



# LE REAZIONI CHIMICHE

## INDICE

1.0 Le reazioni chimiche	3
1.1 Le equazioni chimiche	3
2.0 Tipi di reazioni chimiche	4
3.0 Valenza	5
4.0 Classificazione dei composti chimici	8
4.1.1 Metalli	8
4.1.2 Non metalli	8
4.1.3 Metalloidi	8
4.2 Gli ossidi	9
4.3 Gli idrossidi	9
4.4 Gli acidi	10
4.5 I sali	11
4.6 Gli idruri	12
5.0 Nomenclatura	13
5.1 Gli ossidi	13
5.2 Gli idrossidi	15
5.3 Gli acidi	15
5.4 I sali	16
6.0 Conclusioni	17
6.1 Esercizi	17

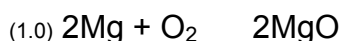
## 1.0 LE REAZIONI CHIMICHE

Per **reazione chimica** si intende la trasformazione di una o più sostanze in altre sostanze con caratteristiche chimico-fisiche differenti.

Una reazione chimica è una trasformazione che avviene attraverso la formazione o la rottura di legami chimici.

Le trasformazioni che avvengono senza rottura di legami chimici sono dette trasformazioni fisiche.

Per esempio, la combustione di un filo di magnesio è una reazione chimica, poiché si forma un legame chimico tra il magnesio e l'ossigeno dell'aria secondo la reazione:



Al contrario la filtrazione di una miscela di sabbia e acqua è un processo fisico in quanto non si ha né rottura né formazione di legami chimici. Infatti dopo l'operazione otteniamo sempre acqua e sempre sabbia.

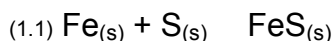
### 1.1 Le equazioni chimiche

Per rappresentare le reazioni chimiche si utilizzano delle espressioni, simili a quelle matematiche, che vengono chiamate **equazioni chimiche**.

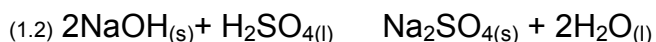
Le equazioni chimiche sono costituite da due parti, una a sinistra di una freccia, in cui sono elencati i *reagenti* che intervengono nella reazione e una a destra della freccia dove sono scritti i *prodotti* della reazione. Talvolta sulla freccia sono riportate indicazioni che evidenziano in che modo è stata condotta la reazione.

Ogni equazione chimica deve rispettare il principio di Lavoisier, questo principio si rispetta con il bilanciamento delle masse. Bilanciare una reazione significa controllare che le masse dei reagenti siano uguali alle masse dei prodotti, anche se combinate in modo diverso.

Una equazione chimica completa prevede anche di indicare lo stato fisico dei reagenti e dei prodotti con le lettere (g) per i gas, (l) per i liquidi ed (s) per i solidi.



Il modo corretto di leggere l'equazione chimica (1.1) è il seguente: "Una mole di Ferro si combina con una mole di Zolfo per dare una mole di Solfuro di Ferro." Invece di mole si potrebbe dire anche 'un atomo'.



Questa equazione (1.2), invece, si legge così: "Due moli di idrossido di sodio (NaOH) si combinano con una mole di acido solforico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) per dare una mole di solfato di sodio (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) e due moli di acqua."

Il modo corretto di 'leggere' i composti chimici sarà affrontato in seguito.

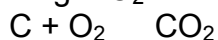
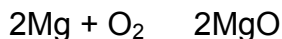
## 2.0 TIPI DI REAZIONI CHIMICHE

Ogni reazione chimica può essere classificata in in una delle seguenti categorie:

a) Reazioni di Combinazione (o di Sintesi):

Si hanno quando due o più reagenti si sommano per formare un composto.

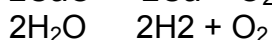
Es.



b) Reazioni di Decomposizione (o di Analisi):

Si hanno quando un composto viene scisso in due o più sostanze.

Es.



c) Reazioni di Sostituzione (o di Scambio Semplice):

Si hanno generalmente tra un composto ed un elemento libero. L'elemento libero sostituisce quello presente nel composto, in gergo si dice che 'lo sposta'.

Es.



d) Reazioni di Doppia Sostituzione (o di Doppio Scambio):

Si hanno quando due composti si scambiano reciprocamente un elemento o un frammento di molecola.

Es.



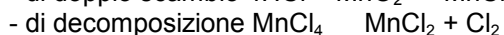
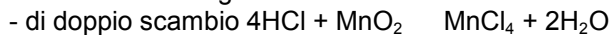
I primi 3 tipi di reazione analizzati sono catalogate, in modo più generale, come ossido-riduzioni, in quanto gli elementi che intervengono nella reazione cambiano il loro 'numero di ossidazione'. Questo tipo di reazioni, ed il suo bilanciamento, sarà analizzato in seguito.

