

ZANICHELLI

Jay Phelan

Maria Cristina Pignocchino

Scopriamo la chimica e le scienze della Terra

Capitolo C3

L'atomo e i legami

La teoria atomica di Dalton /1

La **teoria di Dalton** (1808) si basa su cinque punti:

1. La materia è fatta di **atomi**, indivisibili e indistruttibili.
2. Gli atomi di uno stesso elemento sono identici e hanno uguale massa.
3. Gli atomi di un elemento non si possono convertire in atomi di altri elementi.
4. Gli atomi di elementi diversi possono unirsi a formare dei *composti* le cui particelle contengono un numero intero e definito di atomi.
5. Gli atomi non si creano e non si distruggono.

La teoria atomica di Dalton /2

Legge delle proporzioni multiple (Dalton, 1803): quando due elementi danno origine a più composti, le diverse masse di un elemento che si combinano con una stessa massa dell'altro elemento stanno tra loro in **rapporti proporzionali espressi da numeri piccoli e interi**.

A

1 g di carbonio reagisce con 1,33 g di ossigeno.



+



Si ottengono 2,33 g di monossido di carbonio (CO).

B

1 g di carbonio reagisce con 2,66 g di ossigeno (cioè una massa doppia di ossigeno rispetto al caso A).



+



Si ottengono 3,66 g di diossido di carbonio (CO₂).

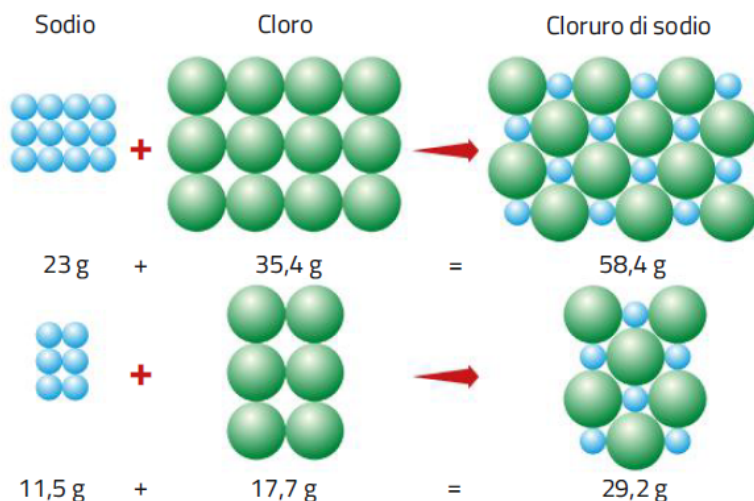
La teoria atomica di Dalton /3

La teoria atomica spiega le **leggi ponderali**: legge di conservazione della massa (Lavoisier), legge delle proporzioni definite (Proust) e legge delle proporzioni multiple (Dalton).

A

Legge di Lavoisier: la massa si conserva

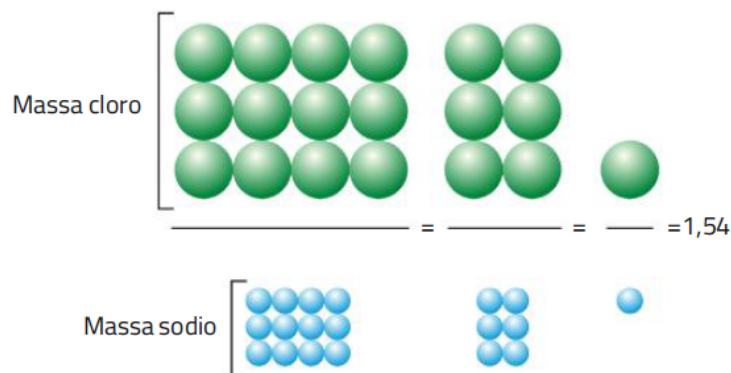
Se un pacchetto di 23 g di sodio si combina con un pacchetto di 35,4 g di cloro, si ottiene un pacchetto di 58,4 g di cloruro di sodio; se un pacchetto di 11,5 g di sodio si combina con un pacchetto di 17,7 g di cloro, si ottiene un pacchetto di 29,2 g di cloruro di sodio.



B

Legge di Proust

Il rapporto tra le masse di cloro e di sodio è definito e costante: un atomo di cloro si combina sempre con uno di sodio e ogni atomo di cloro ha una massa 1,54 volte maggiore di quella di ogni atomo di sodio.



La moderna teoria atomica /1

La moderna teoria atomica si basa su cinque punti:

1. La materia è fatta di atomi, a loro volta costituiti da **particelle subatomiche**.
2. Esistono tanti tipi di atomi quanti sono gli elementi.
3. Gli atomi non sono indivisibili, ma durante le trasformazioni chimiche o fisiche rimangono integri.
4. Gli atomi possono unirsi a formare particelle più complesse chiamate *molecole*.
5. Sia gli atomi sia le molecole possono acquisire una carica elettrica positiva o negativa.

