

# Appunti di Chimica

## Le reazioni chimiche

<i>Premesse</i> .....	1
Tipi di reazioni chimiche .....	2
Reazioni di ossido-riduzione .....	2
Reazioni di formazione .....	2
<i>Numero di ossidazione nei composti binari di tipo salino</i> .....	2
<i>Regole generali per la determinazione del numero di ossidazione</i> .....	3
Esempio .....	4
Esempio .....	4
I COMPOSTI BINARI .....	5
<i>Introduzione</i> .....	5
<i>Idruri</i> .....	5
<i>Alogenuri</i> .....	6
<i>Ossidi</i> .....	6
I COMPOSTI TERNARI .....	7
<i>Idrossidi</i> .....	7
<i>Ossiacidi</i> .....	8
I poliossoacidi.....	9
<i>Perossiacidi</i> .....	9
I SALI .....	10

## Premesse

Le proprietà chimiche di una qualsiasi sostanza sono strettamente collegate alla sua “**reattività**”, cioè alla sua maggiore o minore tendenza a reagire per dar luogo ad una “*reazione chimica*”: **date due sostanze diverse, la capacità che ognuna avrà di reagire con l'altra è tanto maggiore quanto più diverse sono le rispettive proprietà chimiche.**

(sbobinati) Una “**reazione chimica**” è quel fenomeno in cui certe sostanze (i reagenti), interagendo tra loro, costituiscono altre sostanze (i prodotti di reazione), sotto certe condizioni di temperatura e pressione.

Ogni reazione chimica viene rappresentata da una opportuna “**equazione chimica**”, nella quale compaiono le formule delle specie chimiche presenti e le loro rispettive quantità (sotto forma di numero di moli). Proprio la presenza delle rispettive quantità impone la necessità di “**bilanciare**” le equazioni chimiche, per il semplice fatto che gli stessi reagenti possono dare prodotti di reazione diversi a seconda delle quantità con cui sono presenti.

### **Tipi di reazioni chimiche**

Ogni reazione chimica può essere esaminata sotto vari aspetti, come il meccanismo con cui avviene, la velocità con cui procede, il contenuto energetico in gioco ed altri. Tuttavia, noi possiamo distinguere le reazioni chimiche in 2 classi fondamentali:

1. la prima classe è quella delle "**reazioni acido-base**": sono tali quelle reazioni che recano dai reagenti ai prodotti di reazione *senza alcuna variazione dei numeri di ossidazione degli elementi costituenti*;
2. la seconda classe è quella della "**reazioni di ossido-riduzione**": sono tali quelle reazioni in cui *almeno due degli elementi interessati presentano nei prodotti un numero di ossidazione diverso da quello che avevano nei reagenti*.

### **Reazioni di ossido-riduzione**

Noi diremo che una certa reazione è di "**ossidazione**" se almeno un elemento che si trova nei reagenti con un certo stato di ossidazione passa, nei prodotti, ad uno stato di ossidazione MAGGIORE. Se, invece, lo stato di ossidazione diventa MINORE, allora diremo che la reazione è di "**riduzione**".

Dato che le variazioni del numero di ossidazione corrispondono a spostamenti di elettroni, è ovvio che ogni reazione di ossidazione sarà accompagnata da una di riduzione, per cui noi parliamo sempre di reazioni di "**ossido-riduzione**".

La sostanza reagente che contiene un elemento il cui stato di ossidazione è aumentato nei prodotti si chiama "**sostanza riducente**" (in quanto implica la riduzione di almeno uno dei prodotti di reazione) oppure "**sostanza ossidata**"; la sostanza reagente che, invece, contiene un elemento il cui stato di ossidazione si è ridotto nei prodotti, si chiama "**sostanza ossidante**" (in quanto implica l'ossidazione di almeno uno dei reagenti) oppure "**sostanza ridotta**".

### **Reazioni di formazione**

Le reazioni più semplici con cui si ha a che fare sono quelle in cui si ha la formazione di uno o più composti a partire semplicemente dagli elementi: un esempio immediato è la formazione di cloruro di idrogeno HCl a partire da idrogeno e cloro. Reazioni di questo tipo, nelle quali cioè un determinato composto si forma a partire dagli elementi costituenti, vengono definite "**reazioni di formazione**" del composto in questione: come risulterà evidente tra poco, si tratta di reazioni di ossido-riduzione.

