

Compiti vacanze chimica dei materiali: studiare e schematizzare la dispensa

LA MATERIA

MATERIA : è tutto ciò che possiede una certa massa e che occupa un certo volume. Il compito dei chimici è quello di studiare la materia per capire di che cosa è fatta e come si trasforma.

SISTEMA (che può essere costituito da un singolo corpo o da un insieme di corpi) è quella porzione di materia che viene studiata

AMBIENTE indica tutta la materia che non costituisce il sistema.

Il sistema può interagire con l'ambiente secondo modalità diverse e si parla di:

- **sistema aperto**: se il sistema può scambiare materia ed energia
- **sistema chiuso**: se il sistema può scambiare solo energia ma non materia
- **sistema isolato**: il sistema non può scambiare né materia né energia.

IL METODO SPERIMENTALE

Il metodo scientifico è quel procedimento mediante il quale si giunge a una descrizione *vera* della realtà, cioè oggettiva e verificabile.

Il **metodo sperimentale**, introdotto da Galileo Galilei, si fonda sull'autonomia della scienza; essa trova le sue verità indipendentemente dalla filosofia e dalla fede.

Il metodo seguito dalla scienza moderna è principalmente quello induttivo-sperimentale. Induttivo, perché risale dal particolare al generale, dal fenomeno e dall'esperienza particolare alla formulazione di una legge più o meno generale; sperimentale, perché si giunge all'enunciazione di leggi scientifiche mediante conferma, ovvero falsificazione sperimentale di ipotesi basate sulle osservazioni ripetute di determinati fenomeni.

Il procedimento usato nell'indagine scientifica per studiare i fenomeni sperimentalmente in laboratorio e giungere all'enunciazione di leggi comprende varie fasi:

- Osservazione del fenomeno ;
- ricerca di regolarità e Formulazione di ipotesi, che possa spiegare il fenomeno osservato;

- Verifica sperimentale dell'ipotesi stessa, da compiersi più volte in condizioni controllate e ripetibili;
- Enunciazione della legge, cioè di una espressione verbale formale che generalizzi i risultati ottenuti.

Una teoria è valida finchè riesce a spiegare il fenomeno osservato e fino a quando non viene confutata da un'altra teoria

LE GRANDEZZE E LA LORO MISURAZIONE

Una misura è un'operazione che associa un numero a un'unità di misura, allo scopo di descrivere una data proprietà di un oggetto naturale.

Una grandezza fisica è un proprietà di un corpo che può essere misurata (ad es. la lunghezza, il peso, la temperatura..).

La misurazione di una grandezza fisica significa confrontare quella grandezza con un'altra presa a riferimento (le due grandezze devono essere tra loro omogenee, cioè dello "stesso tipo", ad esempio la lunghezza di una stanza si può misurare in metri ma non in kilogrammi).

Per poter effettuare un misurazione sono necessari:

- un'unità di misura: la grandezza di riferimento confrontata con la grandezza da misurare;
- uno strumento di misurazione: permette di effettuare il confronto e dire quante volte l'unità di misura è contenuta nella grandezza da misurare;
- un metodo di misurazione: diretto o indiretto.

Il SI ha definito **7 grandezze fondamentali** e le loro relative unità di misura:

GRANDEZZA	UNITÀ	SIMBOLO
Lunghezza	Metro	m
Tempo	Secondo	s
Massa	Kilogrammo	kg
Temperatura	Kelvin	K
Intensità luminosa	Candela	cd
Intensità di corrente	Ampere	A
Quantità di sostanza	Mole	mol

Le altre grandezze vengono tutte definite a partire da quelle fondamentali e vengono perciò chiamate **grandezze derivate**.

Sono grandezze derivate:

- superficie [m²]
- volume [m³]
- densità [kg/m³] ma di solito in chimica si usa [kg/dm³] o [g/cm³]
- forza [N] newton = [kg·m/s²]
- energia [J] joule= [kg·m²/s²]

- calore [J] joule= $[\text{kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2]$ si usa anche la caloria [cal]
- lavoro [J] joule= [forza · spostamento]= $[\text{kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2]$
- pressione [Pa] pascal= [forza/superficie]

- MULTIPLI E SOTTOMULTIPLI

T	• tera-	10^{12}
G	• giga-	10^9
M	• mega-	10^6
k	• kilo-	10^3
h	• etto-	10^2
da	• deca-	10^1
	• unità di misura	10^0
d	• deci-	10^{-1}
c	• centi-	10^{-2}
m	• milli-	10^{-3}
μ	• micro-	10^{-6}
n	• nano-	10^{-9}
p	• pico-	10^{-12}

Le unità di misura non sono sempre adatte a descrivere le proprietà di un oggetto.

Per questa ragione ogni unità di misura ha i suoi multipli e sottomultipli individuati da determinati prefissi.

I multipli e i sottomultipli delle unità si ottengono moltiplicandole o dividendole per fattori costituiti da potenze del 10 (10-100-1000-1000000-1000000000), ad ogni potenza corrisponde un prefisso.

Le potenze del 10 permettono di semplificare la scrittura e le operazioni tra i vari numeri, ad esempio la velocità della luce nel vuoto è di circa $300'000'000 \text{ m/s} = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$.

L'esponente da associare al 10 dipende da quanto



"sposto" la virgola e sarà positivo se la sposto verso sinistra, mentre sarà negativo se la sposto verso destra.

$$1 = 10^0$$

$$10 = 10^1$$

$$100 = 10^2$$

$$1000 = 10^3$$

$$1000000 = 10^6$$

$$1000000000 = 10^9$$

$$1000000000000 = 10^{12}$$

$$0,1 = 10^{-1}$$

$$0,01 = 10^{-2}$$

$$0,001 = 10^{-3}$$

$$0,000001 = 10^{-6}$$

$$0,000000001 = 10^{-9}$$

$$0,000000000001 = 10^{-12}$$

STATI DI AGGREGAZIONE E CAMBIAMENTI DI STATO

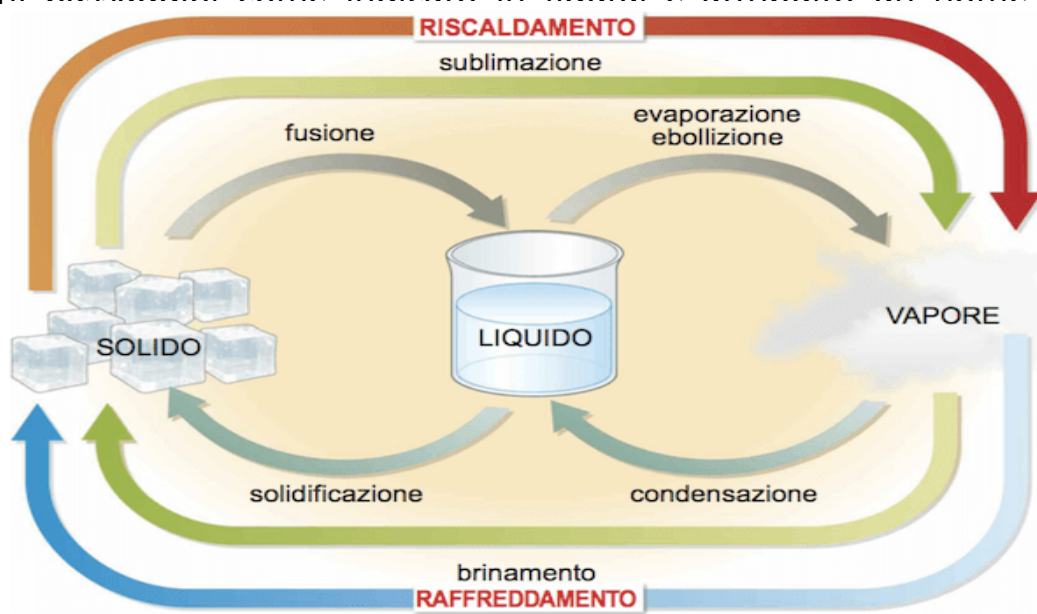
La materia può presentarsi sotto tre aspetti diversi che vengono chiamati stati di aggregazione:

- **solido**, caratterizzato da volume e forma definiti; le particelle, tenute insieme da forze molto intense, occupano posizioni ben definite, attorno alle quali possono compiere oscillazioni più o meno accentuate, a seconda della temperatura del solido.
- **liquido**, ha un volume definito, ma la sua forma è variabile: assume la forma del recipiente che la contiene; le particelle sono tenute insieme da forze meno intense, per cui sono più libere di muoversi e "scivolano" una sull'altra.
- **aeriforme**, ha sia il volume che la forma variabili; le particelle sono quasi completamente libere di muoversi e le reciproche forze attrattive sono trascurabili. Si dividono in gas e vapori: i primi non possono essere liquefatti per semplice compressione, i secondi invece possono essere liquefatti per semplice compressione.

