
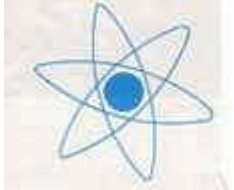




APPUNTI DI CHIMICA PER LA CLASSE IIA LSA



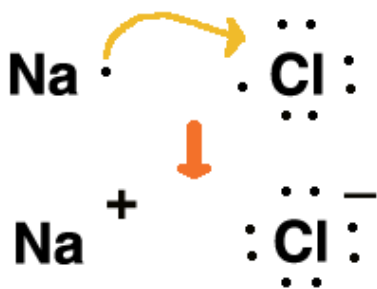
CIAO, è venuto il momento di mettere ordine nelle cose che abbiamo studiato dall'inizio dell'anno. Finora ci siamo occupati dello studio della materia, e questo è importante in quanto gli esseri viventi sono fatti di materia, per cui se sappiamo come è fatta la materia, possiamo iniziare lo studio degli esseri viventi e della vita. Abbiamo finora appreso che la materia è formata da particelle indivisibili, che Democrito, già nel quarto secolo avanti Cristo, chiamò atomi (termine che significa appunto "non divisibile"). Il concetto di atomo è stato successivamente aggiornato grazie all'utilizzo delle nuove conoscenze che si andavano via via acquisendo. In questo contesto abbiamo conosciuto il sig. Dalton che dell'atomo ha fornito una sua particolare definizione, il sig. Thompson, ecc. fino ad arrivare ai nostri giorni. Nella seguente figura trovi riassunti gli schemi dei modelli maggiormente considerati nella storia della fisica. Uno studio più approfondito sulla struttura dell'atomo e sulla storia della sua definizione lo affronteremo nel prossimo anno scolastico. Qui di seguito vengono rappresentati attraverso immagini i più importanti modelli atomici proposti.

			
1804 modello di Dalton	1913 modello di Rutherford	1924 modello quantistico di De Broglie	1932 modello attuale

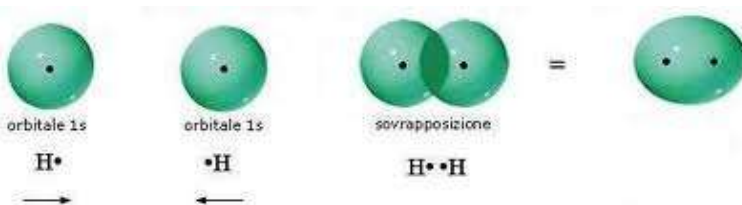
Oggi noi sappiamo che la particella più piccola che compone la materia è la **molecola**, a sua volta formata da **atomi**, a loro volta formati da **elettroni, protoni e neutroni**, a loro volta.....(questa parte la scriverete voi quando diventerete scienziati!!). Abbiamo anche visto che nelle molecole gli atomi sono combinati tra loro secondo dei rapporti fissi e costanti (legge delle proporzioni definite) e che al cambiare di tali rapporti cambiano anche le caratteristiche fisiche e chimiche delle sostanze che si vengono a formare (legge delle proporzioni multiple). Per quanto riguarda i singoli atomi, abbiamo appreso che essi sono formati da particelle di tre tipi:

- 1- **Protoni**, dotati di massa e di carica elettrica positiva e risidenti nel nucleo dell'atomo;
- 2- **Neutroni**, dotati di massa identica a quella del protone ma privo di carica elettrica e risidenti anche essi all'interno del nucleo dell'atomo;
- 3- **Elettroni**, dotati di carica elettrica pari a quella del protone, ma si segno opposto (negativa), di massa trascurabile se paragonati ad un protone(Un elettrone ha una massa circa 2000 volte più piccola di un protone) e che si trovano in moto continuo ed incessante nello spazio attorno al nucleo dell'atomo.

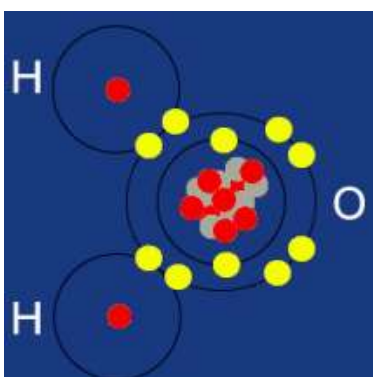
Abbiamo anche visto che le caratteristiche fisiche di un atomo (ad es. il peso atomico) dipendono essenzialmente dai protoni e dai neutroni, mentre le caratteristiche più spiccatamente chimiche dipendono essenzialmente dagli elettroni. Essi infatti nell'infinito spazio che circonda il nucleo, si vanno a posizionare in zone (gli orbitali) a cui competono adeguati valori di stabilità energetica. La ricerca della stabilità energetica è fondamentale per le particelle che compongono la materia, anzi, essa condiziona fortemente la struttura della materia e le sue trasformazioni. Così gli elettroni, nel loro continuo movimento, tenderanno ad occupare zone a più basso costo energetico, e quindi a più alta stabilità, scegliendo attivamente, tra tutti quelli disponibili, i livelli energetici e gli orbitali più stabili. In questa ottica abbiamo anche visto come gli elettroni tendono a conseguire una condizione particolare: l'**OTTETTO**. Questa è la più stabile possibile ed è quella che caratterizza i gas nobili, che per tale motivo sono gli unici elementi chimici presenti in natura allo stato atomico. Tutti gli altri elementi chimici non possiedono in proprio una configurazione di questo tipo, ma possono raggiungerla acquistando, cedendo o mettendo in comune i loro elettroni con altri elementi chimici, dando così vita ad un legame chimico ed alla formazione di molecole. È questo il motivo che ci fa capire perché in natura la materia esiste in forma molecolare e non in forma atomica (fatte le dovute eccezioni). Un legame chimico trae dunque origine dalla condivisione di elettroni da parte di più atomi. Classicamente, i legami chimici vengono distinti in due grandi gruppi: i legami covalenti ed i legami ionici. I covalenti si formano quando due atomi mettono in comune i loro elettroni spaiati, mentre i legami ionici si formano quando un atomo strappa un elettrone da un altro atomo, i due atomi in tal modo perdono la loro neutralità elettrica, infatti l'atomo che ha perso il suo elettrone si carica positivamente in quanto avrà nel suo nucleo un protone non bilanciato da un elettrone, mentre l'atomo che cattura l' elettrone avrà una carica negativa in quanto attraverso la cattura è aumentato il numero di elettroni ma non il numero di protoni. Quando in un atomo non si osserva l'uguaglianza di cariche elettriche positive e negative, esso non può essere più considerato neutro, ed assume le caratteristiche di uno ione. Siccome ioni positivi e negativi si attraggono tra loro, conseguenza di tutto questo concatenarsi di eventi è la formazione di un legame chimico di tipo ionico.



