionico), tanto intensi che essi si presentano sempre allo stato solido e con le seguenti caratteristiche:

- sono rigidi e duri, ma facilmente sfaldabili (fragili alla trazione);
- hanno punti di fusione elevati;
- presentano cattiva conducibilità della corrente elettrica, conducibilità che diventa buona quando passano allo stato fuso (o in soluzione);
- si sfaldano in diagonale rispetto ai piani reticolari;
- sono solubili in acqua.

Un classico esempio di solido ionico è rappresentato dal cloruro di sodio, il comune sale da cucina, il nitrato di potassio KNO_3 ecc.

Dall'osservazione del reticolo del cloruro di sodio (salgemma), si può capire perché, nonostante la loro durezza (resistenza alla scalfitura), i solidi ionici sono fragili (si rompono per compressione) e si sfaldano facilmente. Se si colpisce il cristallo, con un colpo dato lungo un piano della struttura, si determinerà uno scorrimento tra due piani del reticolo cristallino, che metterà in relazione ioni dello stesso segno (Na^+ con Na^+ e Cl^- con Cl^-), creando forze repulsive tali da provocare la rottura del cristallo.



2. Solidi covalenti

Nei solidi covalenti gli atomi sono tenuti insieme da forti legami covalenti, che determinano caratteristiche, quali:

- elevata energia di coesione;
- bassa tensione di vapore (poco volatili);
- temperature di fusione molto elevate;
- fragilità;
- in generale, elevata durezza e bassa comprimibilità (il diamante per esempio presenta il 10° e ultimo grado nella scala delle durezze di Mohs);
- scarsa conducibilità elettrica (isolanti o semiconduttori);
- insolubilità in acqua.

La spiccata direzionalità dei legami covalenti determina le caratteristiche di durezza dei solidi covalenti ma anche la loro fragilità.



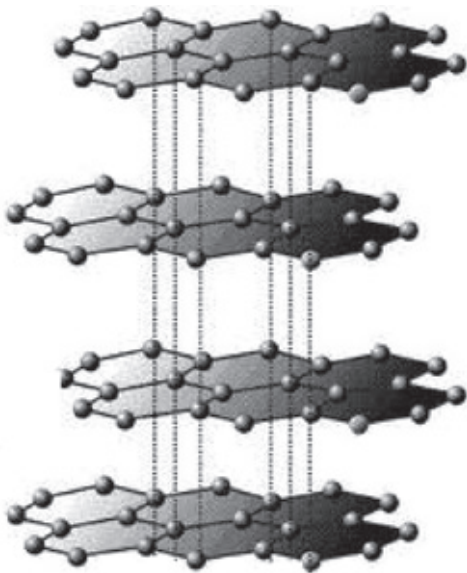
Glossario

Forme allotropiche: sono forme alternative di uno stesso elemento che si differenziano per il modo in cui si legano gli atomi.

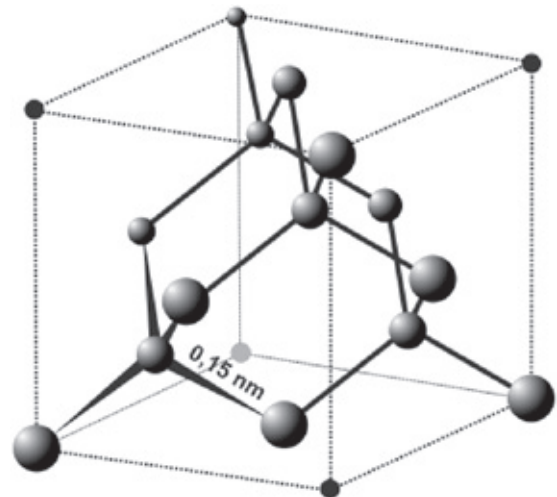
Gli esempi più classici di cristalli covalenti sono il carbonio elementare, che si può presentare nelle due **forme allotropiche** del diamante e della grafite, e il silicio, che forma il quarzo (silice SiO_2).