Con la parola **fluido** si intende sia una sostanza allo stato liquido che aeriforme. Gli **stati condensati** sono quei stati in cui le particelle non possono essere ulteriormente avvicinate tra loro, infatti sono incompressibili e si riferiscono allo stato solido e a quello liquido.

Lo stato di aggregazione di una sostanza dipende da due fattori: la temperatura e la pressione. Le trasformazioni da uno stato di aggregazione ad un altro si chiamano **passaggi di stato** o **cambiamenti di stato**, possono avvenire se il sistema cede o acquista energia (cambia la temperatura) e/o se il sistema subisce una variazione di pressione.

Ad ogni passaggio, come indicato in figura, è attribuito un nome diverso.



I MISCUGLI

Possiamo effettuare una classificazione della materia anche considerando che molti corpi sono formati da un insieme di più materiali questi sistemi sono indicati con il termine generico di miscugli.

Nello studio della materia è utile distinguere i miscugli in due categorie: miscugli eterogenei e miscugli omogenei:

- **Miscugli eterogenei**

- ogni componente mantiene le proprie caratteristiche e ciò permette di individuarlo a occhio nudo o con il microscopio
- le proprietà non sono uguali in tutti i punti del miscuglio
- componenti possono essere sempre mescolati in qualsiasi quantità e proporzione

- **Miscugli omogenei:**

- i componenti si mescolano così bene da non essere più distinguibili neppure con il microscopio
- le proprietà sono le stesse in qualunque punto del miscuglio
- non sempre i componenti possono essere mescolati in qualunque quantità e proporzione

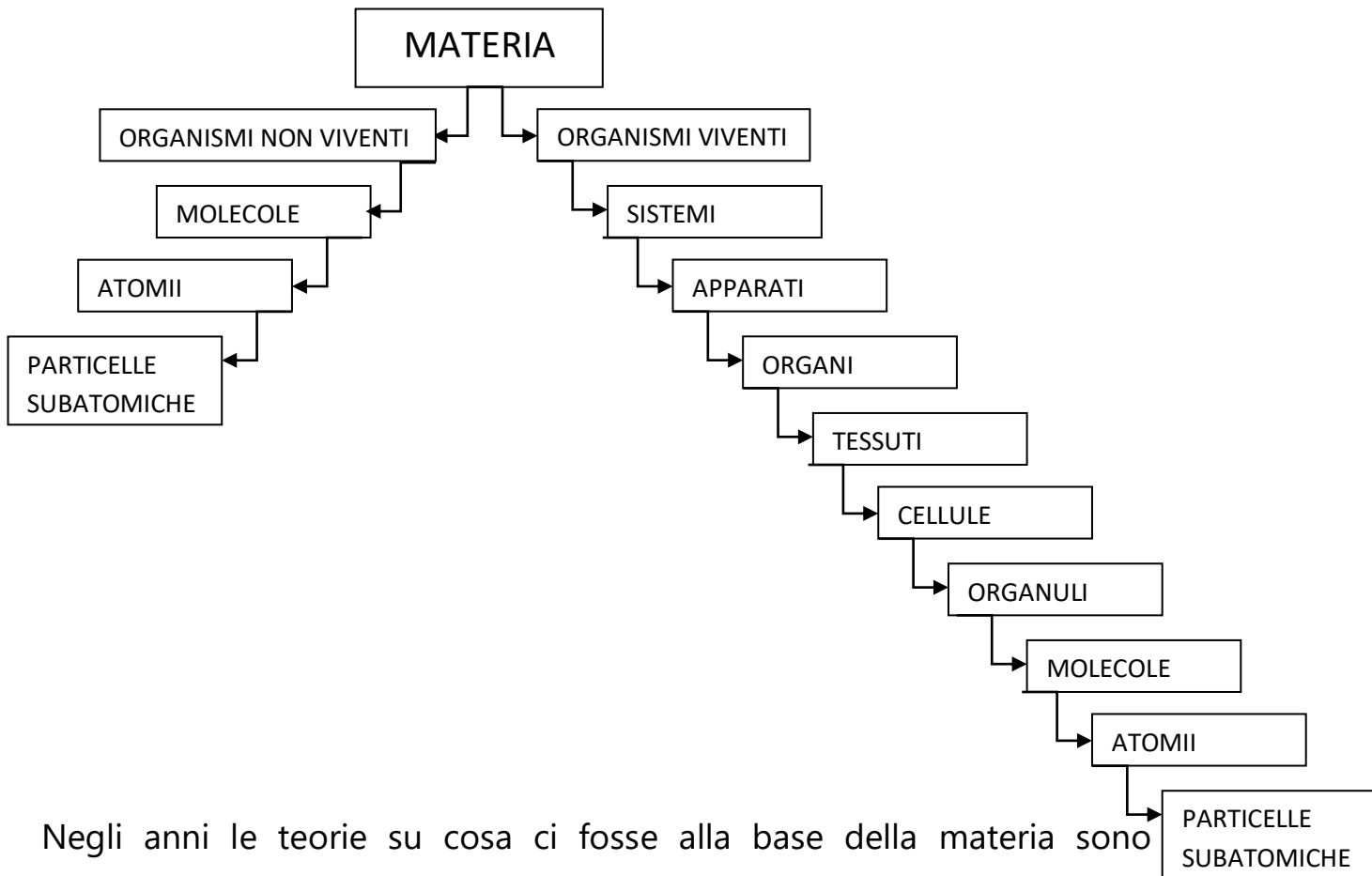
Alcune tipologie di miscugli sono;

- Le **sospensioni** sono miscugli eterogenei in cui piccolissimi granuli di un solido sono in un liquido (succhi di frutta e il sangue...).
- Le **emulsioni** sono miscugli eterogenei tra liquidi: un liquido è disperso sotto forma di goccioline minutissime in un altro liquido in cui non è miscibile (Il latte e la maionese...).
- Gli **aerosol** sono miscugli eterogenei formati da un solido o da un liquido dispersi in un gas. (fumi: solido-gas, mentre la nebbia e le nuvole: liquido-gas).
- Le **leghe** sono miscugli omogenei formati da due o più componenti, dei quali quello presente in percentuale maggiore è sempre un metallo (l'acciaio e il bronzo...). Tutte le leghe si trovano allo stato solido, eccetto alcune contenenti mercurio che sono liquide e che sono chiamate amalgami

- Le **soluzioni** sono miscugli omogenei di liquidi, una soluzione è costituita da un liquido nel quale vengono sciolti uno o più materiali che possono essere solidi, liquidi o aeriformi. (L'acqua potabile)

OK

- MODELLI ATOMICI



Negli anni le teorie su cosa ci fosse alla base della materia sono molteplici.

ANTICA GRECIA

Circa 2500 anni fa, il filosofo **Democrito** credeva che tutta la materia fosse costituita da piccole particelle che chiamò **ATOMI**.

Democrito sosteneva che dovevano esistere differenti tipi di atomi, ciascuno con specifiche proprietà.

Il filosofo **Aristotele**, al contrario, riteneva che la materia fosse formata da una combinazione di quattro elementi: acqua, aria, fuoco e terra. La teoria di Aristotele è stata accettata per molti secoli.

Nell'800 venne dimostrata l'esistenza degli atomi e grazie a numerosi esperimenti si sono formulate teorie su modelli atomici sempre più accurate.

DALTON

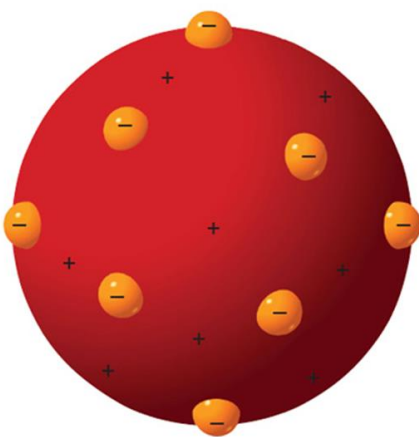
Nell'anno 1809 DALTON formulò il primo modello atomico e segnò l'inizio della chimica come scienza.

