

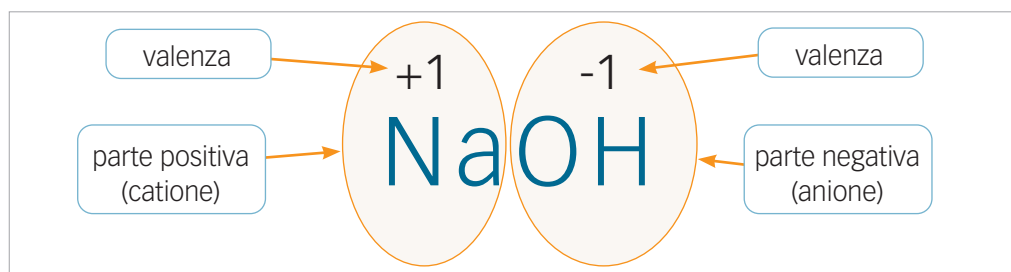
# Ioni e sali

## 1. Gli ioni

Le molecole sono **eletttricamente neutre**. Infatti, come abbiamo già visto, sottostanno al principio della **eletttroneutralità**.

Molte molecole inorganiche, però, sono ioniche e si dividono in due «parti», una positiva e l'altra negativa.

Per convenzione si scrive la formula partendo da sinistra con la parte positiva e si completa a destra con la parte negativa (**FIGURA 1**).

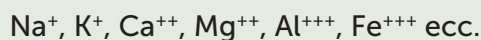


**FIGURA 1** Schema ionico di una molecola

I composti ionici si dividono in specie elettricamente cariche.

Gli ioni positivi sono detti **cationi** e i negativi **anioni**; è chiaro comunque che la somma totale delle cariche portate da tutti gli ioni è sempre zero.

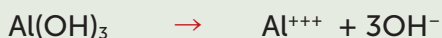
I cationi più diffusi sono di origine metallica:



Il segno «+» è la carica (positiva), e il numero di + indica di quante cariche positive è carico il catione.

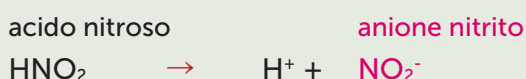
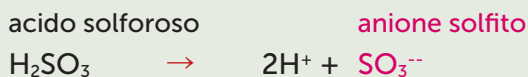
Vi è anche un catione non metallico, **NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**, chiamato ammonio (perché deriva dall'ammoniaca NH<sub>3</sub>).

Gli **idrossidi** producono **anioni ossidrilici e cationi metallici**:



Come si può notare si passa dall'idrossido di alluminio in forma molecolare alla forma ionica, ma la somma delle cariche è sempre nulla poiché alla presenza di 1 catione alluminio con carica 3 volte positiva si hanno 3 gruppi ossidrilici (carica -1), che confermano il principio di eletttroneutralità.

Gli **acidi** producono **cationi idrogeno e anioni**:



|                         |               |                 |                          |
|-------------------------|---------------|-----------------|--------------------------|
| acido nitrico           |               |                 | <b>anione nitrato</b>    |
| $\text{HNO}_3$          | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{NO}_3^-$          |
| acido fosforico         |               |                 | <b>anione fosfato</b>    |
| $\text{H}_3\text{PO}_4$ | $\rightarrow$ | $3\text{H}^+ +$ | $\text{PO}_4^{3-}$       |
| acido ipocloroso        |               |                 | <b>anione ipoclorito</b> |
| $\text{HClO}$           | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{ClO}^-$           |
| acido cloroso           |               |                 | <b>anione clorito</b>    |
| $\text{HClO}_2$         | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{ClO}_2^-$         |
| acido clorico           |               |                 | <b>anione clorato</b>    |
| $\text{HClO}_3$         | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{ClO}_3^-$         |
| acido perclorico        |               |                 | <b>anione perclorato</b> |
| $\text{HClO}_4$         | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{ClO}_4^-$         |

La nomenclatura tradizionale è semplice: gli acidi con desinenza **-oso** danno anioni con desinenza **-ito**, mentre gli acidi con desinenza **-ico** danno anioni con desinenza **-ato**.