Ben diverso è il processo di formazione di un legame di tipo covalente, nel corso del quale atomi differenti che presentano elettroni spaiati, li mettono in comune tra loro fondendo i loro orbitali, in modo tale che questi elettroni, nel loro moto incessante, soddisfino le esigenze di stabilità di entrambi gli atomi che si sono legati.

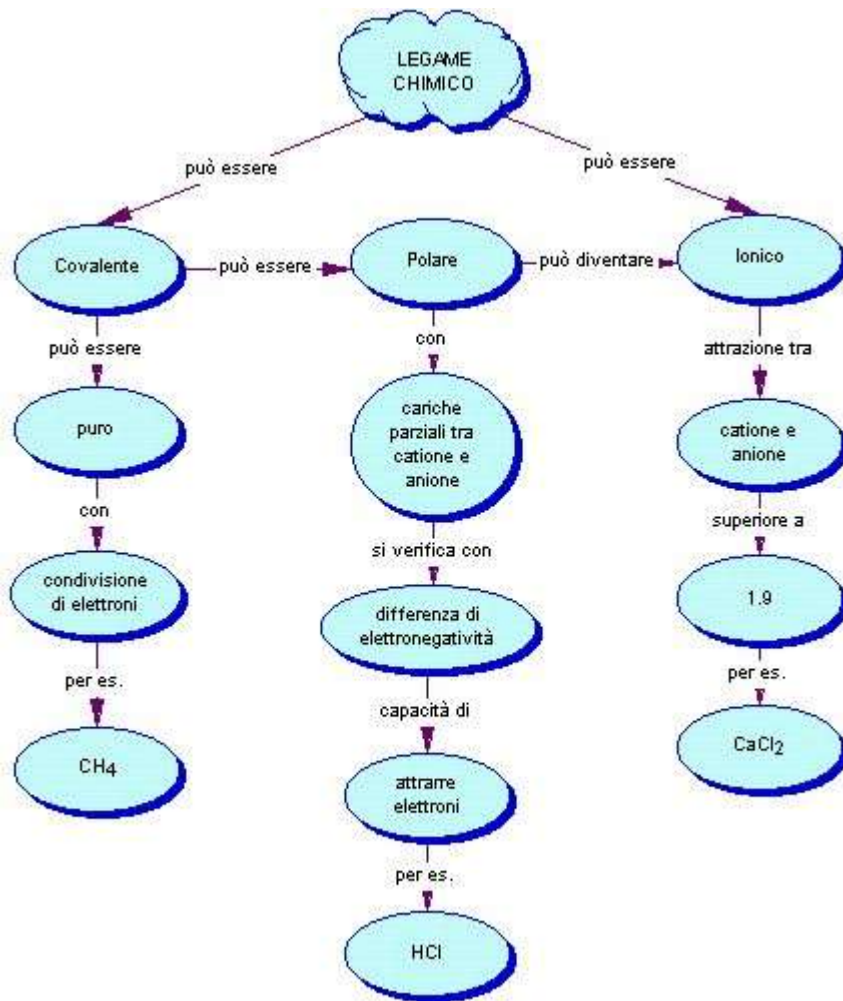


legame covalente omopolare in H_2



legame covalente eteropolare in H_2O

Nello schema seguente sono riassunti i diversi tipi di legame chimico



Questa differenza nel tipo di legame chimico ci permette di rispondere all'evidenza che molecole diverse tra loro si comportano in maniera differente se sottoposte ad una stessa situazione. Ne abbiamo visto un esempio per quello che riguarda la possibilità delle sostanze di sciogliersi in acqua. L'esperienza quotidiana ci dice che ci sono alcune sostanze solubili in acqua, altre insolubili, altre ancora parzialmente solubili. Da cosa dipende la maggiore o minore solubilità di una sostanza in acqua? Essenzialmente dal tipo di legame chimico che tiene uniti gli atomi delle molecole di soluto. Le molecole i cui atomi sono legati tra loro da legami covalenti non sono solubili in acqua, mentre quelle i cui atomi sono legati tra loro da legami ionici sono solubili in acqua. Per generalizzare abbiamo distinto le sostanze in due grandi gruppi:

- 1- I composti polari, che sono caratterizzati dalle presenza al loro interno di cariche elettriche non equamente distribuite, per cui in essi si assiste ad una differenziazione di carica positiva da una parte e negativa da un'altra
- 2- I composti apolari, in cui le cariche elettriche sono equamente distribuite e non si assiste ad alcuna differenziazione

Naturalmente sono polari le molecole formate da atomi uniti tra loro da legami ionici o covalenti eteropolari, mentre sono apolari le molecole formate da atomi uniti tra loro da legami di natura covalente quasi pura.

Per motivare questa ed altre caratteristiche chimiche delle molecole dobbiamo acquisire un altro concetto molto importante, quello di **ELETTRONEGATIVITA'**. L'elettronegatività è definita come la misura della capacità che un atomo possiede nell'attrarre verso di se gli elettroni di legame, ossia gli elettroni messi in comune con un altro atomo quando si forma un legame chimico. Tale misura è espressa in elettronvolt (ev). Ogni atomo possiede un suo valore di elettronegatività legato essenzialmente alla sua struttura, al suo volume, al numero di elettroni che possiede, al modo in cui sono disposti gli elettroni al suo interno ecc. naturalmente quando si forma un legame chimico, il carattere di un atomo nei confronti dell'altro si fa sentire in termini di capacità di attrarre gli elettroni messi in comune. È questo il motivo per cui parlando di legame covalente si usano distinguere tra loro i legami omopolari da quelli eteropolari. Sono

omopolari i legami che si formano tra due atomi che hanno valori di elettronegatività molto simili tra loro (uguali nel caso di due atomi della stessa specie chimica) sono invece eteropolari i legami covalenti che si stabiliscono tra atomi che presentano valori differenti di elettronegatività. Naturalmente tanto maggiore è la differenza di elettronegatività tra due atomi, tanto maggiore sarà la polarità della molecola che si forma, ossia la differenza nel suo interno nella distribuzione delle cariche elettriche. Il tipico esempio ce lo fornisce il legame tra ossigeno ed idrogeno nella molecola di acqua. Tale legame nasce come un legame covalente, ma subito dopo la sua formazione, la maggiore elettronegatività dell'ossigeno(3.5ev) rispetto all'idrogeno(2.1ev) determina uno spostamento degli elettroni dalla parte dell'ossigeno. Conseguenza di ciò è il fatto che la parte dell'ossigeno si carica di una parziale carica negativa, mentre la parte dell'idrogeno di una parziale carica positiva. La presenza di queste parziali cariche diverse determina alcune conseguenze; la molecola di acqua assume una forma diversa da quella che dovrebbe avere, il legame tra ossigeno ed idrogeno è più forte di quello che dovrebbe essere, le molecole di acqua così polarizzate tendono a legarsi tra loro, facendo in modo che l'acqua abbia delle caratteristiche fisico chimiche diverse da quelle che dovrebbe avere. In un altro esempio consideriamo il legame C-H di un idrocarburo o di uno zucchero. L'elettronegatività del Carbonio (2.5ev) molto prossima a quella dell'idrogeno (2.1ev) determina la formazione di un legame di tipo covalente apolare. Questa differenza di natura chimica determina la non miscibilità tra l'acqua e gli idrocarburi.

BENE, a questo punto qualcuno potrebbe chiedermi:” ma allora prima di scrivere una formula chimica devo sapere tutte queste cose?”la risposta cattiva potrebbe essere : “sì, perciò studia e taci!”. In verità i chimici ci hanno fornito uno strumento che ci permette di semplificare molto il processo che ci porta a scrivere la formula chimica di un composto. Tale strumento è il concetto di **NUMERO DI OSSIDAZIONE**. Il numero di ossidazione di un atomo in un composto è definito come il numero di elettroni che un atomo cede, acquista o mette in comune con altri atomi quando forma un legame chimico. Trattandosi di un numero che esprime gli elettroni, cioè particelle dotate di carica elettrica, esso viene rappresentato da un numero relativo positivo, se l'atomo in questione tende a perdere elettroni, negativo, se invece tende ad acquistare elettroni. È chiaro che quando si forma una molecola il numero di elettroni ceduti deve essere uguale al numero di elettroni acquistati, per questo la somma algebrica dei numeri di ossidazione di una molecola deve essere sempre uguale a zero. Per lo stesso motivo, se abbiamo a che fare con uno ione poliatomico, la somma dei numeri di ossidazione degli atomi che lo compongono deve essere pari alla carica dello ione.

