

## Periodicità

Le varie specie chimiche hanno delle **proprietà periodiche** perché si ripetono. Tuttavia ciò che interessa è lo studio della **configurazione elettronica** dello **stato fondamentale** dell'atomo ossia la posizione degli elettroni quando esso è stabile.

E' importante sapere che tra due livelli energetici la differenza di energia ( $\Delta E$ ) è molto maggiore rispetto alla differenza di energia termica ( $\Delta Q$ , energia associata alla temperatura<sup>1</sup>), in condizioni normali.

Per disporre gli elettroni ( $e^-$ ) su vari livelli bisogna seguire una **regola**.

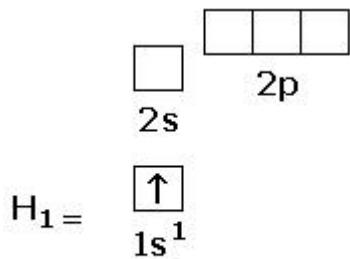
- devono giacere sui vari livelli perché in ognuno di essi si possono posizionare al massimo due  $e^-$ . Ciò accade perché esiste un principio generale che afferma che due elettroni non possono essere esattamente nello stesso stato (il **principio di esclusione Pauli**).

La descrizione del loro comportamento dipende sia dal **momento del dipolo magnetico** che posseggono e sia dalla loro **disposizione nello spazio**.

Esempi di periodicità:

1. **idrogeno(H):**

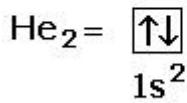
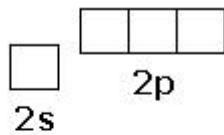
Ha un solo elettrone e viene messo nell'orbitale più basso ( $1s^1$ ) perché ha numero quantico angolare ( $m$ ) pari a 0.



2. **elio(He):**

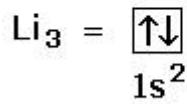
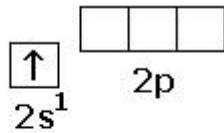
Ha due elettroni e li mettiamo nell'orbitale più basso però con spin opposto.

<sup>1</sup> L'energia termica presente in un certo ambiente è pari a  $\Delta Q=KT$  (con  $K=costante\ di\ Boltzmann$  e  $T=temperatura\ in\ valore\ assoluto$ , dunque in kelvin). Nell'ordinario (per esempio nell'energia necessaria a spostare un oggetto) il valore della  $K$  è estremamente piccolo così come nel caso in cui l'energia in gioco serva per trasferire l'elettrone da un livello all'altro. Ciò implica che se l'atomo agisce "indisturbato" (non viene eccitato) si trova nel suo stato fondamentale.



**3. litio(Li):**

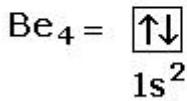
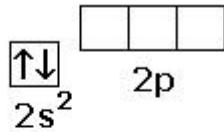
Ha tre elettroni e li mettiamo negli orbitali più bassi



si può scrivere anche come [He]+2s<sup>1</sup>

**4. berillio(Be):**

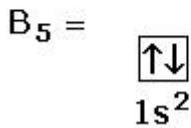
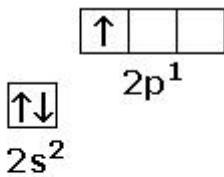
Ha quattro elettroni da sistemare ai vari livelli energetici con spin opposto



si può scrivere anche come [He]+2s<sup>2</sup>

**5. Boro(B):**

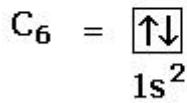
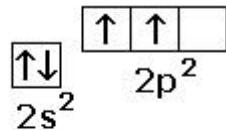
Ha cinque elettroni sistemati su i tre livelli energetici



si scrive anche come [He]+2s<sup>2</sup>2p<sup>1</sup>

**6. carbonio(C):**

Ha sei elettroni da suddividere sui vari livelli energetici.



Nel caso degli ultimi due elettroni risulta necessario collocarli su due orbitali degeneri p diversi ma con lo stesso **spin** (che è l'**orientazione del momento del dipolo magnetico** dell' e<sup>-</sup>) dunque sono orientati o verso il basso(↓) oppure verso l'alto(↑).

La ragione risiede nel fatto che due momenti di dipolo magnetico possono essere **collineari** e **anti collineari** e l'energia minore è posseduta proprio da due momenti di dipolo anti collineari, come riassunto nella legge di **HUND** (scaturita dalla presenza di un'interazione magnetica tra elettroni)

Tale legge afferma che quando sono disponibili più orbitali di identica energia (degeneri), gli elettroni si disporranno singolarmente in modo tale da occupare il numero massimo possibile di essi con spin paralleli per vantaggio energetico (cioè per massimizzare il momento di dipolo magnetico totale).

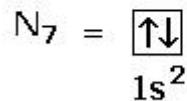
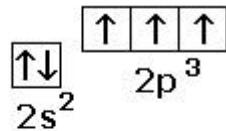
Infatti l'accoppiamento dei due elettroni nello stesso orbitale comporta un **interazione repulsiva** fra di essi, che comporta un aumento dell'energia totale del sistema rispetto alla situazione che vede i due elettroni spaiati (cioè occupanti due orbitali diversi) e quindi spazialmente più lontani possibile.

Dunque perché l'energia dell'atomo è minore quando gli spin sono paralleli? Gli elettroni con spin paralleli si respingono maggiormente e quindi si schermano tra di loro di meno rispetto ad elettroni con spin opposti.

Con spin paralleli l'attrazione di ciascun e<sup>-</sup> verso il nucleo è maggiore e quindi l'energia dell'orbitale è minore.

## 7. azoto(N):

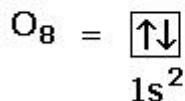
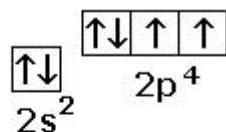
Ha 7 elettroni



Il terzo elettrone messo in p ha lo stesso orientamento degli altri due, sempre per rispettare la legge di Hund

## 8. ossigeno(O):

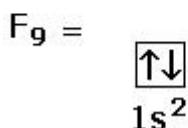
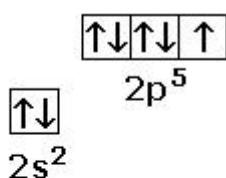
Ha 8 elettroni



Ha il primo orbitale px pieno con i due spin opposti mentre gli altri due sono a spin parallelo

9. **fluoro(F):**

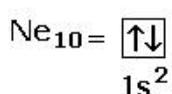
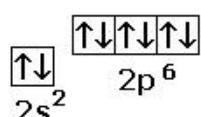
Ha nove elettroni



Ha due orbitali di p con spin opposto e uno singolo

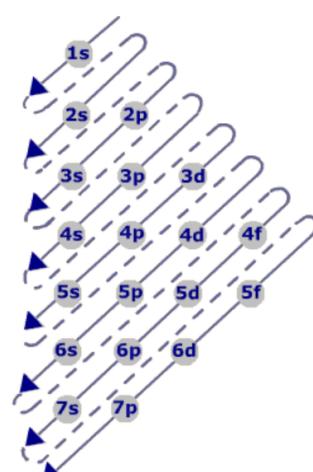
10. **Neon(Ne):**

Ha dieci elettroni



Ha tutti gli orbitali p pieno con spin opposto

Si noti però che orbitali appartenenti a livelli superiori non è detto che abbiano energia maggiore rispetto ad orbitali appartenenti a livelli inferiori. Ad esempio l'orbitale 4s ha energia minore rispetto all'orbitale 3d seguendo la **regola di Aufbau**. Per poter verificare ciò è possibile ricorrere all'uso di uno schema (come quello riportato a destra). Il riempimento degli orbitali infatti procede seguendo la direzione della freccia (l'ordine di riempimento è dunque 3p, 4s, 3d, 4p, 5s etc...).



