

*Riepilogo programma di Chimica*

*Liceo*

*Anno scolastico 2011/2012*



## Misure e grandezze

### Grandezze fondamentali

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
lunghezza	l	metro	m
massa	m	kilogrammo	kg
tempo	t	secondo	s
corrente elettrica	I	ampère	A
temperatura	T	kelvin	K
quantità di sostanza	n	mole	mol
intensità luminosa	i <sub>v</sub>	candela	cd

**Grandezze derivate** (le unità di misura si ottengono dalla moltiplicazione e divisione delle sette unità fondamentali)

Grandezza fisica	Unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
area	metro quadrato	m <sup>2</sup>
volume	metro cubo	m <sup>3</sup>
densità (m/V)	kilogrammo al metro cubo	kg/m <sup>3</sup>
velocità	metri al secondo	m/s

**Grandezze estensive:** dipendono dalla quantità di materia presente nel campione che si vuole misurare (massa, volume, lunghezza).

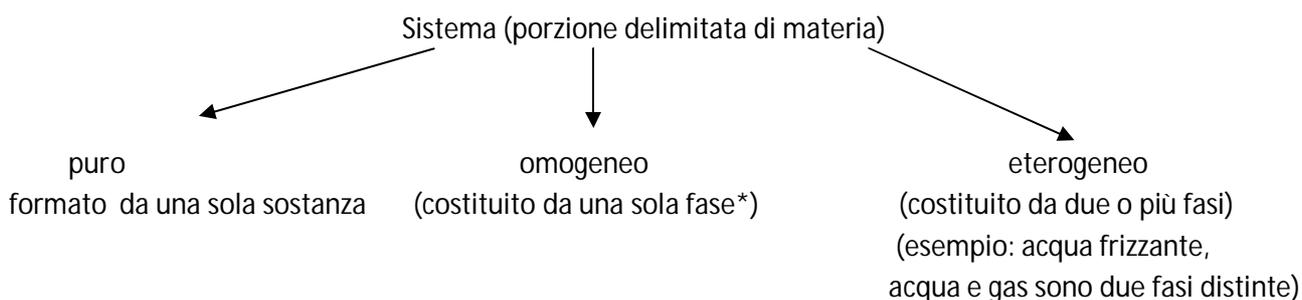
**Grandezze intensive:** non dipendono dalla quantità di materia nel campione ma dalla natura del campione e dalle condizioni in cui esso si trova (peso specifico, densità, temperatura di ebollizione).

**Temperatura:** indica lo stato termico di un corpo ma non dà informazioni sulla quantità di calore che ha consentito il raggiungimento di quel determinato stato.

**Calore:** trasferimento di energia tra due corpi che si trovano inizialmente a due temperature diverse (grandezza estensiva, unità di misura: joule).

**Calore specifico:** quantità di energia assorbita o ceduta da 1 kg di materiale che provoca un aumento o una diminuzione di temperatura di 1 K (unità di misura: J/kg · K).

## Le trasformazioni fisiche della materia



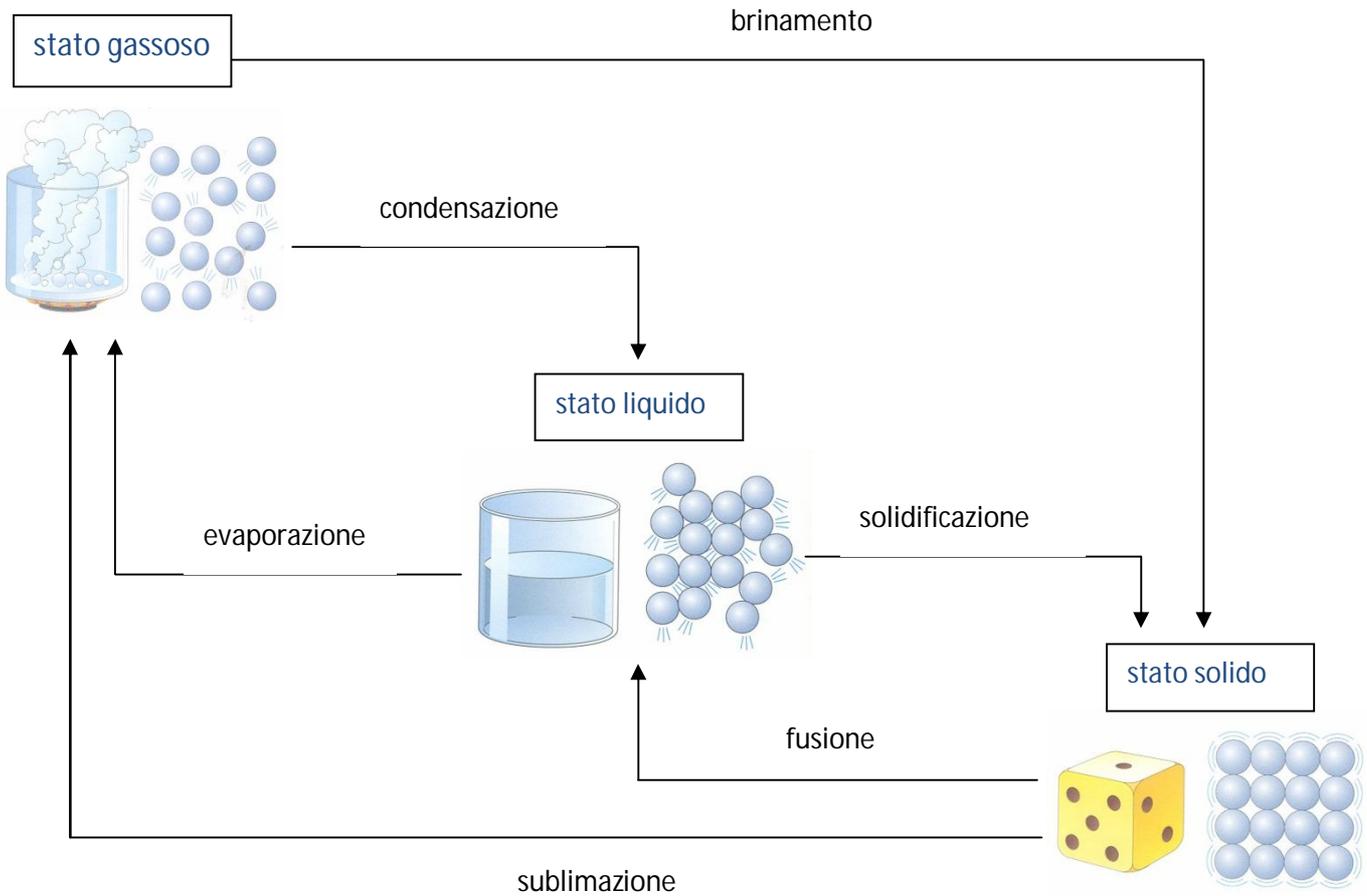
\*Fase: porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata che ha proprietà intensive uniformi.

Miscuglio (formato da due o più sostanze)

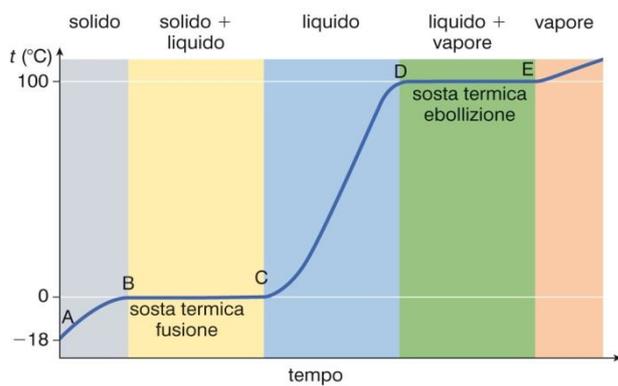
omogeneo  
(presenta le stesse proprietà intensive)  
(es.: acqua di rubinetto,  
sale marino, leghe metalliche...)

eterogeneo  
(costituito da componenti chimicamente  
definiti e da fasi fisicamente distinguibili;  
es.: acqua e sabbia, legno, marmo, latte...)

