

Dalle leggi ponderali alla teoria atomica

La materia è un insieme di **atomi**, combinati tra loro in vario modo e uniti da legami più o meno forti. Gli atomi sono così piccoli da poter essere visibili soltanto per «via indiretta», cioè solo utilizzando speciali microscopi elettronici e rielaborando al computer i segnali ottenuti.

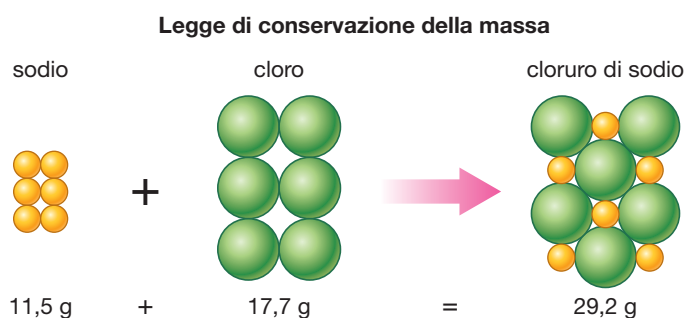
Se gli atomi sono particelle tanto microscopiche, come sono stati scoperti?

La prima teoria scientifica sulla natura atomica della materia basata su prove sperimentali è del 1803. Lo scienziato inglese che la propose, **John Dalton**, scoprì che la materia era costituita da particelle più piccole sulla base dei risultati degli esperimenti che avevano permesso di formulare le tre leggi fondamentali della chimica. La sua teoria si basa sui seguenti punti:

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

Dalton, inoltre, era un grande appassionato di meteorologia e per questa ragione si interessava del comportamento fisico e chimico delle miscele di gas (come l'aria), che poteva essere spiegato solo ammettendo che gli atomi di gas diversi possiedono dimensioni e massa differenti.

La teoria atomica di Dalton concorda e spiega perfettamente la **legge di conservazione della massa**. Infatti, se in una reazione chimica gli atomi non possono essere né creati né distrutti (come prevede la teoria atomica di Dalton) ma rimangono invariati in numero e in massa, la massa totale delle sostanze che partecipano alla reazione non cambia nel corso della reazione stessa.

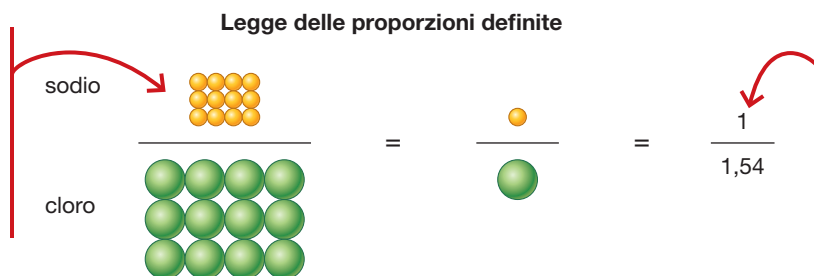


La teoria atomica di Dalton concorda anche con la **legge delle proporzioni definite** di Proust?

Secondo l'ipotesi di Proust, gli atomi si combinano (cioè si legano) tra loro secondo numeri caratteristici per ogni tipo di composto. Inoltre, gli atomi di elementi diversi hanno masse diverse. Ne consegue che il rapporto tra le masse degli elementi che si combinano dipende dal rapporto che esiste tra le masse degli atomi. In altre parole, *il rapporto tra le masse degli elementi che si combinano in una reazione chimica è costante perché è determinato dal rapporto tra le masse degli atomi.*