Inoltre è importante notare che muovendosi in verticale lungo i gruppi lo shell di valenza (l'ultimo guscio occupato dagli elettroni) risulta essere analoga. Ad esempio nel gruppo IA sarà  $1s^1$  (H),  $2s^1$  (Li),  $3s^1$  (Na); nel gruppo IIA  $2s^2$  (Be),  $3s^2$  (Mg),  $4s^2$  (Ca) e così via.

Ciò ci fa intuire che ci sia una relazione, difatti elementi di uno stesso gruppo presentano proprietà e reattività simili (si pensi ai metalli alcalini, alcalino-terrosi, alogenzi e gas inerti).

## LE PROPRIETÀ PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

*"Proprietà dimensionali & proprietà energetiche"*

Come anticipato, la configurazione elettronica degli elementi varia regolarmente spostandosi lungo periodi e gruppi; tale condizione conferisce agli elementi stessi delle proprietà che variano periodicamente. Esse sono:

- raggio atomico (la metà della distanza tra nuclei di atomi contigui)
- energia di prima ionizzazione
- affinità elettronica
- dimensione degli ioni
- elettronegatività (trattata più avanti)

Alcune proprietà sono relative alle dimensioni degli atomi, altre invece alla loro energia.

### Dimensionali:

Nelle lezioni precedenti abbiamo studiato l'atomo sia nelle sue condizioni "neutre" (dunque non in forma eccitata) sia come ione nella sua forma più stabile. Quello che ci interessa è definire le tipiche dimensioni in entrambi i due stati (ionico e neutro).

Cercheremo di capire anche quale sia la sua forma ionica più stabile di ogni ione stesso.

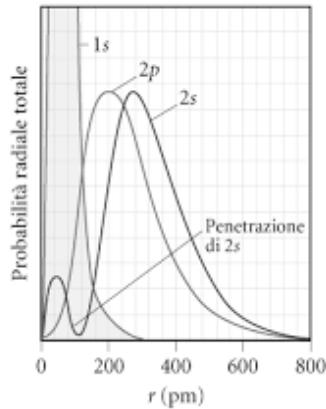
### Energetiche:

Ci occupiamo sostanzialmente di due fenomeni ed il terzo fenomeno è correlato a questi due:

- Potenziale di prima ionizzazione: si tratta di quanta energia è necessario fornire all'atomo per strappargli un elettrone e quindi trasformarlo da atomo neutro a catione con carica positiva +1. Nello specifico scopriremo quale sia la relazione tra il potenziale di prima ionizzazione e la configurazione elettronica degli atomi.
- Complemento: cioè quanta energia bisogna fornire per formare un anione. Quindi, in questo caso, si immagini di iniettare un elettrone extra e domandarsi se questo processo rilascia energia oppure, l'atomo assorbendo questo elettrone, richiede energia?

La prima energia è certamente positiva, la seconda può essere positiva o negativa (positiva se dobbiamo darla all'atomo, negativa se è l'atomo a darcela).

Tutte queste proprietà sono collegate alla configurazione elettronica e per comprenderle è necessario conoscere meglio informazioni che riguardano gli orbitali, e come gli elettroni siano distribuiti nei livelli energetici e la probabilità di trovarli.



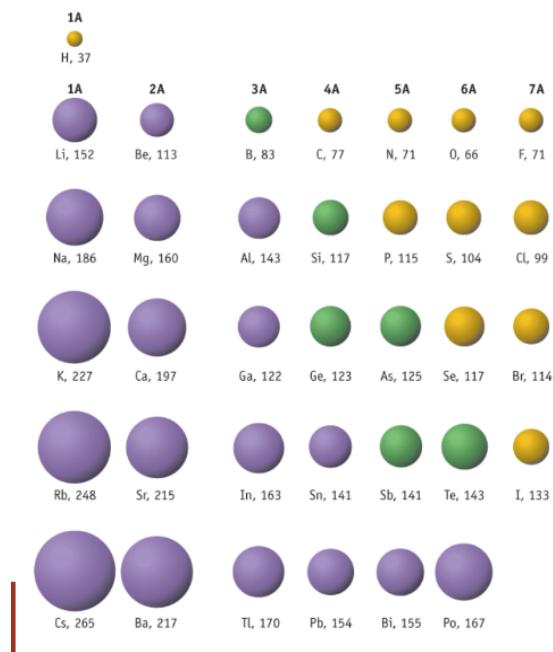
La probabilità di trovare l'elettrone, più o meno vicino al nucleo, dipenderà dall'orbitale sul quale lo stesso giace (vedi fig. al lato). Nell'immagine la prima curva (che ha un massimo molto elevato) rappresenta qual è la probabilità di trovare l'elettrone nell'orbitale 1s ad una certa distanza (dunque molto alta, poiché addensato vicino al nucleo). Situazione contraria si ha invece negli orbitali con numero quantico principale  $n$  superiore (2s e 2p) che hanno una distanza media dal nucleo maggiore. Allora se volessimo definire il raggio medio è possibile dire che si tratta di una sorta di orbita che può rappresentare dove sono posizionati questi elettroni (tale raggio sarebbe più piccolo nel caso di elettroni collocati nei numeri quantici principali inferiori).

Quando si parla dello stesso numero quantico principale però

(2s e 2p) apparentemente sembrerebbe che il 2p sia più interno del 2s (cioè ha un massimo più vicino al nucleo): per spiegare tale condizione sarebbe necessario introdurre gli integrali (*il prof non l'ha ritenuto opportuno/necessario*) ma è opportuno sapere che è in parte dovuto alla repulsione tra orbitali 1s e 2s. Come già detto si tratta però di apparenza poiché se si guarda attentamente la curva che rappresenta l'orbitale 2s la stessa presenta due massimi (tra cui uno più interno che "penetra" nell'orbitale 1s).

## RAGGIO ATOMICO

Esso è definito come la metà della distanza tra le coppie di atomi della stessa specie in un composto. Per calcolare tale valore deve essere presa in considerazione la distanza tra il nucleo atomico e l'ultimo livello energetico occupato.