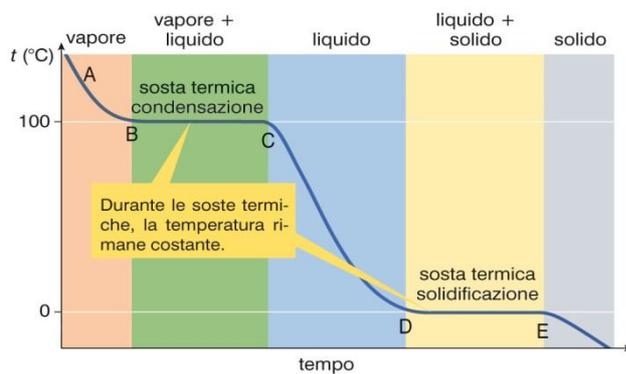
### Passaggi di stato



### La curva di riscaldamento di una sostanza pura



## La curva di raffreddamento di una sostanza pura



## I principali metodi di separazione di miscugli e sostanze

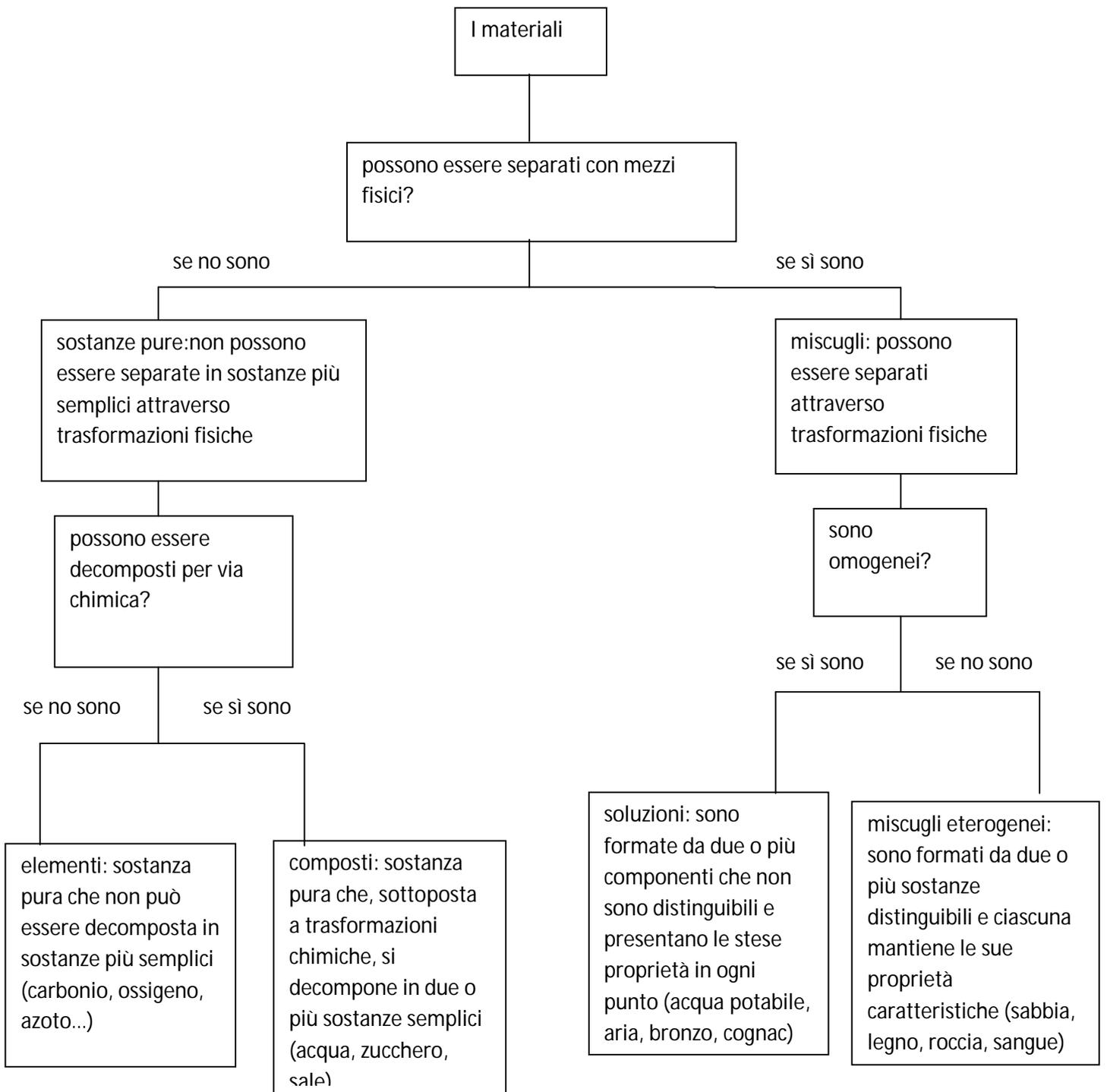
tecnica di separazione	proprietà fisica interessata
filtrazione	dimensione delle particelle
centrifugazione	densità
cromatografia	capacità di aderire a superfici
distillazione	volatilità

## Le trasformazioni chimiche della materia

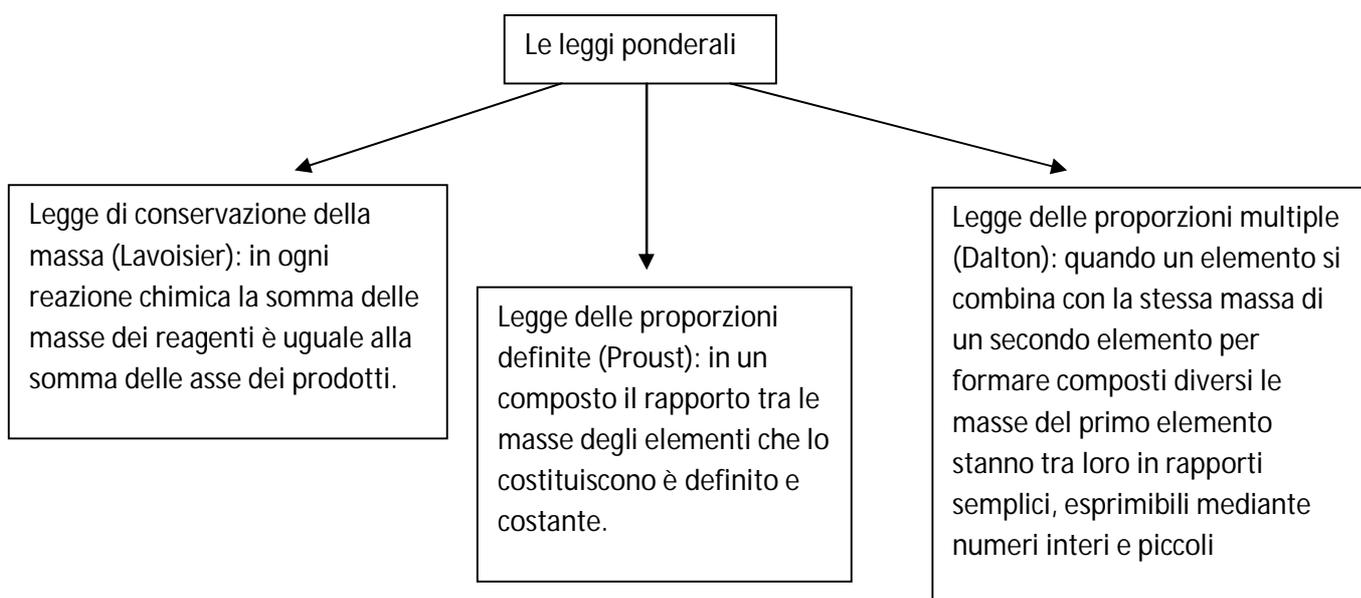
**trasformazioni fisiche:** producono una modificazione fisica della materia e non producono nuove sostanze.

**trasformazioni chimiche:** sono modificazioni che comportano una variazione della composizione chimica delle sostanze con formazione di nuove sostanze.

Trasformazioni fisiche	Trasformazioni chimiche
magnetizzazione di un ago con una calamita 	combustione del gas domestico, che si trasforma in vapore d'acqua e diossido di carbonio 
ebollizione dell'acqua 	cottura di un uovo 
sublimazione dello iodio 	formazione di ruggine sugli oggetti di ferro 
dissoluzione dello zucchero in acqua 	produzione di yogurt e formaggio dal latte 
montare il bianco d'uovo 	formazione di melanina che provoca l'abbronzatura 



## Le teorie della materia



### La teoria atomica di Dalton:

1. La materia è fatta di atomi piccolissimi, indivisibili e indistruttibili.
2. Tutti gli atomi di uno stesso elemento sono identici e hanno uguale massa.
3. gli atomi di uno stesso elemento non possono essere convertiti in atomi di altri elementi
4. gli atomi di un elemento si combinano, per formare un composto, soltanto con numeri interi di atomi di altri elementi.
5. gli atomi non possono essere né creati né distrutti, ma si trasferiscono interi da un composto all'altro.

### La teoria atomica e le proprietà della materia

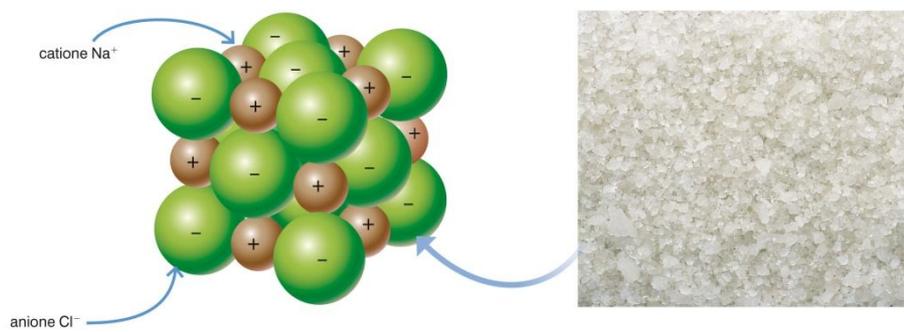
**elemento:** è costituito da atomi che hanno identiche proprietà chimiche.

**molecola:** raggruppamento di due o più atomi che possiede proprietà chimiche caratteristiche.

**proprietà chimiche:** sono proprietà microscopiche che dipendono dalla natura delle particelle (atomi e molecole).

**proprietà macroscopiche:** non sono osservabili in un singolo atomo o in una sola molecola (es. il colore, la densità o la temperatura di ebollizione di una goccia d'acqua sono proprietà che discendono dall'insieme di tutte le molecole di acqua contenute nella goccia.)

**ioni:** gli atomi o gruppi di atomi con una o più cariche elettriche, positive o negative, (le sostanze formate da ioni sono composti ionici).



Gli ioni carichi positivamente (per esempio,  $\text{Na}^+$ ) si chiamano cationi.

Gli ioni carichi negativamente (per esempio,  $\text{Cl}^-$ ) si chiamano anioni.

**formula di una molecola:** indica da quali elementi la molecola è costituita e quanti atomi di ciascun elemento essa contiene.

**formula bruta:** viene utilizzata per indicare quali e quanti atomi costituiscono la molecola di un composto.

### La teoria cinetica

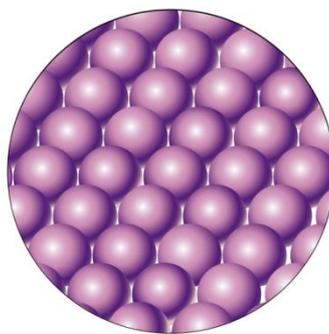
La teoria cinetica spiega il comportamento della materia quando viene sottoposta a scambi di energia.