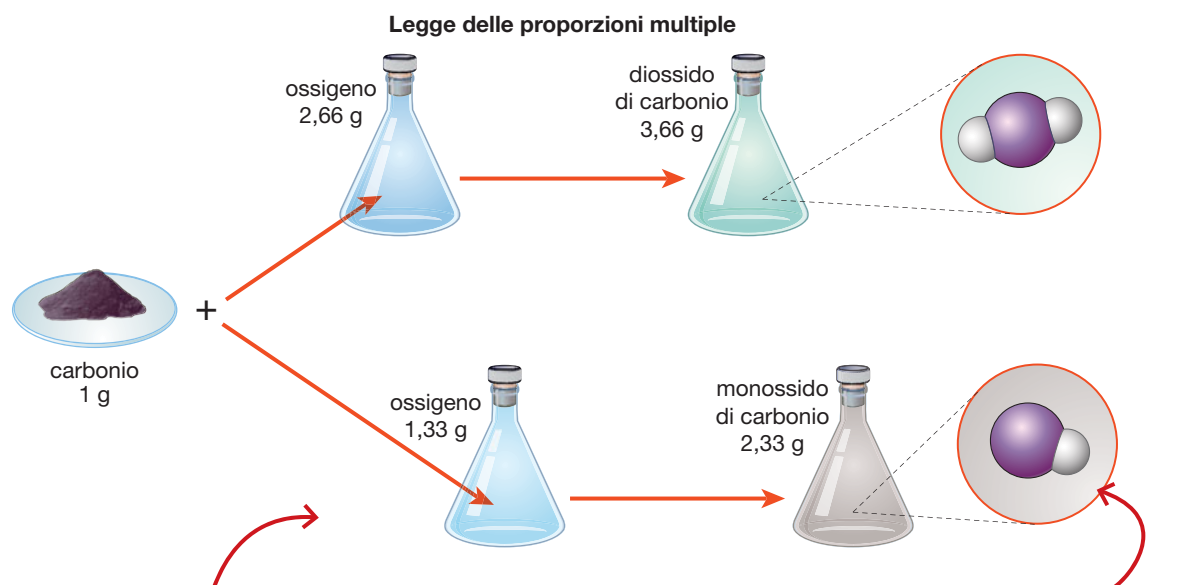
SINTESI C3. Le particelle della materia

Il sodio e il cloro reagiscono per dare il cloruro di sodio: 23 g di sodio reagiscono con 35,4 g di cloro. Il rapporto tra le masse di sodio e di cloro è 23 : 35,4 cioè 1 : 1,54.



Il rapporto tra le masse degli elementi è determinato dal fatto che un atomo di cloro ha una massa 1,54 volte maggiore di un atomo di sodio.

La teoria atomica permette di interpretare anche la legge delle proporzioni multiple, enunciata dallo stesso Dalton: quando un elemento si combina con un altro per formare dei composti diversi, le masse del primo elemento che si combinano con una quantità fissa del secondo stanno tra loro in un rapporto esprimibile mediante numeri interi e piccoli. Secondo l'ipotesi di Dalton gli atomi di uno stesso elemento hanno la stessa massa e, di conseguenza, masse uguali di uno stesso elemento contengono lo stesso numero di atomi. Allo stesso modo, una massa doppia di un'altra (dello stesso elemento) contiene il doppio degli atomi.



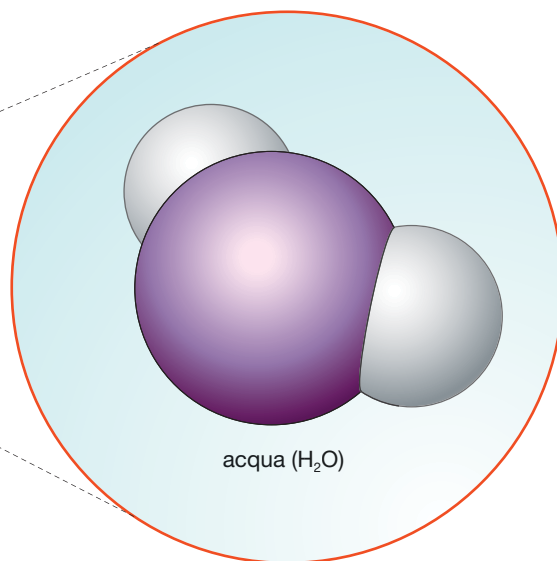
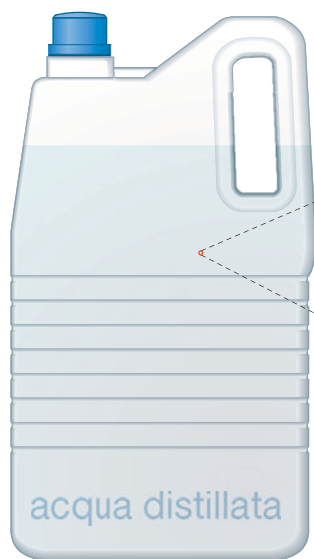
L'ossigeno reagisce con il carbonio per dare due composti, il monossido di carbonio e il diossido di carbonio. Il rapporto tra le masse di ossigeno che si combinano con 1 g di carbonio è 2,66 : 1,33 cioè 2 : 1, in accordo con la legge delle proporzioni multiple.

Come si spiega questo risultato? Secondo l'ipotesi di Dalton, il rapporto tra le masse di ossigeno è determinato dal rapporto tra il numero di atomi di ossigeno che si legano a un atomo di carbonio nei due composti. Nel diossido di carbonio sono presenti 2 atomi di ossigeno per ogni atomo di carbonio, nel monossido di carbonio ogni atomo di carbonio si lega a un atomo di ossigeno. Il rapporto tra gli atomi di ossigeno nei due composti è 2 : 1, come quello tra le masse di ossigeno.

■ La teoria atomica e le proprietà della materia

Abbiamo visto che per riconoscere i diversi tipi di sostanze dobbiamo determinare alcune grandezze estensive (come la massa, il volume, ecc.) e alcune grandezze intensive (come la densità, il punto di fusione, di ebollizione ecc.).

Queste ultime – che non dipendono dalle dimensioni dell'oggetto studiato ma solamente dal tipo di materia che lo forma – sono particolarmente indicative.