Spostandosi lungo un **gruppo**:

- il numero quantico principale  $n$  aumenta; poiché le dimensioni dell'orbitale aumentano con  $n$ , gli elettroni che occupano gli orbitali più esterni sono sempre più lontani dal nucleo.

Spostandosi lungo il **periodo** (tavola periodica):

- gli elettroni occupano orbitali con stesso numero quantico( $n$ ) e ci si aspetta che la dimensione atomica rimanga costante nel periodo; tuttavia, pur aumentando il numero dei protoni nel nucleo, la carica positiva è solo parzialmente schermata dagli ulteriori elettroni. Quindi ad aumentare è la **carica efficace** nel nucleo.

Si noti però che l'elemento F (fluoro) fa eccezione: per comprenderne la ragione bisogna pensare a quale sia la carica efficace che agisce sugli elettroni nell'orbitale di valenza dell'atomo considerato.

Prima di tutto però, cos'è questa **carica efficace**?

È la carica di cui realmente risente un elettrone in un atomo polielettronico. Si dice "efficace" perché, a causa dell'effetto di schermo degli altri elettroni degli strati più interni (in inglese *core*), l'elettrone all'ultimo strato non risente totalmente della carica nucleare.

Si immagini di essere un elettrone molto distante dal nucleo, la carica che agisce su di sé è quella del nucleo (molto lontano dal sottoscritto), sottratta degli elettroni più interni. Infatti sull'elettrone saranno presenti due "effetti": un effetto, che è l'attrazione del nucleo ed un effetto di repulsione degli elettroni più interni di noi. La somma di questi è di fatti la sottrazione tra la carica del nucleo meno la carica del numero di elettroni più interni a noi. Tale questione può essere formalizzata con uno dei tanti teoremi enunciati da Gauss.

#### Ma qual è la carica efficace che agisce sugli elettroni spostandosi lungo un periodo?

Esempio del litio ( $Z=3$ ) con un elettrone nell'orbita esterna, 2 elettroni nell'orbita interna: numero di protoni 3 - numero di elettroni interni 2 = +1 (carica efficace che agisce sull'orbitale più esterno del Li).

Esempio del berillio ( $Z=4$ ) con due elettroni nell'orbita esterna e 2 in quella interna:  $4-2=+2$  (carica efficace che agisce sull'orbitale più esterno del Be).

Ora si pensi di avere una particella carica (+1), in un primo caso la si pone ad una certa distanza, da una particella di segno opposto di carica 3 (-3), e alla stessa distanza di una particella di carica 4 (+4), l'attrazione della particella +1 è a vantaggio della particella +4.

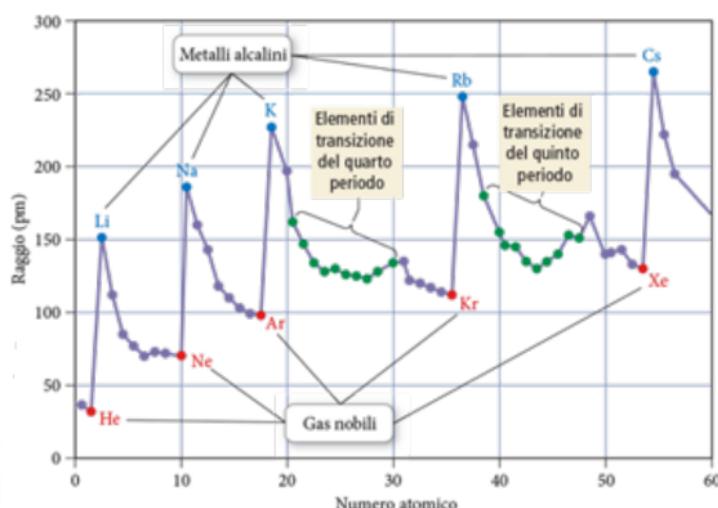
Vuol dire che, la particella +1, vorrà stare ad una distanza minore tra la particella +4, diminuendo così il raggio dell'atomo (es. gli elettroni del berillio si dispongono ad una distanza minore dal nucleo degli elettroni del litio).

Se la carica efficace aumenta, significa che l'elettrone è attratto più fortemente dal nucleo, che voglia stare così più vicino al nucleo stesso, diminuendo il raggio atomico.

(Il caso del fluoro può essere spiegato con derivate seconde ed è dovuto a fattori come energia potenziale/cinetica)

#### Come cambia lungo un gruppo?

Seppur già specificato in precedenza, anche in questo caso è importante prendere in considerazione la carica efficace. Ad esempio tutti gli elementi del primo gruppo presentano c.a. pari a +1 ed anche in questo caso è importante ricordare l'effetto di repulsione tra cariche: questi fattori sommati fanno sì che (almeno in senso qualitativo) valga la regola secondo la quale quando un elettrone giace sull'orbitale esterno esso ha un raggio maggiore.

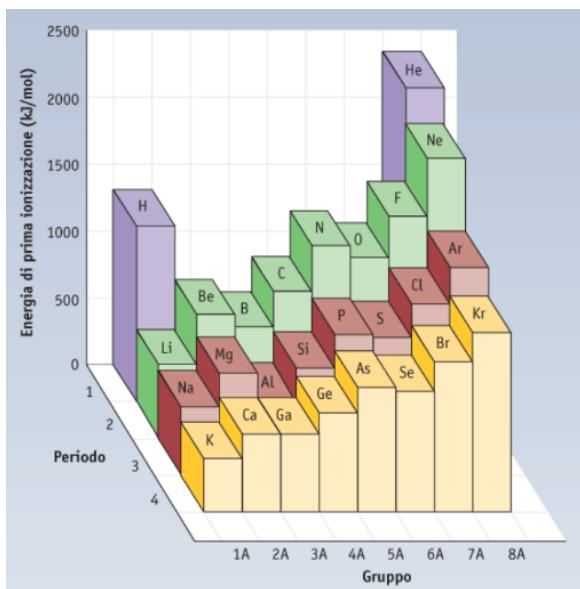


Provando a rappresentare su un grafico il raggio atomico di un elemento in funzione del raggio atomico, notiamo che l'andamento è inusuale: decresce e poi salta. Non è sinusoidale ma periodico.

## POTENZIALE DI PRIMA IONIZZAZIONE

È la quantità di energia da fornire ad un elemento per strappare un elettrone.

*Esperimento ideale:* si pensi ad una stanza vuota al centro della quale viene posizionato un atomo su cui viene sparata una luce con una certa lunghezza d'onda (si ricordi l'effetto fotoelettrico). E' importante che il valore di tale lunghezza d'onda sia sufficiente per strappare un elettrone e ad esso è associata una certa quantità di energia pari a  $E=h/\lambda^2$  (cioè l'energia di ionizzazione).



Contrariamente al raggio atomico, questa proprietà cresce spostandosi orizzontalmente lungo il periodo.

Qual è la ragione?