Nel modello atomico di Dalton:

- la materia è formata da particelle piccolissime, indivisibili, chiamate atomi
- gli atomi non possono essere creati, divisi o trasformati in atomi di tipo diverso
- gli atomi di uno stesso elemento sono uguali tra di loro
- gli atomi presenti in elementi diversi hanno masse differenti e si combinano tra loro secondo rapporti espressi da numeri interi per formare i composti
- la reazione chimica consiste nella separazione e ricombinazione di atomi

THOMSON (modello a panettone)

Nel 1879 THOMSON, studiando il fenomeno dell'elettricità, dimostrò che la corrente elettrica era generata da un flusso di particelle con carica negativa che chiamò **elettroni**. Poiché tali particelle provenivano dalla materia e la materia era formata da atomi, gli elettroni dovevano provenire dall'interno degli atomi. (La carica elettrica è una proprietà che hanno alcuni materiali di attrarre o respingere altri materiali. Esistono due tipi di cariche elettriche: positiva e negativa. È stato dimostrato che le cariche dello stesso segno si respingono mentre le cariche di segno opposto si attraggono).

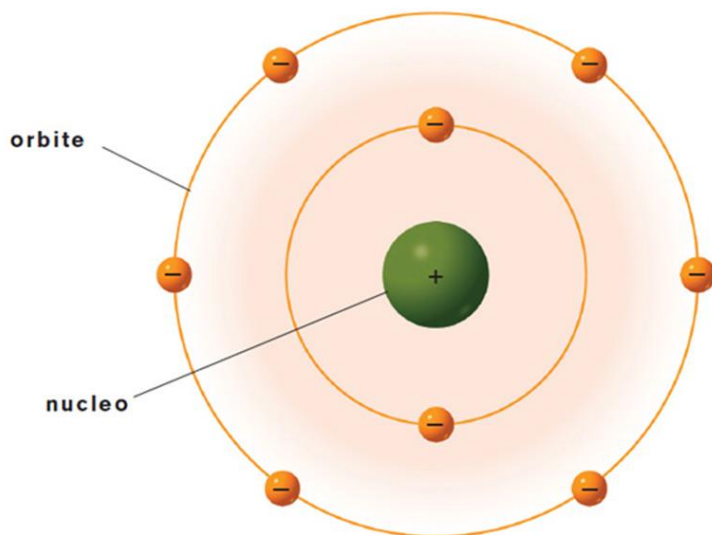


Considerato che gli atomi sono neutri, Thomson formulò un modello atomico secondo il quale l'atomo era una sfera piena di massa con carica positiva all'interno della quale erano distribuiti omogeneamente tanti elettroni da neutralizzare la carica positiva (la carica positiva è rappresentata dall'impasto del panettone e gli elettroni dai canditi).

RUTHERFORD

Nel 1899 RUTHERFORD scoprì che un materiale, chiamato uranio, emetteva spontaneamente particelle veloci con carica positiva che chiamò particelle α (alfa).

Nel 1909 RUTHERFORD E MARSDEN, studiando cosa accadesse quando le particelle alfa attraversavano un sottile foglio d'oro, dimostrarono un nuovo modello atomico secondo il quale:



- atomo può essere immaginato come una sfera al cui centro è posto il nucleo;
- il nucleo dell'atomo è formato dai **neutroni** e dai **protoni** (queste particelle sono dette nucleoni);
- il nucleo ha una carica elettrica positiva uguale al numero dei protoni presenti;

- la massa dell'atomo è quasi totalmente concentrata nel nucleo;
- gli **elettroni** si muovono a grandissima velocità descrivendo orbite intorno al nucleo;
- il volume dell'atomo è stabilito dalla nuvola di carica negativa degli elettroni in movimento; il volume dell'atomo è circa un milione di miliardi di volte più grande di quello del nucleo, perciò l'atomo ha un diametro che vale circa 100 000 volte quello del suo nucleo;
- la maggior parte del volume dell'atomo è costituita dallo spazio vuoto occupato dagli elettroni in continuo movimento
- Il movimento degli elettroni determina il volume dell'atomo.

Nel 1920 RUTHERFORD poteva dimostrare che l'atomo era formato da tre particelle subatomiche fondamentali:

- I protoni: sono particelle subatomiche con carica positiva unitaria pari a +1 e hanno una massa di $1,674 \times 10^{-24}$ g (grammi), pari a massa unitaria 1 u.m.a.
- I neutroni: sono particelle subatomiche prive di carica elettrica che si trovano nel nucleo. Hanno una massa quasi uguale a quella dei protoni: $1,675 \times 10^{-24}$ g.

- Gli elettroni: sono particelle subatomiche con carica negativa unitaria -1 e ruotano nello spazio attorno il nucleo. La massa di ogni elettrone è di $9,11 \times 10^{-29} \text{g}$ (circa 2000 volte più piccola di quella del protone) per cui risulta trascurabile rispetto alla massa del protone e del neutrone.

IL NUMERO ATOMICO E NUMERO DI MASSA

Nel nucleo risiede l'identità chimica dell'atomo stesso e per identificare un elemento si fa riferimento al numero di protoni presenti nel nucleo. Il numero di protoni presenti nel nucleo degli atomi di un elemento ne rappresenta l'identità chimica e si chiama **numero atomico (Z)**. Tutti gli atomi di idrogeno contengono un unico protone, quelli di elio due protoni e aggiungendo un protone alla volta si arriva a identificare tutti gli elementi finora noti.

Nel nucleo dell'atomo oltre ai protoni ci sono i neutroni, particelle che non hanno rilevanza nel definire le proprietà chimiche dell'atomo; tuttavia la loro presenza e il loro numero in rapporto a quello dei protoni sono fattori decisivi ai fini di determinare la stabilità del nucleo. Per questo è importante caratterizzare il nucleo di ogni atomo indicando il numero di nucleoni (protoni e neutroni) di cui è costituito. Il numero totale di neutroni e di protoni presenti nel nucleo di ogni atomo si chiama **numero di massa (A)**. Se si vuole conoscere il numero di neutroni in un atomo è sufficiente sottrarre al numero di massa il numero atomico. Cioè: numero di neutroni = $A - Z$.

Mentre il numero atomico Z caratterizza ciascun elemento, non è detto che tutti gli atomi di un elemento abbiano lo stesso numero di massa A. Vengono chiamati **isotopi** gli atomi di uno stesso elemento (uguale numero atomico) che contengono un diverso numero di neutroni (diverso numero di massa).

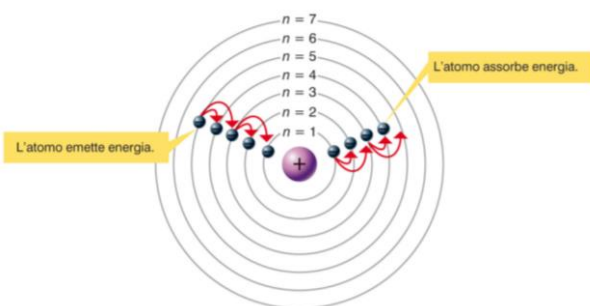
BOHR

Nel 1913 il fisico danese BOHR aveva osservato che quando gli atomi di idrogeno sono riscaldati emettono radiazioni luminose. Da queste osservazioni Bohr propone un nuovo modello atomico.

Dal numero infinito di orbite descritte dagli elettroni nel loro moto previsto dal modello di Rutherford si passa così a un numero definito di orbite sulle quali gli elettroni si muovono senza perdere energia e che sono chiamate «orbite stazionarie».

I punti fondamentali del modello atomico di Bohr possono essere così riassunti:

- ogni elettrone si muove attorno al nucleo percorrendo un'orbita circolare a una precisa distanza dal nucleo caratterizzata da un preciso valore di energia;
- nella rotazione attorno al nucleo l'elettrone non assorbe e non emette energia: le orbite sono dette stazionarie;
- un elettrone, assorbendo un'adeguata quantità di energia, può passare a un'orbita più distante dal nucleo a cui corrisponde un'energia maggiore;
- quando l'elettrone torna a un'orbita con energia minore si ha emissione di radiazioni elettromagnetiche;
- il quanto di energia della radiazione emessa è uguale alla differenza di energia delle due orbite.



QUANTO DI ENERGIA: corrisponde alla differenza di energia tra l'orbita di partenza e quella di arrivo, fino a raggiungere lo stato fondamentale

TRANSIZIONI ELETTRONICHE: i passaggi di elettroni da un'orbita a

un'altra

spettro di emissione: è l'insieme di tutte le radiazioni emesse a seguito delle transizioni elettroniche ed è caratteristico per ciascun elemento.