L'acqua pura (o acqua distillata) possiede alcune **proprietà fisiche** che la caratterizzano.

Per esempio:

- la temperatura di ebollizione, pari a 100 °C (misurata alla pressione atmosferica, a livello del mare),
- la temperatura di fusione, pari a 0 °C,
- la densità, pari a 1 g/cm³ (misurata alla temperatura di 4 °C).

In una goccia d'acqua sono presenti milioni di molecole d'acqua. È il loro insieme a determinare le **proprietà macroscopiche** dell'acqua.

Una singola molecola d'acqua non possiede le stesse proprietà fisiche (macroscopiche) di una goccia d'acqua.

Poiché tali determinazioni si fanno su porzioni macroscopiche di materia, cioè su una quantità sufficiente per essere maneggiata, dobbiamo chiederci: qual è la relazione tra le proprietà di porzioni macroscopiche di materia e quelle degli atomi che la formano?

Alcune proprietà fisiche della materia (come il colore di un oggetto) dipendono dall'unione di un numero molto elevato di atomi e per questa ragione sono dette **proprietà macroscopiche**.

Altre, invece, caratterizzano anche le singole particelle e per questa ragione sono dette **proprietà microscopiche** della materia.

Le proprietà chimiche (come la tendenza a reagire tra loro degli elementi chimici) sono proprietà microscopiche della materia.

■ Particelle in movimento

La teoria atomica permette di spiegare vari aspetti della materia, per esempio la sua varietà o molte delle sue proprietà fisiche e chimiche.

Tuttavia, da sola, la teoria atomica non è sufficiente a spiegare il comportamento della materia, soprattutto quando è sottoposta a scambi di energia, per esempio quando viene riscaldata.

La teoria più utile a questo scopo è la **teoria cinetica** la quale afferma che:

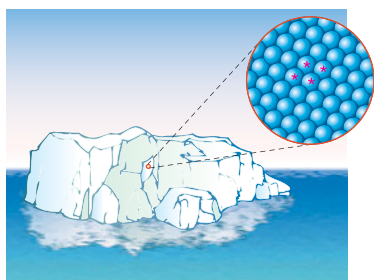
- le particelle che formano la materia (atomi, molecole) sono in continuo e inarrestabile movimento;
- temperatura e calore sono manifestazioni del moto delle particelle;
- la distanza tra le particelle dipende dallo stato di aggregazione della materia.

Attraverso la teoria cinetica è possibile spiegare importanti proprietà fisiche della materia, come l'esistenza dei tre stati di aggregazione.

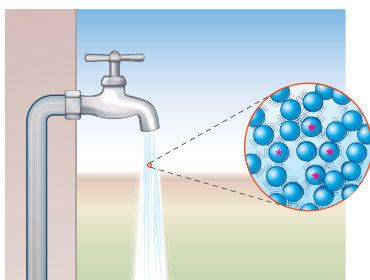
Nei corpi che si trovano allo **stato solido** le particelle sono molto vicine tra loro e hanno una posizione reciproca fissa, ma non sono immobili (vibrano continuamente intorno a posizioni fisse).

Nei corpi che si trovano allo **stato liquido**, le particelle sono molto vicine tra loro ma sono in grado di scorrere le une sulle altre. Le particelle dei liquidi hanno pertanto una maggiore libertà di movimento rispetto alle particelle dei solidi.

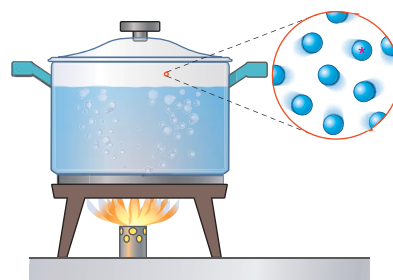
Nella materia che si trova allo **stato aeriforme** la libertà di movimento delle particelle è massima perché esse sono molto distanti tra loro e libere le une rispetto alle altre. Il moto è casuale e disordinato e gli urti sono frequenti.



I **solidi** sono incompressibili perché le particelle che li costituiscono non possono essere ulteriormente avvicinate. Esse vibrano attorno a posizioni fisse nello spazio e per questa ragione i solidi hanno una forma propria.



I **liquidi** non possono essere compressi, come i solidi, ma non hanno forma propria perché le particelle possiedono una maggiore libertà di movimento. Quando un liquido viene versato da un contenitore a un altro assume una nuova forma grazie al movimento delle sue particelle.



Negli **aeriformi** (o gas) le particelle hanno una grande libertà di movimento. La distanza reciproca è molto maggiore delle dimensioni di una singola particella. Esse possono essere avvicinate: i gas diminuiscono il loro volume qualora vengano compressi. Come i liquidi anche i gas non hanno forma propria.