I postulati su cui si basa la teoria cinetica sono:

- le particelle della materia sono in continuo e inarrestabile movimento;
- temperatura e calore sono manifestazioni del moto delle particelle;
- le particelle non sono a contatto, ma separate da spazi vuoti.

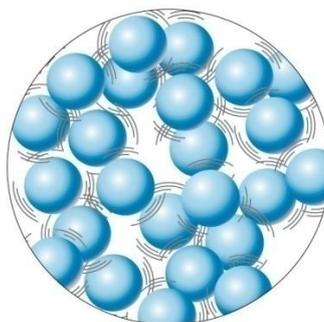
Il contenuto di energia cinetica è diverso a seconda dello stato di aggregazione della materia.

Nei solidi le particelle non si muovono ma oscillano e vibrano intorno a posizioni fisse ben precise.



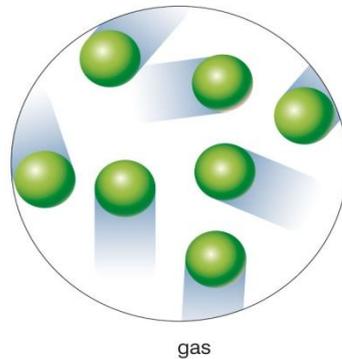
solido

Nei liquidi le particelle sono a contatto, ma hanno maggiore libertà di movimento.



liquido

Le particelle dei **gas** hanno massima libertà di movimento con un moto totalmente disordinato.



La teoria cinetica spiega la relazione fra la temperatura e l'energia cinetica media:

la temperatura assoluta di un corpo è direttamente proporzionale all'energia cinetica media delle particelle che lo costituiscono.

Scaldando un corpo, tuttavia, aumenta anche l'energia potenziale perché le particelle che lo compongono si allontanano le une dalle altre.

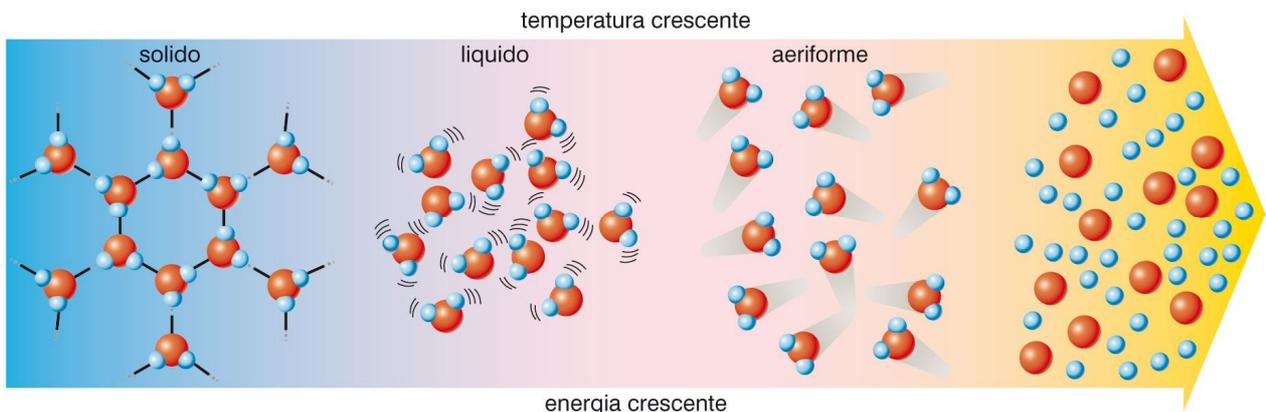
La somma dell'energia cinetica  $E_c$  e dell'energia potenziale  $E_p$  delle particelle che costituiscono un sistema è detta energia interna:

$$E_{interna} = E_c + E_p$$

### La teoria cinetica e i passaggi di stato

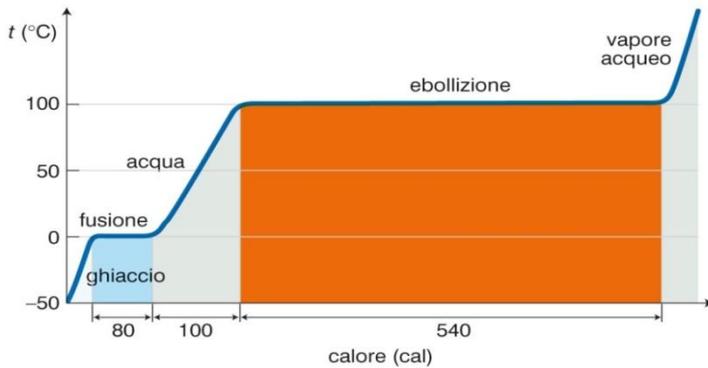
All'aumentare della temperatura cresce l'energia interna di un sistema, ovvero aumentano anche l'agitazione e la distanza media delle particelle.

Le particelle si liberano dalle forze attrattive elettrostatiche passando da uno stato ordinato a uno via via più disordinato.

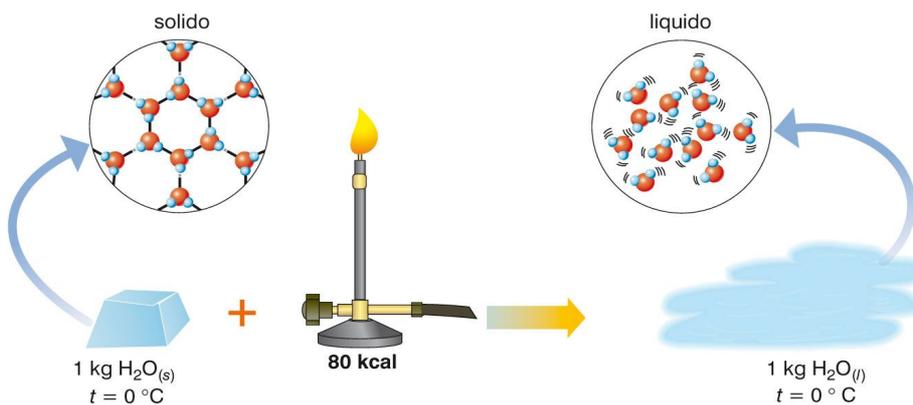


A parità di massa, l'aumento del contenuto energetico è maggiore quando si passa dallo stato liquido a quello aeriforme che da solido a liquido.

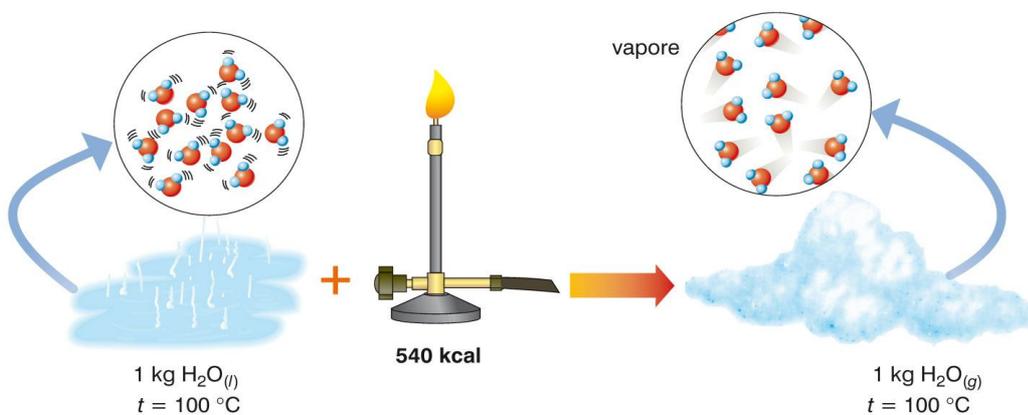
Durante un passaggio di stato, la temperatura rimane costante anche se si continua a fornire (o a sottrarre) calore.



**calore latente di fusione:** è la quantità di energia necessaria per fondere completamente 1 kg di sostanza pura alla temperatura di fusione.



**calore latente di vaporizzazione:** è la quantità di energia necessaria per fare evaporare completamente 1 kg di sostanza pura alla temperatura di ebollizione.



Il calore latente di fusione e il calore latente di vaporizzazione sono proprietà intensive della materia e vengono utilizzati per identificare le sostanze pure.

Il calore latente di vaporizzazione di una qualsiasi sostanza pura è molto maggiore del calore latente di fusione.

Infatti, è più difficile annullare le forze di coesione tra le particelle di un liquido che indebolire le forze di coesione di un solido.

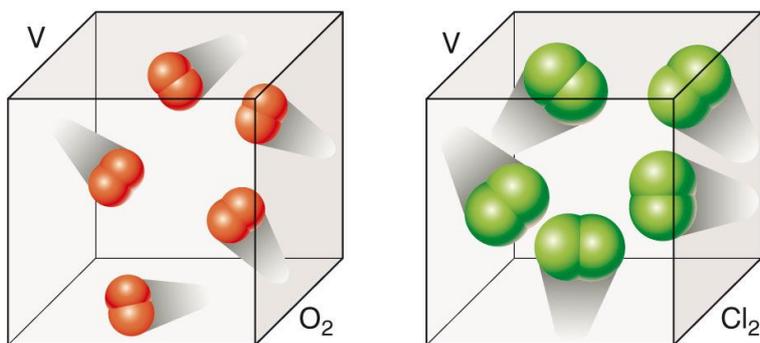
Fanno eccezione quei solidi, come la naftalina e lo iodio, le cui forze di coesione sono così deboli, che passano dallo stato solido direttamente a quello aeriforme (sublimazione).



## La quantità chimica: la mole

Gay-Lussac formulò la legge di combinazione dei volumi: il rapporto tra i volumi di gas che reagiscono tra loro è espresso da numeri interi e piccoli.