## **Numero di ossidazione nei composti binari di tipo salino**

I *composti binari di tipo salino* sono composti costituiti da ioni di segno opposto, come ad esempio l'NaCl (composto da Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>) oppure il BaO (composto da Ba<sup>2+</sup> e O<sup>2-</sup>): *nei composti binari di tipo salino, il numero di ossidazione di ciascun elemento è pari alla carica elettrica dello ione corrispondente*. Per esempio, nell'NaCl, il sodio Na ha numero di ossidazione +1 in quanto il suo ione porta 1 carica positiva, mentre il cloro Cl ha numero di ossidazione -1 in quanto il suo ione porta 1 carica negativa; in modo analogo, nel composto BaO, il bario ha numero di ossidazione +2 mentre l'ossigeno ha numero di ossidazione -2.

## Regole generali per la determinazione del numero di ossidazione

Si nota dunque come i composti binari di tipo salino siano i più facili dal punto di vista della determinazione del numero di ossidazione degli elementi costituenti. Per tutti gli altri composti, infatti, è indispensabile la conoscenza della loro struttura e delle loro proprietà: in particolare, è necessario conoscere i tipi di legami che tengono uniti gli atomi ed è necessario fare considerazioni sulla disposizione degli elettroni. Tuttavia, data l'importanza rivestita dal concetto di numero di ossidazione, sono state individuate alcune regole empiriche che ne facilitano il calcolo anche nei casi più complessi. Le regole sono le seguenti:

1. La prima e più elementare regola dice che *il numero di ossidazione degli atomi nelle sostanze elementari è sempre 0*: ad esempio, tutti gli atomi che compaiono nelle sostanze  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $S_8$  hanno numero di ossidazione =0;
2. *Ci sono molti elementi che hanno un solo numero di ossidazione*, a prescindere dal composto in cui si trovano; i suddetti elementi sono i seguenti:

metalli alcalini (I gruppo): **Li, Na, K, Rb, Cs** : +1

metalli alcalino-terrosi (II gruppo): **Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra** : +2

**Cd, Zn**: +2

**Al**: +3

**F**: -1

3. *L'idrogeno ha sempre numero di ossidazione +1*, tranne che nei composti con elementi che presentano un numero di ossidazione comunque positivo: in questi casi, l'idrogeno presenta numero di ossidazione -1;
4. *L'ossigeno, presenta sempre numero di ossidazione -2*, tranne che nei cosiddetti "composti perossidici", come  $H_2O_2$  e simili, nei quali presenta invece numero di ossidazione -1; da ricordare inoltre che, nei composti perossidici, tutti gli elementi diversi dall'ossigeno presentano sempre (tranne rarissime eccezioni) il loro numero di ossidazione massimo;
5. Esclusi dunque tutti gli elementi sopra citati, tutti gli altri elementi presentano invece un numero di ossidazione variabile: tuttavia, per ogni elemento tra questi, *il numero di ossidazione può variare tra un valore massimo positivo che è pari al numero del gruppo al quale l'elemento appartiene ed un valore minimo negativo che è invece pari al numero del gruppo diminuito di 8 unità*;
6. *In ogni composto neutro, a prescindere dagli elementi che lo compongono, la sommatoria dei numeri di ossidazione deve essere nulla*;
7. *In ogni composto elettricamente carico (ione monoatomico o poliatomico), la sommatoria dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi deve essere pari al valore della carica elettrica*.

Sulla base di queste regole è possibile, dato un composto nel quale si vogliono calcolare i numeri di ossidazione dei vari elementi, è possibile impostare delle equazioni che diano tali numeri.

Per quanto riguarda il punto 2, cioè gli elementi a stato di ossidazione fisso, c'è anche da dire che ci sono alcuni elementi che presentano quasi sempre lo stesso numero di ossidazione, tranne in alcuni casi rari: per esempio, tutti i **metalli terrosi** (III gruppo), ossia alluminio, gallio, indio e tallio, ed in più il boro, che è in cima al gruppo ma è un non-metallo, presentano quasi sempre numero di ossidazione +3 (l'alluminio sempre); inoltre, l'argento, che è un metallo nobile, presenta quasi sempre numero di ossidazione +1; anche il bismuto, che è l'ultimo elemento del gruppo V (gruppo dell'azoto), ha quasi sempre numero di ossidazione +3.