La teoria cinetica spiega anche i passaggi di stato. Infatti all'aumentare della temperatura cresce l'agitazione delle particelle e la loro distanza media. Man mano che le particelle si allontanano, le forze attrattive che agiscono tra esse diventano più deboli.

Se l'aumento di temperatura è sufficiente, le particelle di un corpo solido possono allontanarsi abbastanza da poter scorrere reciprocamente: si assiste alla **fusione**, cioè al passaggio di stato tra solido e liquido. Aumentando ancora la temperatura, le particelle si allontanano ulteriormente, fino a vincere del tutto le forze attrattive che le legano: si verifica così l'**evaporazione**, il passaggio di stato tra liquido e aeriforme.

Il contrario avviene quando si sottrae calore a un corpo: la velocità delle particelle e la distanza tra esse diminuiscono. Se le molecole di un gas si avvicinano si ha la sua **liquefazione**; se le forze di attrazione tra le particelle aumentano ancora, si ha la **solidificazione**.

■ Le particelle più piccole dell'atomo

Gli antichi Greci avevano scoperto che un pezzetto di ambra strofinato su un panno di lana attira piccoli frammenti di paglia. Strofinando una bacchetta di vetro l'effetto ottenuto è opposto: i pezzetti di paglia vengono respinti. Alla base di questi fenomeni c'è una proprietà della materia chiamata **carica elettrica**. La prima interpretazione che tentava di accordare queste osservazioni con la teoria atomica risale al XIX secolo,

SINTESI C3. Le particelle della materia

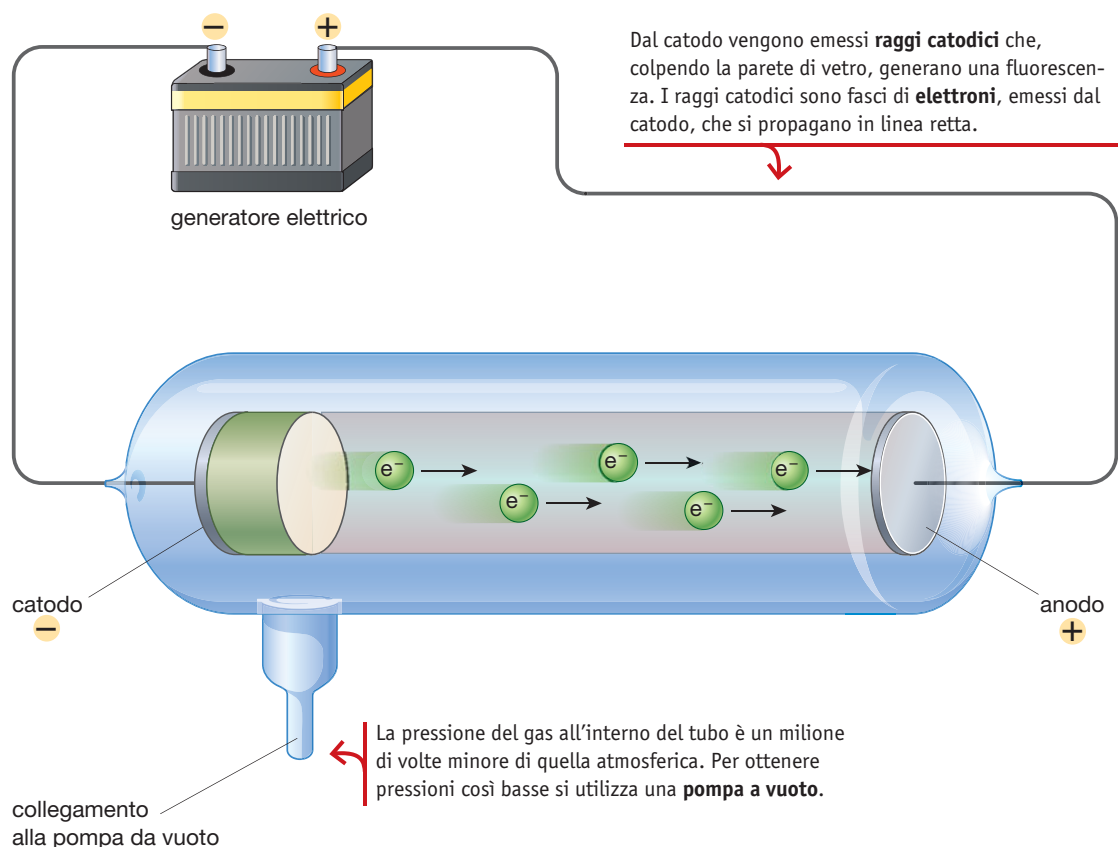
quando il chimico Berzelius suggerì l'idea che ogni atomo possedesse al suo interno sia cariche positive che cariche negative: l'**eletttrizzazione** della materia consiste in uno «spostamento» di queste cariche elettriche. Bisognerà attendere le ricerche condotte alla fine dell'Ottocento per avere la prova dell'esistenza di **particelle subatomiche** (cioè più piccole dell'atomo) cariche elettricamente. Oggi sappiamo che tutti gli atomi sono formati da tre tipi di particelle fondamentali:

- l'**elettrone** con carica elettrica negativa;
- il **protone**, dotato di carica elettrica positiva;
- il **neutrone**, una particella priva di carica elettrica.