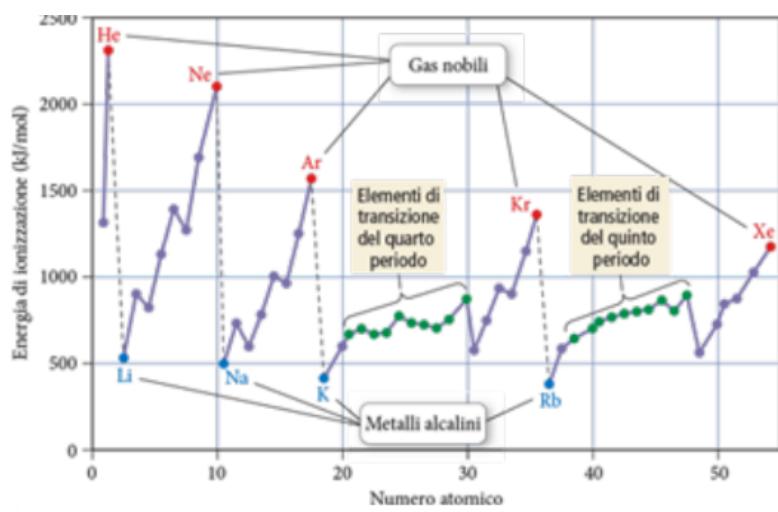
- 1) Se il raggio decresce l'energia potenziale dell'elettrone aumenta (cenno alla forza di Coulomb: a distanza inferiore le cariche tra loro sono unite da una forza maggiore<sup>3</sup>).
- 2) Sempre facendo riferimento a Coulomb, quando l'elettrone si trova a breve distanza dal nucleo (carica positiva) l'energia per portare l'elettrone al di fuori dell'atomo è molto elevata.

Alla luce di quanto detto risulta evidente che al contrario di quanto accade orizzontalmente, verticalmente (dunque lungo i gruppi) diminuisce in quanto risulta meno difficile strappare un elettrone poiché questo si trova a distanza maggiore dal nucleo.

l'energia di prima ionizzazione diminuisce in quanto risulta meno difficile strappare un elettrone poiché questo si trova a distanza maggiore dal nucleo.

Riassumendo:

- Aumenta lungo un periodo: i gas nobili hanno guscio pieno ed è una situazione stabile; i metalli alcalini invece perdono facilmente l'elettrone di valenza perché diventano come il gas nobile che li precede.
- Diminuisce lungo un gruppo: all'aumentare di  $n$  gli elettroni sono più distanti dal nucleo e dunque meno attratti da esso.



<sup>2</sup>in cui  $h$  è una costante universale detta di Plank e  $\lambda$  è il valore della lunghezza d'onda della luce  
 $E=h/\lambda$

<sup>3</sup>  $F = K_0 \cdot [(|Q_1| \cdot |Q_2|) / r^2]$  in cui  $K_0$ =costante di Coulomb,  $Q$ =le cariche,  $r$ =il raggio (nel nostro caso atomico)

## AFFINITÀ ELETTRONICA

Si tratta del caso complementare al potenziale di prima ionizzazione; l'affinità elettronica è l'energia che il nostro sistema dona o richiede per prendersi in carico l'elettrone extra. L'elettrone acquistato dall'atomo neutro, conferisce una carica negativa all'atomo stesso che diventa un anione.

1A		8A						
H -73	2A	3A	4A	5A	6A	7A	He >0	
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0	
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0	
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0	
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0	

Pensando alla carica efficace, l'arrivo dell'elettrone extra comporta un aumento della stessa e ci aspetteremmo che ciò accada anche con l'affinità elettronica.

Generalmente questa proprietà comporta il rilascio di energia (indicata con segno negativo) ma non in tutti i casi (indicata con segno positivo).

Nel caso dei gas rari il valore dell'energia è positivo poiché si tratta di atomi estremamente stabili.

Gli elementi che hanno AE più grande e negativa formeranno anioni stabili.

## DIMENSIONI DEGLI IONI

Si tratta della dimensione dello ione quando forma i vari composti ionici.

Ad esempio, la dimensione del sodio Na quando forma NaCl (il comune sale da cucina) rispetto a quello metallico risulterà differente: il cloro ha strappato al metallo un elettrone.

Quando nelle lezioni precedenti si è fatto cenno alle proprietà dei gruppi, si è detto che i metalli se formano uno ione diventano un catione (+) i non metalli invece un anione (-).

Esistono gli **ioni naturali** degli atomi: ad esempio gli ioni naturali degli alcalini sono +1, alcalini terrosi +2 etc... Il raggio ionico di cui ci andremo ad interessare è proprio quello di questi ultimi.

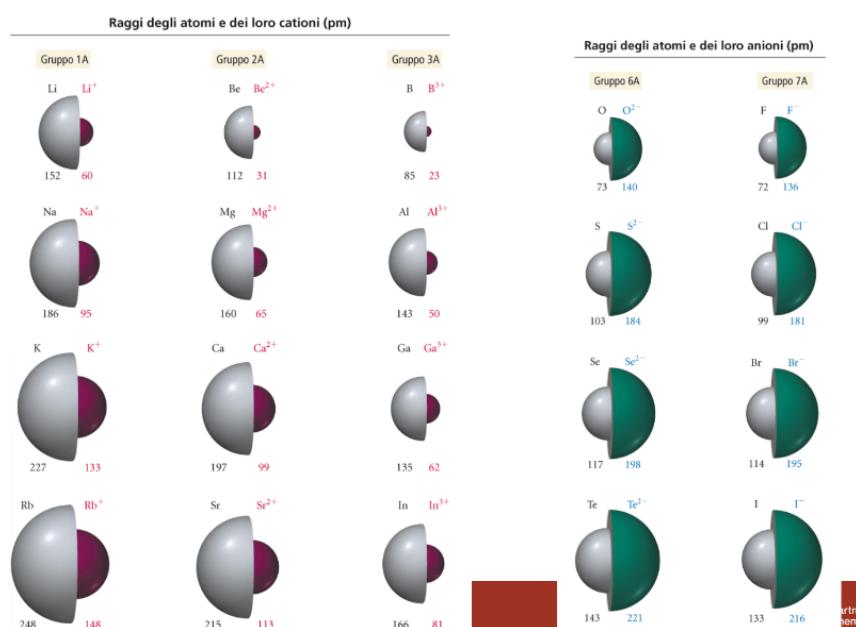
In generale:

**Catione:**

- ha un raggio minore rispetto al suo atomo neutro.

**Anione:**

- ha un raggio maggiore rispetto al suo atomo neutro.



## COMPOSTI IONICI E MOLECOLARI

Nella tavola periodica troviamo 91 elementi diversi, i quali hanno le loro caratteristiche e le loro proprietà. Le loro proprietà possono influenzare la formazione di diversi composti in base a chi reagisce con chi.

Esempio:

Bisogna prendere in considerazione i due composti alla base dell'acqua:

Idrogeno Molecolare ->H<sub>2</sub>

Ossigeno Molecolare ->O<sub>2</sub>

Il punto di ebollizione di questi due gas è estremamente basso.