ENERGIA DI IONIZZAZIONE (E_i) è la minima energia sufficiente per sottrarre un elettrone a un atomo libero.

Questa dipende dalla forza con cui ogni elettrone è attratto dal nucleo e la forza dipende a sua volta dalla distanza media che c'è tra ciascun elettrone e il nucleo e dalla carica positiva del nucleo.

Gli elettroni occupano lo spazio attorno al nucleo disponendosi in livelli di energia che si trovano a precise e diverse distanze dal nucleo, i livelli energetici sono sette.

Modello a orbitali

Il modello atomico di Bohr aveva il grosso limite di non riuscire a interpretare gli spettri degli atomi che contengono più di un elettrone.

Il principio di indeterminazione afferma che c'è una limitazione alle nostre possibilità di indagare sugli elettroni poiché è impossibile determinare contemporaneamente e con uguale precisione la loro velocità e la loro posizione, per questa ragione non si parla più di orbite, ma di **orbitali**.

Il modello atomico a orbitali individua le zone (orbitali) in cui è alta la probabilità di trovare l'elettrone in movimento.

In base al modello atomico a orbitali, lo stato energetico di ciascun elettrone è individuato da quattro numeri quantici.

ZANICHELLI

Giuseppe Valitutti

Lineamenti di chimica

ZANICHELLI

Capitolo 9

I legami chimici

ZANICHELLI

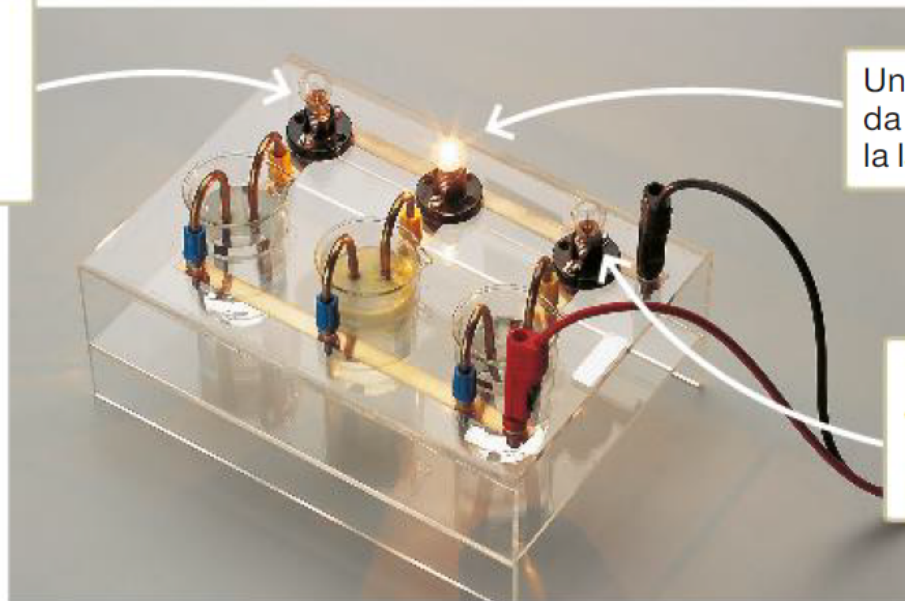
Sommario

1. Perché due atomi si legano?
2. Il legame ionico
3. I composti ionici
4. Il legame metallico
5. Il legame covalente
6. La scala dell'elettronegatività e i legami
7. La tavola periodica e i legami tra gli elementi

Perché due atomi si legano?

Tutti i corpi dell'Universo esistono perché gli 89 elementi presenti in natura si legano tra loro attraverso i **legami chimici** di diverso tipo.

L'acqua pura non consente il passaggio della corrente elettrica: la lampadina non si accende.



Una soluzione di acqua e sale da cucina conduce la corrente: la lampadina si accende.

Una soluzione di acqua e zucchero non conduce la corrente: la lampadina non si accende.

Perché due atomi si legano?

Un legame chimico si forma se gli atomi legati hanno energia potenziale minore degli atomi separati (*principio dell'energia potenziale minima*).

L'**energia di legame** è l'energia necessaria per ^{DIVIDERE} scindere i legami di una **mole** di sostanza. Si misura in *kilojoule/mole* (kJ / mol).

MOLE= è un insieme che contiene un numero di Avogadro di elementi

N° di Avogadro= $6,022 \cdot 10^{23}$

I legami chimici primari sono forze attrattive tra atomi

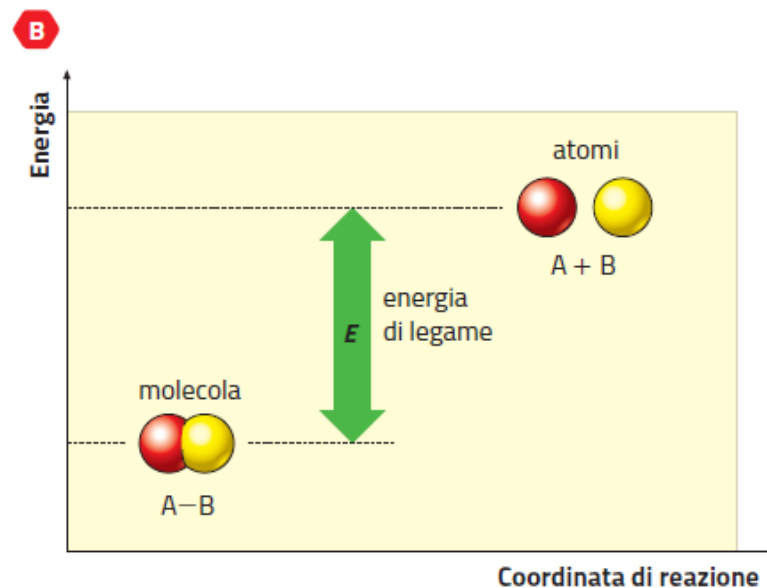
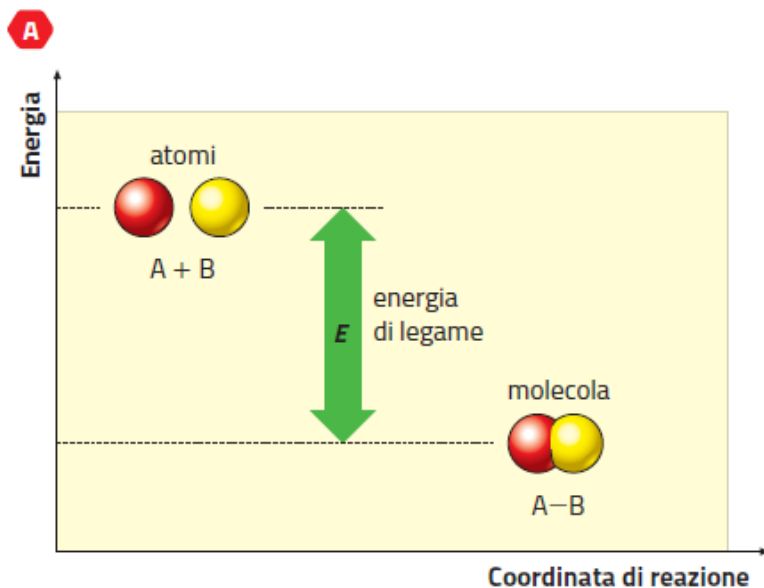
Gli atomi isolati, tranne i gas nobili, avendo livelli energetici esterni incompleti, sono *instabili* e di conseguenza hanno un'elevata energia.

Per aumentare la stabilità e diminuire la loro energia, modificano la loro **configurazione elettronica esterna**, formando legami chimici con atomi dello stesso tipo o diversi.

I **legami chimici** sono forze attrattive che si stabiliscono tra gli elettroni del livello energetico esterno (elettroni di legame) e i nuclei di due o più atomi uguali o diversi.

I legami chimici primari sono forze attrattive tra atomi

- A. La formazione di un legame chimico libera una quantità di energia, detta **energia di legame**.
- B. La rottura dello stesso legame necessita di una quantità di energia uguale a quella che si era liberata in seguito alla sua formazione.



I legami chimici primari sono forze attrattive tra atomi

Per rappresentare la configurazione elettronica esterna si ricorre alla **notazione di Lewis**, che permette di dedurre *numero* e *tipo* di legami che l'atomo può formare.