Particella	Carica elettrica	Carica relativa al protone	Massa (kg)	Massa relativa al protone
elettrone (e)	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C	-1	$9,109 \cdot 10^{-31}$ kg	1/1836
protone	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C	+1	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	1
neutrone	0	0	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$\cong 1$

L'esistenza degli elettroni fu verificata nel 1897 dal fisico inglese Joseph J. Thompson, che effettuò alcuni esperimenti con un tubo di vetro contenente un gas rarefatto (cioè a bassissima pressione), alle cui estremità sono fissate due placche metalliche (gli elettrodi). Una placca è collegata al polo negativo di un generatore elettrico, l'altra è collegata al polo positivo. La placca negativa si chiama **catodo**, quella positiva **anodo**. Quando la pressione del gas è circa un milionesimo di quella atmosferica, sul vetro dalla parte opposta al catodo si osserva una debole macchia fluorescente.

Thompson riuscì a dimostrare che i raggi fluorescenti erano fasci di particelle con carica elettrica negativa, che egli chiamò elettroni.



■ La struttura degli atomi

La scoperta degli elettroni portò gli scienziati a ipotizzare che all'interno dell'atomo fosse presente una corrispondente carica positiva: solo così, infatti, gli atomi potevano risultare neutri. Bisognava ora comprendere come fossero distribuite queste cariche all'interno dell'atomo.

Thompson suggerì l'idea che l'atomo fosse una sfera di carica positiva in cui gli elettroni erano distribuiti a distanza regolare (in modo da minimizzare la repulsione reciproca dovuta al fatto che si tratta di cariche dello stesso segno), un po' come le «uvette in un panettone».

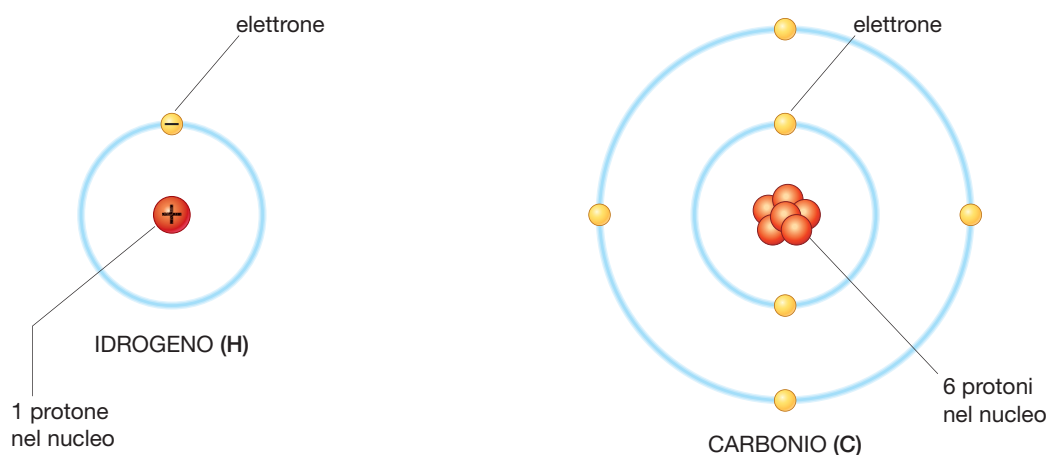
Per verificare la correttezza di questo modello, il fisico neozelandese **Ernest Rutherford** ideò nel 1911 un esperimento i cui risultati lo portarono a formulare un modello completamente diverso, nel quale le cariche positive sono concentrate in un **nucleo** centrale, intorno al quale ruotano gli elettroni.

Il modello di Rutherford è stato superato da un altro successivo, ma resta ancora valido nel suo principio generale: la maggior parte della massa di un atomo si trova concentrata nel nucleo. Inoltre, nel modello di Rutherford non sono considerati i neutroni, dato che queste particelle subatomiche vennero scoperte solo nel 1932.

Atomi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni (detto numero **atomico**). Poiché l'atomo è neutro, questo numero è uguale a quello di elettroni.

Il numero atomico si indica con Z e si scrive in basso a sinistra del simbolo chimico dell'elemento. Ad esempio ${}_6\text{C}$ significa che l'atomo di carbonio possiede 6 protoni nel nucleo, cioè $Z = 6$.

Sulla tavola periodica gli elementi sono ordinati secondo il numero atomico crescente: il numero d'ordine riportato in ciascuna casella è il numero atomico dell'elemento.