### **Esempio**

Consideriamo il composto  $\text{HNO}_3$  (acido nitrico) La prima cosa da fare è vedere se compare uno degli elementi che hanno 1 solo numero di ossidazione: purtroppo qui non c'è nessuno di quegli elementi. La seconda cosa è considerare l'idrogeno e l'ossigeno, i quali presentano quasi sempre 1 solo numero di ossidazione e, solo eccezionalmente, presentano il valore -1: l'idrogeno presenta il valore -1 solo nei composti con elementi che presentano sempre numero di ossidazione positivo e non è il nostro caso, per cui per l'idrogeno avremo +1; l'ossigeno presenta -1 solo nei composti perossidici e questo non è uno di essi, per cui per l'ossigeno avremo -2; resta da determinare il numero di ossidazione per l'azoto: ci basta impostare una equazione dove indichiamo con x il numero ricercato. Ricordando che il numero di ossidazione è relativo a CIASCUN atomo che compare nella formula del composto, abbiamo che

$$1*(+1) + 1*(x) + 3*(-2) = 0$$

da cui si ricava che  $x=+5$ .

Anche se si tratta di un caso semplice, possiamo fare un controllo sul risultato ottenuto, verificando che x sia minore del numero del gruppo al quale appartiene l'azoto e maggiore di questo numero diminuito di 8: dato che l'azoto appartiene al 5° gruppo, effettivamente  $x=5$  è compreso nell'intervallo  $[-3,5]$ , per cui è corretto.

Da questo esempio non emerge molto chiaro un fatto: come si fa a stabilire se, nel composto considerato, sono presenti dei "gruppi perossidici", ossia gruppi di atomi in cui l'atomo di ossigeno presenta numero di ossidazione -1. Di questa questione ci occuperemo tra breve.

### **Esempio**

Consideriamo lo ione poliatomico  $\text{S}_2\text{O}_8^{--}$ : in questo caso nessuno dei due elementi presenta numero di ossidazione fisso; non sappiamo inoltre se il composto contenga atomi di ossigeno di tipo perossidico. Si procede allora in questo modo: si suppone che non ci siano atomi di questo tipo, per cui si attribuisce all'ossigeno numero di ossidazione -2; si fa quindi il calcolo del numero di ossidazione dello zolfo mediante una equazione come quella dell'esempio precedente. Una volta trovato il presunto numero di ossidazione dello zolfo, si controlla se appartiene all'intervallo di variabilità determinato dal gruppo al quale lo zolfo appartiene: se rientra nell'intervallo, allora la nostra ipotesi dell'assenza di atomi di ossigeno perossidici è corretta; in caso contrario, bisognerà fare qualche altro calcolo. Ma andiamo con ordine: nell'ipotesi che ciascun atomo di ossigeno abbia numero di ossidazione -2, l'equazione è

$$2*(x) + 8*(-2) = -2$$

da cui si ricava  $x=7$ . Da notare il secondo membro dell'equazione, che è pari alla carica elettrica portata dallo ione.

Facendo adesso lo stesso controllo fatto nell'esempio precedente, si trova che  $x$  non è contenuto nell'intervallo  $[-2,6]$ , dove 6 è il numero del gruppo al quale appartiene lo zolfo. Il fatto che  $x$  non rientri nell'intervallo ammesso ci dice che ci sono uno o più atomi di ossigeno perossidici. Ci viene allora in aiuto un principio, secondo il quale, *nei composti perossidici (tranne in rarissime eccezioni), gli atomi degli elementi diversi dall'ossigeno presentano sempre il loro massimo numero di ossidazione*. In questo caso, gli atomi diversi dall'ossigeno sono quelli di zolfo: il massimo numero di ossidazione dello zolfo è +6 e quindi questo sarà il numero di ossidazione dei due atomi di zolfo presenti nel nostro ione.