Si rappresenta il simbolo dell'elemento circondato dagli elettroni del livello esterno: un puntino per elettrone singolo, due puntini o trattino per le coppie di elettroni (*doppietti*).

Gruppi A (blocco s, p)							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	:O·	:F·	:Ne:

Viene utilizzata solo per gli atomi con elettroni esterni negli orbitali *s* e *p* (**elementi principali**).

La configurazione elettronica dell'ottetto è stabile

Gli elementi del **gruppo 18 (VIII)** sono stati denominati **gas nobili** o gas inerti.

La loro bassa reattività, e di conseguenza grande stabilità, è dovuta alla loro configurazione esterna **$ns^2 np^6$ (ottetto)**.

Ogni atomo tende a raggiungere la **configurazione elettronica esterna dell'ottetto** mediante la formazione di legami chimici.

La configurazione elettronica dell'ottetto è stabile

La stabilità si può realizzare anche con una configurazione *non* ottetziale (minore di otto elettroni):

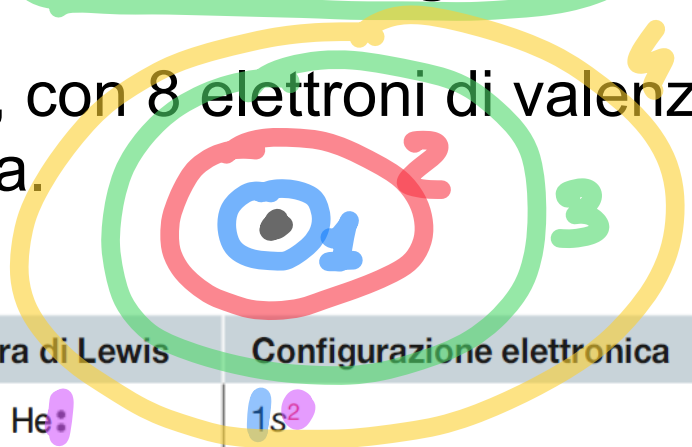
- A. l'*elio* ($1s^2$) consegue la stabilità con due elettroni perché ha solo l'orbitale s;
- B. l'*idrogeno* ($1s^1$) raggiunge la stabilità con due elettroni.

La tendenza degli elementi a raggiungere la configurazione elettronica stabile è alla base della formazione dei legami chimici primari: ionico, covalente e metallico.

Perché due atomi si legano?

Al legame chimico partecipano solo gli **elettroni di valenza** detti anche **elettroni di legame**.

I gas nobili, con 8 elettroni di valenza, hanno una reattività molto bassa.



Struttura di Lewis	Configurazione elettronica	Numero di elettroni di valenza
He:	$1s^2$	2
:Ne:	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2+6=8$
:Ar:	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$2+6=8$
:Kr:	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$2+6=8$
:Xe:	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$	8
:Rn:	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	8

Perché due atomi si legano?

Regola dell'ottetto (Gilbert Lewis, 1916): un atomo è particolarmente stabile quando ha **otto elettroni nello strato di valenza**.

La **valenza** è il numero di elettroni che un atomo guadagna, perde o mette in comune quando si lega ad altri atomi.

La valenza di un atomo corrisponde, quindi, al *numero di legami* che esso è in grado di formare.

TIPI DI LEGAMI

```
graph TD; A[TIPI DI LEGAMI] --> B[Legami atomici: avvengono tra 2 o più atomi]; A --> C[Legami molecolari: avvengono tra due o più molecole]; B --> D[IONICO]; B --> E[COVALENTE]; B --> F[METALLICO];
```

Legami atomici: avvengono tra 2 o più atomi

Legami molecolari: avvengono tra due o più molecole

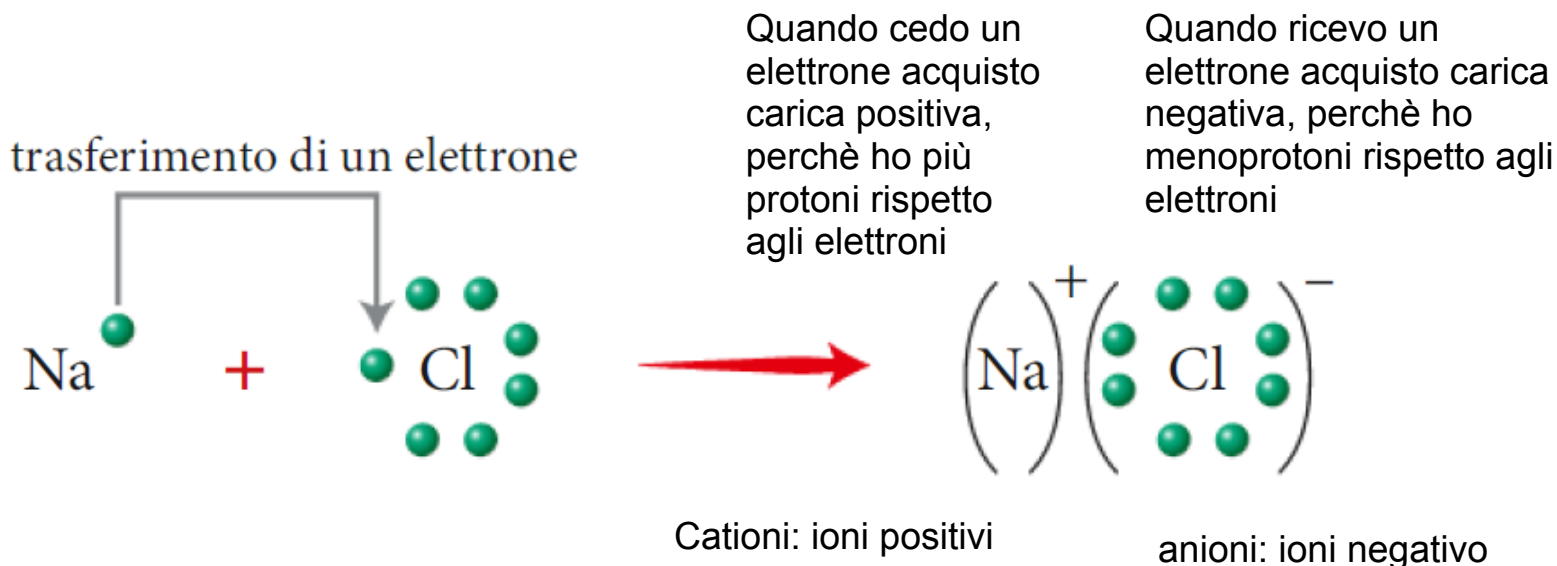
IONICO

COVALENTE

METALLICO

Il legame ionico

Il trasferimento di un elettrone dall'atomo di sodio a quello di cloro permette a entrambi di raggiungere la configurazione del gas nobile più vicino e produce due ioni di carica opposta (Na^+ e Cl^-). Questi si attraggono l'un l'altro per effetto della forza elettrostatica (*legame ionico*).



Il legame ionico

Il **legame ionico** è dovuto alla forza di attrazione elettrostatica che tiene uniti gli ioni di carica opposta. Avviene tra atomi di metalli e non metalli.

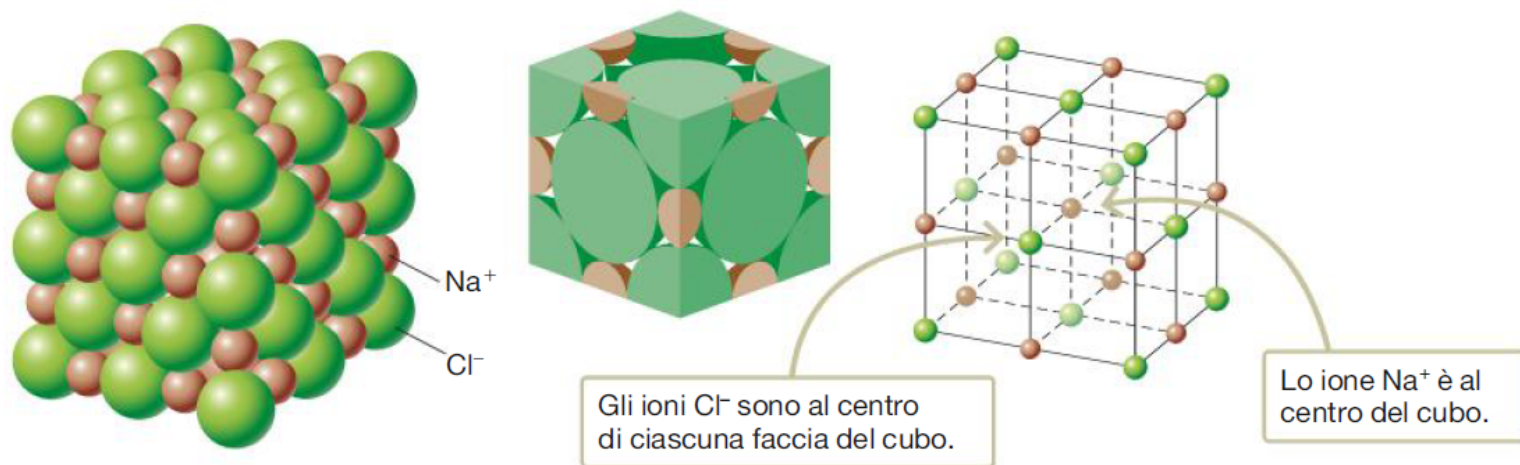
La formula dei composti ionici *non* descrive una molecola, ma indica soltanto il rapporto di combinazione tra ioni positivi e negativi.