Il numero di protoni sommato a quello di neutroni si chiama **numero di massa**, si indica con la lettera A ed è uguale alla somma del numero di protoni (Z) e del numero di neutroni contenuti nel nucleo.

$$A = Z + \text{numero dei neutroni}$$

In natura è possibile trovare atomi di uno stesso elemento, quindi con lo stesso numero atomico, ma con diverso numero di massa. Questi atomi sono chiamati **isotopi**.

Per esempio, il carbonio ha sempre 6 protoni (e 6 elettroni), ma il suo nucleo può contenere 6, 7 o 8 neutroni.

I legami chimici nelle molecole

Guardandoci intorno possiamo osservare un numero enorme di sostanze: esse sono talmente numerose che è difficile immaginare che cos'abbiano in comune.

Eppure questa grandissima varietà di sostanze è il risultato della combinazione dei 94 tipi di elementi che esistono in natura. Gli atomi degli elementi si combinano tra loro con tre tipi diversi di legami chimici:

- il **legame covalente**,
- il **legame ionico**,
- il **legame metallico**.

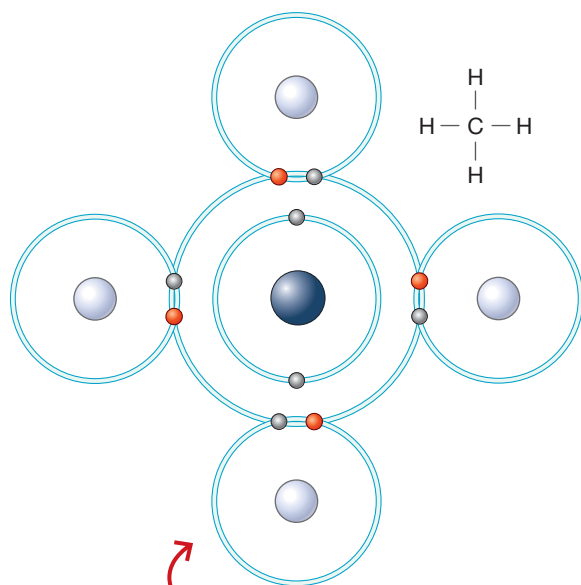
In tutti i casi, formando un legame, gli atomi tendono a diventare più stabili.

Il legame covalente si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni (fino a un massimo di tre coppie).

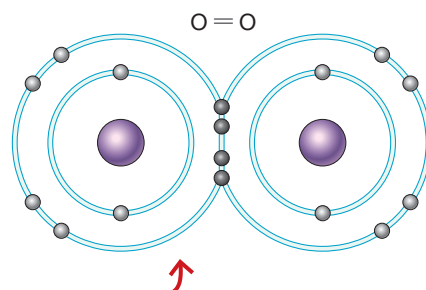
Nella formazione del legame covalente tra atomi identici (per esempio due atomi di cloro nella molecola Cl_2) la carica elettrica degli elettroni coinvolti nel legame si distribuisce in modo uniforme intorno ai due nuclei.

La molecola che si forma è detta **apolare** (non polare) e con essa anche il legame covalente che si è formato.

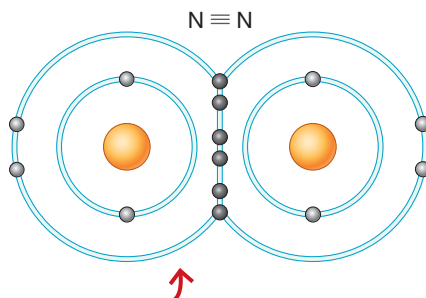
Nelle molecole formate da atomi diversi, invece, gli elettroni in condivisione possono essere attirati con forza differente dai due nuclei. La carica elettrica tende, quindi, ad accumularsi a una delle estremità della molecola, che risulta in tal caso **polare**. Nella molecola di acido cloridrico (HCl), per esempio, il cloro attrae maggiormente gli elettroni implicati nel legame di quanto non faccia l'idrogeno.



Nella molecola di metano ci sono quattro legami covalenti semplici. Essa è formata da un atomo di carbonio (con 6 elettroni) e quattro atomi di idrogeno (con 1 elettrone ciascuno) che mettono in comune in totale 8 elettroni: ciascun atomo di idrogeno forma un **legame covalente semplice**, avendo in comune con il carbonio 2 elettroni (l'atomo di carbonio forma quattro legami covalenti semplici).



Nella molecola di ossigeno c'è un **legame covalente doppio**. Essa è formata da due atomi (con 8 elettroni ciascuno) che mettono in comune 4 elettroni (2 da ciascun atomo).



Nella molecola di azoto c'è un **legame covalente triplo**. Essa è formata da due atomi (con 7 elettroni ciascuno) che mettono in comune 6 elettroni (3 da ciascun atomo).