La moderna teoria atomica /2

L'**atomo** è la più piccola parte di un elemento che manifesta le proprietà chimiche tipiche di quell'elemento.

Gli atomi sono formati da **particelle elementari** o subatomiche denominate *protoni*, *neutroni* ed *elettroni*.

Una **molecola** è una particella formata da atomi uguali o diversi uniti tra loro da **legami chimici**.

Gli atomi dotati di una carica positiva o negativa e sono detti **ioni**.

Le proprietà elettriche della materia

Alcuni corpi, se strofinati, acquistano **carica elettrica**.

Esistono due tipi di carica elettrica: la carica **positiva** (+) e la carica **negativa** (–).

Le forze tra cariche elettriche dello stesso tipo (positive o negative) sono **repulsive**; le forze tra cariche elettriche di tipo opposto sono **attrattive**.

Nel SI l'unità di misura della quantità di carica è il **coulomb** (C).

Se un corpo contiene una quantità di carica positiva uguale alla quantità di carica negativa, è **neutro**.

Il numero atomico e il numero di massa /1

Le proprietà elettriche della materia si spiegano considerando le caratteristiche delle particelle subatomiche:

Particella	Massa (kg)	Carica (C)	Carica convenzionale
Elettrone (e ⁻)	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1
Protone (p)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrone (n)	$1,675 \cdot 10^{-27}$	0	0

In tutti gli atomi il numero di protoni è uguale al numero di elettroni; per questo motivo gli atomi sono *neutri*.

Il numero atomico e il numero di massa /2

Il **numero atomico (Z)** è il numero di protoni presenti in un atomo; tutti gli atomi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero atomico.

numero atomico = numero p

${}_Z\mathbf{E}$

Il **numero di massa (A)** è la somma del numero di protoni e neutroni presenti in un atomo.

numero di massa = numero p + n

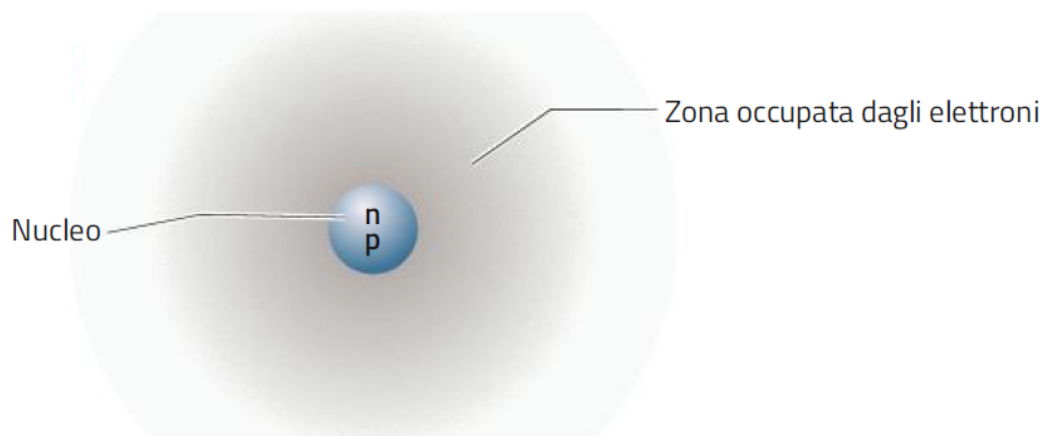
${}_Z^A\mathbf{E}$

L'atomo di Rutherford

Ernest Rutherford scoprì che all'interno di ogni atomo si trova un *nucleo*, circondato da uno spazio vuoto in cui si muovono a velocità elevatissima gli elettroni.

Il **nucleo** di un atomo contiene i protoni e i neutroni e possiede una carica positiva uguale al numero atomico.

Il diametro di un atomo è circa 100 000 volte più grande del diametro del suo nucleo.



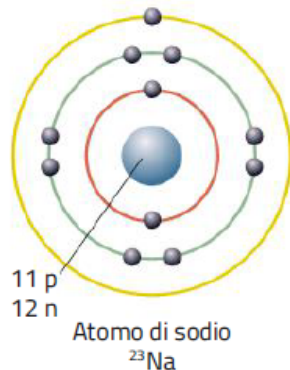
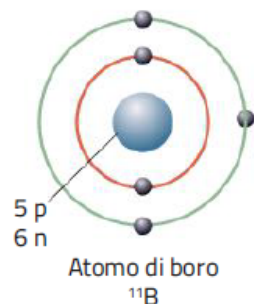
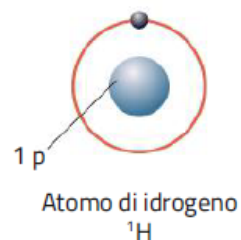
Il nucleo atomico è positivo (formato da protoni e neutroni) e intorno c'è uno spazio vuoto in cui si trova la carica negativa (gli elettroni).