Il cristallo del diamante presenta una forma tetraedrica, perché gli atomi di carbonio hanno un'ibridazione sp^3 ; è durissimo (10° grado della scala delle durezza di Mohs), fonde a temperature elevatissime ed è un pessimo conduttore della corrente elettrica.

Nella grafite, che è una forma allotropica del carbonio, il carbonio presenta ibridazione sp^2 : nel cristallo, tra uno strato e l'altro, agiscono deboli forze di van der Waals, che ne giustificano la fragilità.



■ Struttura della grafite.



■ Struttura del diamante.

A differenza del diamante e degli altri solidi covalenti, la grafite è un buon conduttore di corrente, tanto da essere usata per la costruzione di contatti elettrici striscianti (spazzole dei motorini elettrici).

3. Solidi molecolari

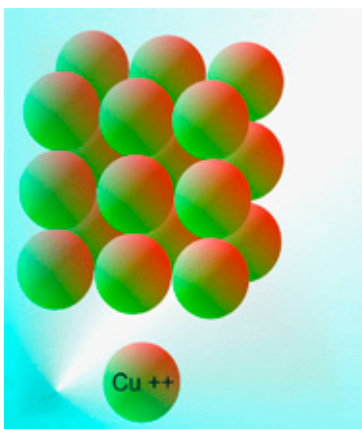
Nei solidi molecolari costituiti da molecole apolari, come nello iodio (I_2) cristallino, le molecole sono tenute insieme da **deboli legami intermolecolari (van der Waals)**; quelli costituiti da molecole polari (con legami covalenti polari), come il ghiaccio, presentano invece **legami a idrogeno**. L'attrazione tra molecole, che non presentano dipoli permanenti, è dovuta alle **forze di London**, che nascono nei dipoli istantanei, provocati da fluttuazioni casuali della distribuzione elettronica della molecola.

Formano cristalli molecolari anche altri elementi non metallici (come il bromo), l'anidride carbonica CO_2 (ghiaccio secco) e la naftalina.

Per la natura dei legami che tengono insieme le particelle, i solidi molecolari sono caratterizzati da:

- scarsa durezza (consistenza tenera);
- scadenti proprietà meccaniche;
- alta tensione di vapore (tendono a sublimare);
- bassi punti di fusione e di ebollizione (sono volatili);
- cattiva conducibilità elettrica.

I legami intermolecolari, molto più deboli di quelli interatomici, giustificano la bassa temperatura di fusione, la scarsa durezza e l'alta tensione di vapore.



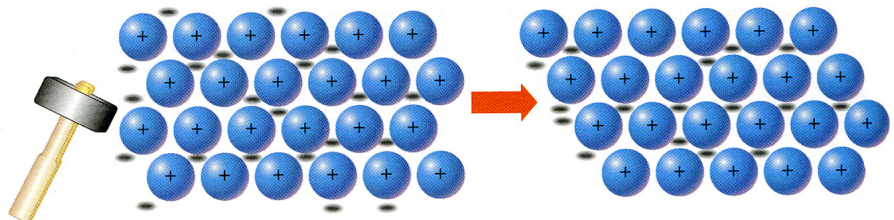
■ Modello di solido metallico.

4. Solidi metallici

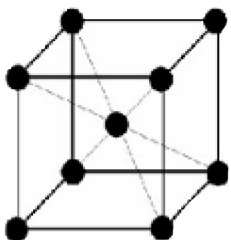
Un solido metallico presenta un reticolo costituito dagli ioni positivi del metallo, legati da legame metallico, avvolto dalla nuvola elettronica. Hanno proprietà decisamente diverse da quelle degli altri solidi, fra le quali ricordiamo:

- elevata densità;
- malleabilità (capacità di lasciarsi ridurre in lamine) e duttilità (capacità di lasciarsi ridurre in fili sottilissimi);
- elevata conducibilità elettrica e termica;
- temperatura di fusione generalmente alta;
- lucentezza al taglio.

