



Lattes

# La chimica generale

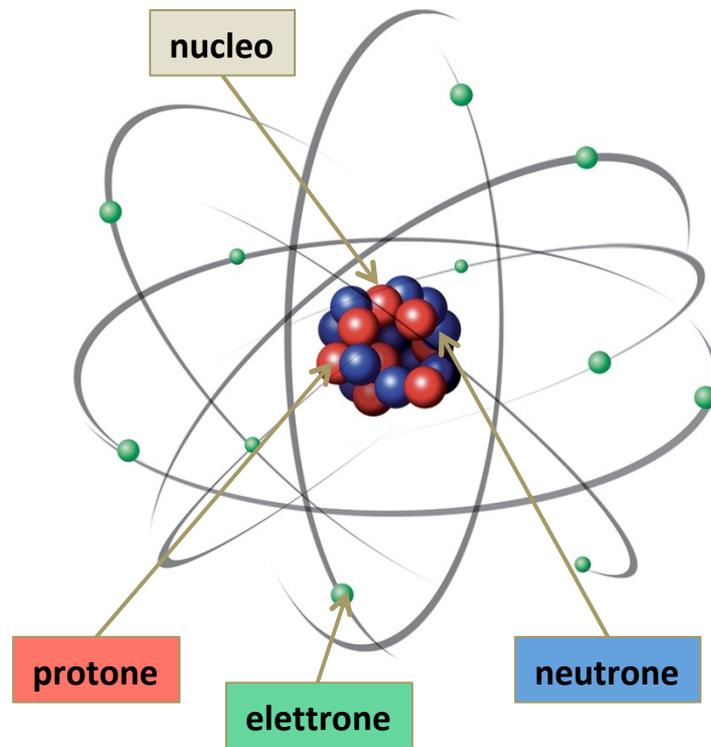
# L'atomo e la sua struttura

Le sostanze sono formate da particelle molto piccole: gli **atomi**. Se sono formate da atomi uguali si chiamano **sostanze semplici** o elementi chimici; se sono formate da atomi diversi si chiamano **sostanze composte** o composti.

Ogni atomo è formato da una parte centrale, il **nucleo**, in cui è concentrata la quasi totalità della sua massa.

Il nucleo è formato da **protoni**, particelle con carica elettrica positiva e da **neutroni**, particelle che non hanno carica elettrica.

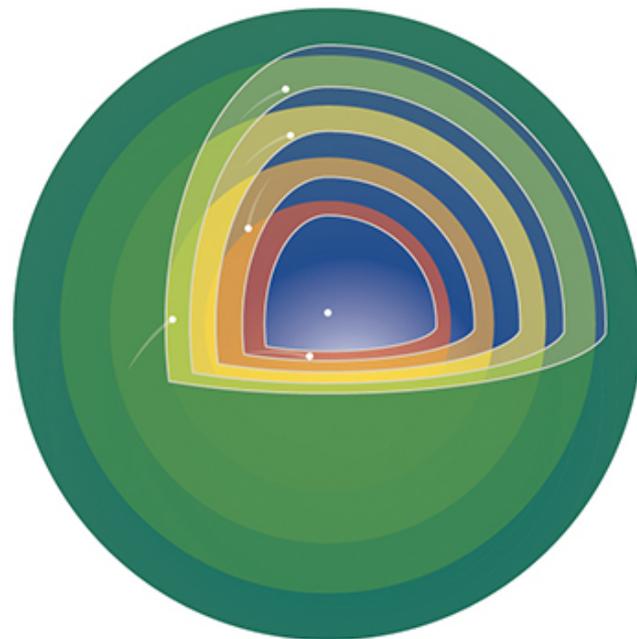
Intorno al nucleo ruotano gli **elettroni**, particelle che hanno carica elettrica negativa.



# L'atomo e la sua struttura

Gli elettroni non si trovano tutti alla stessa distanza dal nucleo ma si muovono all'interno di **orbite concentriche** poste a distanze crescenti dal nucleo. Particolari insiemi di orbite formano i **gusci elettronici**.