La legge di combinazione dei volumi di Gay-Lussac e la teoria atomica di Dalton furono messe in relazione dal principio di Avogadro: Volumi uguali di gas diversi, alla stessa pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.



**massa atomica:** la massa relativa rispetto all'atomo di  $^{12}\text{C}$ .

**unità di massa atomica(u):** è uguale a  $1/12$  della massa dell'atomo di  $^{12}\text{C}$ .

**massa atomica relativa(MA):** è la massa di un elemento espresso in unità u, quindi relativamente alla massa dell'atomo di carbonio.

**massa molecolare relativa(MM):** è la somma delle masse atomiche che compaiono nella formula della molecola.

$$1u = 1,661 \cdot 10^{-24}\text{g}$$

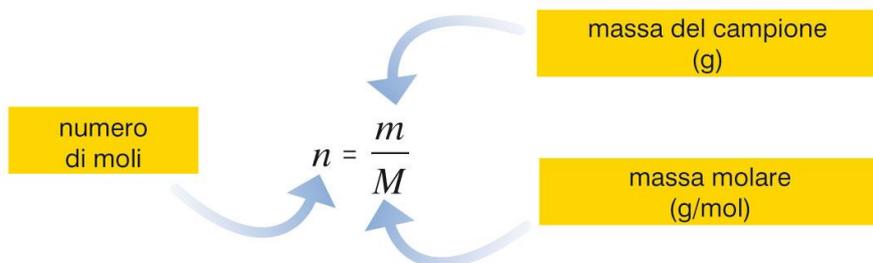
**mole:** quantità di sostanza che contiene un numero di particelle elementari uguale al numero di atomi contenuti in 12 g di  $^{12}\text{C}$ .

**massa molare(M):** è uguale la massa atomica, o molecolare, di una sostanza espressa g/mol.

costante di Avogadro: massa molare/massa atomica =  $6,022 \cdot 10^{23}$  particelle/mol

una mole di sostanza contiene sempre  $6,022 \cdot 10^{23}$  particelle, siano atomi, molecole o ioni.

calcoli con le moli:



Attraverso le formule chimiche che esprimono i rapporti di combinazione fra gli atomi componenti è possibile calcolare la percentuale in massa o composizione percentuale di ciascun elemento presente nel composto.

La formula minima indica il rapporto di combinazione minimo con cui gli atomi si legano per formare la molecola.

I passaggi per determinare la formula minima sono i seguenti:

- si scrive la massa  $m$  in grammi di ciascun elemento presente in 100 g di composto, cioè la sua percentuale in massa;
- si calcola il numero di moli  $n$  di ciascun elemento;
- si divide il numero di moli di ciascun elemento per il più piccolo numero di moli calcolato: i numeri interi che si ottengono sono gli indici numerici della formula;
- si scrivono gli elementi e in basso a destra di ciascuno il rispettivo indice.

Per ricavare la formula molecolare di un composto è necessario misurare sperimentalmente anche la sua massa molecolare.

La formula molecolare è un multiplo della formula minima.

## Le leggi dei gas

I gas dal punto di vista macroscopico hanno tutti lo stesso comportamento, che tuttavia risulta sensibile alle variazioni di temperatura e pressione.

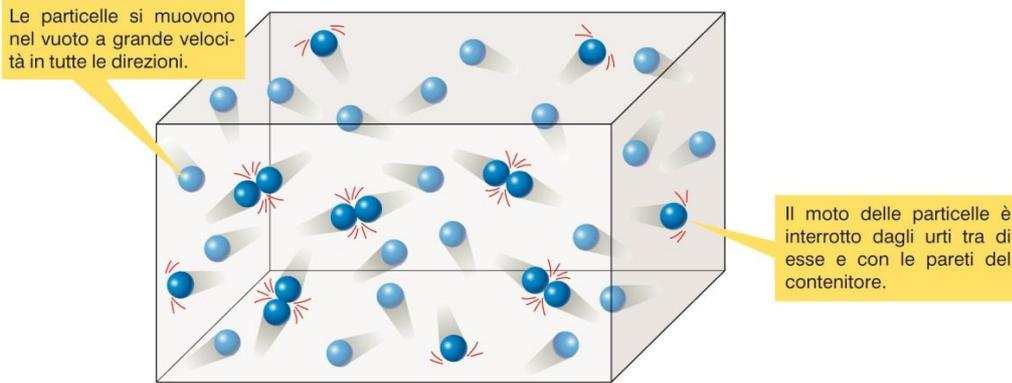
La teoria cinetico-molecolare ne spiega la natura sulla base del modello dei gas ideali o perfetti.

Nel modello del gas perfetto le particelle:

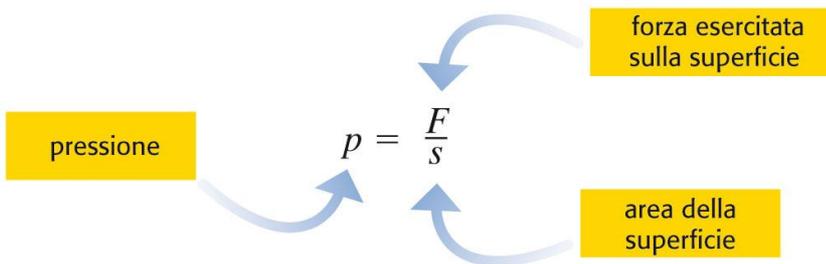
- sono puntiformi e il loro volume è trascurabile;

- non si attraggono reciprocamente;
- si muovono a grande velocità in tutte le direzioni con un movimento disordinato dovuto al fatto che il loro moto rettilineo è interrotto dagli urti (detti elastici) con le altre particelle e con le pareti del contenitore.

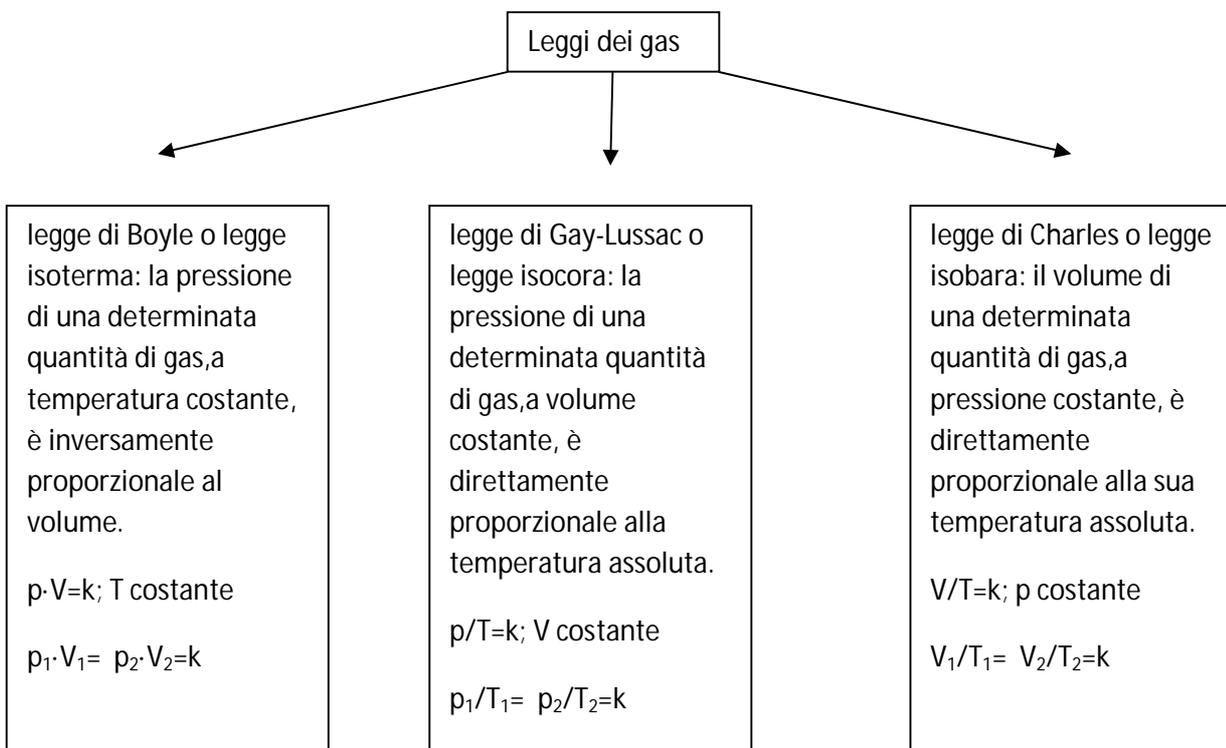
Si può concludere che l'energia cinetica media delle particelle dei gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta.



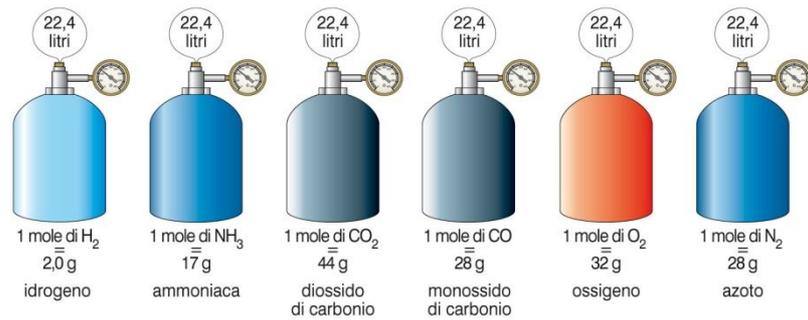
I gas non hanno forma propria, ma occupano quella del recipiente che li contiene: le particelle, quando sono lontane le une dalle altre, non risentono delle forze attrattive.



pressione: è l'effetto macroscopico complessivo degli urti delle particelle di gas sull'unità di superficie e nell'unità di tempo.



A STP (0 °C e 1 atm) il volume molare dei gas è 22,4 L , ovvero una mole di qualsiasi gas occupa 22,4 L di volume.