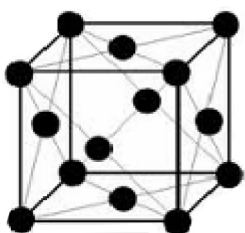
Un cristallo metallico se sollecitato meccanicamente non si frattura perché gli elettroni liberi permettono agli ioni positivi di scivolare, gli uni sugli altri, senza che tra loro aumentino le forze di repulsione, come invece avviene nei solidi ionici.



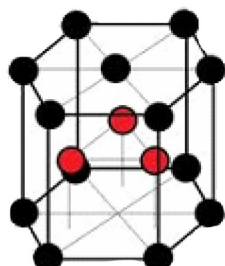
■ Gli elettroni liberi di muoversi consentono agli ioni positivi di scivolare gli uni sugli altri.



■ Cella cubica a corpo centrato
n° di coordinazione 8



■ Cella cubica a facce centrate
n° di coordinazione 12



■ Cella esagonale compatta
n° di coordinazione 12

La possibilità per gli elettroni di valenza di muoversi liberamente giustifica la conducibilità termica ed elettrica dei metalli, mentre l'elevata densità dei metalli è determinata dall'impacchettamento compatto; gli atomi si dispongono in modo da lasciare il minor spazio vuoto possibile. Ogni atomo, a seconda dei casi, può essere circondato da 6, 8 e, talvolta, anche da 12 altri atomi: tale valore è detto numero di coordinazione.

Se il numero di coordinazione è 8 la cella del reticolo è cubica a corpo centrato (Li, Na, K); se invece è 12 si potranno avere due tipi di reticolo: cubico compatto (a facce centrate) ed esagonale compatto.

La struttura dei solidi

Il reticolo cristallino

Nella maggior parte dei casi la materia allo stato solido è caratterizzata da una struttura cristallina, l'unica eccezione è rappresentata dai materiali detti **amorfi**, come il vetro (ossidiana), che dal punto di vista strutturale somigliano più ai liquidi che non ai solidi.

Un cristallo è l'espressione esterna della disposizione degli atomi del solido, cioè del suo reticolo cristallino.

Esso non è altro che una forma poliedrica (in senso geometrico) che presenta **facce**, **spigoli**, **vertici**, tale da rispettare l'equilibrio interno, soprattutto elettrostatico, tra gli atomi.

I cristalli si formano per solidificazione graduale di sostanze disciolte in un liquido o per sublimazione di un gas. Le caratteristiche di una struttura cristallina dipendono dalla composizione del fluido, dalla rapidità e dalle condizioni del processo di solidificazione, legate a fattori come temperatura e pressione.

Gli stessi fluidi possono dare prodotti diversi: se solidificano lentamente in profondità nella crosta terrestre, danno origine a strutture cristalline (es. granito) se vengono eruttati in superficie, come lava vulcanica, si raffreddano rapidamente formando una roccia vetrosa (es. ossidiana). Granito e ossidiana, così diversi nell'aspetto, derivano da raffreddamenti, in condizioni molto diverse, di uno stesso fuso vulcanico.

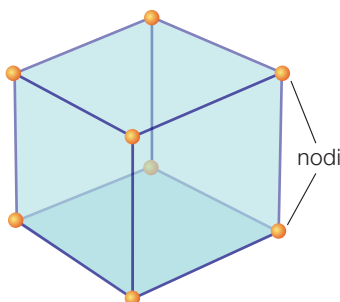


■ L'aspetto esterno del cristallo rispecchia la regolarità del reticolo cristallino.