Nei diversi atomi gli elettroni occupano i gusci **a partire da quello più interno**, più vicino al nucleo, e solo quando un guscio è completo incominciano a occupare il guscio successivo. Ogni guscio ospita un **numero fisso di elettroni** che varia da guscio a guscio. È importante ricordare che in ogni atomo il guscio più esterno può contenere **al massimo otto elettroni**.



# Numero atomico e numero di massa

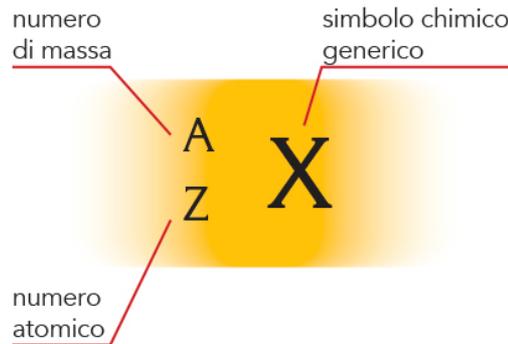
Ciò che rende differenti gli elementi chimici è il **diverso numero di protoni presente nel nucleo dell'atomo**.

Il **numero atomico** è il **numero di protoni presenti nel nucleo** e viene indicato in basso a sinistra (**Z**).

Un atomo, per quanto molto piccolo, ha una sua **massa**. Il **numero di massa** è il **numero dei protoni e dei neutroni presenti nel nucleo** e viene indicato in alto a sinistra (**A**).

Gli atomi sono troppo piccoli per essere misurati in kilogrammi. Si è deciso di usare un'unità di misura convenzionale chiamata **Unità di massa atomica**.

La **massa atomica** è la **somma della massa di protoni, neutroni ed elettroni**.



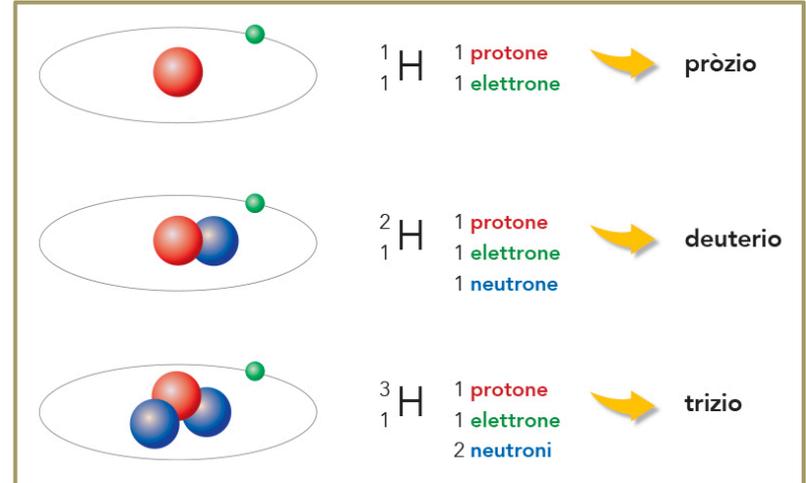
# Gli isotopi

Un elemento chimico ha sempre lo stesso numero di protoni. Però **il numero dei neutroni può variare**.

Gli **isotopi** sono gli atomi di un elemento che hanno lo **stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni**.

L'**idrogeno**, ad esempio, è una miscela di tre isotopi, ciascuno dei quali possiede un solo protone:

- l'idrogeno comune o pròzio, che non ha neutroni;
- il deuterio che ha un neutrone;
- il trizio che ha due neutroni.



# La tavola periodica

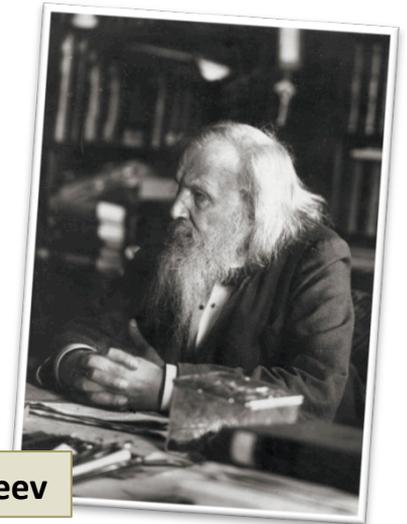
Dopo il 1700 gli scienziati hanno scoperto diversi elementi chimici prima sconosciuti e hanno tentato di raggrupparli in base alle loro caratteristiche.