ESEMPIO.:

- 1- in CO_2 il C ha n.o.=4, mentre O ha N.O.=2. La loro somma algebrica è $+4 + 2(-2) = +4-4=0$
- 2- in SO_4^{2-} S ha n.o.=+6 mentre O ha n.o.=-2. La loro somma algebrica è $+6 + 4(-2)=+6-8=-2$

Il numero di ossidazione di un elemento è rappresentato nella tabella periodica, per cui nessuno vi chiederà mai di impararli a memoria (sarebbe bello, una volta si faceva e..... erano cacchi non cannuce!!!). il problema è che molti atomi non presentano un solo possibile numero di ossidazione, ma ne presentano vari possibili, per cui diventa basilare, determinare quale tra i vari possibili è il numero di ossidazione di un atomo in una molecola. Per risolvere questo compito ci vengono incontro alcune semplici regole:

- 1- Gli elementi del I gruppo del sistema periodico (H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) hanno sempre numero di ossidazione +1
- 2- Gli elementi del II gruppo del sistema periodico (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) hanno sempre numero di ossidazione+2
- 3- L'ossigeno ha sempre numero di ossidazione -2 ad eccezione di una classe di composti, i perossidi, in cui ha N.O.pari a -1
- 4- Il fluoro ha sempre numero di ossidazione -1
- 5- Le sostanze allo stato elementare hanno N.O. pari a 0
- 6- La somma dei numeri di ossidazione degli elementi che compongono una molecola è sempre pari a 0
- 7- La somma dei numeri di ossidazione degli elementi che concorrono a formare uno ione è sempre pari alla carica dello ione

L'applicazione di queste semplici regole ci permette di calcolare il numero di ossidazione di ogni elemento che concorre a formare una molecola. A sua volta la conoscenza del numero di ossidazione degli elementi che compongono una

molecola ci permette agevolmente di scrivere la formula chimica di quella sostanza. Impareremo a fare tutte queste operazioni in maniera agevole se solo prestiamo un poco di attenzione alle lezioni. **ESEMPIO.:** dalla tabella periodica apprendo che il ferro (Fe) ha due possibili numeri di ossidazione: +2,+3. Combinandosi con l'ossigeno (che ha numero di ossidazione -2) si possono formare due tipi di composti: uno legando Fe^{+3} e O^{-2} e l'altro legando Fe^{+2} e O^{-2} . Naturalmente i rapporti di combinazione tra i due atomi nei due composti deve essere tale che la somma algebrica dei numeri di ossidazione deve essere pari a 0, di conseguenza nel primo caso ciò si realizza solo ipotizzando che due atomi di ferro si leghino con tre atomi di ossigeno, mentre nel secondo caso basta un rapporto 1:1. In definitiva avremo le due formule possibili:

Fe_2O_3 somma dei N.O. $2x+3 + 3x-2 = +6 -6 =0$ FeO somma sei N.O: $+2 + (-2) = +2 -2 =0$

ATTENZIONE: per convenzione gli elementi chimici che compaiono in una formula non si scrivono secondo un ordine casuale, ma secondo valori crescenti di elettronegatività. Ecco perché scriverò correttamente Fe_2O_3 o FeO e non OFe o O_3Fe_2

I COMPOSTI CHIMICI INORGANICI

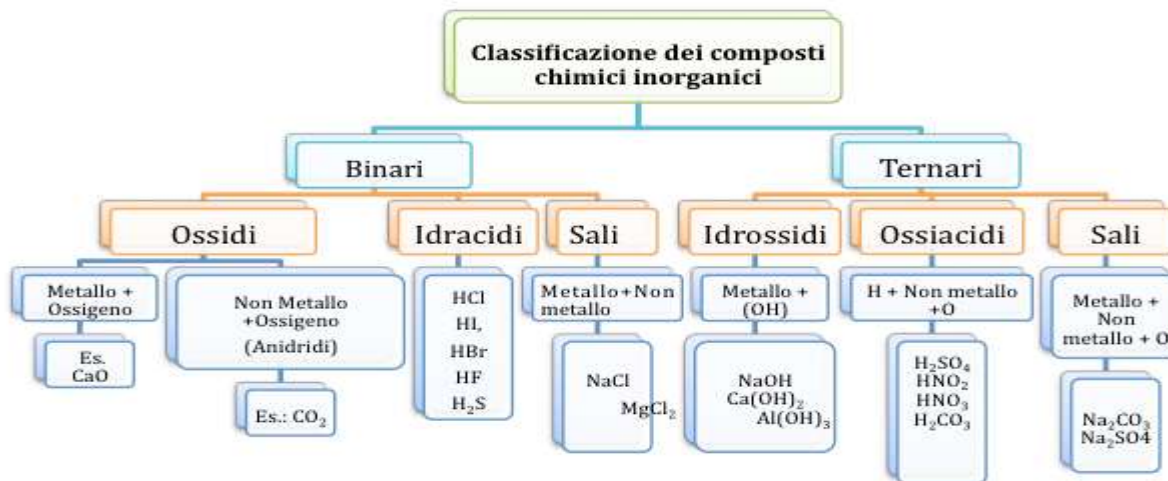
Tutto quanto finora detto ci permette di comprendere il perché gli atomi si combinano tra loro a formare delle molecole più o meno complesse.

Un'altra difficoltà a cui si sono trovati di fronte gli studiosi della materia è stata quella di classificare i vari tipi di sostanze e di dar loro un nome che fosse unico per tutti. È chiaro che se indichiamo una sostanza con un termine non condiviso da tutti rischiamo di non capirci quando comunichiamo tra noi. La chimica nasce come scienza moderna e non può certo prescindere dall'utilizzo di un linguaggio che sia universalmente accettato. Abbiamo già visto a tale proposito la grande innovazione proposta da Berzelius, che nel 1813 introdusse l'uso dei simboli chimici formati da lettere. Per quanto riguarda i composti esistono due tipi principali di nomenclatura: quella tradizionale e quella IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Siccome noi non ci facciamo mancare nulla, le prenderemo in considerazione entrambe, anche perché entrambe vengono ancor oggi usate. Anzi ne prenderemo in considerazione anche una terza che rappresenta una modificazione della IUPAC. Coraggio, si comincia!!