Il legame ionico

1. I metalli (gruppi I, II e III) tendono a perdere elettroni raggiungendo la configurazione del gas nobile che li precede.
2. I metalli di transizione hanno comportamenti variabili.
3. I non metalli (gruppi V, VI, VII) tendono a prendere elettroni raggiungendo la configurazione del gas nobile più vicino.
4. Se metalli e non metalli si incontrano, i primi cedono gli elettroni più esterni ai secondi e fra questi ioni si stabilisce un legame ionico.

I composti ionici

I composti ionici formano un **reticolo cristallino**, una struttura solida, ordinata e ripetitiva.



Il numero e la disposizione degli ioni dipendono dalle loro dimensioni e dalla loro carica.

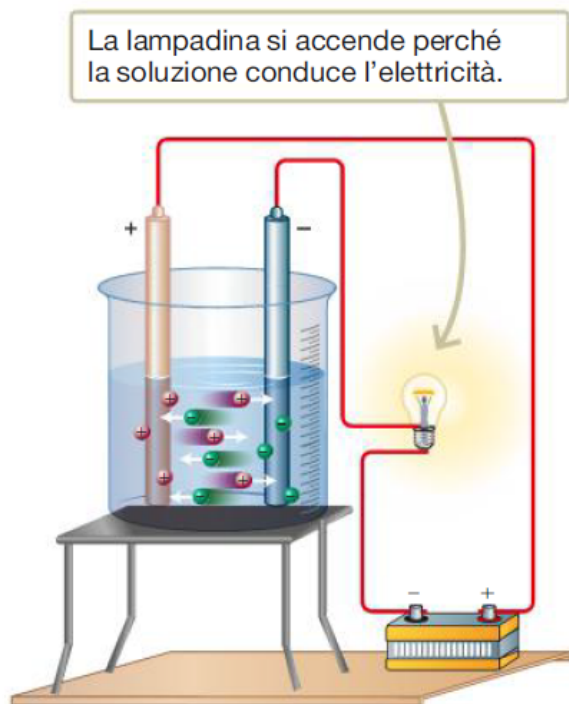
I composti ionici

A causa della forte attrazione elettrostatica, i composti ionici:

- sono **solidi** a temperatura ambiente alla pressione di 1 atm
- hanno in genere un'**elevata temperatura di fusione** (t_f)
- alcuni **non sono solubili** completamente in acqua

I composti ionici

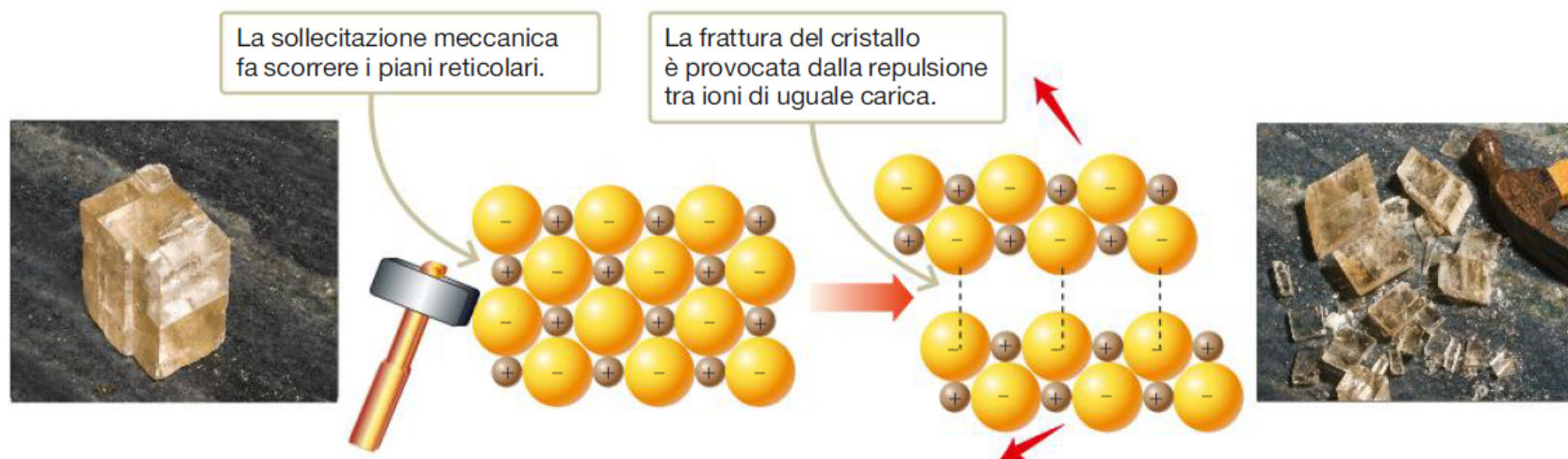
I composti ionici sono **buoni conduttori** di elettricità sia allo stato fuso sia in soluzione, ma non allo stato solido.



Il passaggio dell'elettricità, infatti, è dovuto al movimento degli ioni verso i poli, mentre allo stato solido sono bloccati all'interno del reticolo cristallino.

I composti ionici

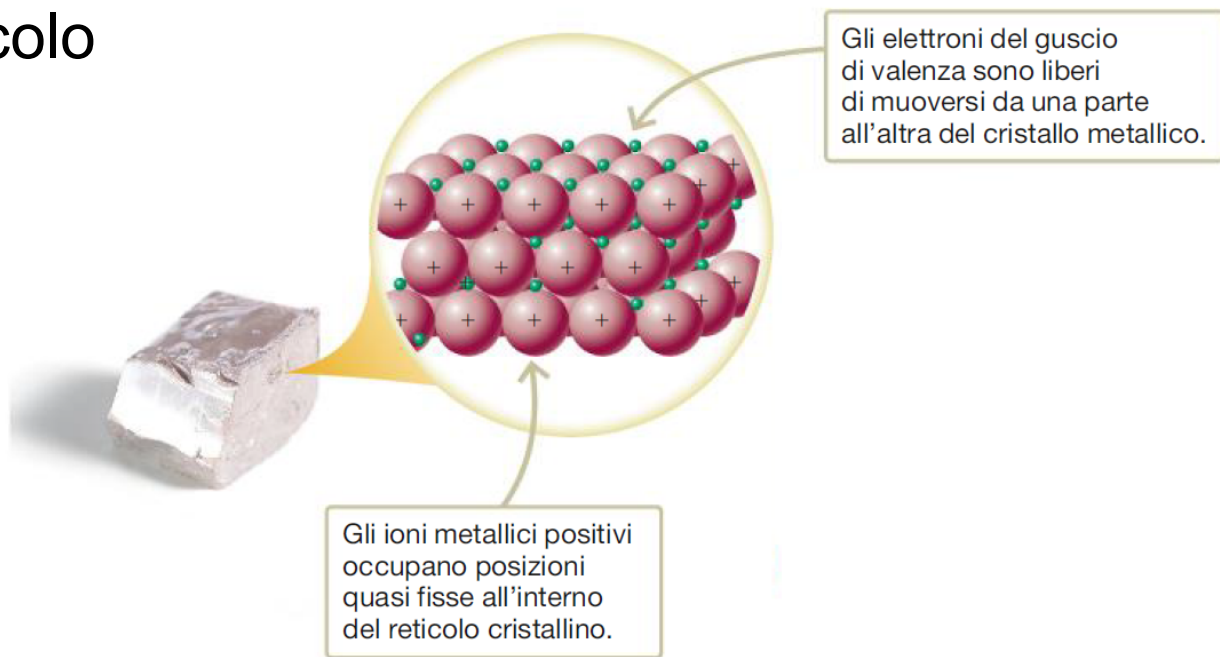
I cristalli ionici sono **duri ma fragili** e non è possibile deformarli plasticamente. Basta una lieve sollecitazione per provocarne la frattura, a causa delle forze repulsive tra ioni con la stessa carica.