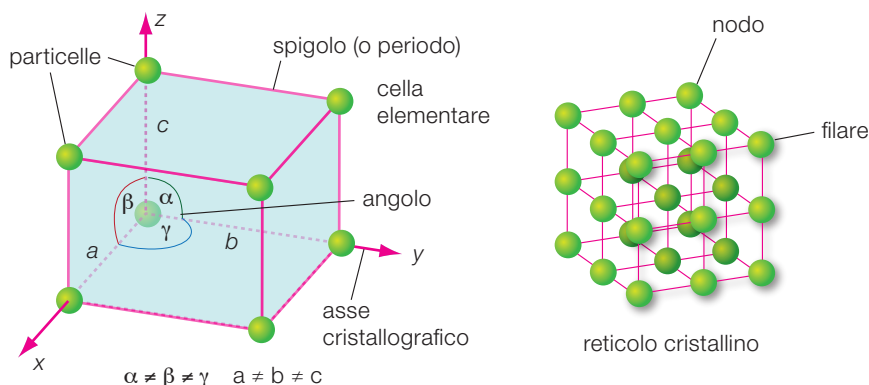
■ A sinistra: quando la lava vulcanica si raffredda lentamente si formano rocce contenenti cristalli visibili a occhio nudo (fenocristalli). Al contrario se la lava si raffredda velocemente, i cristalli non hanno il tempo di formarsi e si ha così un solido amorfo, dall'aspetto vetroso (a destra).

cella elementare



Lo studio della mineralogia geometrica nasce nel Settecento con l'abate francese **René J. Haüy** (1743-1822), che interpretò la forma regolare dei cristalli in relazione alla loro struttura, che ipotizzò fosse costituita da unità elementari, che si ripetevano nelle tre direzioni dello spazio. Nei solidi cristallini le particelle disponendosi ordinatamente formano **reticoli cristallini**, con un ordine regolare, che si ripete nelle tre direzioni dello spazio, per la ripetizione di **celle elementari**, costituite da un numero fisso di particelle.

Il reticolo cristallino è formato dalla ripetizione dell'unità strutturale, la **cella elementare**, avente una forma geometrica semplice (per esempio, di cubo o parallelepipedo) caratterizzata dalla lunghezza degli spigoli a , b e c (detti **periodi**) paralleli a tre assi di riferimento x , y e z (**assi cristallografici**) e dal valore degli angoli α , β , e γ individuati, coppia a coppia, dai tre spigoli (vedi tabella). Le particelle che si susseguono in una delle direzioni possibili costituiscono un **filare**, mentre la posizione delle particelle in una cella è detta **nodo**.



Un **reticolo cristallino**, che come detto consiste nella struttura spaziale ordinata delle **particelle** costituenti un cristallo, può essere descritto dai reticoli di Bravais, come un insieme di punti (corrispondenti alle rispettive posizioni) distribuiti regolarmente nelle tre direzioni dello spazio.

Il mineralogista francese **A. Bravais** (1811-1863), studiando la disposizione geometrica delle particelle di un cristallo, dimostrò nel 1848 che ogni minerale può essere descritto con uno dei **14 tipi di celle elementari**, 7 fondamentali e 7 da questi derivati.

A seconda della lunghezza degli spigoli e dell'ampiezza degli angoli possiamo, quindi, distinguere 7 celle elementari, che costituiscono i **sistemi cristallografici fondamentali**, che sono: **cubico**, **tetragonale**, **ortorombico**, **monoclinico**, **triclinico**, **esagonale**, **romboedrico**.

I reticoli **fondamentali** (detti **semplici** o **primitivi**) sono costituiti da particelle poste ai vertici, per cui ogni nodo risulta appartenere, contemporaneamente, a 8 celle diverse.