A metà dell'Ottocento il chimico russo **Dimitrij Mendeleev** li classificò in una tabella, chiamata **tavola periodica degli elementi**.

Oggi si usa una versione più moderna della tavola di Mendeleev, in cui gli elementi sono disposti in **ordine crescente secondo il numero atomico**.

Nella tavola periodica ogni elemento è inserito in una casella che riporta il **nome**, il **simbolo chimico**, il **numero atomico** e la **massa atomica**.

Il simbolo chimico deriva generalmente dal nome latino dell'elemento ed è formato da una lettera maiuscola oppure da una lettera maiuscola e una minuscola. Per esempio l'ossigeno è O, il calcio Ca.



Dimitrij Mendeleev

# La tavola periodica

Gli elementi chimici sono ordinati in righe orizzontali, chiamate **periodi**, e in colonne verticali, chiamate **gruppi**.

Gli elementi appartenenti allo stesso gruppo hanno proprietà molto simili. Questo comportamento è legato al fatto di avere tutti lo stesso numero di elettroni nel guscio esterno.

**Le proprietà chimiche di un elemento sono determinate dal numero di elettroni presenti nel guscio più esterno.**

Gli elementi sono inoltre suddivisi in **metalli**, **non metalli**, **semimetalli** e **gas nobili**.

Gli elementi della tavola periodica

Metalli alcalini

Metalli

Metalli  
alcalino terrosi

Non metalli

Alogeni  
(non metalli)