Hanno delle particolarità: l'idrogeno è estremamente esplosivo e l'ossigeno è necessario per una combustione.

La loro reazione produce l'acqua, ordinariamente liquida, ma ha una temperatura di ebollizione estremamente più alta rispetto ai due gas.

Proprietà	Idrogeno	Ossigeno	Acqua
Punto di ebollizione	-253 °C	-183 °C	100 °C
Stato fisico a temperatura ambiente	Gas	Gas	Liquido
Infiammabilità	Esplosivo	Necessario per la combustione	Usata per estinguere le fiamme



L'acqua ha un comportamento completamente diverso rispetto ai composti da cui parte.  
Attraverso la chimica si ottengono composti che non hanno alcuna correlazione con i composti di partenza.

## Come si definisce un composto?

Quando due o più elementi si combinano per formare un composto, si ottiene una sostanza completamente nuova, le cui proprietà sono totalmente diverse rispetto agli elementi che la compongono

Esempio:

NaCl: sale da cucina

-Na= metallo; esplosivo soprattutto se viene a contatto con acqua;

-Cl= gas; altamente tossico.



Reagiscono e si crea quello che chiamiamo "cloruro di sodio", un composto inerte. Questa struttura è totalmente diversa rispetto ai due composti isolati.

In un composto gli elementi si combinano in proporzioni fisse e definite.

Nel caso dell'acqua abbiamo 2 idrogeno per 1 ossigeno

Nel caso del cloruro di sodio abbiamo 1 Na<sup>+</sup> contro 1 Cl<sup>-</sup>, ovvero uno ione contro un anione.

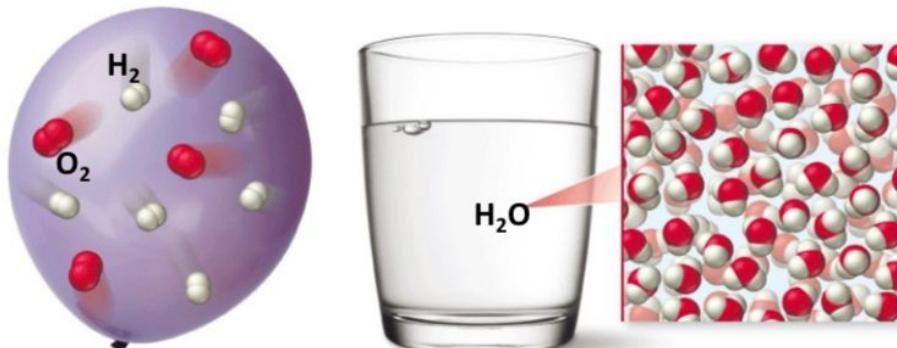
Mentre in una miscela, gli elementi possono mescolarsi in qualsiasi proporzione

- Idrogeno(gas) e ossigeno(gas) possono mischiarsi in proporzioni differenti, senza ottenere una reazione e rimanere insieme in un contenitore.

### Miscelle e composti

**Miscela di idrogeno e ossigeno**  
Può contenere idrogeno e ossigeno in tutte le proporzioni

**Acqua (un composto)**  
Le molecole di acqua hanno un rapporto fisso di idrogeno (2 atomi) e ossigeno (1 atomo)



Molte miscele possono avere un range di convivenza completo, da 0% di un composto fino a quando si ha l'altro composto e si possono completamente miscelare.

## LEGAMI

I composti sono molecole in cui più atomi stanno insieme. Il tipo di interazione che tiene insieme questi atomi dipende dalla natura elettrostatica degli atomi e ciò fa sì che il tipo di composto che si ottiene dipende per l'appunto dalla loro interazione.

La maggior parte dei legami chimici può essere classificata in:

- **Ionico** (più semplice) si stabilisce tra metalli e non metalli. Non è importante il raggio degli atomi di partenza ma quello degli ioni che li fermano.

L'atomo più elettronegativo strappa l'elettrone dall'atomo meno elettronegativo, così si stabilizzano.

### forze elettrostatiche

$$F = k \frac{q_1 \times q_2}{r^2}; k = \frac{1}{4 \pi \epsilon_0}$$

Legge di Coulomb

cariche uguali si respingono



cariche opposte si attraggono



Cariche uguali si respingono. Cariche opposte si attraggono. Più sono lontani più il legame sarà debole.

- **Covalente** (più complessi). 2 atomi che non hanno il loro guscio esterno di orbitali completo, condividono gli elettroni di valenza per completarlo.

I composti ionici si formano perché ci sono atomi più elettronegativi di altri che strappano elettroni ad altri atomi meno elettronegativi.

Esempio. Nella tavola periodica, a destra, escludendo i gas nobili possiamo prendere in considerazione gli Alogenzi che sono gli atomi più elettronegativi. Prendendo uno di questi atomi che sono non metalli e combinandoli con dei metalli, si formano dei composti ionici.

Elementi che formano ioni con una carica prevedibile											
1A		2A									
H <sup>+</sup>		Li <sup>+</sup>									G a s n o b i l i
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>										
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>										
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>										
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>										
Metalli di transizione											
				N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>					
				Al <sup>3+</sup>		S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>				
						Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>				
						Te <sup>3-</sup>	I <sup>-</sup>				

Questo perché l'atomo più elettronegativo strappa uno o più elettroni dall'atomo meno elettronegativo.

Gli alogenzi (a destra) sono più elettronegativi rispetto agli alcalini e alcalini terrosi (a sinistra).

Al contrario gli elementi del 1-2 gruppo hanno un'energia di ionizzazione estremamente bassa, perché se si va ad estrarre un elettrone presente nella prima colonna, questi elementi avranno la stessa configurazione elettronica dei gas nobili che li precede.

**Energia di ionizzazione**= energia necessaria per allontanare un elettrone

Questo fa sì che la configurazione elettronica sia estremamente stabile e quindi loro cedono volentieri il loro elettrone.

Stessa cosa per gli elementi del secondo gruppo. Però loro perdono 2 elettroni per somigliare al gas nobile precedente.

Discorso analogo se ci si sposta verso destra. Gli Alogenuri sono così elettronegativi perché acquistando un elettrone ottengono la configurazione elettronica dei gas nobili alla loro destra e questa è una configurazione elettronica particolarmente stabile.

A sinistra possiamo togliere uno o più elettroni, a destra gli elementi hanno affinità elettronica elevata e possono ricevere elettroni.