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

La nomenclatura tradizionale si basa innanzitutto sulla divisione degli elementi chimici in due grandi categorie: i Metalli ed i Non Metalli. Sono Metalli tutti quegli elementi che tendono a cedere elettroni per raggiungere la condizione di massima stabilità; sono invece Non Metalli tutti gli elementi che tendono ad acquistare elettroni per raggiungere una condizione di massima stabilità. Abbiamo inoltre visto che sulla tabella periodica degli elementi i metalli si trovano a sinistra della linea in grassetto, mentre i non metalli si trovano alla sua destra. Naturalmente in tale distinzione non sono stati nominati tutti quegli elementi che hanno caratteristiche intermedie e che si comportano da metallo o da non metallo a seconda dell'elemento con cui reagiscono. Tali elementi (pochi per fortuna) appartengono alla categoria dei Semimetalli o Anfoteri e sulla tabella periodica si trovano a ridosso della linea di separazione

Gli elementi si legano tra loro formando composti binari (due elementi) ternari (tre elementi). Tra i composti binari degni di rilevanza sono quelli che si formano con l'ossigeno (ossidi ed anidridi) , quelli che si formano con l'idrogeno (idruri ed idracidi) e quelli che si formano dall'unione di un metallo con un non metallo (Sali binari). Tra i composti ternari annoveriamo: gli ossiacidi, gli idrossidi ed i Sali. Di seguito trovi uno schema riassuntivo.



COMPOSTI BINARI

Parlando dell'ossigeno abbiamo già detto della sua elevata elettronegatività. Esso inoltre è uno degli elementi più diffusi in natura, per cui è chiaro che lo troviamo nella quasi totalità dei composti chimici. Per questo motivo le prime categorie di composti chimici che sono state inquadrare nella nomenclatura tradizionale sono appunto i composti binari che l'ossigeno forma legandosi con uno degli elementi chimici. Tali composti prendono due nomi diversi, a seconda che l'elemento che si lega con l'ossigeno sia un metallo o un Non metallo. Si definiscono **ossidi** quei composti binari formati dal legame tra ossigeno ed un elemento metallico, mentre si definiscono **anidridi** quei composti in cui l'ossigeno è legato ad un elemento non metallico. La formula chimica di un ossido o di una anidride si scrive mettendo per prima il simbolo chimico dell'elemento (metallico o non metallico che sia) seguito dall'ossigeno. Perché la formula sia corretta occorre analizzare i numeri di ossidazione dei due elementi e utilizzare opportuni indici numerici in modo tale che la somma algebrica dei numeri di ossidazione sia pari a zero.

ESEMPIO.:

- 1- Il sodio (Na) è un metallo ed ha n.o.=+1. Combinandosi con l'ossigeno avremo: $\text{Na}^{+1} - \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$. siccome il sodio è un metallo, la formula Na_2O indica l'ossido di sodio.
- 2- il Boro (B) è un non metallo ed ha n.o.=+3. Combinandosi con l'ossigeno avremo: $\text{B}^{+3} - \text{O}^{-2} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$. Siccome il Boro è un non metallo, la formula B_2O_3 indica l'anidride borica

Come abbiamo già osservato, molti elementi presentano vari numeri di ossidazione possibili, quindi possono formare composti diversi pur reagendo con lo stesso elemento. Naturalmente ogni composto avrà una sua formula ed un suo nome. Per comporre il nome si usano delle desinenze e dei prefissi, seguendo lo schema seguente:

- 1- se l'elemento presenta due possibili numeri di ossidazione, si aggiunge la desinenza **-oso** al nome del composto nel quale l'elemento è presente con il numero di ossidazione minore, o la desinenza **-ico** al nome del composto nel quale l'elemento è presente con il numero di ossidazione maggiore.
- 2- Se l'elemento presenta 4 possibili numeri di ossidazione, si aggiunge il prefisso **-ipo** al nome del composto nel quale l'elemento è presente con il numero di ossidazione minore, mentre si aggiunge il prefisso **-per** al nome del composto nel quale l'elemento è presente con il numero di ossidazione maggiore.

VEDIAMO ALCUNI ESEMPLI.:

- 1- Il ferro (Fe) presenta due possibili numeri di ossidazione: +2,+3. Quindi combinandosi con l'ossigeno forma due tipi di composti; FeO ed Fe_2O_3 . Il primo acquisisce il nome di ossido ferr-**oso**, il secondo ossido ferr-**ico**

2- Il Cloro (Cl) presenta quattro possibili numeri di ossidazione: +1,+3,+5,+7. Combinandosi con l'ossigeno può dar luogo alla formazione di quattro composti diversi: Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 . Il primo acquisirà il nome di anidride **ipoclorosa**, il secondo anidride **clorosa**, il terzo anidride **clorica** ed il quarto anidride **perclorica**.