Semi metalli

Gas nobili

Lantanidi

Attinidi



# La tavola periodica

	Gruppo →	I	II								III	IV	V	VI	VII	VIII			
	Periodo ↓																		
	1	1 <b>H</b> Idrogeno															2 <b>He</b> Elio		
Metalli alcalini	2	3 <b>Li</b> Litio	4 <b>Be</b> Berillio									5 <b>B</b> Boro	6 <b>C</b> Carbonio	7 <b>N</b> Azoto	8 <b>O</b> Ossigeno	9 <b>F</b> Fluoro	10 <b>Ne</b> Neon		
Metalli	3	11 <b>Na</b> Sodio	12 <b>Mg</b> Magnesio									13 <b>Al</b> Alluminio	14 <b>Si</b> Silicio	15 <b>P</b> Fosforo	16 <b>S</b> Zolfo	17 <b>Cl</b> Cloro	18 <b>Ar</b> Argo		
Metalli alcalino terrosi	4	19 <b>K</b> Potassio	20 <b>Ca</b> Calcio	21 <b>Sc</b> Scandio	22 <b>Ti</b> Titanio	23 <b>V</b> Vanadio	24 <b>Cr</b> Cromo	25 <b>Mn</b> Manganese	26 <b>Fe</b> Ferro	27 <b>Co</b> Cobalto	28 <b>Ni</b> Nichel	29 <b>Cu</b> Rame	30 <b>Zn</b> Zinco	31 <b>Ga</b> Gallio	32 <b>Ge</b> Germanio	33 <b>As</b> Arsenico	34 <b>Se</b> Selenio	35 <b>Br</b> Bromo	36 <b>Kr</b> Cripto
Non metalli	5	37 <b>Rb</b> Rubidio	38 <b>Sr</b> Stronzio	39 <b>Y</b> Ittrio	40 <b>Zr</b> Zirconio	41 <b>Nb</b> Niobio	42 <b>Mo</b> Molibdeno	43 <b>Tc</b> Tecnezio	44 <b>Ru</b> Rutenio	45 <b>Rh</b> Rodio	46 <b>Pd</b> Palladio	47 <b>Ag</b> Argento	48 <b>Cd</b> Cadmio	49 <b>In</b> Indio	50 <b>Sn</b> Stagno	51 <b>Sb</b> Antimonio	52 <b>Te</b> Tellurio	53 <b>I</b> Iodio	54 <b>Xe</b> Xeno
Alogeni (non metalli)	6	55 <b>Cs</b> Cesio	56 <b>Ba</b> Bario	57-71 <b>La</b> Lantanio	72 <b>Hf</b> Afnio	73 <b>Ta</b> Tantalio	74 <b>W</b> Wolframio	75 <b>Re</b> Renio	76 <b>Os</b> Osmio	77 <b>Ir</b> Iridio	78 <b>Pt</b> Platino	79 <b>Au</b> Oro	80 <b>Hg</b> Mercurio	81 <b>Tl</b> Tallio	82 <b>Pb</b> Piombo	83 <b>Bi</b> Bismuto	84 <b>Po</b> Polonio	85 <b>At</b> Astatio	86 <b>Rn</b> Rado
Semi metalli	7	87 <b>Fr</b> Francio	88 <b>Ra</b> Radio	89-103 <b>Ac</b> Attinio	104 <b>Rf</b> Rutherfordio	105 <b>Db</b> Dubnio	106 <b>Sg</b> Seaborgio	107 <b>Bh</b> Bohrio	108 <b>Hs</b> Hassio	109 <b>Mt</b> Meitnerio	110 <b>Ds</b> Darmstadtio	111 <b>Rg</b> Roentgenio	112 <b>Cn</b> Copernicio	113 <b>Uut</b> Ununtrio	114 <b>Fl</b> Flerovio	115 <b>Uup</b> Ununpentio	116 <b>Lv</b> Livermorio	117 <b>Uus</b> Ununseptio	118 <b>Uuo</b> Ununoctio
Gas nobili																			
Lantanidi				57 <b>La</b> Lantanio	58 <b>Ce</b> Cerio	59 <b>Pr</b> Praseodimio	60 <b>Nd</b> Neodimio	61 <b>Pm</b> Promezio	62 <b>Sm</b> Samario	63 <b>Eu</b> Europio	64 <b>Gd</b> Gadolinio	65 <b>Tb</b> Terbio	66 <b>Dy</b> Disprosio	67 <b>Ho</b> Olmio	68 <b>Er</b> Erbio	69 <b>Tm</b> Tulio	70 <b>Yb</b> Itterbio	71 <b>Lu</b> Lutezio	
Attinidi				89 <b>Ac</b> Attinio	90 <b>Th</b> Torio	91 <b>Pa</b> Protoattinio	92 <b>U</b> Uranio	93 <b>Np</b> Nettunio	94 <b>Pu</b> Plutonio	95 <b>Am</b> Americio	96 <b>Cm</b> Curio	97 <b>Bk</b> Berkelio	98 <b>Cf</b> Californio	99 <b>Es</b> Einstenio	100 <b>Fm</b> Fermio	101 <b>Md</b> Mendelevio	102 <b>No</b> Nobelio	103 <b>Lr</b> Laurenzio	

# Metalli, non metalli, semimetalli, gas nobili

**Metalli:** sono solidi a temperatura ambiente (tranne il mercurio che è liquido); sono lucenti; sono buoni conduttori di calore ed elettricità; possono essere lavorati con facilità per ottenere lamine e fili.

Tra i metalli più conosciuti ci sono il **ferro** (Fe), l'**oro** (Au), il **rame** (Cu), il **sodio** (Na) e il **calcio** (Ca).

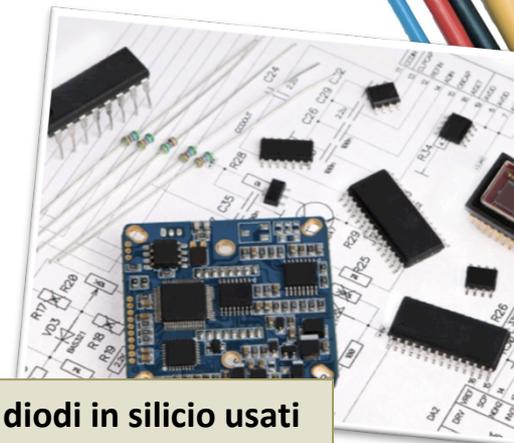
**Non metalli:** a temperatura ambiente possono essere solidi, liquidi o gassosi; sono opachi; sono fragili; sono cattivi conduttori di calore ed elettricità.

Tra i non metalli ci sono l'**ossigeno** (O), l'**azoto** (N), il **carbonio** (C) e il **cloro** (Cl).