N.B.

In Chimica alcune reazioni presentano un andamento particolare che, a prima vista, non rientra in nessuno dei tipi di reazione analizzati. Esse in realtà sono costituite da due diversi tipi di reazione che avvengono contemporaneamente, per esempio:



è data da dalle seguenti due reazioni:



### 3.0 LA VALENZA

Abbiamo già analizzato che una reazione chimica porta alla formazione od alla rottura di legami chimici.

I legami chimici tra atomi e molecole si formano attraverso lo scambio di elettroni. Gli elettroni interessati in questo 'scambio' non sono tutti quelli che un atomo possiede, ma solo quelli dell'orbita più esterna.

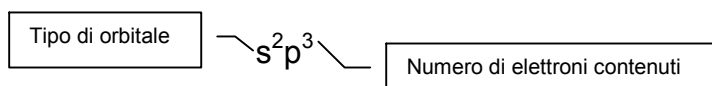
Per questo motivo, per capire le reazioni chimiche ed il significato dei coefficienti stechiometrici posti al pedice a destra degli elementi, occorre analizzare la struttura elettronica di ogni atomo.

Dallo studio delle Proprietà della Tavola Periodica era emerso che elementi appartenenti allo stesso gruppo presentano configurazione elettronica simile, cioè hanno lo stesso numero di elettroni nell'orbita più esterna.

Nella seguente Tavola sono riportate le configurazioni elettroniche dell'ultima orbita per i principali elementi:

I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII	
$s^1$	$s^2$											$s^2p^1$	$s^2p^2$	$s^2p^3$	$s^2p^4$	$s^2p^5$	$s^2p^6$	
H																		He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																

Dove la scrittura  $s^x p^y$  indica la configurazione elettronica:



Gli elettroni totali dell'ultima orbita sono dunque  $x+y$ , nell'esempio sopra riportato l'elemento (l'azoto) ha 5 elettroni nell'ultima orbita, 2 in un orbitale s e 3 negli orbitali p. Una notazione molto usata in Chimica per visualizzare gli elettroni dell'ultima orbita è la notazione di Lewis. Si indica il simbolo dell'elemento circondato dagli elettroni. Se gli elettroni sono una coppia sullo stesso orbitale, si indica con un trattino, se l'elettrone è in un orbitale da solo, si indica con un puntino.

N.B.

Si rammenta che ciascun orbitale può contenere al massimo 2 elettroni. E che gli orbitali di tipo p sono 3. Quindi una configurazione completa sarà  $s^2 p^6$  cioè 8 elettroni.

L'azoto, dunque, che ha configurazione elettronica  $s^2 p^3$ , con la notazione di Lewis si indicherà:

|N:

Ogni atomo ha la tendenza ad avere l'ultima orbita completa, cioè simile all'orbita del gas nobile del suo periodo. Nel caso dell'azoto, 5 elettroni, per raggiungere la configurazione del gas nobile, 8 elettroni, mancano 3 elettroni. Questa propensione a raggiungere la completezza dell'ultima orbita è detta 'regola dell'ottetto'.

Il completamento dell'ultima orbita può essere ottenuto sia acquistando gli elettroni che mancano, sia cedendo gli elettroni in più. Nel caso dei primi 3 gruppi, la tendenza è quella di perdere elettroni, mentre dal IV al VII la tendenza è quella di acquistarli.

La valenza è una proprietà degli elementi strettamente legata agli elettroni dell'ultima orbita, infatti questi elettroni sono generalmente chiamati '**elettroni di valenza**'.

Quindi per valenza si intende il numero di legami che un atomo può formare.

Numericamente la valenza si ricava dalla configurazione elettronica, cioè dagli elettroni di valenza.

La valenza è il numero di elettroni che un atomo può cedere o acquistare, facendo attenzione che le coppie di elettroni non possono mai essere divise. Atomi con più elettroni possono presentare più valenze, in accordo con la legge di Proust che dice che atomi possono combinarsi in rapporti diversi (a seconda della valenza).

In base alle configurazioni elettroniche possiamo avere le seguenti valenze:

per  $s^1$ : 1;

per  $s^2$ : 2;

per  $s^2p^1$ : 1 o 3;

per  $s^2p^2$ : 2 o 4;

per  $s^2p^3$ : 1 o 3 o 5;

per  $s^2p^4$ : 2 o 4 o 6 (ad eccezione dell'ossigeno);

per  $s^2p^5$ : 1 o 3 o 5 o 7;

N.B.