Gli **Idruri** sono composti binari formati da un elemento metallico legato con un atomo di idrogeno, gli **Idracidi** sono composti binari in cui all'atomo di idrogeno si lega un elemento non metallico. Fondamentalmente sono molto più semplici e meno diffusi degli ossidi. La loro formula si costruisce più facilmente, visto che l'idrogeno ha n.o.= ± 1 . Negli idruri, l'idrogeno assume n.o.=-1 e per il loro nome basta far precedere al nome dell'elemento (all'occorrenza seguito da desinenze -oso o -ico) il termine **idruro**.

ESEMPIO.: FeH_2 idruro ferroso FeH_3 idruro ferrico.

Negli idracidi, l'idrogeno assume n.o.=+1 ed il nome si ottiene facendo precedere al nome dell'elemento il termine acido e facendo seguire al nome dell'elemento la desinenza **-idrico**.

ESEMPIO.: HCl acido clor-**idrico** HF acido fluor-**idrico**

L'ultima categoria di composti binari sono i **Sali Binari**. Essi sono formati dal legame tra un metallo ed un non metallo. La loro formula si scrive mettendo prima l'elemento metallico e dopo il non metallo. Il loro nome si formula partendo dal non metallo seguito dalla desinenza **-uro**, seguito dal nome del metallo.

ESEMPIO.: NaCl clor-**uro** di sodio CaCl_2 clor-**uro** di calcio Fe_2S_3 Solf-**uro** ferr-**ico**

COMPOSTI TERNARI

Generalmente i composti ternari sono formati da almeno tre elementi e si distinguono in ossiacidi, idrossidi e Sali. Gli **ossiacidi** rispondono alla formula generale H-NM-O dove con NM si è indicato un generico elemento non metallico. Essi si ottengono per reazione di una anidride con l'acqua e sono denominati acidi.

ESEMPIO.:

- 1- L'anidride borica reagendo con l'acqua porta alla formazione di un composto ternario denominato acido borico:
 $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{HBO}_2$
- 2- L'anidride ipoclorosa reagisce con l'acqua per dare acido ipocloroso: $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HClO}$

Come vedi dagli esempi, il nome del composto si ottiene facendo precedere al nome dell'elemento non metallico il termine acido e facendolo seguire dalla stessa desinenza che aveva nel nome dell'anidride. Ricordando il numero di ossidazione noi possiamo scrivere direttamente la formula dell'ossiacido partendo dal nome. In tal caso si opera in questo modo: si scrivono i simboli chimici in ordine partendo dall'idrogeno, seguito dal non metallo e dall'ossigeno. Si analizza il nome per risalire al n.o. del non metallo, quindi, sapendo che il n.o. di H è +1 e quello di O è -2 si stabiliscono gli indici in modo tale che la somma dei n.o. di tutti gli elementi presenti sia =0.

ESEMPIO.:

- 1- VOGLIAMO STABILIRE LA FORMULA CHIMICA DELL'ACIDO NITRICO. Il nome ci suggerisce che esso è formato da H, N, O. la desinenza -ico ci suggerisce che il n.o. di N è il massimo possibile. Dalla tabella periodica vediamo che i n.o. possibili per N sono: 2,3,4,5, per cui nel nostro caso dovremo considerare +5. A questo punto sappiamo che: $\text{H}^{+1} \text{N}^{+5} \text{O}^{-2}$ siccome la somma dei n.o. deve essere 0 e siccome l'insieme delle cariche positive ammonta a +6 (++) anche l'insieme delle cariche negative deve essere pari -6. Siccome ad ogni atomo di Ossigeno corrisponde una carica pari a -2 allora nella molecola devono essere presenti 3 atomi di ossigeno, per cui la formula cercata è HNO_3 .
- 2- Vogliamo stabilire la formula dell'acido perclorico. Stesso procedimento: scriviamo i simboli degli elementi nel loro giusto ordine: H Cl O ; determiniamo i loro n.o. $\text{H}=+1 \text{O}=-2$ per determinare il n.o. del cloro analizziamo il nome: perclorico vuol dire massimo n.o. quindi +7 . a questo punto sommiamo le cariche positive $+7+1=+8$

siccome il n.o. di O è -2, per neutralizzare le 8 cariche positive occorrono 8 cariche negative corrispondenti a 4 atomi di ossigeno. Di conseguenza la formula che otteniamo è HClO_4 .

Alcuni ossiacidi contengono nella loro molecola due atomi di idrogeno. Ciò accade quando il n.o. del non metallo è dispari. In tal caso per ben bilanciare le cariche si aggiunge un atomo di idrogeno.

ESEMPIO.: si vuole determinare la formula dell'acido solforico. Procedendo come sempre troviamo che:

$\text{H}^{+1} \text{S}^{+6} \text{O}^{-2}$ come vedi in questo caso la somma delle cariche positive è +7 e nessun indice intero potrebbe portare alla formazione di 7 cariche negative visto che il n.o. di O è -2. Allora si aggiunge un atomo di H in modo da portare il numero di cariche positive a +8, di conseguenza occorreranno 8 cariche negative corrispondenti a 4 atomi di O. la formula cercata è : H_2SO_4 .

Gli **Idrossidi** sono composti ternari formati da un elemento metallico legato all'idrogeno ed all'ossigeno. Essi si formano per reazione di un ossido con l'acqua. Anche questa è una reazione di sintesi che può essere schematizzata così: $\text{MeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Me}(\text{OH})$. Ciò che caratterizza gli idrossidi è la presenza del gruppo $-\text{OH}$ (gruppo ossidrilico) che nel suo complesso ha Numero di Ossidazione = -2; di conseguenza la formula generale di un idrossido si scrive ponendo il simbolo dell'elemento metallico legato con un numero di $-\text{OH}$ pari al numero di ossidazione del metallo.