**Semimetalli:** sono elementi che presentano caratteristiche intermedie tra metalli e non metalli. In particolari condizioni alcuni di essi possono essere usati come semiconduttori. Un esempio è il **silicio** (Si).

**Gas nobili:** sono elementi molto stabili perché hanno tutti il guscio esterno completo con otto elettroni.

Fili elettrici di rame



Transistor e diodi in silicio usati per i dispositivi elettronici.

# Le formule chimiche

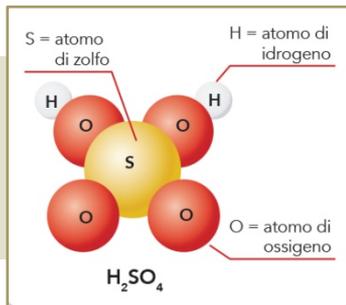
Le **molecole**, cioè gli aggregati di atomi, sono rappresentate da **formule chimiche** che indicano quali e quanti atomi sono presenti.

La formula di una **sostanza semplice** si scrive indicando il simbolo corredato da un **indice** (un numerino posto in basso a destra) che indica quanti atomi costituiscono la molecola: per esempio  $\text{Cl}_2$  indica che la molecola del cloro è formata da 2 atomi. Se l'indice è 1 viene omissa.

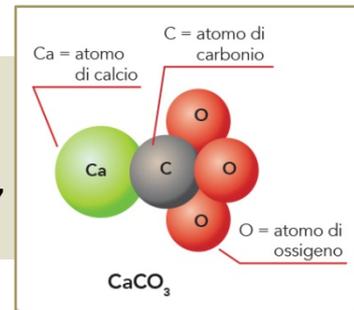
La formula di una **sostanza composta** si scrive indicando i simboli degli elementi presenti nella molecola, ciascuno corredato dal proprio indice che ne rappresenta il numero di atomi.

Il **numero di molecole**, invece, si indica prima della formula del composto; se c'è una sola molecola, il numero 1 viene omissa.

$\text{H}_2\text{SO}_4$  è una molecola di acido solforico, formata da 2 atomi di idrogeno, 1 di zolfo e 4 di ossigeno.



$2\text{CaCO}_3$  sono 2 molecole di carbonato di calcio, ognuna delle quali è formata da 1 atomo di calcio, 1 di carbonio e 3 di ossigeno.

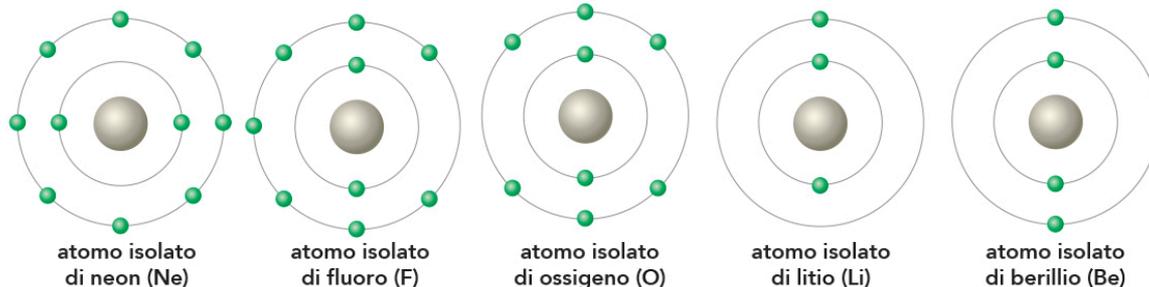


# I legami chimici

## La regola dell'ottetto

Gli atomi che hanno **8 elettroni presenti nel guscio più esterno** sono **estremamente stabili** e hanno quindi una scarsa tendenza a partecipare a reazioni chimiche, come accade nei **gas nobili**. Gli atomi che non hanno questa configurazione stabile tendono a raggiungerla.

- Gli elementi che hanno più di 4 elettroni nel guscio esterno tendono a combinarsi con altri elementi acquistando un numero di elettroni che consente loro di arrivare a 8 per **completare l'ottetto**. Il **fluoro**, ad esempio, ha 7 elettroni nel guscio esterno e, nel combinarsi con atomi di altri elementi per formare dei composti, tende ad acquistarne 1; l'**ossigeno**, che ha 6 elettroni nel guscio esterno, tende ad acquistarne 2.
- Gli elementi che hanno meno di 4 elettroni tendono invece a cederli. Così il **litio**, che cede 1 elettrone, o il **berillio**, che ne cede 2.