La struttura elettronica dell'atomo /1

Nell'atomo, gli elettroni sono disposti secondo una precisa **struttura elettronica**.

1. Gli elettroni sono organizzati in **livelli energetici**, caratterizzati da diversa energia e differente distanza dal nucleo.
2. Gli elettroni dell'atomo riempiono i livelli energetici in ordine di energia crescente.

La struttura elettronica dell'atomo /2



H	
Li	Be
Na	Mg

1 gruppo

Periodo 1
1° livello

1

Il gruppo

Periodo 2
2° livello

3

4

Periodo 3
3° livello

11

12

1 elettrone esterno

2 elettroni esterni

Negli elementi del primo gruppo si inizia a riempire il livello energetico più esterno.

The diagram shows the periodic table with elements grouped by their electron shells. The first shell (green) has 2 elements (H, He). The second shell (red) has 8 elements (Li to Ne). The third shell (yellow) has 8 elements (Na to Ar). The fourth shell (blue) has 2 elements (K, Ca). This illustrates that the number of elements in each shell is 2, 8, 8, and 2 for the first four shells respectively.

Negli elementi dell'ottavo gruppo si completa il livello più esterno.

Gli ioni

Uno **ione** è un atomo o un gruppo di atomi dotato di una o più cariche elettriche, positive o negative.

Il nucleo non si modifica mai durante le reazioni chimiche.

Gli ioni che hanno carica positiva sono chiamati **cationi**.

(numero di cariche positive) =
numero di elettroni persi

E^{n+}

Gli ioni che hanno carica negativa sono chiamati **anioni**.

(numero di cariche negative) =
numero di elettroni acquistati

E^{n-}

Gli isotopi

Gli **isotopi** sono atomi con uguale numero di protoni (stesso numero atomico) e diverso numero di neutroni (diverso numero di massa).

Gli isotopi hanno le stesse proprietà chimiche.

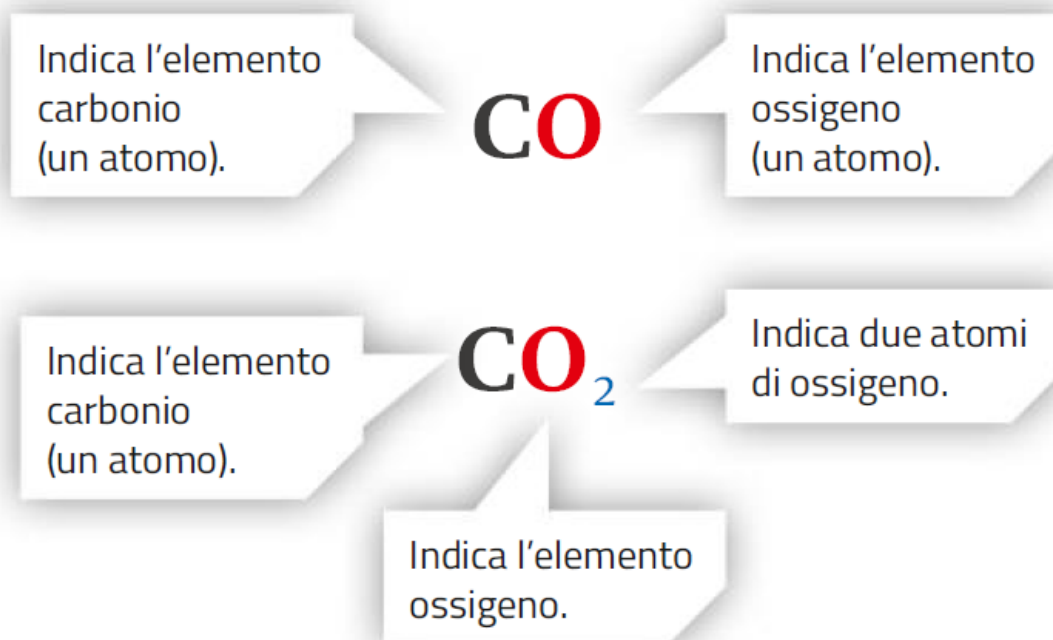
In natura, quasi tutti gli elementi sono miscele di isotopi.



I tre isotopi dell'idrogeno hanno $Z = 1$. Essi hanno masse diverse (≈ 1 , ≈ 2 , ≈ 3 rispettivamente), ma tutti formano molecole di acqua per reazione con l'ossigeno. Le loro proprietà chimiche sono infatti identiche.