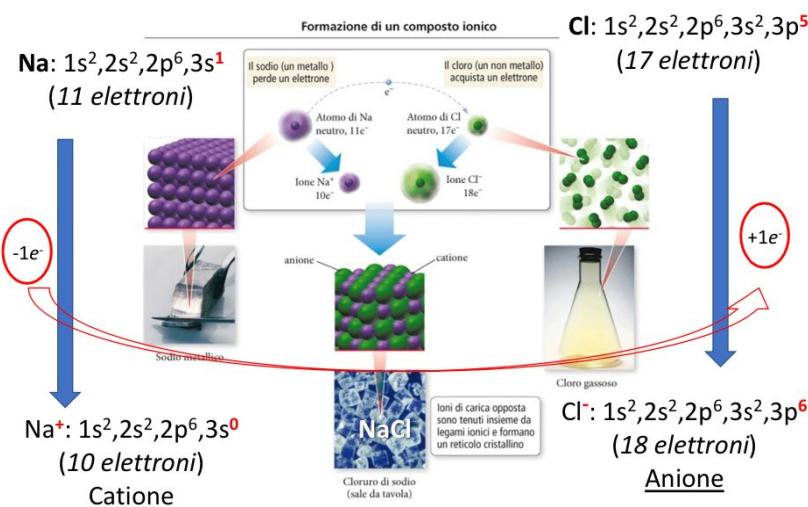
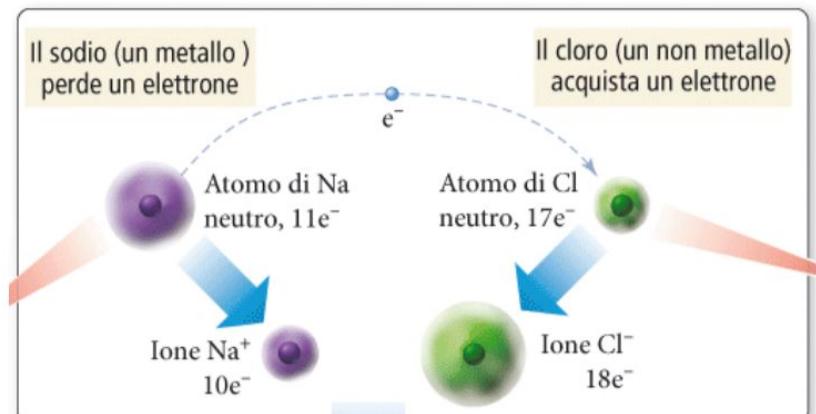
L'elemento Alcalino o alcalino terroso, a sinistra, deve diventare ione positivo e l'elemento a destra deve assumere carica negativa .

### CHE COSA COMPORTA DA UN PUNTO DI VISTA MACROSCOPICO?

Un legame ionico si instaura tra ioni di carica opposta, che si attraggono per effetto delle forze elettrostatiche.

Il risultato è un composto ionico solido chiamato "solido cristallino", le cui posizioni degli atomi sono nel definire in quello che poi viene chiamato "reticolo cristallino".

Quindi ogni atomo ha delle posizioni fosse e generalmente si nota che un atomo di carica positiva è sempre circondato da atomi di carica negativa, e viceversa.



Qui invece, riguardo la struttura reticolare e le molecole, non si può associare un atomo ad un'altro come succede nei composti molecolari.

Infatti nei composti molecolari c'è una distanza di legame che è

molto piccola rispetto alla distanza tra due molecole.

## LEGAME COVALENTE

Un legame covalente si forma quando gli atomi che si legano condividono almeno una coppia di elettroni. In genere, si verifica quando un non metallo si lega con un altro non metallo.

Ci sono varie forme di legame covalente.

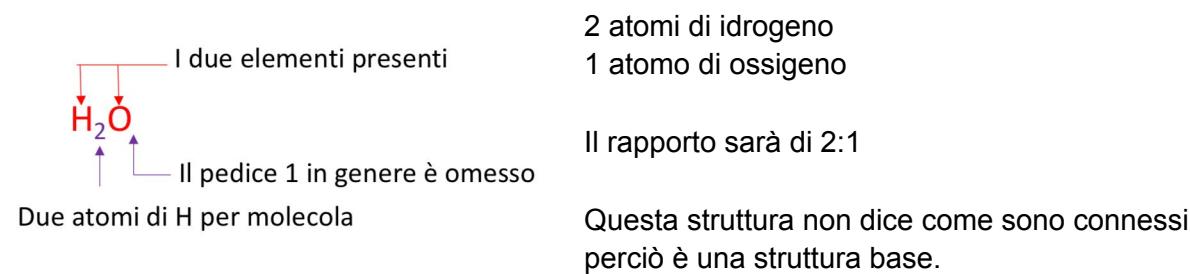
In questo caso si parla di molecola e non di composti ionici. Gli elettroni condivisi hanno un'energia potenziale più bassa rispetto agli stessi elettroni negli atomi isolati.

Questi elettroni servono proprio per abbassare l'energia potenziale del sistema.  
Chiameremo questi composti molecolari, ovvero i composti i cui elementi sono legati tramite legami covalenti.

## RAPPRESENTAZIONE DI UNA MOLECOLA SULLA CARTA

Per rappresentare una composta si utilizza una Formula Chimica, la quale indica:

- gli elementi presenti nel composto con il loro rapporto minimo
- numero di atomi che lo formano



Nelle formule vengono scritti prima gli elementi più metallici, seguiti da quelli meno metallici

- Na Cl (cloruro di sodio)

Si scrive prima Na = metallo e poi Cl= non metallo, Il rapporto è di 1:1

- CCl<sub>4</sub> (tetracloruro di carbonio) struttura simile al metano, quindi ad un Alcano e prevede 1 atomo di carbonio centrale, circondato da 4 atomi di Cloro. Il rapporto è 1:4

- CO<sub>2</sub> (anidride carbonica). Il rapporto è 1:2

Questa formula non da i connettivi degli atomi.

Le **formule chimiche** possono essere classificate in 3 tipi diversi:

1- **empirica** (minima) fornisce il rapporto minimo tra elementi;

2- **molecolare** fornisce il numero esatto di elementi per ogni atomo.

La formula empirica è fondamentale in quanto dal rapporto degli atomi si può risalire alla formula minima e attraverso altre analisi si può arrivare a definire il composto.

La formula molecolare è un multiplo della formula minima.

Esempio.

Acqua H<sub>2</sub>O-> formula minima e molecolare coincidono.

Acqua ossigenata-> formula minima= HO ; formula molecolare= H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

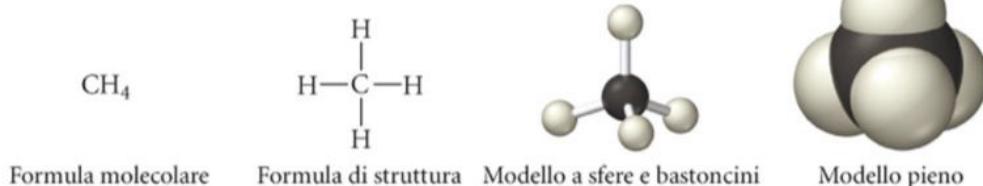
Una stessa formula minima può dare diversi composti molecolari

	Acido acetico	formaldeide	glucosio
Formula minima	CH <sub>2</sub> O	CH <sub>2</sub> O	CH <sub>2</sub> O
Formula molecolare	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	CH <sub>2</sub> O	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>
Rapporto C:H:O	1:2:1	1:2:1	1:2:1

3- **di struttura** usa delle linee per rappresentare i legami covalenti e mostra come gli atomi in una molecola sono connessi o legati tra loro.