ESEMPIO.: il Na ha N.O.=+1, per cui la formula dell'idrossido di sodio sarà NaOH ;

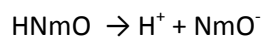
il Fe ha N.O.=+2,+3, per cui le formule dell'idrossido di ferro saranno: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (idrossido ferroso) ed $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (idrossido ferrico).

Al ha n.o.=+3, per cui la formula dell'idrossido di alluminio sarà $\text{Al}(\text{OH})_3$

ATTENZIONE quando andiamo a leggere la formula non diremo "aloaccatre" ma "Aloaccapresotrevolte" ; non diremo "fedueoaccatre", ma " fedueoaccapresotrevolte"

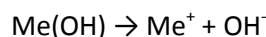
CONSIDERAZIONE

Facciamo insieme ora una considerazione molto importante. Quando consideriamo un ossiacido, il legame che unisce il non metallo all'ossigeno è tendenzialmente più covalente del legame che unisce il non metallo all'idrogeno, che ,di conseguenza, sarà tendenzialmente più ionico. Per questo motivo, quando introduciamo un ossiacido in acqua, esso si scompone proprio al livello del legame tra idrogeno e non metallo, mandando in soluzione uno ione H^+ ed uno ione formato dall'unione del non metallo e dell'ossigeno secondo la reazione generale:



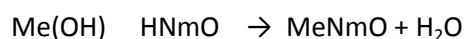
ESEMPIO.: versando acido nitrico in acqua avviene la reazione $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

Viceversa e per lo stesso motivo, quando introduciamo in acqua un idrossido, il legame che si rompe è quello che unisce il Non metallo al gruppo OH, secondo la formula generale:

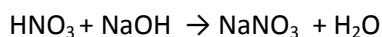


ESEMPIO.: versando idrossido ferrico in acqua avviene la reazione $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$

Questa considerazione è fondamentale per capire la struttura dell'ultima categoria di composti ternari: i **Sali**. I Sali sono formati dal legame tra un metallo ed un non metallo (Sali binari) o tra un metallo e la parte NmO^- derivante da un ossiacido. In genere essi si formano per reazione tra un idrossido ed un acido, in una reazione di doppio scambio durante la quale viene prodotta anche una molecola di acqua, secondo lo schema seguente:



ESEMPIO.: mettendo a reagire acido nitrico ed idrossido di sodio si forma nitrato di sodio ed acqua:



Il nome del sale dipende sia da quello dell'acido che da quello della base di provenienza. Esso è composto da due termini: il primo si ottiene dall'acido sostituendo la desinenza -oso con la desinenza **-ito**, la desinenza -ico con la desinenza **-ato**; il secondo termine si riferisce al metallo fornito dall'idrossido. Nell'esempio sopra partendo dall'acido **nitrico** abbiamo ottenuto un **nitrato**, se fossimo partiti dall'acido **nitroso** avremo ottenuto un **nitrito** (di cavallo!!)

Se nell'acido sono presenti più idrogeni, la loro sostituzione con il metallo dell'idrossido può essere totale o parziale. Nel caso di sostituzione totale, per il nome del sale valgono le regole precedentemente illustrate, mentre se la sostituzione è solo parziale, il nome del sale viene preceduto dal prefisso **-bi** o **-tri** a seconda del numero di idrogeni sostituiti (-bi se ne viene sostituito uno, -tri se ne vengono sostituiti due)

ESEMPIO.: facendo reagire l'acido solforico con l'idrossido di sodio possiamo ottenere il solfato di sodio o il bisolfato di sodio. Le reazioni sono:



Il composto Na_2SO_4 prende il nome di solfato di sodio, mentre il composto $\text{Na}(\text{HSO}_4)$ prende il nome di bisolfato di sodio.

NOMENCLATURA I.U.P.A.C.

La nomenclatura IUPAC è apparentemente molto più semplice di quella tradizionale, in quanto è più strettamente legata alla formula chimica del composto. Vediamo quali sono le sue basi costitutive e come viene utilizzata. Una variante alla nomenclatura IUPAC è la notazione di Stock, secondo la quale nel nome del composto viene indicato tra parentesi ed in numeri romani il numero di ossidazione dell'elemento che ne può presentare diversi.

COMPOSTI BINARI senza ossigeno

Il nome del composto si ottiene aggiungendo il suffisso **-uro** al nome dell'elemento che si trova alla destra della formula, segue la particella "di" a cui segue il nome dell'elemento di sinistra. Se sono presenti più atomi, si fa precedere al nome dell'elemento il prefisso "di"(due) "tri"(tre) "tetra"(quattro) "penta"(cinque) "esa"(sei) "epta"(sette) ecc ...

ESEMPLI:

- 1- IL composto NaCl prende il nome cloruro di sodio;
- 2- il composto CaCl_2 sarà il Dicloruro di calcio;
- 3- il composto Fe_2S_3 sarà il trisolfuro di ferro

COMPOSTI BINARI con ossigeno

Il nome del composto si ottiene usando l'appellativo di ossido seguito dal nome dell'elemento combinato con l'ossigeno, senza far distinzione tra metalli e non metalli (non esistono quindi le anidridi). Resta comunque l'uso dei prefissi numerici relativi agli indici delle formule.