Combinando le leggi di Boyle, Gay-Lussac e Charles si ottiene la formulazione del comportamento generale dei gas (**equazione di stato dei gas ideali**)

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

$p$  = pressione (in atm)

$V$  = volume (in L)

$n$  = numero di moli

$T$  = temperatura assoluta (in K)

$R$  = costante universale dei gas  
= 0,082 (in L · atm · mol<sup>-1</sup> · K<sup>-1</sup>)

I gas reali

I **gas reali** non obbediscono perfettamente alle leggi dei gas, perché le loro particelle hanno un volume proprio, seppure piccolo, e presentano deboli forze attrattive. I gas reali mostrano un comportamento simile a quello dei gas ideali solo a bassa pressione e ad alta temperatura.

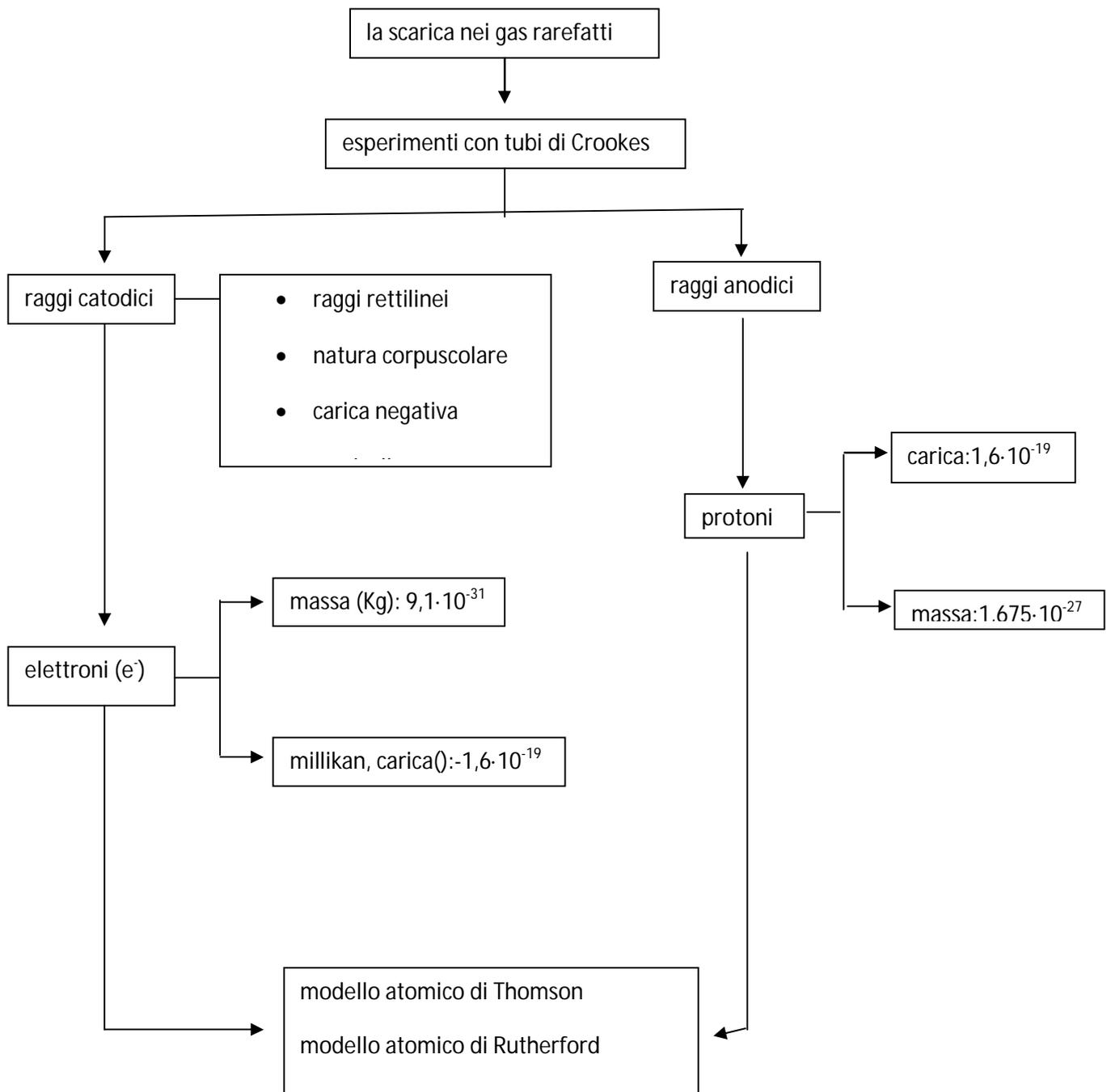
temperatura critica: è la temperatura al di sotto della quale si può avere la condensazione del vapore.

## Le particelle dell'atomo

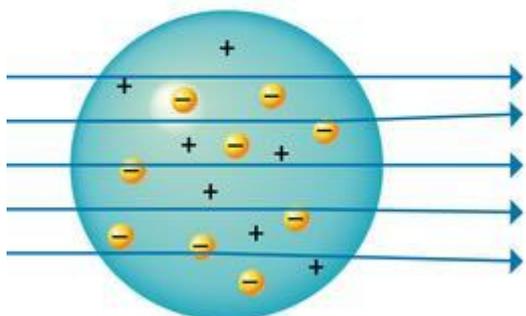
Gli atomi sono formati da tre particelle fondamentali:

- l'**elettrone** con carica negativa;
- il **protone** con carica positiva;
- il **neutrone** privo di carica.

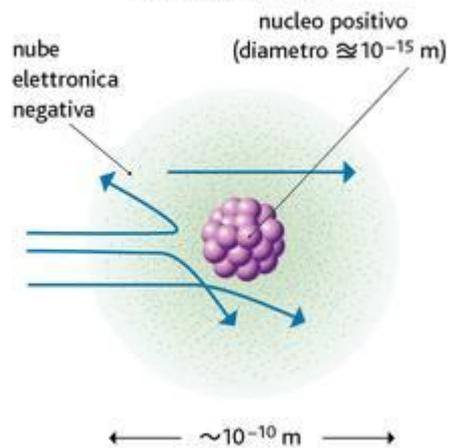
Particella	Carica elettrica	Carica relativa al protone	Massa (kg)	Massa (u)	Massa relativa al protone
elettrone (e)	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C	-1	$9,109 \cdot 10^{-31}$ kg	$5,486 \cdot 10^{-4}$ u	1/1836
protone (p)	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	1,007 u	1
neutrone (n)	0	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	1,009 u	≅ 1



atomo di Thomson



atomo di Rutherford



**numero atomico (Z):** è il numero di protoni presenti nel nucleo di un atomo è detto

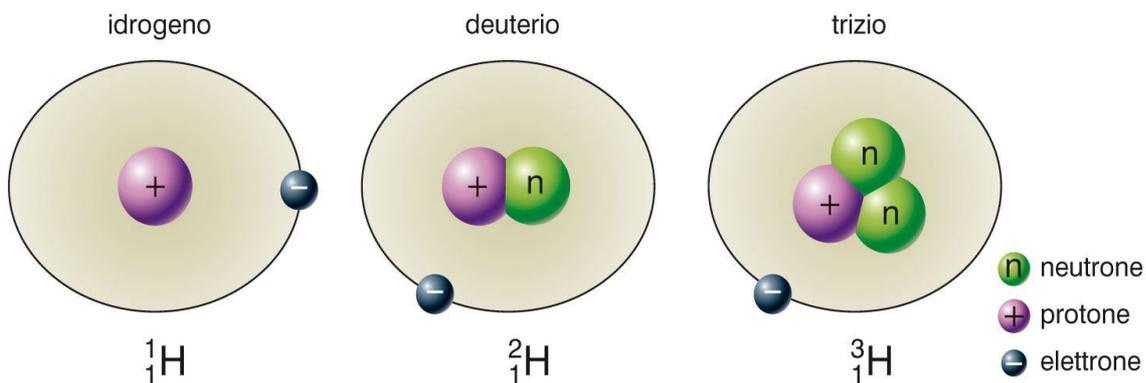
Se l'atomo è neutro il numero dei protoni è uguale al numero degli elettroni.

**numero di massa (A):** è uguale alla somma del numero di protoni (Z) e del numero di neutroni ( $n^\circ$ ) contenuti nel nucleo

$$A = Z + n^\circ$$



Gli isotopi sono atomi dello stesso elemento aventi le stesse proprietà chimiche ma masse diverse, perché contengono un diverso numero di neutroni.



## La struttura dell'atomo

### La natura ondulatoria della luce

La luce è un particolare tipo di onda elettromagnetica che si crea per rapidissima oscillazione di cariche elettriche.

I parametri che caratterizzano le onde elettromagnetiche sono la velocità, la lunghezza d'onda ( $\lambda$ ) e la frequenza ( $\nu$ ).

La lunghezza d'onda si esprime in nanometri (nm) o in ångstrom (Å).

La frequenza ( $\nu = 1/\lambda$ ) si misura in Hertz (Hz).

La lunghezza d'onda e la frequenza sono in relazione tra loro.



A diagram consisting of a yellow rectangular box on the left containing the text "velocità della luce". A blue curved arrow points from the right side of this box towards the equation  $c = \lambda \cdot \nu$  located to its right.

L'interazione della luce con la materia è la prova che la luce ha anche natura corpuscolare.

La propagazione del fascio luminoso è dovuto allo spostamento di un gruppo di pacchetti di energia, detti quanti di energia o fotoni.

Secondo la teoria corpuscolare i fotoni possono provocare l'espulsione degli elettroni atomici oppure possono venire assorbiti cedendo l'energia che trasportano.