■ Il legame ionico e il legame metallico

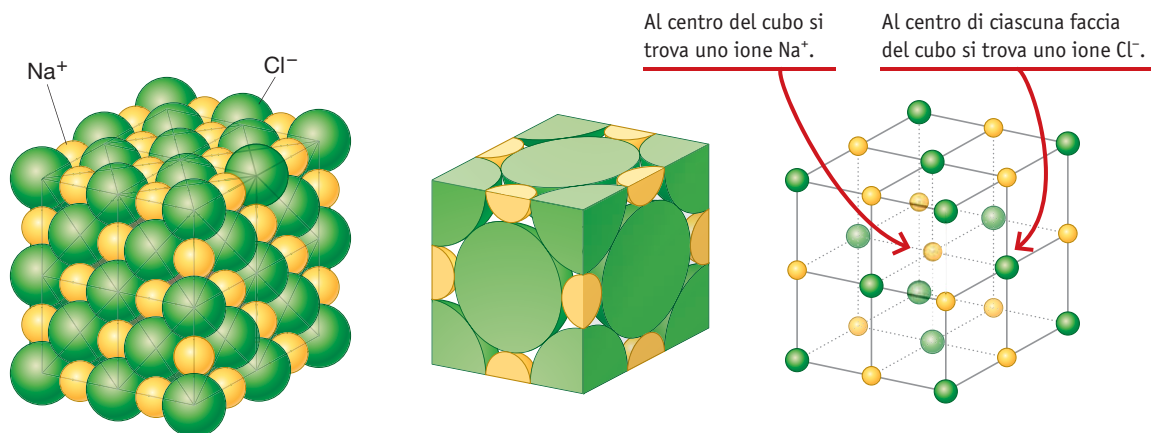
Non tutti gli atomi si legano ad altri per formare molecole. Alcuni elementi, come i gas nobili (gli elementi del diciottesimo gruppo), hanno il livello energetico più esterno completo di 8 elettroni e per questa ragione non hanno alcuna tendenza a formare legami chimici. In altri casi, l'interazione tra atomi di diverso tipo può portare a un trasferimento di elettroni: un atomo acquista elettroni «strappandoli» a un altro.

Si formano così due **ioni** dotati di carica elettrica di segno opposto: un catione (+) e un anione (-). Tra queste particelle si manifesta un'attrazione di tipo elettrostatico detta **legame ionico**.

Nei solidi cristallini (tra cui molti minerali), gli ioni sono «impacchettati» secondo uno schema preciso. Per esempio, nel sale da cucina ogni ione può considerarsi al centro di un cubo; in posizione centrale in ciascuna delle 6 facce del cubo si trova uno ione di segno opposto. Gli ioni dello stesso segno, invece, si trovano in posizione diagonale, quindi a maggiore distanza reciproca.

Tutti i composti ionici presentano reticoli cristallini, ma il modo in cui gli ioni si dispongono nello spazio dipende dalle loro caratteristiche, per esempio dalle loro dimensioni.

La formula dei composti ionici non indica la composizione di una molecola perché in un reticolo cristallino è impossibile distinguere le unità molecolari; essa indica solamente il rapporto di combinazione tra gli ioni positivi e negativi, in modo che il composto risulti elettricamente neutro.

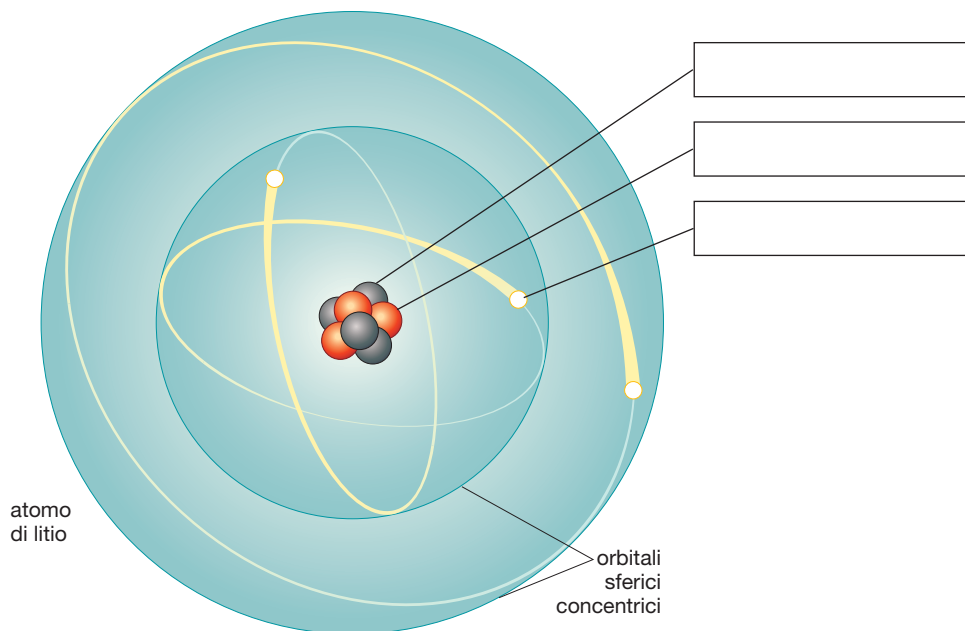


Il legame covalente e quello ionico non sono i soli possibili nella materia.