ESEMPLI:

FORMULA	NOME TRADIZIONALE	NOME IUPAC	NOME IUPAC-STOCK
CO_2	Anidride carbonica	Diossido di carbonio	Ossido di carbonio(IV)
Fe_2O_3	Ossido ferrico	Triossido di ferro	Ossido di ferro(III)
P_2O_3	Anidride fosforosa	Triossido di difosforo	Ossido di fosforo(III)

COMPOSTI TERNARI

GLI **IDROSSIDI** SI nominano utilizzando il termine **idrossido** di a cui segue il nome dell'elemento legato ad -OH preceduto dal prefisso numerico.

ESEMPI:

FORMULA	NOME TRADIZIONALE	NOME IUPAC	NOME IUPAC-STOCK
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Idrossido ferrico	Triidrossido di ferro	Idrossido di ferro(III)
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	idrossido ferroso	diidrossido di ferro	Idrossido di ferro(II)
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Idrossido rameico	diidrossido di rame	Idrossido di rame(II)

OSSIACIDI

Il nome degli ossiacidi si formula utilizzando il termine **acido**, a cui segue il nome dell'elemento non metallico seguito dal suffisso **-ico** e preceduto dal prefisso **Monosso, diosso, triosso...** che specifica il numero di ossigeni presenti in formula.

ESEMPI

FORMULA	NOME TRADIZIONALE	NOME IUPAC	NOME IUPAC-STOCK
H_2SO_4	Acido solforico	Acido tetraossosolforico	Acido solforico(VI)
H_2SO_3	Acido solforoso	Acido triossosolforico	Acido solforico(IV)
HNO_3	Acido nitrico	Acido triossonitrico	Acido nitrico(V)
HNO_2	Acido nitroso	Acido diossonitrico	Acido nitrico(III)

SALI

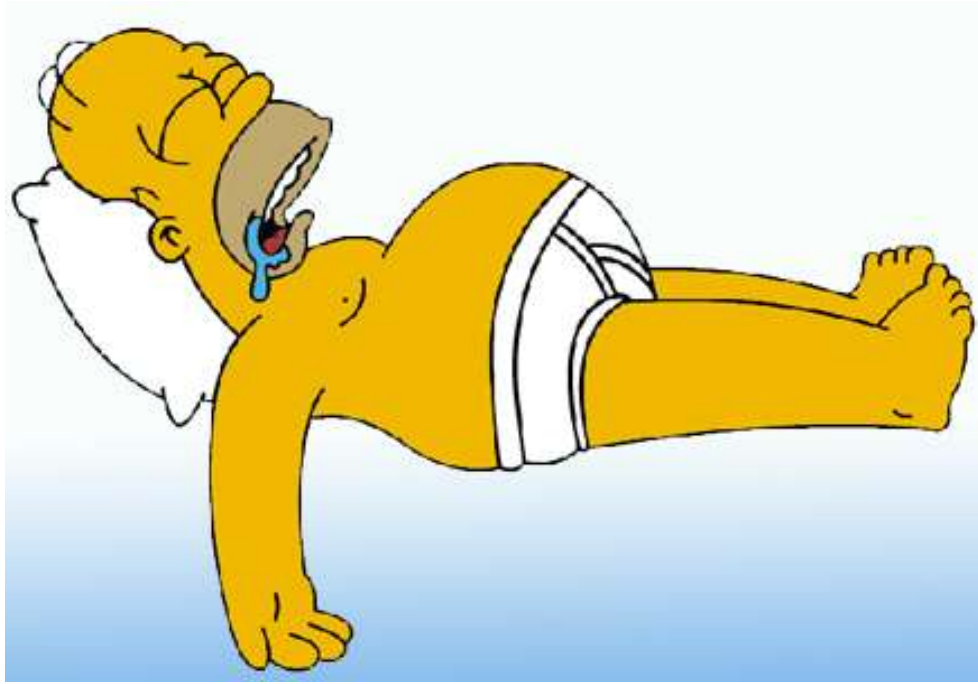
Il nome dei Sali si ottiene sostituendo la desinenza **-ico** dell'acido con la desinenza **-ato**, a cui segue il "di" ed il nome del metallo.

ESEMPI

FORMULA	NOME TRADIZIONALE	NOME IUPAC	NOME IUPAC-STOCK
K_2SO_4	Solfato di potassio	Tetraossosolfato di dipotassio	Solfato di potassio (VI)
FeSO_4	Solfato ferroso	Tetraossosolfato di ferro	Solfato(VI)di ferro(II)
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Solfato ferrico	Tetraossosolfato di diferro	Solfato(VI)di ferro III)

Queste sono le regole fondamentali che occorre conoscere per intraprendere con profitto lo studio della chimica. Una volta acquisiti i rudimenti del linguaggio chimico, sarà molto più semplice capirne i meccanismi. D'altronde si sa, prima di iniziare uno studio o un qualsiasi lavoro occorre acquisirne il linguaggio, il gergo proprio.

Arrivati a questo punto vi immagino su per giù nelle stesse condizioni in cui si trova il nostro amico nella vignetta che segue. Non perdiamoci d'animo, ce la faremo se solo ci impegnamo a fondo!



Ciao e..... a presto!!

Roberto Moresi