La relazione di Planck-Einstein riassume questo comportamento:

$$E = h \cdot \nu$$

dove

$E$  = energia di un fotone di luce

$h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J · s (costante di Planck)

$\nu$  = frequenza della radiazione elettromagnetica

La luce degli atomi

la luce emessa dagli atomi non è continua, ma presenta soltanto alcune frequenze caratteristiche per ogni tipo di atomo.

Lo spettro continuo è una serie di colori che si susseguono senza discontinuità, tipico dei solidi e dei liquidi portati all'incandescenza.

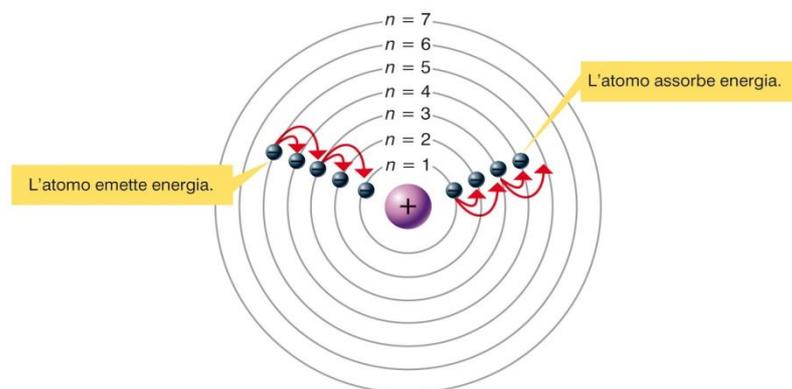
Lo spettro a righe, tipico dei gas rarefatti sottoposti a scarica elettrica, è formato da righe colorate discontinue (righe di emissione).

L'atomo di Bohr

Bohr perfezionò il modello di Rutherford e riuscì a spiegare la stabilità degli atomi e l'emissione degli spettri a righe.

Un fotone che viene assorbito da un atomo, cede tutta la sua energia a uno dei suoi elettroni, che passa così a uno stato energetico più elevato.

1. L'elettrone percorre solo determinate orbite circolari (orbite stazionarie), senza emettere e cedere energia e quindi senza cadere nel nucleo.
2. All'elettrone sono permesse solo certe orbite a cui corrispondono determinati valori di energia (quantizzata).
3. Per passare da un'orbita a un'altra a livello energetico superiore, l'elettrone assorbe energia.
4. Per passare da un'orbita a un'altra a contenuto energetico minore, l'elettrone emette un fotone di appropriata frequenza (se appartiene al visibile dello spettro elettromagnetico, appare come riga colorata).
5. L'energia del fotone emesso o assorbito corrisponde alla differenza di energia delle due orbite.



La funzione d'onda contiene tre numeri interi, detti numeri quantici ( $n$ ,  $l$  e  $m$ ) che definiscono lo stato quantico dell'elettrone e ne specificano il valore di una proprietà.

L'orbitale è una funzione d'onda elettronica caratterizzata da una particolare terna di valori di  $n$ ,  $l$  e  $m$ .

- Il numero quantico principale  $n$  ( $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ ) definisce il livello energetico dell'elettrone che è proporzionale alla distanza dal nucleo.
- Il numero quantico secondario  $l$  ( $l = 0, 1, \dots, n-1$ ) determina le caratteristiche geometriche dell'orbitale (sottolivello energetico).

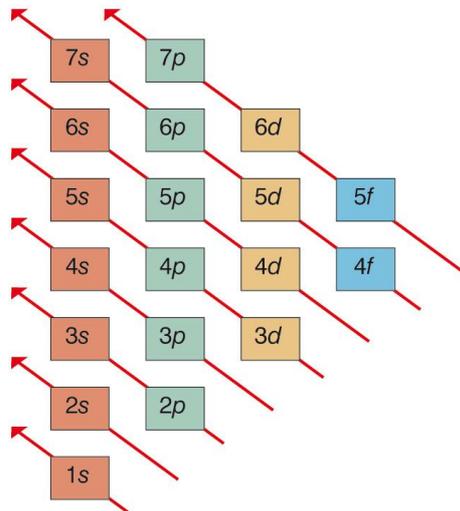
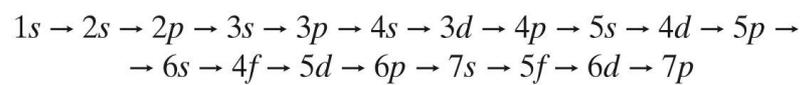
valori di $l$	0 1 2 3
lettera	$s p d f$

- Il numero quantico magnetico  $m$  ( $m = -l, 0, +l$ ) definisce quanti orbitali della stessa forma, ma con orientazione diversa, possono coesistere in un sottolivello.
- Il numero quantico di spin  $m_s$  ( $m_s = \pm 1/2$ ) indica il valore di spin che può essere assunto dall'elettrone.

principio di esclusione di Pauli: un orbitale può descrivere lo stato quantico di due soli elettroni; essi devono avere spin opposto cioè antiparallelo.

configurazione elettronica: è l'insieme degli orbitali necessari a descrivere tutti i suoi elettroni.

principio di Aufbau: procedimento per scrivere la configurazione elettronica di un atomo (1. determinare il numero di elettroni dell'atomo neutro, 2. scrivere gli ordine di energia crescente)

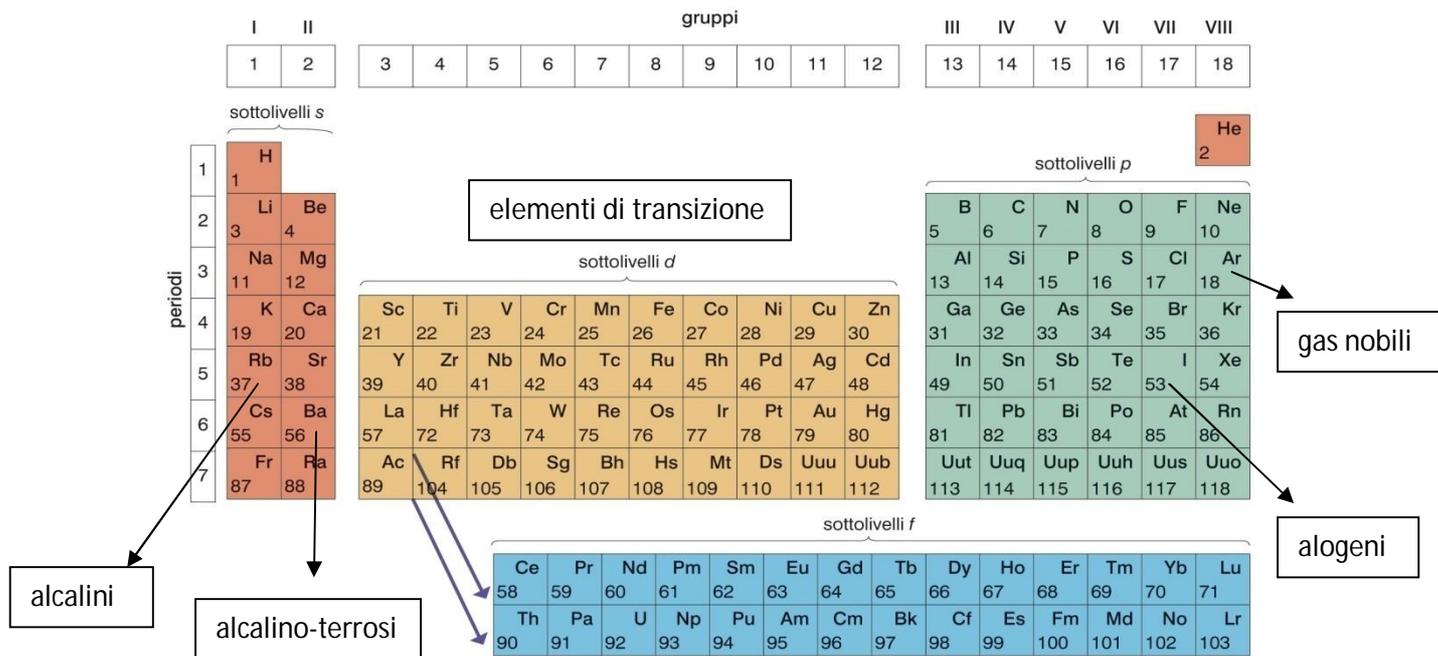


**regola di Hund:** nella configurazione elettronica più stabile di un atomo gli elettroni appartenenti ad un medesimo sottolivello tendono ad assumere lo stesso spin.

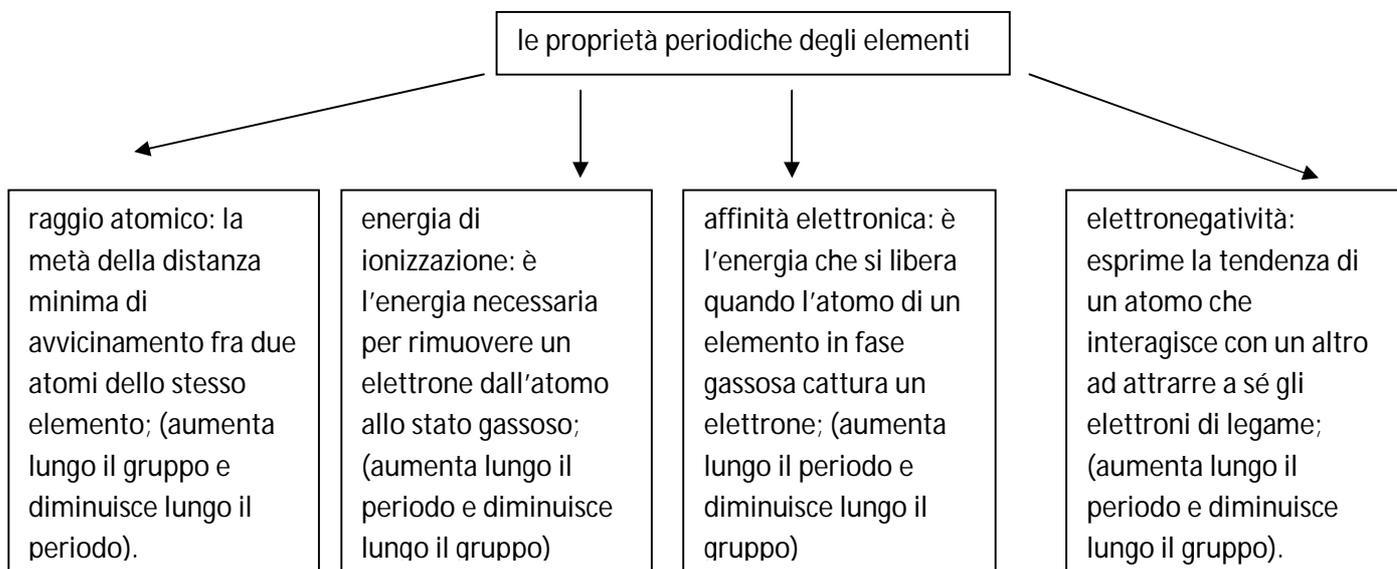
# Il sistema periodico

il posto occupato nella tavola periodica da un elemento è stabilito dal numero atomico.