Le formule chimiche /1

Nella **formula** di un elemento o di un composto viene indicata la composizione *qualitativa* (il tipo di atomi) e *quantitativa* (il numero di atomi) della più piccola particella che caratterizza la sostanza.

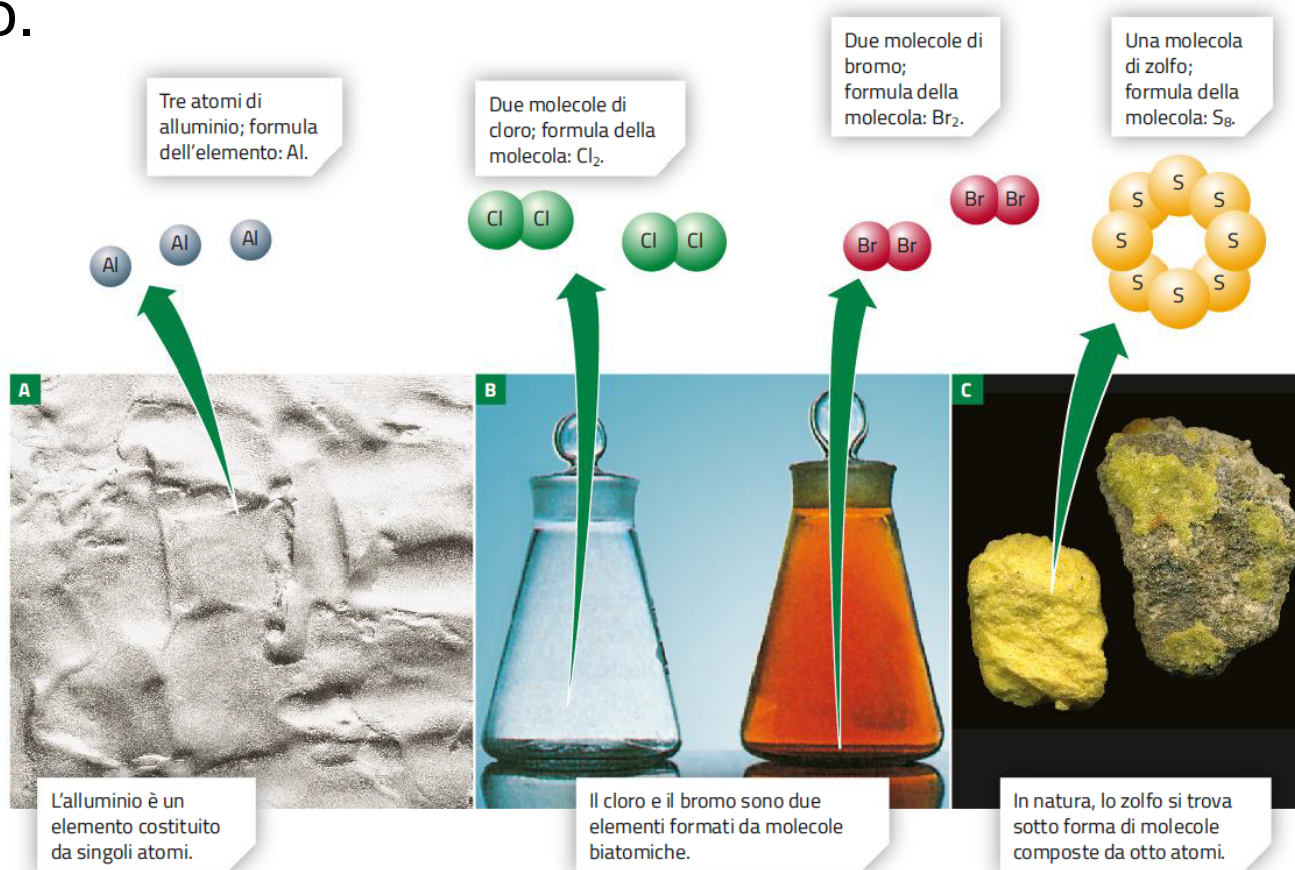


Le formule chimiche /2

- Ogni atomo si rappresenta con il simbolo dell'elemento a cui appartiene.
- I simboli degli elementi si scrivono uno dopo l'altro; in basso a destra di ciascun simbolo si riporta un numero che indica quanti atomi o ioni di ciascun elemento sono presenti.
- Quando una sostanza è formata da ioni, nella formula si indica solo la carica complessiva della particella.

Le formule degli elementi

In natura gli elementi allo stato puro sono formati da **atomi singoli** o da **molecole** che contengono atomi tutti uguali tra loro.



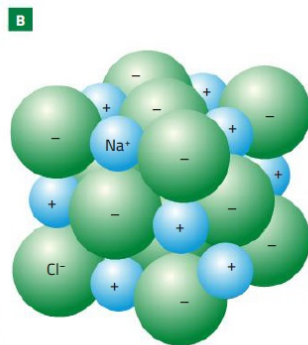
Le formule dei composti

I composti contengono atomi o ioni di elementi diversi uniti in rapporti numerici costanti.