Il legame metallico

Il **legame metallico** è dovuto all'attrazione fra gli ioni metallici positivi (con posizioni fisse) e gli elettroni di valenza (liberi di muoversi) che li circondano. Avviene tra atomi di metalli.

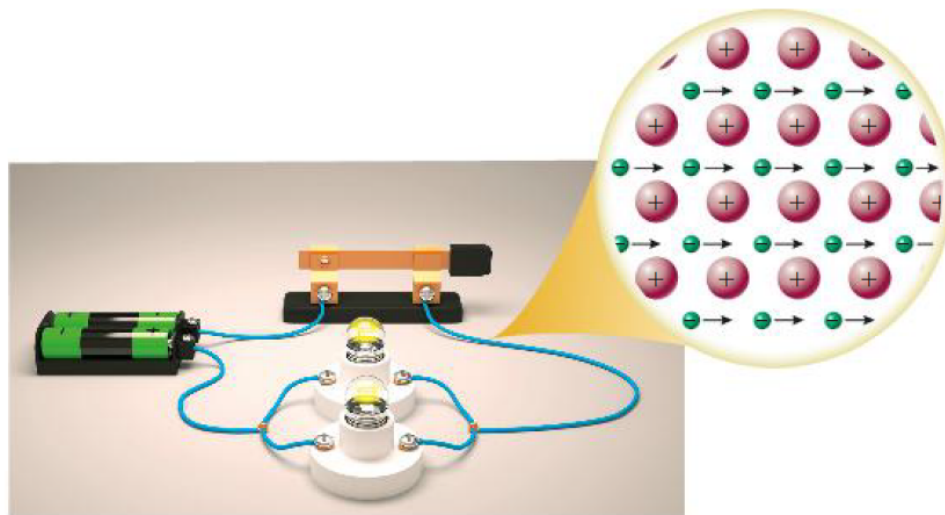
Formano un reticolo detto **crystallo metallico**.



Il legame metallico

I metalli sono **buoni conduttori** elettrici e termici, per via della libertà di movimento degli elettroni più esterni.

Gli elettroni di valenza si muovono tutti nella stessa direzione. Questo flusso di elettroni costituisce la corrente elettrica.



Il legame metallico

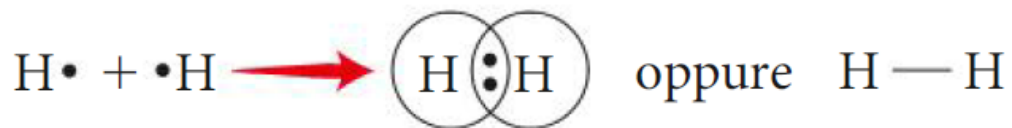
I solidi metallici sono **malleabili** e **duttili**, poiché gli elettroni mobili consentono agli ioni positivi di «scivolare» gli uni sugli altri senza che si crei repulsione tra ioni di uguale carica.

Le **leghe metalliche** sono miscugli omogenei di con proprietà intermedie tra i metalli che li costituiscono.

- metallo base → presente in percentuale maggiore
- alliganti → altri metalli

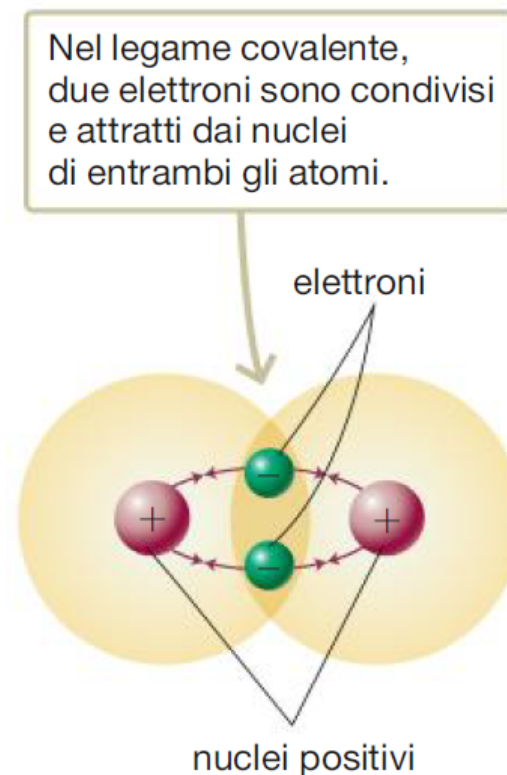
Il legame covalente

Il **legame covalente** si forma quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni.
Avviene tra atomi di non metalli.

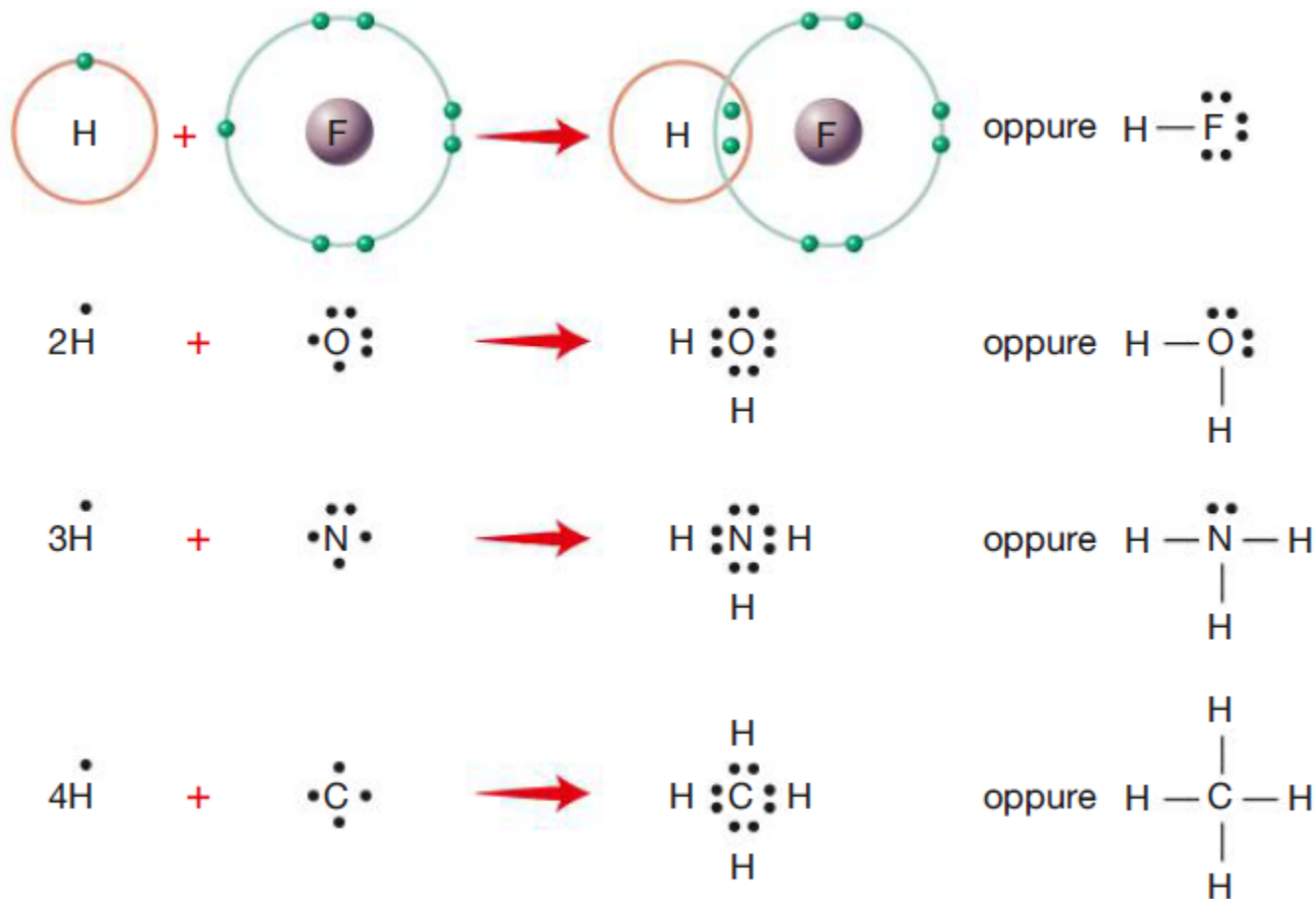


Gli elettroni impegnati nel legame covalente sono detti **elettroni condivisi** o **di legame**.