**periodicità:** è la ripetizione a intervalli regolari di alcune proprietà chimiche.



Gli elementi di uno stesso gruppo presentano una disposizione simile degli elettroni più esterni.



## I legami chimici

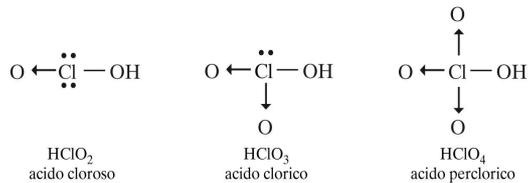
**legame covalente:** si forma quando due atomi mettono in comune una coppia di elettroni.

Se i due atomi sono identici il legame è **covalente puro**.

Può essere doppio se gli atomi condividono due coppie di elettroni ( $\text{CO}_2$ ) o triplo se ne condividono tre ( $\text{N}_2$ ).

Il **legame covalente dativo** si forma quando la coppia di elettroni di legame è fornita da uno solo dei due atomi che partecipano al legame.

L'atomo che dona gli elettroni si dice **donatore**, quello che li riceve prende il nome di **accettore**.



il **legame covalente polare** si forma tra atomo di natura diversa con una differenza di elettronegatività inferiore a 0,4.

**legame ionico:** si ottiene quando la differenza di elettronegatività è superiore a 1,7 e si forma tra un elemento metallico e uno non metallico.

- gli elementi metallici (a sinistra nella tavola periodica) tendono a cedere elettroni diventando ioni positivi;
- i non metalli (a destra nella tavola periodica) tendono ad acquistare elettroni trasformandosi in ioni negativi.

**legame metallico:** è dovuto all'attrazione fra gli ioni metallici positivi e gli elettroni mobili che li circondano.

I principi fondamentali della teoria VSEPR sono:

- la disposizione degli atomi in una molecola dipende dal numero totale di coppie elettroniche di valenza che circondano l'atomo centrale;
- le coppie elettroniche, avendo uguale segno, si respingono e si collocano alla maggiore distanza possibile le une dalle altre.

In base al numero di coppie elettroniche intorno all'atomo centrale si ha che:

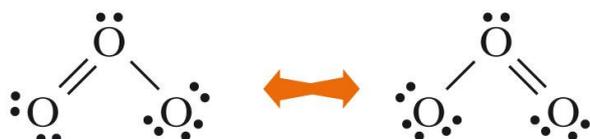
- due coppie individuano una geometria lineare con angoli di  $180^\circ$ ;
- tre coppie determinano un assetto triangolare equilatero con angoli di  $120^\circ$ ;
- quattro coppie individuano una geometria tetraedrica con angoli di  $109,5^\circ$ .

Numero di coppie	Geometria	Forma	Angolo di legame	Struttura geometrica	Esempio
n=2	Lineare		180°	H — Be — H	BeH <sub>2</sub> BH <sub>2</sub> BeCl <sub>2</sub>
n=3	Triangolare planare		120°	<pre>       H               B      / \     H   H           </pre>	BH <sub>3</sub> BCl <sub>3</sub> BF <sub>3</sub> BI <sub>3</sub>
n=4	Tetraedrica		109,5°	<pre>       H               C      /   \     H     H               H           </pre>	CH <sub>4</sub> CCl <sub>4</sub> CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>
n=3+1	Tetraedrica	Piramide triangolare	107,3°	<pre>       N̄      /   \     H     H               H           </pre>	NH <sub>3</sub> PH <sub>3</sub> AsH <sub>3</sub> PF <sub>3</sub> BH <sub>3</sub>
n=2+2	Tetraedrica	Piegata	105°	<pre>       O      / \     H   H           </pre>	H <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> S SO <sub>2</sub>

## Le nuove teorie del legame

Quando una molecola presenta legami semplici e legami doppi, un'unica formula può non descriverla in modo corretto.

La rappresentazione corretta della molecola si ha utilizzando due forme limite.



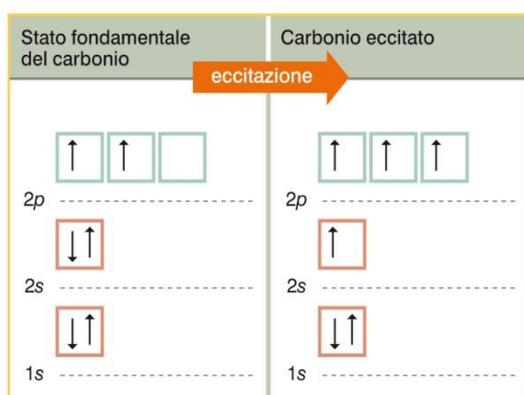
ibrido di risonanza: è una molecola la cui struttura reale è intermedia tra due o più possibili strutture di Lewis.

Secondo la teoria del legame di valenza (teoria VB), il legame covalente si forma quando gli orbitali semipieni di due atomi danno origine a un nuovo orbitale che permette loro di condividere gli elettroni di legame, l'orbitale molecolare.

Il legame covalente si forma quando orbitali atomici di energia e simmetria simili si combinano per formare un orbitale molecolare di energia inferiore a quella degli orbitali atomici di partenza; a tale orbitale molecolare corrisponde una coppia di elettroni aventi spin opposti.

legame  $\sigma$ : la distribuzione elettronica è concentrata lungo l'asse di legame ed è disposta in modo simmetrico intorno a esso.

legame  $\pi$ : la distribuzione elettronica è concentrata in due zone situate da parti opposte rispetto all'asse di legame e non è disposta simmetricamente intorno a esso.



Gli elettroni possono passare da un orbitale a più bassa energia a un orbitale dello stesso livello  $n$  che presenti una maggiore energia e che non sia occupato.

orbitali ibridi: sono funzioni matematiche che derivano dalla somma algebrica di un certo numero di orbitali atomici aventi energia simile.

	Ibrido $sp^3$	Ibrido $sp^2$	Ibrido $sp$
geometria	 tetraedrica	 triangolare planare	 lineare
natura dei legami	4 legami $\sigma$ 0 legami $\pi$	3 legami $\sigma$ 1 legame $\pi$	2 legami $\sigma$ 2 legami $\pi$
numero orbitali $p$ non ibridati	0	1	2
esempio	metano	etilene	acetilene

## Le forze intermolecolari e gli stati condensati della materia

Le forze intermolecolari sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro.

La polarità di una molecola dipende anche dalla sua geometria, grazie alla quale le polarità dei legami possono annullarsi a vicenda oppure sommarsi:

- molecole polari: geometria piegata, piramidale;
- molecole apolari: geometria lineare, tetraedrica, triangolare planare .

Si conoscono tre tipi di legami intermolecolari:

<b>Legame a idrogeno</b>	<b>Dipolo-dipolo</b>	<b>Forze di London</b>
è una forza attrattiva che si instaura tra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo piccolo, molto elettronegativo e con una coppia elettronica libera	le molecole polari che hanno momento dipolare complessivo diverso da zero, si dicono dipoli permanenti. I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati forze dipolo-dipolo	sono interazioni elettrostatiche dovute all'attrazione fra molecole apolari che formano dipoli temporanei a causa dello sbilanciamento della distribuzione degli elettroni.

I solidi vengono classificati in base al tipo di legame che aggrega le unità costitutive:

Tipo di cristallo	Unità strutturali	Legame tra le unità strutturali	Esempi	Punto di fusione	Proprietà meccaniche ed elettriche
ionico	ioni positivi e negativi	ionico	NaCl (cloruro di sodio), KNO <sub>3</sub> (nitrato di potassio)	elevato	Duro e fragile. Se solubile in acqua, dà soluzioni conduttrici di elettricità.
reticolare	atomi	covalente	C (diamante e grafite), SiO <sub>2</sub> (quarzo)	molto elevato	In genere duro, fragile e non conduttore di elettricità. Insolubile in acqua.
molecolare polare	molecole polari	forze intermolecolari	H <sub>2</sub> O (ghiaccio), C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (saccarosio)	non elevato	Tenero e fragile. In genere le soluzioni non sono conduttrici di elettricità.
molecolare apolare	molecole apolari	forze intermolecolari	I <sub>2</sub> (iodio), CO <sub>2</sub> (ghiaccio secco)	basso	Tenero e fragile. Non conduce la corrente né allo stato solido né in soluzione.
metallico	ioni positivi immersi nel mare di elettroni	metallico	elementi del blocco s e d della tavola periodica (Na, Cu)	variabile	Lucente, malleabile e duttile. Conduce l'elettricità e il calore.