- *Composti molecolari* → costituiti da molecole.
- *Composti ionici* → costituiti da ioni positivi e negativi che formano un unico agglomerato (unità formula).



Una molecola di ammoniaca; la formula è NH_3 .



In un **composto ionico** come il cloruro di sodio, NaCl , non vi sono molecole ma schiere di ioni disposti in un rapporto ben preciso.

La configurazione elettronica e la stabilità degli atomi /1

Il **comportamento chimico** di un atomo dipende prevalentemente dai suoi elettroni esterni.

Nella tavola periodica, gli elementi che hanno il medesimo numero di elettroni esterni si trovano nello stesso gruppo, cioè nella stessa colonna.

Nei primi 20 elementi, i livelli energetici esterni possono contenere al massimo otto elettroni, tranne il primo livello che ne può contenere solo due.

La configurazione elettronica e la stabilità degli atomi /2

L'ultimo gruppo della tavola periodica comprende i **gas nobili**, che sono chimicamente *inerti*: non formano spontaneamente né molecole, né ioni perché hanno il livello esterno completo.

Gli atomi che hanno il livello esterno incompleto sono *reattivi*: possono diventare più stabili cedendo, acquistando o condividendo elettroni con altri atomi; ciò accade quando si formano i **legami chimici**.

I legami chimici coinvolgono solamente gli elettroni che si trovano nel livello più esterno detti **elettroni di valenza**.

L'elettronegatività e i legami /1

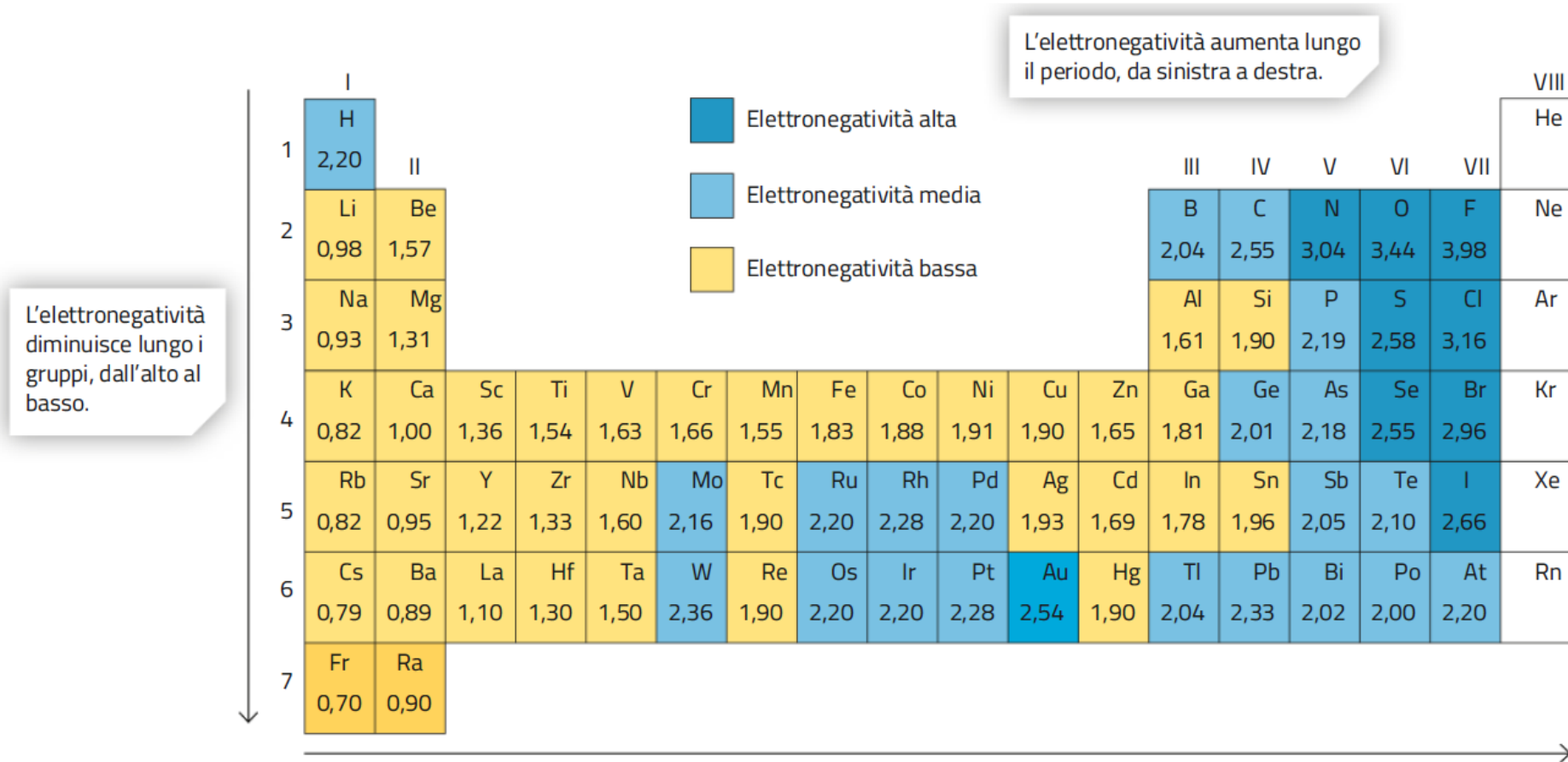
Legame covalente → i due atomi esercitano una forza di attrazione simile e mettono in comune alcuni elettroni.