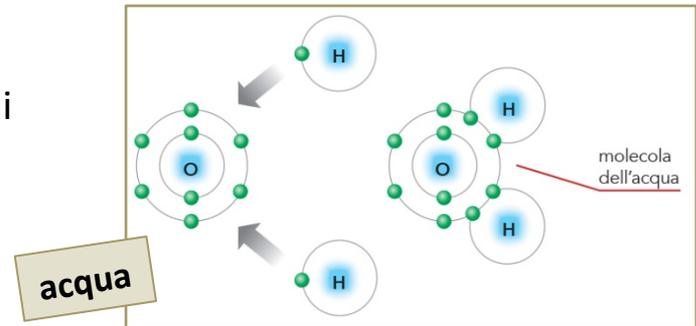
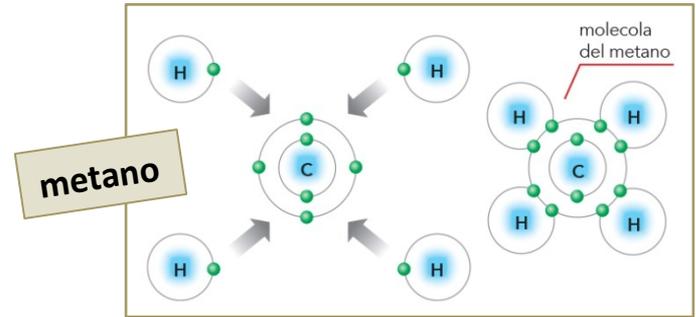
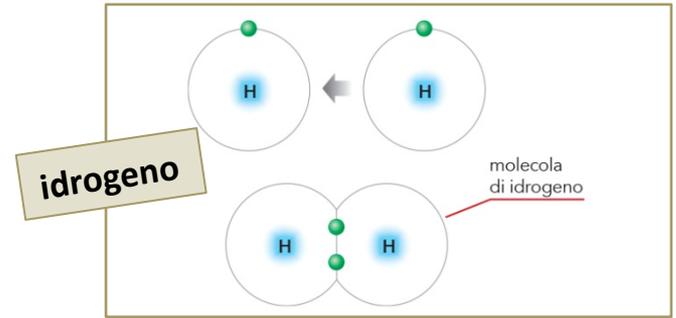
# Il legame covalente

Il **legame covalente** si forma tra atomi di uno stesso elemento o di elementi differenti che **mettono in comune una o più coppie di elettroni**.

L'**idrogeno** ha 1 solo elettrone e per diventare stabile ha bisogno di 2 elettroni. Allora 2 atomi di idrogeno si uniscono e mettono in comune il proprio elettrone. La molecola  $H_2$  che si è formata è stabile.

Nella molecola del **metano** ( $CH_4$ ) il carbonio (C), che ha 4 elettroni nel guscio esterno, si lega con 4 atomi di idrogeno (H) e completa l'ottetto.

Nella molecola dell'**acqua** ( $H_2O$ ) i 6 elettroni dell'atomo di ossigeno si legano con i 2 dell'idrogeno per completare l'ottetto e diventare stabili.

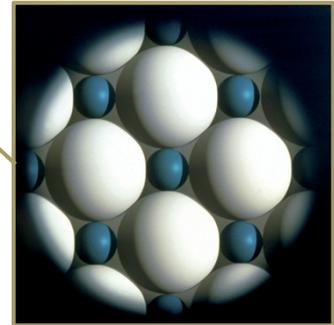


# Il legame ionico

In condizioni normali, l'atomo è **elettricamente neutro** perché ha tanti protoni quanti elettroni. Se un atomo **cede elettroni** a un altro atomo e rimane con più protoni, ha una **carica positiva**. Se acquista elettroni da un altro atomo e rimane con meno protoni rispetto agli elettroni, ha una **carica negativa**.