La peculiarità dell'ossigeno è di avere due elettroni spaiati. Per questo motivo si dice che l'ossigeno è diamagnetico. Questa particolare configurazione fa in modo che esso abbia valenza 1 solo in particolari composti chiamati perossidi e valenza 2 in tutti gli altri casi.

Analizziamo ora come la valenza interessa le reazioni chimiche. Abbiamo detto che la valenza è il numero di legami che un atomo può formare. In ogni molecola non possono esistere valenze vacanti.

Per esempio analizziamo la reazione tra magnesio ed ossigeno. Il magnesio è nel II gruppo con configurazione  $s^2$ . Esso ha valenza 2, si dice che è un elemento bivalente.

Generalmente la valenza viene indicata tra parentesi in numerazione romana: Mg(II).

L'ossigeno abbiamo visto avere valenza 2 nella maggior parte delle reazioni. La formula giusta del prodotto tra magnesio e ossigeno è:

MgO

In quanto le due valenze del Mg sono soddisfatte dalle due valenze dell'O. Facendo la formula di struttura si evidenzia meglio il concetto:

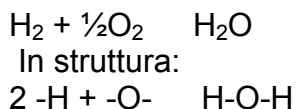
-Mg- + -O-    Mg=O

dove i trattini rappresentano i legami (quindi le valenze).

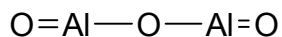
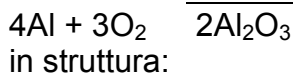
Facciamo un altro esempio. Consideriamo la molecola di acqua: H<sub>2</sub>O.

Dalla tavola periodica si vede che H ha valenza 1 e O ha valenza 2. Significa che per 1 ossigeno sono necessari 2 idrogeni.

In formula:



Per i metalli trivalenti del III gruppo:

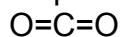


come si vede, tutte e 3 le valenze dell'alluminio sono soddisfatte, così come le due dell'ossigeno.

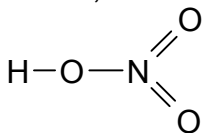
I non metalli tetravalenti del IV gruppo:



in questo esempio il carbonio ha valenza 4, la struttura è la seguente:

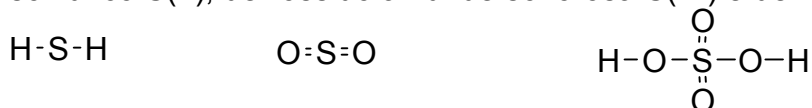


I non metalli del V gruppo possono avere valenza 1, 3, 5. Prendiamo in esempio l'acido nitrico, in cui si ha un N(V):  $\text{HNO}_3$ . La sua struttura è la seguente:

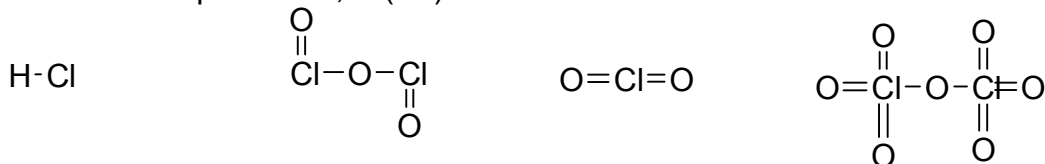


In seguito si studierà che la proprietà di 'acido di questa classe di composti è dovuta all'idrogeno legato all'ossigeno.

I non metalli del VI gruppo possono avere valenza 2, 4, 6. Vediamo le strutture dell'acido solfidrico S(II), dell'ossido anidride solforosa S(IV) e dell'acido solforico S(VI):

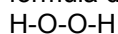


I non metalli del VII gruppo presentano valenze 1, 3, 5 e 7. Analizziamo i composti del Cloro: acido cloridrico, Cl(I); ossido acido cloroso, Cl(III); ossido acido clorico, Cl(V) e ossido acido perclorico, Cl(VII):



N.B.

I perossidi sono una classe particolare di composti dove formalmente l'ossigeno ha valenza 1, in realtà dalla formula di struttura dell'acqua ossigenata ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) si nota che la valenza è sempre II:



## 4.0 CLASSIFICAZIONE DEI COMPOSTI CHIMICI

Gli elementi all'interno della tavola periodica sono divisi, a seconda delle loro proprietà fisico-chimiche, in due grandi gruppi: metalli e non metalli. Questo carattere influenza i tipi di composti che un elemento può formare durante una reazione chimica.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Br	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Metalli
Metalloidi
Non metalli

### 4.1.1 Metalli

Le caratteristiche comuni dei metalli sono le seguenti:

- Sono solidi a temperatura ambiente (eccetto Hg che è liquido).
- Sono lucenti (riflettono la luce).
- Sono duttili e malleabili.
- Sono buoni conduttori di calore ed elettricità.