Detto questo, possiamo anche trovare quanti sono gli atomi di ossigeno di tipo perossidico (che quindi hanno numero di ossidazione  $=-1$ ) e quanti quelli che invece hanno numero di ossidazione  $=-2$ ; c'è da impostare anche qui una equazione: dato che ci sono in tutto 8 atomi di ossigeno nella molecola  $S_2O_8^-$ , se  $x$  è il numero di atomi perossidici,  $(8-x)$  sarà il numero di atomi "normali" di ossigeno, per cui avremo che

$$(8-x)*(-2) + x*(-1) + 2*(+6) = -2$$

da cui  $x=2$ . In conclusione, nello ione poliatomico  $S_2O_8^{--}$ , abbiamo i 2 atomi di zolfo con numero di ossidazione +6 (valore massimo), 2 atomi di ossigeno perossidici (aventi cioè numero di ossidazione  $=-1$ ) e 6 atomi di ossigeno con numero di ossidazione  $-2$ .

## I composti binari

### Introduzione

Cominciamo adesso ad introdurre quali sono i principali tipi di composti con cui noi avremo a che fare. Successivamente, passeremo a vedere le rispettive regole di nomenclatura.

### Idruri

Abbiamo detto che l'idrogeno presenta numero di ossidazione +1 SOLO quando è legato ad un elemento che ha numero di ossidazione comunque negativo: gli unici elementi che possono avere numero di ossidazione negativo sono i cosiddetti "**non-metalli**", situati tutti a destra della tavola periodica. Al contrario, quando si lega con un "**metallo**", che avrà certamente numero di ossidazione positivo, l'idrogeno assume numero di ossidazione  $-1$ : *i composti dell'idrogeno con un metallo prendono il nome di "idruri"*.

## Alogenuri

Si chiamano “**alogenuri**” i composti binari dei 4 elementi del VII gruppo, che sono il fluoro (F), il cloro (Cl), il bromo (Br) e lo iodio (I), con un metallo. Questi 4 elementi (tra i quali solo il fluoro ha un solo numero di ossidazione e cioè -1) sono infatti detti “**alogeni**”, che in greco significa “generatori di sali”. La proprietà degli alogenuri è che i 4 elementi alogeni presentano sempre numero di ossidazione =-1. La formula bruta degli alogenuri è quindi del tipo



dove X è uno dei 4 alogeni, M è un metallo ed il suffisso n è pari al numero di ossidazione del metallo. Quando l'alogeno è il fluoro abbiamo i **fluoruri**; quando si tratta del cloro abbiamo i **cloruri**; quando si tratta di bromo o iodio abbiamo rispettivamente i **bromuri** o gli **ioduri**.

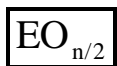
Ad esempio, consideriamo il composto binario formato da sodio Na e da iodio I: dato che il sodio ha numero di ossidazione fisso =+1, la formula sarà NaI (ioduro di sodio). Prendiamo poi un composto tra bario Ba e bromo Br: dato che il bario ha numero di ossidazione fisso +2, la formula sarà BaBr<sub>2</sub> (bromuro di bario).

Una particolare classe di alogenuri sono i composti binari degli alogeni con l'idrogeno: a tali composti si dà il nome di “**alogenuri di idrogeno**”. Questi composti sono caratterizzati dal fatto che, in soluzione acquosa, presentano delle forti proprietà acide (cioè, come vedremo meglio in seguito, tendono facilmente a liberare ioni idrogeno H<sup>+</sup>), tranne che nel caso di HF, che invece si comporta da acido debole.

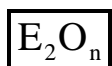
## Ossidi

I composti binari dell'ossigeno con i metalli prendono il nome di “**ossidi**”, mentre quelli con i non-metalli si chiamano più spesso “**anidridi**” (ad eccezione dei composti dell'ossigeno con il fluoro che invece prendono il nome di “**fluoruri**”). Negli ossidi e nelle anidridi, l'ossigeno ha SEMPRE numero di ossidazione -2, il che implica che la loro formula bruta sia sempre del tipo E<sub>2/n</sub>O, dove E è un qualsiasi elemento della tavola periodica (tranne il fluoro) e dove n è il suo numero di ossidazione. Per evitare la presenza di indici frazionari, esiste la seguente convenzione per la scrittura delle formule brute degli ossidi:

- quando il numero di ossidazione n dell'altro elemento è pari, la formula sarà



- quando il numero di ossidazione n dell'altro elemento è dispari, la formula sarà