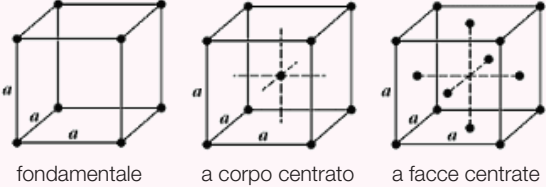
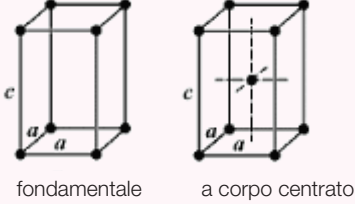
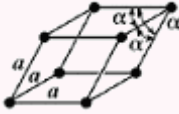
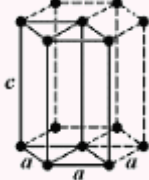
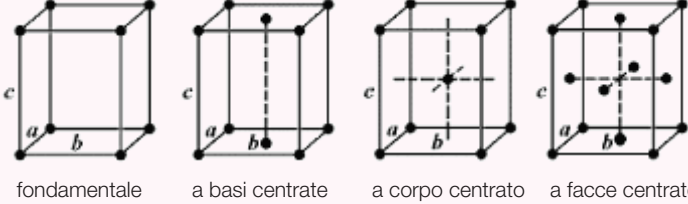
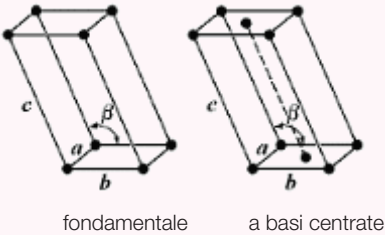

I 7 reticoli **derivati** (detti multipli), invece, derivano da quelli primitivi mediante traslazione o compenetrazione di due o più reticoli cristallini.

I dati relativi agli angoli e ai periodi (spigoli) di ognuno dei sistemi sono indicati nella tabella riportata di seguito.

Le 7 celle fondamentali individuano **7 sistemi cristallini**, che a loro volta sono riunibili in tre **gruppi** (monometrico, dimetrico e trimetrico) che si caratterizzano per i valori dei loro periodi (a , b , c) lungo i diversi filari del reticolo: nel **monometrico** $a = b = c$, nel **dimetrico** $a = b \neq c$, nel **trimetrico** $a \neq b \neq c$.

Oggi sono conosciute oltre 2000 specie di minerali che vengono ordinate in 32 classi di simmetria, ognuna delle quali è caratterizzata da forme semplici (cubo, prisma, piramide), che possono combinarsi in numerosi tipi di forme composte. Il salgemma (NaCl), che è un solido ionico, cristallizza nel sistema cubico, il diamante (carbonio purissimo) nel sistema cubico mentre la sua forma allotropica, la grafite, in quello esagonale.

I sistemi cristallini

Gruppo	Sistema	Costanti cristallografiche	Reticolo di Bravais
Monometrico $a = b = c$	cubico	$a = b = c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	 fondamentale a corpo centrato a facce centrate
Dimetrico $a = b \neq c$	tetragonale	$a = b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	 fondamentale a corpo centrato
	trigonale o romboedrico	$a = b \neq c$ $\alpha, \beta, \gamma \neq 90^\circ$	
	esagonale	$a = b \neq c$ $\alpha = \beta = 90^\circ \gamma = 120^\circ$	
Trimetrico $a \neq b \neq c$	rombico	$a \neq b \neq c$ $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	 fondamentale a basi centrate a corpo centrato a facce centrate
	monoclino	$a \neq b \neq c$ $\alpha = \gamma = 90^\circ \beta \neq 90^\circ$	 fondamentale a basi centrate
	triclino	$a \neq b \neq c$ $\alpha \neq \gamma \neq \beta \neq 90^\circ$	

Le 14 celle elementari e multiple a cui si riferano i corpi solidi cristallini vengono raggruppate in 3 gruppi suddivisi in 7 sistemi che si differenziano in base alla lunghezza a, b, c dei tre spigoli fondamentali e agli angoli α, β, γ che essi formano tra loro.