### 4.1.2 Non metalli

Questi elementi sono stati definiti 'non' metalli per contrapporli alle caratteristiche fisiche dei metalli, in particolare i non metalli:

- Hanno stati fisici differenti, alcuni sono solidi, il Br è liquido e la maggior parte è gassosa.
- Sono opachi (non riflettono la luce).
- Non possono essere lavorati in lamine o fili.
- Non conducono né calore né elettricità.

### 4.1.3 Metalloidi

I metalloidi sono elementi di confine tra i metalli e non metalli. Essi presentano caratteristiche intermedie tra le due classi. Il carattere di non metallo aumenta progressivamente scendendo verso il basso e verso destra. Cioè Silicio e Germanio presentano più caratteristiche di metalli, mentre Arsenico e Antimonio presentano comportamenti da non metallo. Chimicamente i metalloidi sono classificati non metalli.



## 4.2 GLI OSSIDI

Gli ossidi sono composti binari (formati da due elementi) ottenuti dalla reazione chimica tra un elemento e l'ossigeno.

Gli ossidi ottenuti da un metallo + ossigeno si definiscono ossidi basici (o solo ossidi).  
 Gli ossidi ottenuti da un non metallo + ossigeno si definiscono ossidi acidi (o anidridi).

I motivi della diversa denominazione tra ossidi dei metalli e ossidi dei non metalli ci sarà più chiara quando affronteremo gli acidi e le basi.

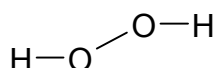
Esempi:

$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$  ossido basico di magnesio. Mg(II) è un metallo.

$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$  ossido acido solforoso o anidride solforosa. S(IV) è un non metallo.

N.B:

Una particolare classe di ossidi prende il nome di perossidi. I perossidi sono ossidi in cui l'ossigeno ha valenza formale 1 e presenta il gruppo molecolare  $-\text{O}-\text{O}-$ . L'esempio tipico è l'acqua ossigenata, di formula bruta  $\text{H}_2\text{O}_2$  e di formula di struttura:



Come si nota dalla formula di struttura, ogni ossigeno forma sempre 2 legami, ma sarebbe  $\text{O}_2$  con valenza 2, per questa ragione ciascun ossigeno presenta valenza formale 1.

## 4.3 IDROSSIDI

Gli idrossidi sono composti ternari ottenuti dalla reazione chimica tra un ossido basico e acqua.

Gli idrossidi si definiscono anche basi. Per questa ragione gli ossidi da cui hanno origine si definiscono 'basici'.

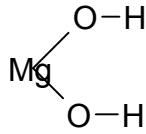
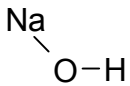
Gli idrossidi si riconoscono per la notazione delle formula bruta. Essi presentano sempre il gruppo molecolare:  $-\text{OH}$ , chiamato *ossidrile*, che ha valenza 1. Il gruppo (o i gruppi necessari a soddisfare le valenze del metallo) si scrivono sempre dopo il metallo.

La formula bruta sarà, quindi, del tipo:  $\text{M}(\text{OH})_x$ , dove M è il metallo e x la valenza del metallo.

Esempi:

$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}(\text{OH})$  idrossido di sodio. Na(I) ha bisogno di un solo gruppo  $-\text{OH}$ .  
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$  idrossido di magnesio. Mg(II) ha bisogno di 2 gruppi  $-\text{OH}$ .

In struttura:



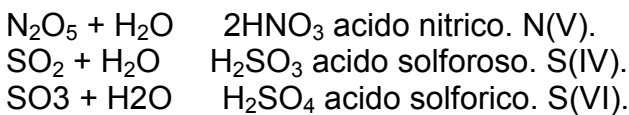
#### 4.4 ACIDI

Gli acidi possono essere di due tipi: acidi ternari ossigenati oppure acidi binari senza ossigeno, detti *idracidi*.

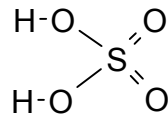
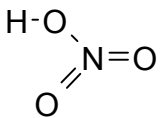
Gli acidi ossigenati sono composti ternari ottenuti dalla reazione chimica di un ossido acido (anidride) con acqua.

L'ordine in cui deve essere scritta la formula degli acidi è: idrogeno/non metallo/ossigeno. Gli acidi si riconoscono facilmente perché la loro formula inizia con H.  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  sono tutti acidi.

Esempi:



Chimicamente ogni idrogeno è legato sempre ad un ossigeno. Nella formula di struttura, quindi, gli H sono legati agli O. Ad esempio le formule di struttura dell'acido nitrico e dell'acido solforico sono le seguenti:

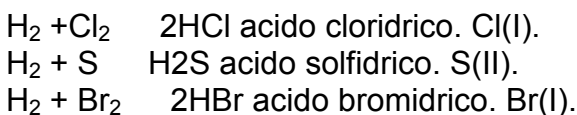


Gli idracidi sono composti binari ottenuti dalla reazione chimica tra un non metallo e l'idrogeno.