Gli **idracidi** generano degli **anioni** con la desinenza **-uro**:

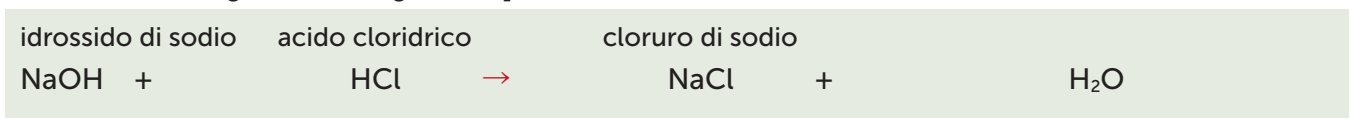
|                      |               |                 |                 |
|----------------------|---------------|-----------------|-----------------|
| acido cloridrico     |               |                 | <b>cloruro</b>  |
| $\text{HCl}$         | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{Cl}^-$   |
| acido bromidrico     |               |                 | <b>bromuro</b>  |
| $\text{HBr}$         | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{Br}^-$   |
| acido fluoridrico    |               |                 | <b>fluoruro</b> |
| $\text{HF}$          | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{F}^-$    |
| acido iodidrico      |               |                 | <b>ioduro</b>   |
| $\text{HI}$          | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{I}^-$    |
| acido cianidrico     |               |                 | <b>cianuro</b>  |
| $\text{HCN}$         | $\rightarrow$ | $\text{H}^+ +$  | $\text{CN}^-$   |
| acido solfidrico     |               |                 | <b>solfuro</b>  |
| $\text{H}_2\text{S}$ | $\rightarrow$ | $2\text{H}^+ +$ | $\text{S}^{2-}$ |

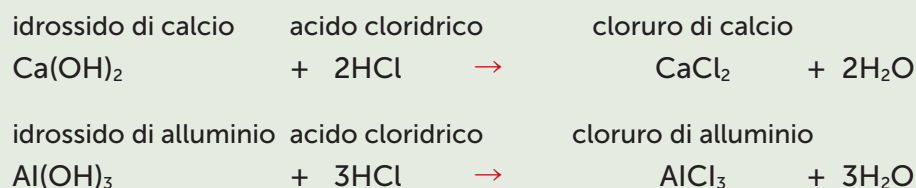
Anche i cationi diversi di atomi uguali hanno questo tipo di nomenclatura:

**$\text{Fe}^{2+}$  catione ferroso, o ferro II, valenza 2**

**$\text{Fe}^{3+}$  catione ferrico, o ferro III, valenza 3**

Gli **idrossidi** reagiscono con gli **acidi** per formare i **sali**:





Queste reazioni vengono dette di **scambio ionico** in quanto si realizza un vero e proprio scambio nel quale il catione dell'idrossido si unisce all'anione dell'acido per formare il sale, mentre l'ossidrilico dell'idrossido si unisce allo ione idrogeno dell'acido per formare acqua (FIGURA 5).

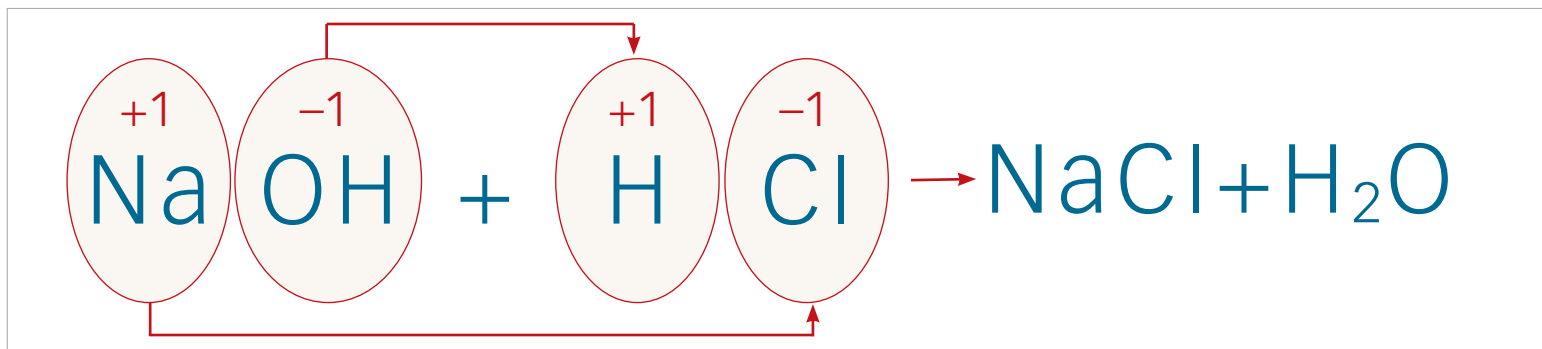
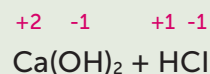