## I composti ternari

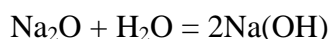
### Idrossidi

Si chiamano “**idrossidi**” (o anche “**basi**”) tutti i composti ternari che si formano trattando con l’acqua (da cui “idro”) gli ossidi dei metalli (cioè i composti binari dell’ossigeno con i metalli, al contrario degli anidridi che sono i composti dell’ossigeno con i non-metalli): gli idrossidi contengono il raggruppamento OH, che viene chiamato “**ossidrile**” e che non va confuso con lo ione idrossido OH<sup>-</sup>, in quanto è elettricamente neutro. La formula bruta di un idrossido è allora



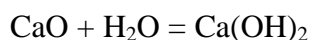
dove M è un qualsiasi metallo ed n è il suo numero di ossidazione.

Vediamo qualche esempio: se noi prendiamo l’ossido di sodio Na<sub>2</sub>O e lo trattiamo con acqua, abbiamo una reazione chimica del tipo seguente:



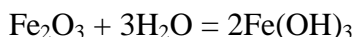
che è il cosiddetto “idrossido di sodio” o “soda caustica”.

In modo analogo, se prendiamo l’ossido di calcio CaO e lo trattiamo con acqua, abbiamo



che sarà l’ “idrossido di calcio”.

Un ultimo interessante esempio è il seguente: prendiamo il composto Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, che è un ossido ma al quale non diamo ancora un nome; trattandolo con acqua abbiamo



che è un idrossido. Non siamo ancora in grado di completare i nomi di Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> e di Fe(OH)<sub>3</sub> per il seguente motivo: il ferro è uno di quegli elementi che hanno un numero di ossidazione variabile; anche se noi, sulla base delle regole fornite qualche paragrafo fa, siamo in grado di stabilire quale sia il numero di ossidazione del ferro in quei 2 composti, vedremo che i nomi da attribuire ad essi dipenderanno proprio da tale numero e ce ne occuperemo più avanti. Per ora, anticipiamo che Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> è l’ossido ferrico e Fe(OH)<sub>3</sub> è l’idrossido ferrico.

Gli idrossidi degli elementi del I gruppo, ossia litio, sodio, potassio, rubidio, cesio e francio, sono molto solubili in acqua, ossia si dissociano facilmente, dando luogo a soluzione fortemente basiche (per via dell’elevata concentrazione dello ione idrossido OH<sup>-</sup> proveniente dalla dissociazione). Gli idrossidi degli altri metalli, invece, sono meno solubili in acqua e presentano proprietà basiche meno spiccate.

Una particolarità emerge per gli idrossidi di quei metalli aventi numero di ossidazione +3: infatti, la loro formula empirica, che a rigore dovrebbe essere M(OH)<sub>3</sub>, talvolta si presenta nella forma MO(OH). Un composto di questo tipo si ottiene da uno dell’altro tipo semplicemente sottraendo delle molecole d’acqua (ad esempio mediante semplice riscaldamento): si ha cioè una reazione del tipo



Questo è ad esempio ciò che accade con l'idrossido di alluminio  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (<sup>1</sup>).

## Ossoacidi

Gli "ossoacidi" sono i composti ternari che si formano trattando con acqua sia le anidridi (ossidi dei non metalli) sia anche gli ossidi di metalli aventi numero di ossidazione maggiore di 4. La formula bruta degli ossoacidi è

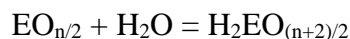


dove E è l'elemento (metallo o non metallo) dal quale il composto prende il nome.

Consideriamo per primi gli ossoacidi che contengono 1 solo atomo dell'elemento centrale nella formula bruta, ossia quelli in cui  $y=1$ . Intanto, come vedremo nel dettaglio più avanti, il nome di questi ossoacidi è dato da "acido..." seguito dal nome dell'elemento centrale e da un eventuale suffisso il cui significato sarà chiaro più avanti. Per gli ossoacidi con  $y=1$  (e solo per questi) c'è un metodo molto facile per ricavare gli indici  $x$  e  $z$  a partire dall'ossido o dalla anidride considerata: basta sommare una molecola di acqua. Ad esempio, supponiamo di avere un generico ossido la cui formula bruta sia