Esempio.

metano



La formula di struttura non è esattamente corretta perché la struttura spaziale del metano non è sul piano. Invece ha una forma tridimensionale, a tetraedro.

L'atomo centrale è nel volume del tetraedro.

Nel modello a sfera, essendo un composto covalente, si nota che i raggi sono sovrapposti. Le sfere bianche entrano in quella nera, ad indicare una sovrapposizione di elettroni

Gli elementi molecolari non esistono in natura come singoli atomi ma è più comune trovarli come molecole biatomiche omonucleari, ovvero molecole costituite da due atomi, il cui nucleo è lo stesso.

Elemento	Elemento in natura
H	H <sub>2</sub>
N	N <sub>2</sub>
Cl	Cl <sub>2</sub>
F	F <sub>2</sub>
S	S <sub>8</sub>
P	P <sub>4</sub>

Molecole biatomiche omonucleari

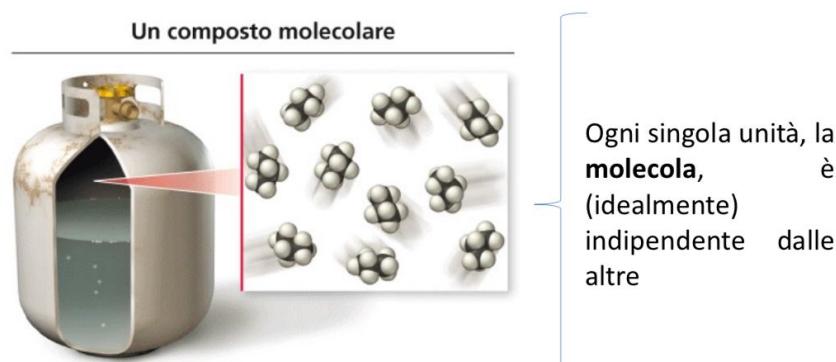
Molecole poliatomiche

Esistono delle situazioni più complesse, dove nonostante siano composti soltanto dallo stesso elemento, il numero è diverso.

Queste sono dette molecole poliatomiche, ovvero hanno più di 2 atomi.

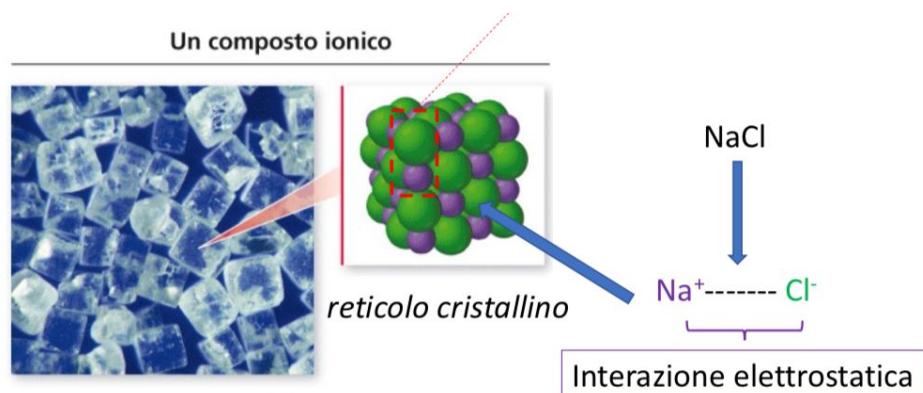
I composti poliatomici sono costituiti da due o più legami covalenti.

Questa è una molecola inorganica gassosa portata allo stato liquido. La molecola è indipendente dalle altre.



I composti ionici sono costituiti da un metallo legato mediante legame ionico.

In un reticolo cristallino non è possibile identificare la singola molecola.



La distanza del centro del non metallo e del metallo è la somma del  $\text{Na}^+$  e del  $\text{Cl}^-$ .

Quindi fare la somma tra i due raggi ionici può dare l'idea di quant'è la distanza di interazione tra questi due atomi.

## Composti ionici

- Contiene ioni positivi e negativi
  - Si rappresentano con una UNITÀ FORMULA, che è il più piccolo aggregato di ioni che sia elettricamente neutro. In essa la somma delle cariche positive DEVE essere uguale a quella delle cariche negative
  - Le unità formula NON sono molecole perché non esistono in unità discrete.
  - L'unità formula indica il più piccolo rapporto tra gli ioni (espresso come numero intero).
- Es. NaCl e non Na<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>
- molti elementi formano solo un tipo di ione con una carica prevedibile.

Ne vediamo alcuni:

1) Nel caso del sodio e del cloro, partiamo da uno stato atomico per entrambi.

Nel caso del metallo, il sodio perde un elettrone e lui diventa della configurazione del gas nobile precedente, mentre il cloro acquisisce l'elettrone.

- il sodio lui forma solo un tipo di ione, Na<sup>+</sup>

Possiamo trovarlo anche in Na<sup>0</sup> ma è molto più raro perché molto più elettrico;

- il cloro lo possiamo trovare con Cl<sup>-</sup> (ione) o Cl<sub>2</sub> (molecolare).

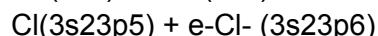
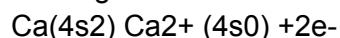
il composto deve essere elettricamente neutro, quindi:

Na<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup> 1 carica positiva + 1 carica negativa = 0 cariche finali

2) Prendiamo in considerazione un composto ionico costituito da Calcio(Ca) e cloro(Cl)

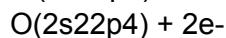
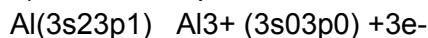
Il Ca ha una configurazione elettronica 4S<sub>2</sub>, per quanto riguarda la valenza, quindi è un alcalino terroso, che quando formano ioni tendono a perdere entrambi gli elettroni, questo perché in questo modo ottengono la struttura elettronica del gas nobile precedente.

Questi elettroni verranno entrambi presi dal cloro, che abbiamo visto formare principalmente ioni singolarmente carichi.

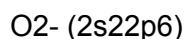


Ca<sup>2+</sup> + Cl<sup>-</sup> 2 cariche positive + 1 carica negativa, quindi affinché la formula risultante abbia carica = 0 sono necessari 2 ioni Cl<sup>-</sup> per neutralizzare le 2 cariche positive dello ione Ca<sup>2+</sup>, e l'unità formula è, quindi, CaCl<sub>2</sub>

3) Ultimo caso, partiamo dall'alluminio che ha struttura 3S<sub>2</sub>3P<sub>1</sub> allo stato atomico



Al<sup>3+</sup> + O<sup>2-</sup> 3 cariche positive + 2 cariche negative



Bilanciamo con il minimo comune multiplo tra 3 e 2 è 6, quindi divido la carica di ciascuno ione e ottengo il coefficiente stechiometrico appropriato

L'unità formula quindi è Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

La carica complessiva dell'alluminio è -3 x 2 e ossigeno -2 x 3-

- I composti ionici contengono sempre ioni positivi (cationi) e negativi (anioni).
- In una formula chimica, la somma delle cariche dei cationi deve essere uguale alla somma delle cariche degli anioni.
- La formula di un composto ionico indica il più piccolo rapporto tra gli ioni espresso da un numero intero.