Legame ionico → i due atomi esercitano una forza di attrazione molto diversa, l'atomo con forza attrattiva superiore «strappa» all'altro uno o più elettroni.

La grandezza che misura la tendenza di un atomo di un certo elemento ad attirare gli elettroni coinvolti nel legame si chiama **elettronegatività**.

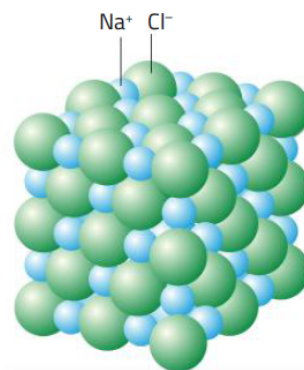
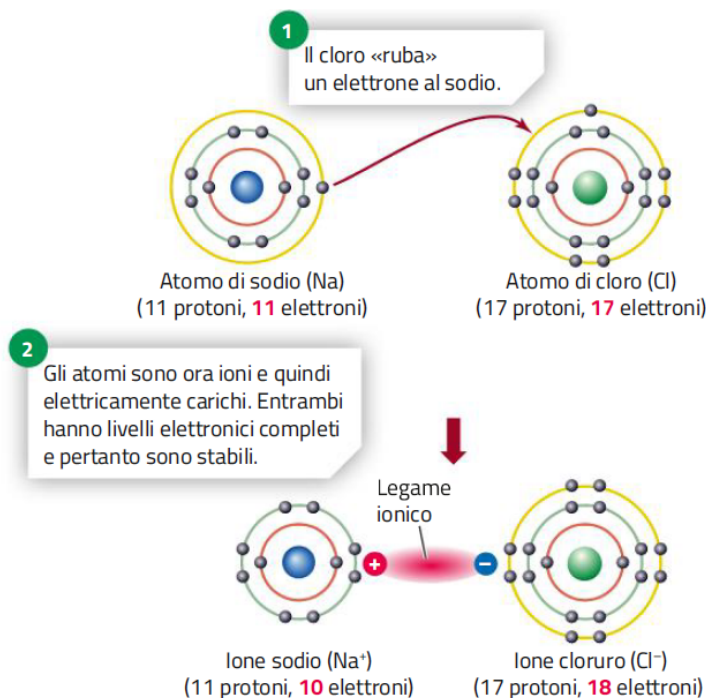
Per stabilire che tipo di legame si forma, bisogna calcolare la **differenza di elettronegatività** degli elementi coinvolti (Δ_e). Quando $\Delta_e > 1,9$ il legame è ionico.

L'elettronegatività e i legami /2

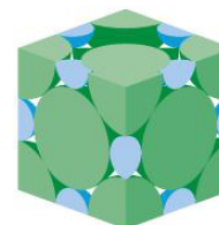


Il legame ionico

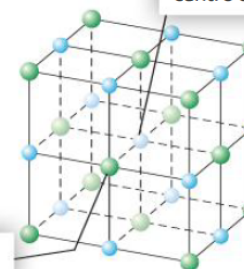
Il **legame ionico** è l'attrazione elettrostatica tra ioni di carica opposta; gli ioni si formano perché un atomo cede all'altro uno o più elettroni.



Un cristallo di cloruro di sodio, un sale, può essere considerato il risultato della ripetizione nello spazio di tanti ipotetici cubi al cui centro c'è lo ione Na^+ .



Lo ione Na^+ è al centro del cubo.

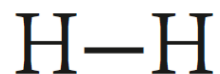


Gli ioni Cl^- sono al centro di ciascuna faccia del cubo.

Il legame covalente /1

Il **legame covalente** è la forza di attrazione che si instaura tra due atomi che condividono una o più coppie di elettroni; gli atomi uniti formano una **molecola**.