Anche per gli idracidi la formula deve essere scritta nel modo: idrogeno/non metallo.

Sono composti privi di ossigeno, dunque vi è un legame diretto tra non metallo e idrogeno.

Esempi:



Come si può notare tutti i nomi degli idracidi terminano col suffisso 'idrico'.

N.B.

Oltre ad essere ottenuti in modo differente, gli acidi e le basi presentano un comportamento chimico e fisico altrettanto differente.

Le proprietà degli acidi sono collegate agli idrogeni legati agli ossigeni, mentre le proprietà delle basi sono

collegate ai gruppi idrossilici.

Gli acidi hanno la proprietà di far virare al rosso una cartina indicatrice universale, mentre le basi la fanno virare al blu. Inoltre gli acidi sono di sapore aspro e pungente (tipo limone), mentre le basi sono amare e scivolose (tipo il sapone di marsiglia). Gli acidi, inoltre, hanno la capacità di sciogliere i metalli come ferro, zinco, rame, cadmio, piombo e stagno.

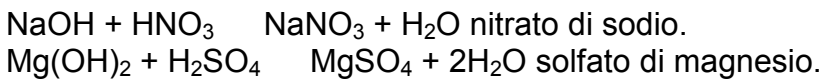
#### 4.5 SALI

Analogamente agli acidi, anche i sali inorganici possono essere composti da tre o da due atomi, i primi di definiscono ternari, i secondi binari.

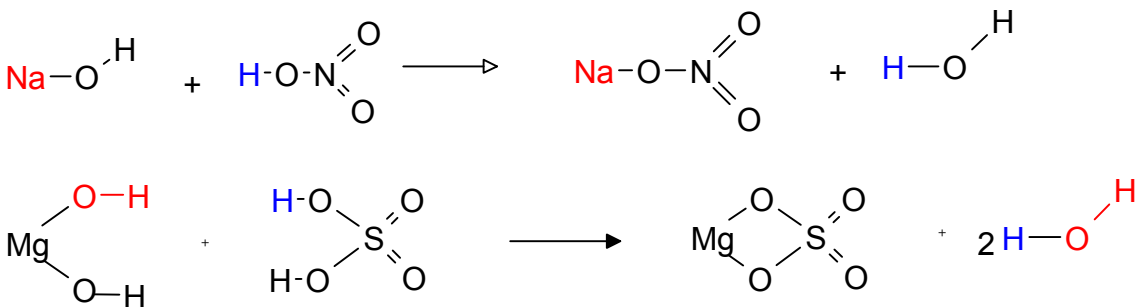
I sali ternari sono composti chimici ottenuti dalla reazione tra un acido ossigenato ed un idrossido.

La formula bruta dei sali ternari è simile a quella degli acidi, ma gli idrogeni sono sostituiti dall'atomo di un metallo. Schematicamente la formula bruta è nella forma: metallo/non metallo/ossigeno. Il primo elemento della formula di un sale è un metallo.

Esempi:



Anche nella formula di struttura si nota in modo evidente come il metallo sostituisca gli idrogeni:

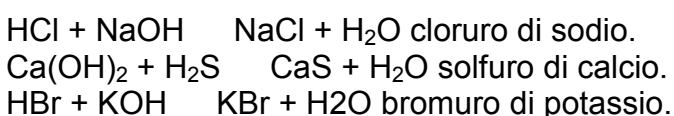


I sali binari si ottengono in modo analogo, ma facendo reagire un idracido al posto dell'acido ossigenato.

I sali binari sono composti ottenuti dalla reazione di un idracido con un idrossido.

La formula bruta è di forma: metallo/non metallo, come per il sale più famoso, il sale da cucina, scientificamente, cloruro di sodio: NaCl.

Esempi:



Tutti i nomi dei sali binari terminano col suffisso: 'uro'.

N.B.

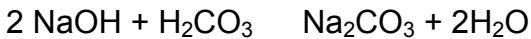
I sali sono una classe di composti assai diffusa. La reazione di formazione dei sali è spesso chiamata 'reazione di neutralizzazione' perché l'acido e la base perdono le loro caratteristiche tipiche per formare un nuovo composto. Basti pensare che acido cloridrico ed idrossido di sodio, due sostanze tossiche e velenose, si uniscono per formare il sale da cucina, additivo che tutti noi usiamo in cucina.

Oltre ai sali ternari che abbiamo imparato a riconoscere, in natura si possono presentare altri due grandi categorie di sali: i sali acidi e i sali doppi.