Questi atomi carichi elettricamente si chiamano **ioni**. Poiché le cariche elettriche di segno opposto si attraggono, gli ioni positivi e quelli negativi restano uniti tramite un'**attrazione elettrostatica** che si chiama **legame ionico**.

Per esempio, il **sodio** (Na) ha 1 solo elettrone nel guscio esterno che perde facilmente per la regola dell'ottetto. Il **cloro** (Cl) ha 7 elettroni nel guscio esterno e ne acquista 1 facilmente. I due ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  si uniscono e formano il **cloruro di sodio** (NaCl), il sale da cucina.



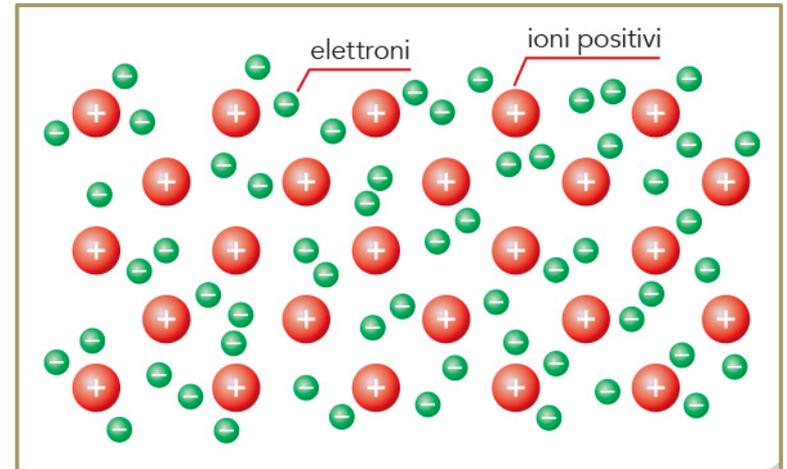
# Il legame metallico

Gli **atomi dei metalli** hanno la caratteristica di **cedere facilmente gli elettroni del guscio esterno** per formare delle molecole.

L'atomo diventa uno **ione positivo** e gli **elettroni** si allontanano dal nucleo e **si muovono liberamente**. Si dice che formano un **“mare di elettroni”**.

Il **legame metallico** è quello in cui, per attrazione, **si legano elettroni liberi e ioni positivi**.

La libertà di muoversi che hanno gli elettroni rende i metalli buoni conduttori di calore ed elettricità.



# Le trasformazioni fisiche

Il **passaggio da uno stato fisico all'altro**, tra solido, liquido e aeriforme, provoca la trasformazione di una sostanza. Ma questa trasformazione **non cambia la formula chimica o la struttura della sostanza**.

Per esempio, quando l'acqua passa dallo stato liquido a quello solido o gassoso, la sua molecola rimane la stessa:  $H_2O$ .

Una **trasformazione fisica** è quella in cui, **in un passaggio di stato, una sostanza non cambia la sua natura**.



# Le reazioni chimiche

Una **reazione chimica** è quella in cui **una o più sostanze si trasformano in sostanze diverse**.

Durante una reazione chimica **si rompono i legami che ci sono tra gli atomi** delle sostanze che reagiscono e **se ne creano altri che formano nuove sostanze**. Le sostanze presenti all'inizio della reazione si chiamano **reagenti**, quelle che compaiono alla fine si chiamano **prodotti di reazione**.

Quando un pezzo di carbone brucia si verifica una reazione di combustione, in cui il carbonio (C) contenuto nel legno si combina con l'ossigeno dell'aria (O<sub>2</sub>) e si forma anidride carbonica (CO<sub>2</sub>).

La rappresentazione grafica di questa reazione si chiama **equazione chimica**:



L'anidride carbonica è formata dunque da 3 atomi: 1 di carbonio e 2 di ossigeno. Quando il numero degli atomi delle sostanze reagenti è lo stesso del prodotto di reazione l'equazione si chiama **equazione bilanciata**.

# Le reazioni chimiche

Consideriamo ora la **reazione di combustione tra il metano (CH<sub>4</sub>) e l'ossigeno (O<sub>2</sub>)**, alla fine della quale avremo anidride carbonica (CO<sub>2</sub>) e acqua (H<sub>2</sub>O):



Se contiamo gli atomi, a sinistra della freccia abbiamo 1 atomo di carbonio, 4 atomi di idrogeno e 2 atomi di ossigeno; a destra della freccia 1 atomo di carbonio, 2 atomi di idrogeno e 3 atomi di ossigeno. Evidentemente le quantità indicate non sono quelle corrette.