Forme alternative di uno stesso elemento che si diversificano per il modo in cui gli atomi sono legati sono dette **allotropi**.

Un esempio è il carbonio che presenta due forme allotropiche:

- la grafite con reticolo esagonale;
- il diamante con reticolo cubico.

**cristalli isomorfi:** cristalli che hanno composizione chimica diversa, ma struttura cristallina identica.

**tensione superficiale di un liquido:** l'energia necessaria per far aumentare di un'unità la sua area superficiale.

**capillarità:** fenomeno che provoca l'innalzamento o l'abbassamento del livello di un liquido all'interno di un capillare

**tensione di vapore:** la pressione esercitata dalle molecole che evaporano da un liquido in un recipiente chiuso quando velocità di evaporazione e di condensazione si uguagliano.

## Classificazione e nomenclatura de composti

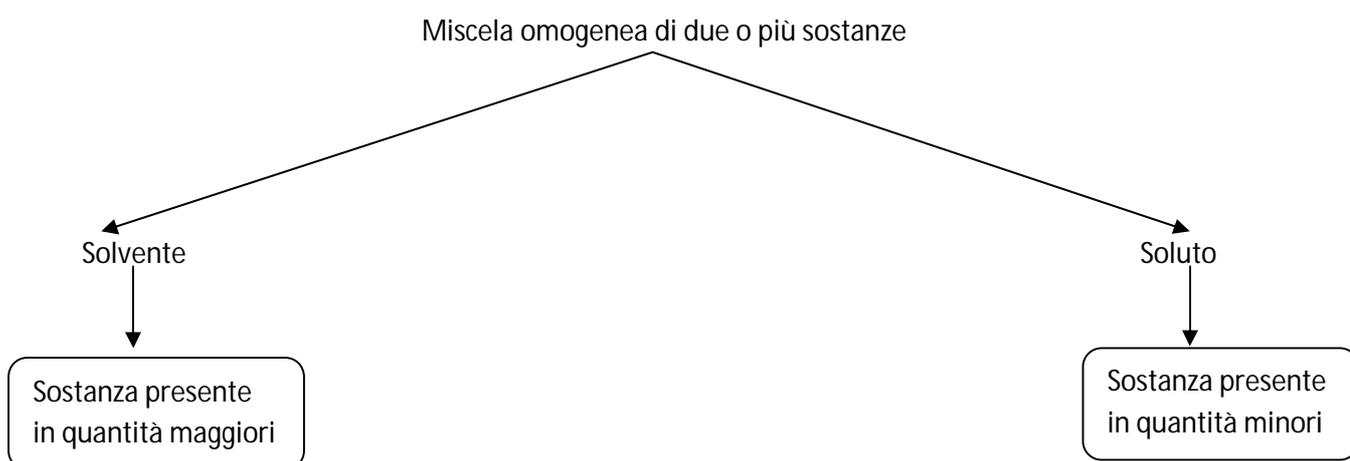
### Composti binari

Classe	Tipo di elementi	Esempio	Nomenclatura
Ossidi basici	Metallo+ossigeno	$\text{Cu}_2\text{O}$ (ossido si rame)	Ossido+nome del primo elemento (Cu) + desinenza -oso (se numero di ossidazione minore) -ico (se numero di ossidazione maggiore)
Ossidi acidi	Non metallo+ossigeno	$\text{SO}_2$ (anidride solforosa)	Anidride+nome del primo elem.(S) +desinenza -ica (se elemento ha un solo n.o) -osa (se elem. ha 2 n.o e prendo quello minore) -ica(se elem. ha 2 n.o e prendo quello maggiore) -se l'elemento ha 4 n.o le desinenze sono: -ipo.osa(n.o minore) -osa -ica -per.ica(n.o maggiore)
Sali binari	Metallo+ non metallo	$\text{NaCl}$ (cloruro di sodio) Composto da un idrossido+idracido $\text{NaOH}+\text{HCl}\rightarrow\text{NaCl}+\text{H}_2\text{O}$	Nome del secondo elemento+desin. -uro +nome primo elemento con desinenza: -oso(se n.o minore) -ico(se n.o maggiore)
Idracidi	Idrogeno+alogeni o zolfo	$\text{HCl}$ (acido cloridrico)	Acido+nome del non metallo+desin. - idrico
Idruri			Idruro+di+nome del primo elemento(Li)
metallici	Metallo+idrogeno	$\text{LiH}$ (idruro di litio)	
covalenti	Non metallo+idrogeno	$\text{NH}_3$ (ammoniaca)	

## Composti ternari

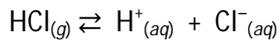
Classe	Tipo di elemento	Esempio	Nomenclatura
Idrossidi	Metallo+(OH)	Ca(OH) <sub>2</sub> (idrossido di calcio) Composto da un ossido basico+H <sub>2</sub> O=CaO+H <sub>2</sub> O→Ca(OH) <sub>2</sub>	Idrossido+nome primo elemento(Ca) Se elem. ha un solo n.o= idrossido di... + nome del primo elemento Se elem. ha due n.o= Idrossido+nome del primo elemento+desinenza: -oso(se n.o minore) -ico(se n.o maggiore)
Ossiacidi	Idrogeno+ Non metallo+ossigeno	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> (acido solforoso) Composto da un ossido acido+H <sub>2</sub> O=SO <sub>2</sub> +H <sub>2</sub> O → H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Nome acido+nome del non metallo: -oso(se l'elem. ha 2 n.o e prendo il più piccolo)      -ico(se l'elem. ha 2 n.o e prendo il più grande) -se l'elemento ha 4 n.o le desinenze sono: -ipo.osa(n.o minore) -osa -ica -per.ica(n.o maggiore)
Sali ternari	Metallo+ non metallo+ossigeno	FeSO <sub>4</sub> (solfato ferroso) Composto da idrossido del primo elemento[Fe(OH) <sub>2</sub> ]+ossiacid o del secondo elemento(H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	Se il nome dell'acido termina in -oso →il sale prende il suffisso -ito Se il nome dell'acido termina in -ico →il sale prende il suffisso -ato

## Le proprietà delle soluzioni



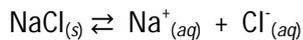
I composti molecolari formano soluzioni per dispersione nell'acqua delle molecole elettricamente neutre; l'acqua rompe i deboli legami intermolecolari. Queste soluzioni non conducono elettricità.

I composti polari (come gli acidi) in acqua si ionizzano: le molecole dipolari dell'acqua spezzano i legami covalenti polari della molecola con conseguente formazione di ioni:



Queste soluzioni conducono elettricità.

I composti ionici in acqua si dissociano, ovvero liberano ioni: le molecole d'acqua separano gli ioni di carica opposta già presenti nel composto



Queste soluzioni conducono elettricità.

Soluzioni con alta conducibilità elettrica contengono soluti detti elettroliti forti.

Soluzioni con modesta conducibilità elettrica contengono soluti detti elettroliti deboli.

Soluzioni che non presentano conducibilità elettrica contengono soluti detti non elettroliti.

### La concentrazione delle soluzioni

La concentrazione di un componente in una miscela è una grandezza che esprime il rapporto tra la quantità del componente rispetto alla quantità totale di tutti i componenti della miscela (compreso il suddetto componente), o, in alcuni modi di esprimerla, del componente più abbondante.

- **percentuale in massa** (%P/P m/m: **massa** soluto / massa soluzione x 100)

Indica quanti grammi di soluto sono sciolti in 100g di soluzione.

- **percentuale peso/volume** (% P/V )

Indica quanti grammi di soluto sono sciolti in 100 cm<sup>3</sup> di soluzione

- **percentuale in volume** (C % V/V: **volume** soluto / volume soluzione x 100)

Indica quanti cm<sup>3</sup> di un soluto liquido sono sciolti in 100 cm<sup>3</sup> di soluzione

- **molarità** (M = **moli** soluto / **litri** soluzione)

Indica quante moli di soluto sono sciolte in 1 dm<sup>3</sup> (1 L) di soluzione

- **molalità** (m = moli soluto / **kg** solvente)

Indica quante moli di soluto sono state aggiunte a 1000 grammi di solvente

### Le proprietà colligative

Una proprietà colligativa è una proprietà che dipende soltanto dal numero di particelle di soluto presenti in soluzione, e non dalla loro natura.

L'abbassamento della tensione di vapore di una soluzione è uguale al prodotto tra la tensione di vapore del solvente puro e la frazione molare del soluto.

Il punto di ebollizione di una soluzione è maggiore di quello del solvente puro perché la soluzione ha una tensione di vapore inferiore a quella del solvente puro.

$$t_{\text{eb.soluzione}} - t_{\text{eb.solvente}} = \Delta t_{\text{eb}} = k_{\text{eb}} \cdot m \cdot i$$

Il **punto di congelamento di una soluzione** è minore di quello del solvente puro perché le particelle di soluto possono impedire a quelle del solvente di fissarsi al cristallo di solvente puro.

$$t_{\text{cong.soluzione}} - t_{\text{cong.solvente}} = \Delta t_{\text{c}} = k_{\text{c}} \cdot m \cdot i$$

## Solubilità

La solubilità di una sostanza in un certo solvente è la sua concentrazione nella soluzione satura.

## Soluzioni acquose e elettroliti

Le soluzioni acquose sono formate dai composti molecolari dei quali l'acqua rompe i legami,

i composti polari che in acqua ionizzano cioè rompono i legami covalenti rilasciando ioni,

i composti ionici che, sempre se posti in acqua, dissociano ovvero liberano ioni positivi e negativi poiché le molecole dell'acqua rompono il reticolo cristallino.

In genere tutte le sostanze che in acqua dissociano o ionizzano sono chiamati elettroliti per la loro capacità di condurre elettricità in ambiente acquoso:

**Un elettrolita è una sostanza che rende elettricamente conduttrice la soluzione acquosa in cui è disciolto.**