FIGURA 5 Schema dello scambio ionico tra idrossido di sodio e acido cloridrico

Questa reazione è la più semplice in quanto sia l'acido che l'idrossido sono monovalenti (NaOH ha un solo  $\text{OH}^-$  e HCl un solo  $\text{H}^+$ ); per le altre reazioni più complesse si deve operare con più attenzione. Facciamo reagire, adesso, l'acido cloridrico (HCl) con l'idrossido di calcio  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ . Si comincia la reazione scrivendo i reagenti e le valenze non dei singoli atomi, ma degli ioni:



La valenza, o stato di ossidazione, si ottiene consultando la tavola periodica per i singoli atomi e facendo la somma delle valenze atomiche per gli ioni composti da più atomi. Per trovare i nuovi composti si effettua lo scambio ionico (FIGURA 6).

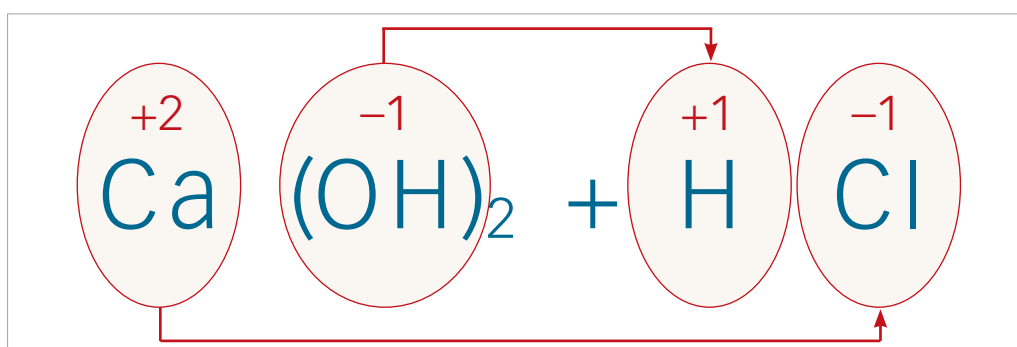
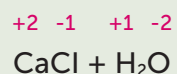
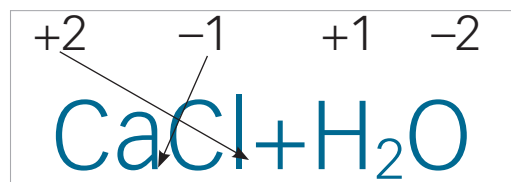


FIGURA 6 Schema di scambio ionico

Si ottengono così i seguenti prodotti:



L'acqua è già elettricamente neutra, mentre per il sale occorre incrociare le valenze:



La reazione totale con le cariche bilanciate diventa:



La reazione è elettricamente bilanciata, ma occorre bilanciare le masse: si contano gli atomi presenti dalla parte dei reagenti e si confrontano con quelli presenti nei prodotti, quindi si apportano le correzioni del caso.

Per bilanciare le masse delle specie chimiche nelle reazioni si utilizzano dei coefficienti moltiplicativi detti **coefficienti stechiometrici**.

Questi ultimi si pongono alla sinistra della formula della molecola e moltiplicano tutti i coefficienti di formula presenti ai pedici degli atomi della stessa formula.