Per risolvere il problema dobbiamo vedere se, provando a prendere 2 o più molecole di una o più delle sostanze i conti tornano; dobbiamo, cioè, **bilanciare la reazione**.

Ad esempio, se 1 molecola di metano reagisce con 2 molecole di ossigeno formando 1 molecola di anidride carbonica e 2 molecole d'acqua, la reazione è bilanciata perché il numero di atomi è uguale sia nei reagenti sia nei prodotti di reazione:



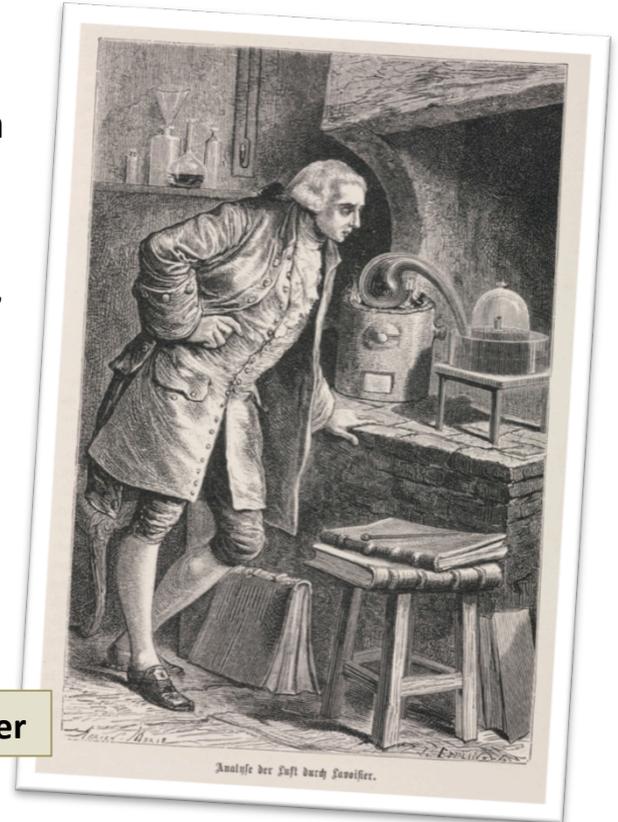
# La legge di conservazione della massa

Nel 1789 il chimico francese Antoine Lavoisier fece degli esperimenti sulle reazioni chimiche e si rese conto che la **massa totale del prodotto di reazione** era esattamente **uguale alla massa delle sostanze reagenti**.

Lavoisier aveva scoperto una legge fondamentale della chimica, la **legge della conservazione della massa**: **durante una reazione chimica, nulla si crea, nulla si distrugge, ma tutto si trasforma**.

Il numero complessivo di atomi che si hanno all'inizio della reazione è lo stesso che si trova quando essa è terminata: ci sono gli stessi atomi, disposti però in modo diverso.

Antoine Lavoisier



# La legge delle proporzioni definite

Nella seconda metà del '700, un chimico francese, Joseph Louis Proust, si accorse che **gli elementi reagiscono fra loro** per formare dei composti secondo delle **precise proporzioni**, che non dipendono né dalle quantità dei prodotti di partenza, né dal tipo di reazione.

Formulò la **legge delle proporzioni definite** (o legge di Proust): **quando due o più elementi reagiscono** per formare un determinato composto, **si combinano sempre secondo proporzioni definite e costanti**.

Ad esempio, consideriamo la reazione bilanciata di formazione dell'**acqua**. Se si fa avvenire tra 2 molecole di idrogeno ( $H_2$ ) e 3 di ossigeno ( $O_2$ ), si formano 2 molecole di acqua, ma anche 2 molecole di ossigeno, che non hanno reagito con l'idrogeno perché, in base alla legge di Proust, l'idrogeno e l'ossigeno reagiscono sempre nella proporzione definita di 2 atomi di idrogeno per ogni atomo di ossigeno.