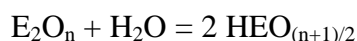
dove ricordiamo che  $n$  deve essere pari. Per ottenere la formula bruta del corrispondente ossoacido, ci basta sommare 1 sola molecola d'acqua, ossia



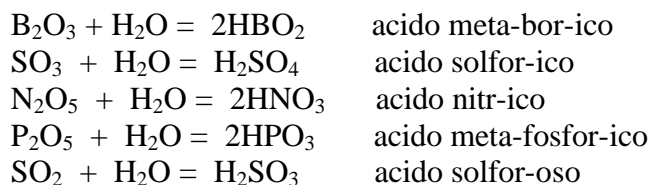
In modo analogo, se la formula dell'ossido fosse



con  $n$  dispari, si aggiunge 1 molecola di acqua e si ottiene



Vediamo allora qualche esempio.

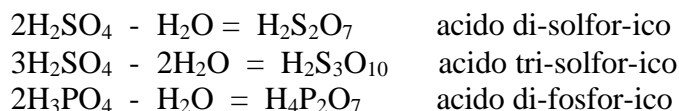


<sup>1</sup> La caratteristica degli idrossidi è che, se vengono sciolti in acqua, liberano ioni positivi del metallo da cui derivano e gruppi  $\text{OH}^-$ . Da qui deriva il fatto che le soluzioni degli idrossidi hanno proprietà fortemente basiche



## I poliossoacidi

Quando l'indice  $y$  di un ossoacido  $H_xA_yO_z$  è maggiore di 1, noi non parleremo di ossoacido, ma più propriamente di “**poliossoacido**”. Per ottenere la formula bruta di un poliossoacido, ossia per ottenere i valori di  $y$  e  $z$  ( $x$  ha lo stesso valore che ha nella formula dell'ossido o della anidride di provenienza), si usa sottrarre, una o più molecole di acqua da 2 o più molecole del corrispondente ossoacido. Per esempio:



Il numero di molecole di ossoacido da considerare ed il numero di molecole di acqua da sottrarre vanno presi in modo ragionato. Per esempio, consideriamo l'acido solforico  $H_2SO_4$  e cerchiamo il corrispondente poliossoacido. Proviamo a sottrarre 1 molecola di acqua: abbiamo



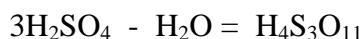
e non si tratta evidentemente di un ossoacido, ma di una anidride (lo zolfo è un non-metallo e quella è l'anidride solforica). Allora proviamo a prendere 2 molecole di acido solforico e a sottrarne una di acqua: otteniamo



e questo è un poliossoacido. Proviamo adesso a sottrarre 2 molecole di acqua:



Abbiamo ottenuto un'altra anidride. Prendiamo allora 3 molecole di acido solforico e sottraiamone una di acqua: otteniamo che



e al secondo membro non abbiamo un poliossoacido relativo a quell'ossido in quanto cambia, rispetto ad esso, il numero di atomi di idrogeno nella formula (da 2 a 4). Se, invece, sottraiamo 2 molecole di acqua, abbiamo che



e questo è un altro poliossoacido.

## Perossoacidi

I “**perossoacidi**” sono quei composti ternari che si ottengono trattando con acqua ossigenata  $H_2O_2$  (e non più con acqua semplice) le anidridi (ossidi dei non-metalli) oppure gli ossidi dei metalli aventi il loro massimo numero di ossidazione. E' possibile ottenere la formula bruta di perossoacido con il seguente metodo formale: dato l'ossido del quale si vuole ottenere il perossoacido, si prende la formula dell'ossido corrispondente (ottenibile sommando 1 molecola di acqua) e si aggiunge un atomo di ossigeno. Nella realtà, ciò che succede è la sostituzione di un raggruppamento  $O^-$  dell'ossido con il raggruppamento perossidico  $O_2^{--}$ .

Per esempio, dato l'ossido  $\text{SO}_3$ , il corrispondente ossoacido sarà dato da



e quindi, aggiungendo 1 atomo di ossigeno, si ottiene il perossoacido  $\text{H}_2\text{SO}_5$ , che è l'acido perossosolforico (<sup>2</sup>).