I sali acidi si ottengono dalla parziale sostituzione degli idrogeni dell'acido. Ad esempio il sale  $\text{NaHCO}_3$  (carbonato acido di sodio o più comunemente, bicarbonato) deriva dalla reazione:



in cui un solo sodio sostituisce un solo idrogeno. La reazione completa sarebbe stata:



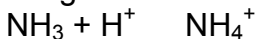
I sali doppi, invece, sono sali che contengono due (o più, ma molto raramente) atomi metallici. Ad esempio il  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  è un minerale molto diffuso, la dolomite. Chimicamente è un carbonato doppio di calcio e magnesio. I più importanti esponenti di questa classe di sali sono gli allumi: solfati doppi di un metallo trivalente (Al, Cr, Fe) e di un metallo monovalente (K, Na). L'allume di alluminio e potassio,  $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2$ , (detto di solito allume di rocca) è usatissimo in tintoria e nell'industria della carta.

Alcuni sali, sebbene appaiano completamente asciutti alla vista, contengono delle molecole di acqua. Questi sali si dicono sali idrati. L'acqua non fa parte della molecola del sale, ma si trova 'inglobata' tra una molecola di sale e l'altra. Fa parte insomma dell'impalcatura del sale e per questo è detta 'acqua di cristallizzazione'.

Poiché essa non fa parte della molecola, ma è presente quando andiamo a pesare una mole di sale, nella formula viene indicata alla fine della formula del sale con un puntino, simile al segno di moltiplicazione matematico, seguito dalla quantità di molecole di acqua. Ad esempio, il solfato di calcio, cioè il gesso che tutti noi utilizziamo per scrivere sulle lavagne, contiene nella sua struttura due molecole di acqua. La sua formula è pertanto:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

L'ultima classe di sali che prenderemo in esame sono i sali formati non da un atomo di un metallo, ma da un gruppo chimico particolare chiamato 'ammonio'. Questi sali sono di importanza vitale per l'agricoltura e sono stati assai impiegati nel secondo conflitto mondiale come base di partenza per la produzione di devastanti ordigni bellici. Questi sali sono appunto detti sali d'ammonio.

L'ammonio è uno ione che si ottiene dalla reazione dell'ammoniaca con uno ione idrogeno:



L' $\text{NH}_3$  è l'ammoniaca e il suo ione prende il nome di ione ammonio. Lo ione ammonio è considerato come un unico atomo con valenza 1 e si comporta esattamente come un metallo monovalente. Può formare, dunque, sia sali ossigenati ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) sia non ossigenati ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

## 4.6 IDRURI

Gli idruri sono composti chimici ottenuti dalla combinazione chimica di un metallo con l'idrogeno.

La formula prevede la forma: metallo/idrogeno.

Per esempio:

NaH idruro di sodio, LiH idruro di litio, CaH<sub>2</sub> idruro di calcio.

## 5.0 NOMENCLATURA

Tutti noi abbiamo un nome che ci identifica rispetto agli altri, così come le cose che ci circondano hanno un proprio nome. Anche i composti chimici hanno un nome che ci permette di identificarli in mezzo ad altri, di riconoscerli e di scambiare informazioni scientifiche con altri laboratori.

Dal MedioEvo in avanti, cioè dagli albori dei priimi esperimenti degli alchimisti, gli elementi ed i composti chimici sono stati identificati attraverso nomi 'popolari', basati sull'aspetto fisico, sulla provenienza geografica o sul nome dello scopritore. Composti come il vetriolo, l'allume, il cinabro, la farina fossile, il salnitro o la salgemma erano assai comuni fino alla seconda guerra mondiale. Come si noterà questi nomi non dicono nulla sulle loro proprietà chimiche e nulla sulla loro composizione.

Occorrevano delle regole che stabilissero come chiamare i composti chimici. Regole che valessero per tutti i paesi, svincolate dalla lingua e che indicassero in modo univoco un determinato composto chimico e solo quello.

Durante il Congresso Internazionale di Chimica del 1889 si costituì, per la prima volta, un comitato con lo scopo di formulare regole pratiche e chiare per la nomenclatura, fino ad allora selvaggia, dei composti.

Il primo corpo di regole fu presentato a Liegi nel 1930 dall'Unione Internazionale di Chimica (IUC). Questo organo divenne in seguito IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) e nel 1947 nominò due commissioni permanenti, una per la chimica organica ed una per la chimica inorganica, per stabilire le regole di nomenclatura.