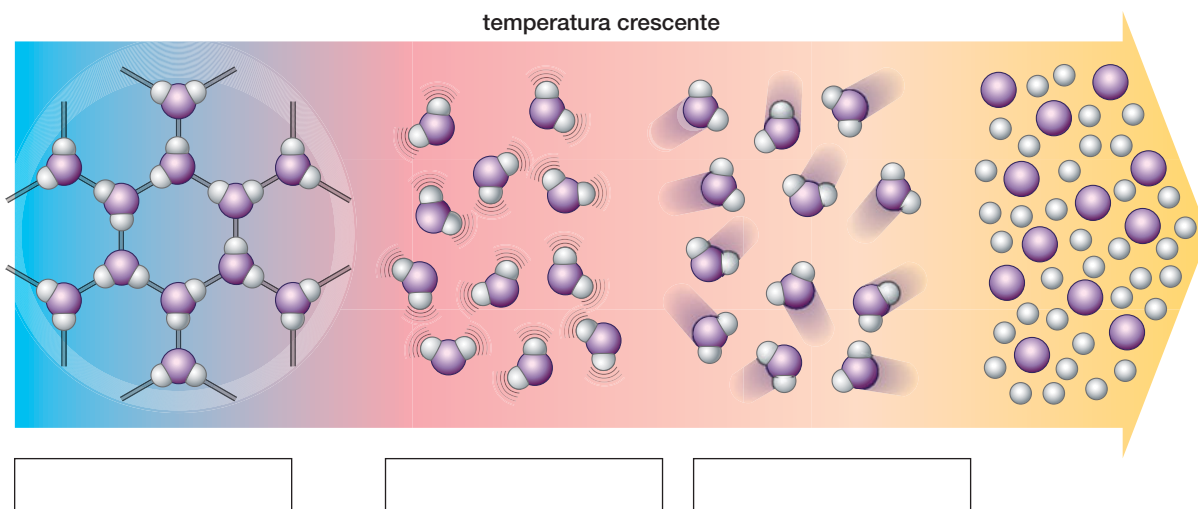
Nei metalli, gli atomi sono uniti tramite **legami metallici** dovuti all'attrazione fra i cationi metallici e gli elettroni del livello energetico più esterno che sono liberi di muoversi.

Maggiore è il numero di elettroni mobili, più il legame metallico è forte. Molte proprietà dei metalli, come ad esempio la conducibilità elettrica, sono determinate dalla libertà di movimento degli elettroni del livello energetico più esterno.

1 Completa la figura con i nomi delle particelle subatomiche.



2 Indica nella figura i diversi stati di aggregazione della materia in accordo con la teoria cinetica delle particelle.



3 Completa le seguenti frasi scegliendo i termini corretti tra quelli indicati nei corrispondenti riquadri.

A. La teoria atomica di dice che la materia è fatta da atomi, ovvero particelle, indivisibile e indistruttibili. Gli atomi di un non possono essere né creati né distrutti e non possono essere trasformati negli atomi di un altro.

Lavoisier, Proust, Dalton, piccolissime, macroscopiche, visibili, composto, elemento

B. Secondo la teoria, il moto delle particelle di un corpo è tanto più rapido e disordinato quanto più è alta la del corpo stesso. Allo stato le particelle sono molto vicine e sono in grado di scorrere le une rispetto alle altre, mentre allo stato sono lontane e completamente staccate le une dalle altre.

Atomica, cinetica, molecolare, massa, temperatura, energia cinetica, solido, liquido, gassoso

C. Gli atomi contengono particelle dotate di carica elettrica dette protoni, particelle dotate di carica negativa dette e particelle dette neutroni. Ciascun è caratterizzato da un numero di protoni che costituisce il numero atomico.

Positiva, anodica, negativa, catodica, protoni, elettroni, molecole, periodo, elemento, isotopo

D. Il numero di protoni contenuto nel nucleo di un atomo si chiama numero Se l'atomo è neutro, tale numero è anche uguale al numero presenti nell'atomo.

Atomico, elettronico, di massa, dei protoni, dei neutroni, degli elettroni,

E. Il numero indica la somma del numero di protoni e del numero di presenti nel nucleo di un atomo. Esistono atomi di un stesso con diverso numero di massa che sono detti

Atomico, di massa, elettronico, protoni, neutroni, elettroni, composto, elemento, gruppo, periodo, ioni, isotopi, metalli

F. Nel legame un atomo mette in comune uno o più con un altro atomo, in modo da completare l'ottetto del livello energetico più Nel legame invece un atomo ne acquista uno o più sottraendolo completamente ad un altro atomo.

Ionico, covalente, metallico, polare, interno, esterno, apolare,