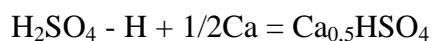
## I Sali

I "sali" sono dei composti che si ottengono, *in modo formale*, sostituendo uno o più atomi di idrogeno di un ossoacido o di un perossoacido con la quantità equivalente di un metallo. Con "quantità equivalente" noi ci riferiamo a questo: se N è il numero di ossidazione del metallo da sostituire all'idrogeno, la quantità di tale metallo equivalente ad 1 atomo di idrogeno è pari a  $1/N$ .

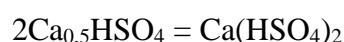
Abbiamo parlato di sostituzione di atomi di idrogeno con atomi di un metallo. Bisogna allora specificare quali sono gli atomi di idrogeno che si possono sostituire. Gli ossoacidi e i perossoacidi sono composti ternari ottenuti trattando con acqua (ossoacidi) e con acqua ossigenata (perossoacidi) le anidridi (ossidi dei non-metalli) oppure gli ossidi dei metalli con numero di ossidazione  $\geq 4$ . In tali composti, dunque, l'idrogeno e l'ossigeno sono legati in qualche modo sia tra loro sia con un metallo M o un non-metallo B (quello dal quale il composto prende il nome). Allora, gli atomi di idrogeno da poter sostituire con atomi di un altro metallo sono solo quelli dei raggruppamenti OH legati ad M o B. Questo implica che, per scrivere la corretta formula di un sale, è necessario conoscere la formula di struttura dell'ossoacido o del perossoacido: solo così si possono infatti individuare gli atomi di idrogeno che sono sostituibili. Tuttavia, nella pratica si sa che, per la maggior parte degli ossoacidi, tutti gli atomi di idrogeno sono effettivamente sostituibili. Ci sono ovviamente delle eccezioni: tra le più ricorrenti citiamo l'*acido fosfinico*  $\text{H}_3\text{PO}_2$ , nel quale 1 solo atomo di H è sostituibile, e l'*acido fosfonico*  $\text{H}_3\text{PO}_3$ , nel quale gli atomi di idrogeno sostituibili sono 2 e non 3.

Vediamo qualche esempio.

Consideriamo l'acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , che è un ossoacido ottenuto sommando una molecola di acqua al triossido di zolfo  $\text{SO}_3$ . In questo ossoacido, tutti gli atomi di idrogeno si possono sostituire. Dobbiamo scegliere il metallo da aggiungere: prendiamo ad esempio il calcio. Troviamo allora la quantità di atomi di calcio equivalenti ad un atomo di idrogeno: il numero di ossidazione di Ca è +2, per cui  $1/2$  è il numero di atomi di metallo equivalenti ad 1 atomo di idrogeno. Sottraendo un solo atomo di idrogeno, abbiamo dunque che



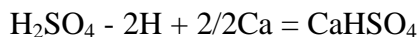
Possiamo aggiustare la formula del sale ottenuto in questo modo:



Abbiamo ottenuto il cosiddetto "idrogeno-solfato di calcio".

<sup>2</sup> Abbiamo detto che ossoacidi, poliossoacidi e perossoacidi si ottengono FORMALMENTE aggiungendo acqua ai corrispondenti ossidi o alle corrispondenti anidridi: con il termine "formalmente" intendiamo dire che il trattamento con acqua è utile per arrivare alla loro formula, ma non è certo il metodo pratico con il quale questi composti si ottengono in laboratorio

Se invece noi sottraessimo entrambi gli atomi di idrogeno, avremmo



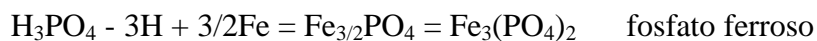
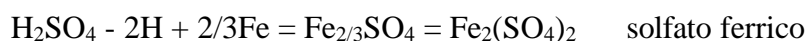
e questo è il “solfato di calcio”.

Prendiamo adesso l' $\text{H}_3\text{PO}_2$ , ossia quell'acido fosfinico che abbiamo detto possedere 2 soli atomi di idrogeno sostituibili: scegliendo ancora una volta il calcio come metallo, abbiamo



e questo è il “fosfinato di calcio”.

Altri esempi di sali sono i seguenti:



Autore: **Sandro Petrizzelli**

e-mail: [sandry@iol.it](mailto:sandry@iol.it)

sito personale: <http://users.iol.it/sandry>

succursale: <http://digilander.iol.it/sandry1>