Oggi esistono fondamentalmente due regole di nomenclatura: la nomenclatura IUPAC, la tradizionale. La nomenclatura IUPAC è costituita da una serie di strette e rigide regole che identificano univocamente il composto chimico, a volte, però, in modo macchinoso e ridondante. C'è da puntualizzare, infatti, che il maggior sforzo della IUPAC era quello di stabilire la nomenclatura dei composti organici, campo nel quale vigeva un vero e proprio far West.

In una nota della IUPAC si legge espressamente: *“I nomi tradizionali dei composti inorganici sono tuttavia così radicati nell'uso e scientificamente corretti che si suggerisce di continuare ad usare i vecchi nomi.”*

Poiché questo paragrafo si pone l'obiettivo di nominare solo composti inorganici e poiché la notazione IUPAC causerebbe confusione, esso tratterà la Nomenclatura Tradizionale.

### 5.1 Gli Ossidi

Un nome di un composto chimico deve identificare il tipo di composto e gli elementi che lo compongono. Inoltre, ed è il passaggio più delicato, deve indicare la valenza degli elementi. Se un elemento ha una sola valenza il nome è univoco, ma se l'elemento presenta più valenze occorre modificare il nome con 'suffissi' o 'prefissi' per indicare la valenza corretta.

Iniziamo col dire che la Nomenclatura tradizionale chiama gli 'ossidi basici' semplicemente ossidi e gli 'ossidi acidi' anidridi, cioè:

ossido basico = ossido

ossido acido = anidride

Gli ossido di metalli con una sola valenza si chiamano 'ossido di + *metallo*'.  
Hanno una sola valenza tutti i metalli del I, II e III gruppo.

CaO = ossido di calcio  
Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = ossido di alluminio  
MgO = ossido di magnesio

I metalli dei blocchi d (es. Fe, Cr, Cu) , invece, possono presentare due valenze. In questo caso si utilizza un suffisso per identificare se si tratta della valenza minore o maggiore.

Ossido con valenza minore = 'ossido + *metallo* + oso'.  
Ossido con valenza maggiore = 'ossido + *metallo* + ico'.

FeO = ossido ferroso (ferro con valenza 2)  
Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = ossido ferrico (ferro con valenza 3)

Cu<sub>2</sub>O = ossido rameoso (rame con valenza 1)  
CuO = ossido rameico (rame con valenza 2)

Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = ossido cromoso (cromo con valenza 3)  
Cr<sub>2</sub>O<sub>6</sub> = ossido cromico (cromo con valenza 6)

Per quanto riguarda le anidridi il discorso è analogo, con la sola differenza che i non metalli possono presentare fino a 4 valenze diverse. In questo caso si aggiunge, oltre al suffisso, un prefisso secondo lo schema seguente:

valenza più bassa anidride *ipo* + *nonmetallo* + *osa*

valenza bassa anidride *nonmetallo* + *osa*

valenza alta anidride *nonmetallo* + *ica*

valenza più alta anidride *per* + *nonmetallo* + *ica*

Vediamo l'esempio del cloro che può avere valenza 1,3,5,7.

Cl<sub>2</sub>O = anidride *ipoclorosa*  
Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = anidride *clorosa*  
Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> = anidride *clorica*  
Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> = anidride *perclorico*

Quando un non metallo presenta solo due valenze, si considerano solo le centrali, come con gli ossidi. Lo zolfo (valenza IV e VI) è il caso più classico:

SO<sub>2</sub> = anidride *solforosa*  
SO<sub>3</sub> = anidride *solforica*

Così come il carbonio II e IV:

CO = anidride carboniosa (monossido di carbonio secondo la IUPAC)

CO<sub>2</sub> = anidride carbonica

L'azoto presenta 2 valenze principali 3 e 5. I nomi dei suoi composti con l'ossigeno sono:

N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = anidride nitrosa

N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> = anidride nitrica

N.B:

La radice semantica di azoto è 'nitrogenum', per questo motivo il suo simbolo è N e i suoi composti hanno il termine 'nitr'.

## 5.2 Gli Idrossidi

Gli idrossidi sono senz'altro i composti chimici più facili da riconoscere e da nominare. Il nome si attribuisce nel seguente modo: 'idrossido di + *metallo*'.

Ca(OH)<sub>2</sub> = idrossido di calcio

NaOH = idrossido di sodio

Fe(OH)<sub>3</sub> = idrossido di ferro

Al(OH)<sub>3</sub> = idrossido di alluminio

N.B:

Una notazione interessante per ossidi ed idrossidi è la notazione di Stock. Consiste semplicemente nello scrivere alla fine del nome la valenza del metallo tra parentesi.

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = ossido di ferro(III)

Ca(OH)<sub>2</sub> = idrossido di calcio(II)

Questa notazione è molto comune sui contenitori per composti chimici.