È il legame che forma le molecole.



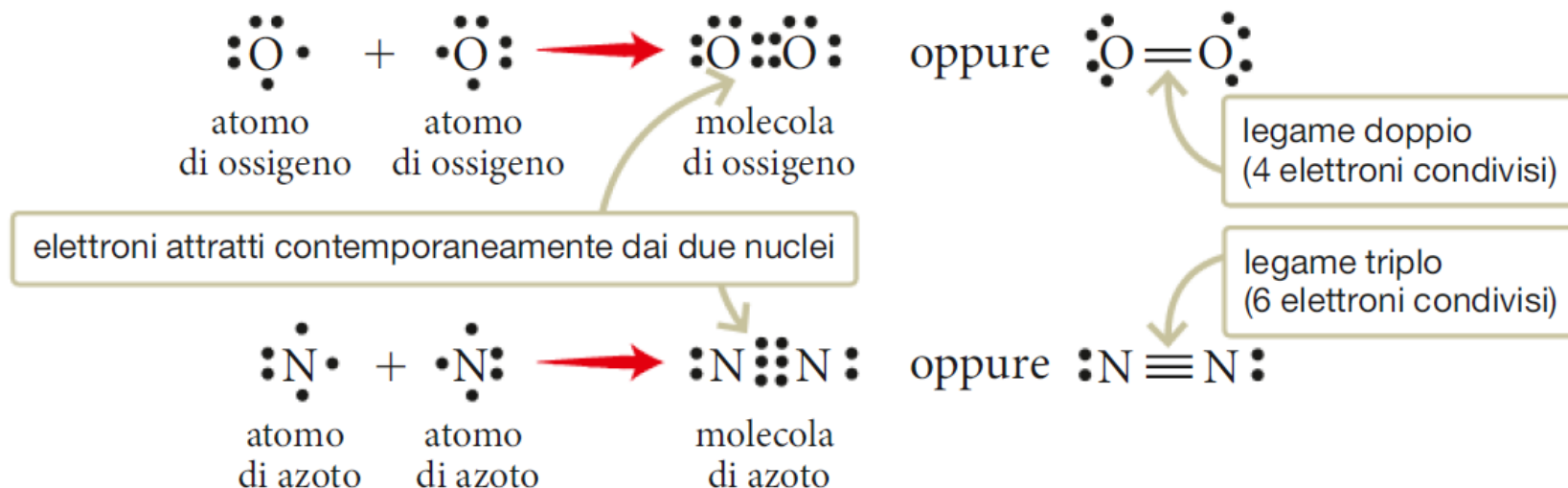
Il legame covalente



Il legame covalente

I **legami doppi** o **tripli** si formano quando due atomi condividono due o tre coppie di elettroni.

È necessaria maggiore energia per spezzarli.



La scala dell'elettronegatività e i legami

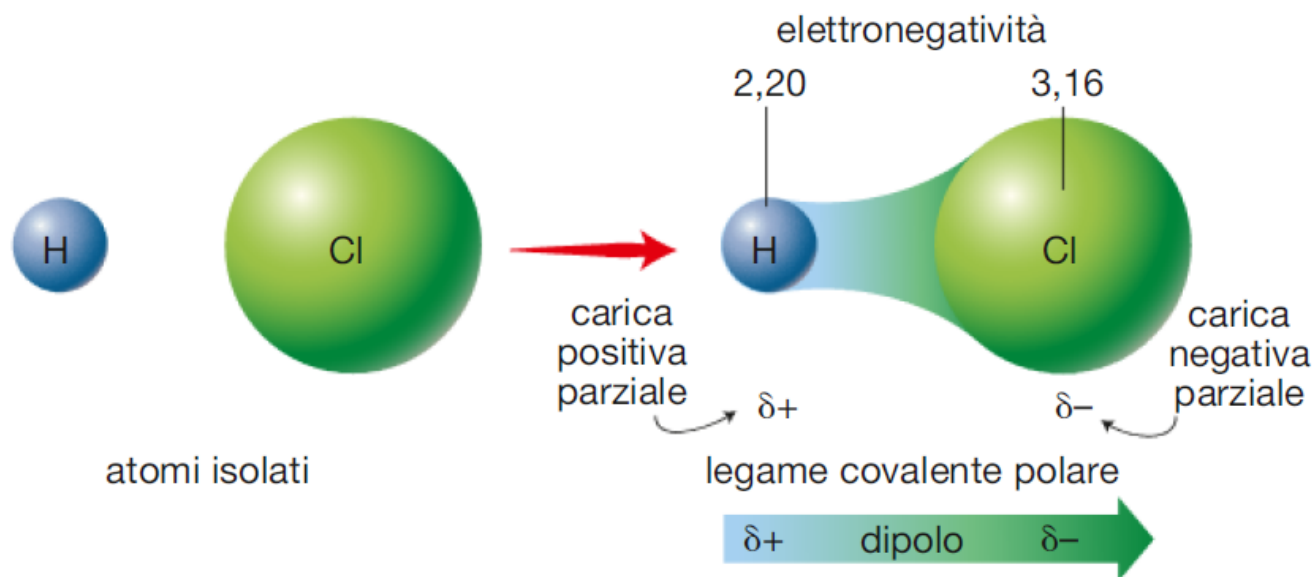
Il legame covalente può essere:

- **puro** → tra atomi uguali, che esercitano la stessa forza di attrazione sugli elettroni di legame
- **polare** → tra atomi diversi, che esercitano una diversa forza di attrazione sugli elettroni di legame.

La scala dell'elettronegatività e i legami

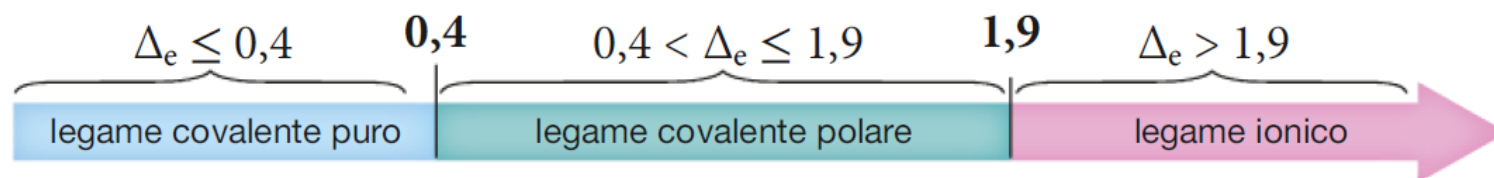
Nei **legami covalenti polari** la coppia di elettroni in comune risulta spostata verso l'atomo più elettronegativo.

Si forma un **dipolo**, cioè una separazione di cariche.



La scala dell'elettronegatività e i legami

La **differenza di elettronegatività** (Δ_e) tra i due atomi che formano il legame determina il tipo di legame:



	H — H	Br — Br	H — Cl	Hg — Cl	Na ⁺ Cl ⁻	Mg ²⁺ O ²⁻
Elettronegatività	2,20 2,20 $\Delta_e = 0$	2,96 2,96 $\Delta_e = 0$	2,20 3,16 $\Delta_e = 0,96$	1,90 3,16 $\Delta_e = 1,26$	0,93 3,16 $\Delta_e = 2,23$	1,31 3,44 $\Delta_e = 2,13$
Legame	covalente puro	covalente puro	covalente polare	covalente polare	ionico	ionico

La scala dell'elettronegatività e i legami

I **solidi reticolari** sono strutture cristalline simili a quelle dei composti ionici, ma formate da una rete tridimensionale di legami covalenti.

Sono solidi a temperatura ambiente, estremamente duri, insolubili e hanno temperature di fusione elevatissime.

Molti sono considerati pietre preziose.

La tavola periodica e i legami tra gli elementi

In generale:

1. gli atomi dei metalli formano tra loro legami metallici
2. gli atomi dei non metalli formano tra loro legami covalenti
3. tra atomi uguali, il legame è covalente puro, tra atomi diversi il legame è covalente polare
4. metalli e non metalli formano tra loro legami ionici
5. il carattere ionico del legame aumenta all'aumentare della differenza di elettronegatività fra gli atomi del composto.