### Nomenclatura dei composti ionici

Bisogna dare un nome ai composti;  
esistono 2 tipi di nomenclatura:

- la IUPAC
- la nomenclatura tradizionale ,di cui bisogna ricordare alcuni composti

Il primo passo nel nominare un composto ionico è capire di che composto si sta parlando  
La nomenclatura dipende dal tipo di composto difatti i sali hanno una nomenclatura diversa dai composti molecolari.

Si ricordi che i composti ionici sono di solito costituiti da metalli e non metalli.

Ogni volta che si trova un metallo e uno o più non metalli insieme in una formula chimica, si può assumere che si tratti di un composto ionico.

Una volta capito che si tratti di un composto ionico cosa facciamo a dargli un nome

Possiamo avere 2 opzioni:

- il metallo forma un solo tipo di ione composto la cui carica non varia da un composto all'altro e non deve essere specificata nel nome del composto (es. Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Li<sup>+</sup>)
- la cui carica può variare nei diversi composti e deve perciò essere specificata

### **Metalli la cui carica non varia da un composto all'altro**

	Periodi																		
	1A		8A																18
1	1H	2A																	2He
2	3Li 1+	4Be																	10Ne
3	11Na 1+	12Mg 2+	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B		9	10	1B 11	2B 12	13Al 3+	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
4	19K 1+	20Ca 2+	21Sc 3+	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn 2+	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr	
5	37Rb 1+	38Sr 2+	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag 1+	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe	
6	55Cs 1+	56Ba 2+	57La	72Hf	73Ta	74W	75Re	76Os	77Ir	78Pt	79Au	80Hg	81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn	
7	87Fr	88Ra	89Ac	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt	110Ds	111Rg	112Cn	113	114Fl	115	116Lv	117	118	

In giallo qui sono presenti tutti gli elementi che tendono a formare uno ione con carica fissa

## **Stato di ossidazione e numero di ossidazione**

Stati di ossidazione: un utile strumento per descrivere i composti chimici (sia ionici che molecolari)

Lo stato di ossidazione (o numero di ossidazione) di un atomo indica il numero di elettroni che esso cede o acquista per unirsi ad altri atomi nei composti

Quando si va a formare un composto molecolare, quando si deve assegnare il numero di ossidazione il composto elettronegativo, che si lega ad un particolare atomo, prende gli elettroni in condivisione, quello meno elettronegativo li perde anche se siamo nel contesto di un composto naturale.

Per ioni monoatomici, lo stato di ossidazione corrisponde alla carica dello ione

$\text{Li}^+$  ,  $\text{Na}^+$  ,  $\text{K}^+$  (carica positiva numero di ossidazione + 1)

$\text{Cl}^-$  (carica negativa numero di ossidazione -1)

Su alcune tavole periodiche, dove oltre alle proprietà, vengono riportati anche i vari numeri di ossidazione. Non viene riportato il numero di ossidazione nello stato elementare che solitamente è 1.

Nel caso degli alogenzi possiamo avere più di un numero di ossidazione; quello che ha un numero di ossidazione univoco è il fluoro, mentre cloro, bromo e iodio possono avere più di un numero di ossidazione che va da -1,+1,+3,+5.

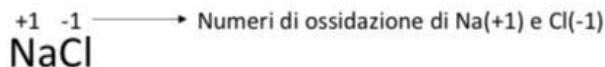
Stessa cosa vale per gli alcalino terrosi dove il numero di ossidazione è fisso (+2).

Nei metalli di transizione il numero di ossidazione può essere molto vario.

Considerando l'elemento nel suo stato elementare, tutti i gas nobili hanno numero di ossidazione 0.

Esempio:

1)  $\text{NaCl}$



Il cloro ha carica negativa, il sodio ha carica positiva;

Il numero di ossidazione di questi composti è uguale alla carica;

## Nomenclatura



Non metallo	Simbolo ione	S.O.	radice	Nome finale
fluoro	F <sup>-</sup>	-1	fluor	fluoruro
cloro	Cl <sup>-</sup>	-1	clor	cloruro
bromo	Br <sup>-</sup>	-1	brom	bromuro
iodio	I <sup>-</sup>	-1	iod	ioduro
zolfo	S <sup>2-</sup>	-2	solf	solfuro
azoto	N <sup>3-</sup>	-3	nitr	nitruro
fosforo	P <sup>3-</sup>	-3	fosf	fosfuro
ossigeno	O <sup>2-</sup>	-2	oss	osso

→ alogenuri

di  
nome del catione (metallo)

eccezione

I composti binari sono formati da 2 elementi diversi:

Si prende la radice del nome dell'anione, del non metallo, e si aggiunge il suffisso -uro; nella parte finale, se il metallo è univoco, cioè ha una sola carica, inseriamo il nome del metallo (Cloruro di sodio, cloruro di litio, cloruro di potassio).

Funziona sempre allo stesso modo: prendendo dei non metalli come fluoro, cloro, bromo e iodio (la radice è la parte che non cambia) basta addizionare il suffisso -uro; stesso caso per zolfo, azoto, fosforo

Formando dei composti binari con questi ultimi, bisogna sempre fare  
solfuro(S<sup>2-</sup>), nitruro(N<sup>3-</sup>), fosfuro(P<sup>3-</sup>);

Come cambiano i numeri di ossidazione in questi composti? Con la carica  
Quindi fluoro, cloro, bromo e iodio hanno un numero di ossidazione diverso.

L'ossigeno prende un nome particolare, prende il suffisso -osso.

Ha numero di ossidazione tipico (-2), il secondo tipico è (-1) quando è nell'acqua  
ossigenata.

Facciamo l'esempio di CaBr<sub>2</sub>

- prima di tutto bisogna individuare il composto:  
metallo(Ca) + non metallo (Br) → composto ionico;
- Il Ca è un elemento a carica fissa e n.o. prevedibili: 2° gruppo → carica 2+ e n.o. +2;  
Se ha una carica univoca, non c'è bisogno di indicare la carica.
- La somma delle cariche deve essere nulla (composto neutro), quindi lo stato di ossidazione del Br deve essere -1 (ci sono 2 anioni di Br per ogni catione Ca<sup>2+</sup>) → bromuro  
Dire dibromuro di calcio risulta ridondante, lo chiamiamo bromuro di calcio perché il calcio fa sempre carica +2
- siccome assume la desinenza uro il nome del composto è Bromuro di Calcio;