- **legame singolo** → una sola coppia di elettroni condivisa



- **legame doppio** → due coppie di elettroni condivise

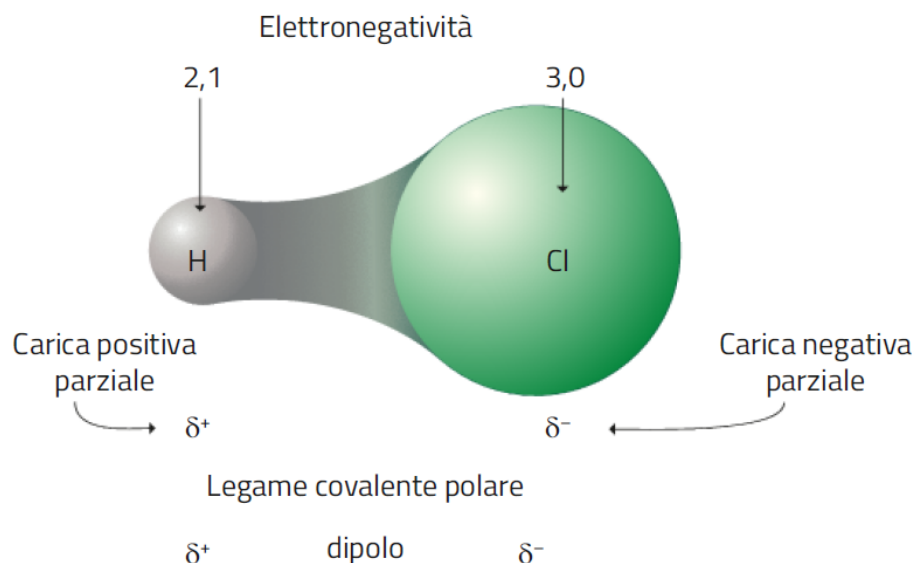


- **legame triplo** → tre coppie di elettroni condivise



Il legame covalente /2

- **Legame covalente puro o apolare:** si instaura tra due atomi identici o che hanno elettronegatività simile.
- **Legame covalente polare:** si instaura tra due atomi che hanno valori di elettronegatività differenti. Gli elettroni di legame in questo caso sono spostati verso l'atomo più elettronegativo, creando delle cariche parziali δ^- e δ^+ .



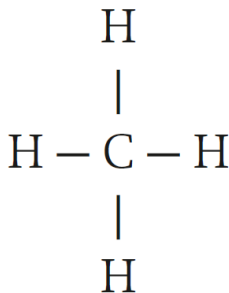
La forma delle molecole /1

Una molecola si può rappresentare tramite:

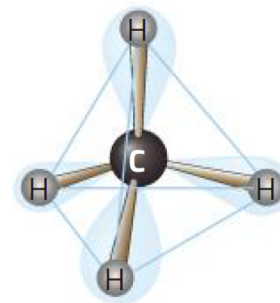
- **formula molecolare**, indicando solo il numero di atomi che contiene;
- **formula di struttura**, indicando con un trattino tra i simboli ogni legame covalente;
- **modelli molecolari**, che rappresentano anche la geometria dei legami tra gli atomi.



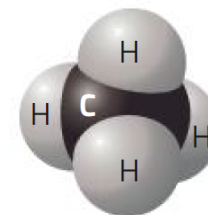
formula molecolare



formula di struttura



modelli molecolari

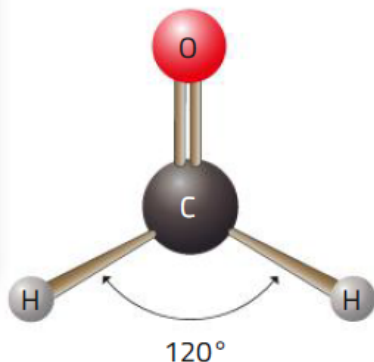


La forma delle molecole /2

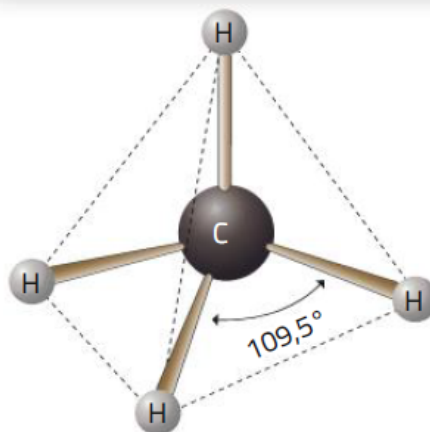
Ogni molecola ha una **forma** definita, che dipende principalmente dagli **angoli di legame**.

La geometria varia in relazione al numero di legami singoli, doppi o tripli e alle dimensioni relative degli atomi.