## 5.3 Gli acidi

Gli acidi ossigenati (o acidi ternari) si ottengono dalle anidridi + acqua. Il nome di questi acidi è perfettamente uguale a quello dell'anidride corrispondente.

valenza più bassa    acido **ipo** + *nonmetallo* + **oso**

valenza bassa        acido *nonmetallo* + **oso**

valenza alta         acido *nonmetallo* + **ico**

valenza più alta     acido **per** + *nonmetallo* + **ico**

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> = acido solforoso

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = acido solforico

HNO<sub>2</sub> = acido nitroso

HNO<sub>3</sub> = acido nitrico

$\text{HClO}$  = acido **ipocloroso**  
 $\text{HClO}_2$  = acido **cloroso**  
 $\text{HClO}_3$  = acido **clorico**  
 $\text{HClO}_4$  = acido **perclorico**

Gli acidi binari, invece, hanno tutti il suffisso 'idrico'.  
 La loro nomenclatura sarà: 'acido *nonmetallo* + **idrico**'

$\text{HCl}$  = acido **cloridrico**.  
 $\text{H}_2\text{S}$  = acido **solfidrico**.  
 $\text{HBr}$  = acido **bromidrico**.  
 $\text{HF}$  = acido **fluoridrico**.  
 $\text{HI}$  = acido **fluoridrico**.

#### 5.4 I sali

I sali derivano dalla reazione tra un idrossido e un acido.  
 La loro nomenclatura è assai simile a quella degli acidi, con la differenza che il suffisso si modifica per indicare che si tratta di un sale. Quindi avremo quattro diversi modi di chiamare un sale ternario a seconda della valenza del non metallo. Nel nome sarà anche indicato il metallo proveniente dall'idrossido.

I suffissi cambiano secondo lo schema seguente:

ipo ... oso	ipo ... ito
oso	ito
ico	ato
per...ico	per ... ato

quindi, schematicamente la nomenclatura tradizionale dei sali ternari è la seguente:

valenza più bassa (del nonmetallo) **ipo** + *nonmetallo* + **ito** di *metallo*

valenza bassa (del nonmetallo) *nonmetallo* + **ito** di *metallo*

valenza alta (del nonmetallo) *nonmetallo* + **ato** di *metallo*

valenza più alta (del nonmetallo) **per** + *nonmetallo* + **ato** di *metallo*

Esempi:

$\text{MgSO}_2$  = sol**f**ito di magnesio.

$\text{K}_2\text{SO}_3$  = sol**f**ato di potassio.

$\text{NaNO}_2$  = nit**r**ito di sodio.

$\text{KNO}_3$  = nit**r**ato di potassio.

$\text{KClO}$  = **ipoclor**ito di potassio.



$\text{KClO}_2$  = clorito di potassio.  
 $\text{KClO}_3$  = clorato di potassio.  
 $\text{KClO}_4$  = perclorato di potassio.

I sali binari, invece, terminano tutti in 'uro'.  
 La loro nomenclatura sarà : '*nonmetallo* + uro di *metallo*'.  
 Per metalli con più di una valenza si deve utilizzare la notazione di Stock.

N.B:

Talvolta, seguendo le regole di pronuncia anglosassoni, per i sali si pronuncia prima il metallo seguito da nonmetallo + uro. Si potrà, quindi leggere sodio solfato invece di solfato di sodio. L'unicità della nomenclatura comunque non ingenera confusione. Cloruro di sodio o Sodio cloruro sono il medesimo composto chimico.

Esempi:

$\text{NaCl}$  = cloruro di sodio.  
 $\text{KBr}$  = bromuro di potassio.  
 $\text{CaS}$  = solfuro di calcio.  
 $\text{LiF}$  = fluoruro di litio.  
 $\text{SnCl}_2$  = cloruro di stagno(II)  
 $\text{SnCl}_4$  = cloruro di stagno(IV)

## 6.0 CONCLUSIONI

A questo punto, sia trovandosi di fronte ad una formula, sia leggendo un nome di un composto chimico, si dovrebbe essere in grado di:

- identificare il tipo di composto;
- calcolare la valenza dei singoli atomi;
- disegnare la formula di struttura del composto;
- scrivere la reazione con la quale si è ottenuto il composto;
- individuare il nome dalla formula o la formula dal nome.

### 6.1 Esercizi

Date le seguente formule e nomi, svolgere tutti i punti riportati al paragrafo 6.0:

$\text{KMnO}_4$	bromato di sodio
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	ipoclorito di potassio
$\text{K}_2\text{SO}_3$	nitrito di magnesio
$\text{H}_3\text{PO}_4$	arseniato di argento
$\text{Ag}_2\text{S}$	anidride silicica
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	
$\text{Al}(\text{OH})_3$	