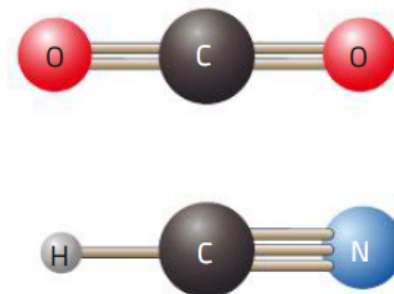
Forma **triangolare planare**: gli atomi intorno al carbonio si posizionano ai vertici di un triangolo equilatero.



Forma **tetraedrica**: gli atomi intorno al carbonio si posizionano ai vertici di un tetraedro regolare.



Forma **lineare**: legami a 180° rispetto all'atomo centrale.



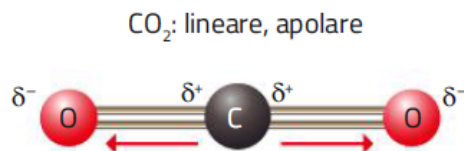
Molecole polari e apolari

Nelle **molecole polari** le cariche elettriche sono distribuite in modo asimmetrico, con un **polo positivo** e un **polo negativo**, anche se la molecola nel complesso è neutra.

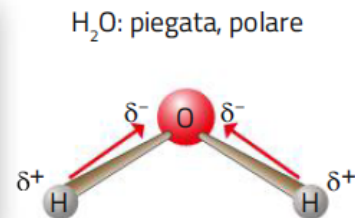
Una molecola è polare solo se:

1. contiene legami covalenti polari;
2. i legami devono essere disposti in modo da creare uno squilibrio nella distribuzione degli elettroni di legame all'interno della molecola.

Il diossido di carbonio, CO_2 , è **apolare**: la molecola è lineare, i due dipoli sono opposti e si annullano a vicenda.



L'acqua, H_2O , è **polare**: i legami covalenti sono polari e la forma piegata non consente loro di annullarsi.



I legami intermolecolari

Le forze attrattive che agiscono tra le molecole vicine sono dette **legami intermolecolari** e sono legami deboli di natura elettrica.

Esistono tre tipi di legami intermolecolari:

- **legami dipolo-dipolo** → tra molecole polari
- **legami a idrogeno** → tra molecole in cui l'idrogeno è legato in modo covalente ad atomi molto elettronegativi (F, O, N), per esempio tra le molecole di H_2O
- **forze di London** → tra molecole apolari nelle quali si formano dipoli temporanei.

La chimica della colla

Oggi le colle sono un elemento imprescindibile sia nell'attività produttiva di una qualsiasi industria, sia nella vita quotidiana di ciascuno di noi. In natura molti animali riescono ad aderire a superfici altrimenti proibitive, grazie allo sfruttamento di particolari sostanze adesive e reazioni chimiche.

La colla tiene uniti due materiali grazie alle **forze adesive**, ma per farlo deve tenere insieme anche se stessa, e per questo intervengono le **forze coesive**.

↔ forze adesive ↔ forze coesive



Come funzionano le forze adesive

Assorbimento

Una colla stesa su una superficie è assorbita e la inumidisce. Le forze intermolecolari uniscono superficie e strato adesivo.



Azione meccanica

Nel caso di superficie porosa, la colla si insinua all'interno agganciando a sé il materiale.



Chemiassorbimento

Nel caso di alcune colle a contatto con certi tipi di plastica si verifica un fenomeno detto *chemiassorbimento*, ovvero una fusione colla-plastica che genera un nuovo composto chimico.



Diffusione

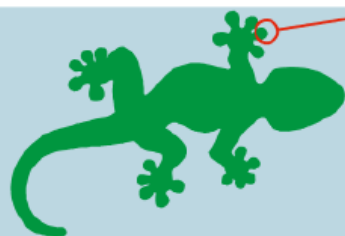
Le molecole di collante e della superficie si interscambiano.



Fonti: Federchimica, National Geographic

Collanti in natura

1 Il geco si arrampica a secco, senza secrezione di sostanze adesive, sfruttando le **forze intermolecolari**.



sete

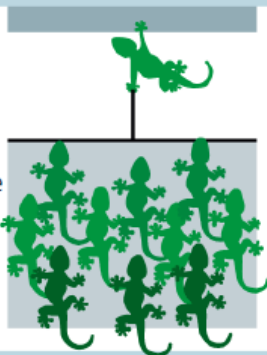
2 Le estremità delle sue zampe sono ricoperte da milioni di peli, detti **sete**.

3 Da questi partono miliardi di terminazioni chiamate **spatule**.

spatule

seta

4 L'elevatissimo numero di spatule moltiplica le deboli forze intermolecolari fino ad ottenere una coesione che consente all'animale di sostenere fino a dieci volte il proprio peso.



5 Modificando l'angolazione delle **sete**, il geco stacca e poi riattacca le zampe alla superficie per dar luogo alla camminata



1. Quali sono le forze che agiscono nelle colle?
2. Quali forze sono sfruttate dal geco per arrampicarsi?