Questo significa, per esempio, che se poniamo un 3 come coefficiente stechiometrico dell'idrossido di calcio  $[\text{Ca(OH)}_2]$  abbiamo un totale di 3 atomi di calcio ( $3 \cdot 1$ ), 6 atomi di ossigeno ( $3 \cdot 2 \cdot 1$ ) e 6 atomi di idrogeno ( $3 \cdot 2 \cdot 1$ ).

Tornando alla reazione, possiamo vedere che il calcio è già bilanciato, il cloro no poiché vi sono 2 atomi a destra della freccia e 1 a sinistra. Per correggere occorre mettere un 2 come coefficiente stechiometrico all'acido cloridrico:



Gli idrogeni non sono bilanciati, ce ne sono 4 dalla parte dei reagenti e solo 2 dalla parte dei prodotti, dunque bisogna aggiungere un 2 come coefficiente stechiometrico all'acqua e la reazione è completamente bilanciata poiché l'ossigeno si bilancia simultaneamente all'idrogeno:



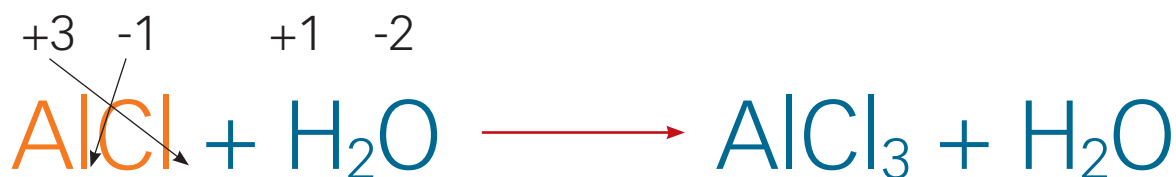
Facciamo un altro esempio prendendo in considerazione la reazione tra idrossido di alluminio ed acido cloridrico:



I prodotti di reazione saranno:



L'acqua è elettricamente neutra, mentre il sale non ha le cariche bilanciate. Si esegue quindi il bilanciamento:



La reazione bilanciata dal punto di vista elettronico sarà:



Si completa la reazione facendo il bilanciamento della massa, partendo sempre dal metallo (Al), che in questo caso è 1 nei reagenti e 1 nei prodotti.

Si passa poi all'anione dell'acido, il cloruro (Cl<sup>-</sup>): ne sono presenti 1 nei reagenti e 3 nei prodotti.

Si bilancia il cloruro (Cl<sup>-</sup>) aggiungendo un 3 come coefficiente stechiometrico all'acido cloridrico:



Si completa la reazione bilanciando l'idrogeno, infatti ce ne sono 6 dalla parte dei reagenti e 2 da quella dei prodotti.

Basta moltiplicare l'acqua per il coefficiente stechiometrico 3:

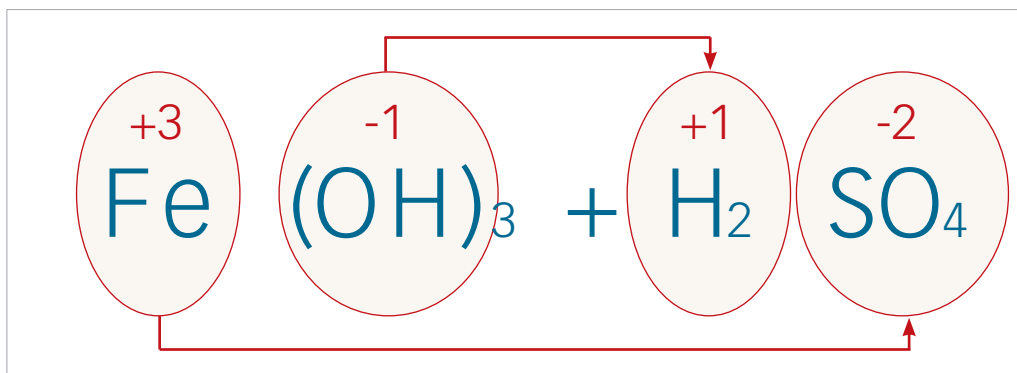


L'ossigeno viene bilanciato simultaneamente all'idrogeno.

## 2. Reazioni più complesse

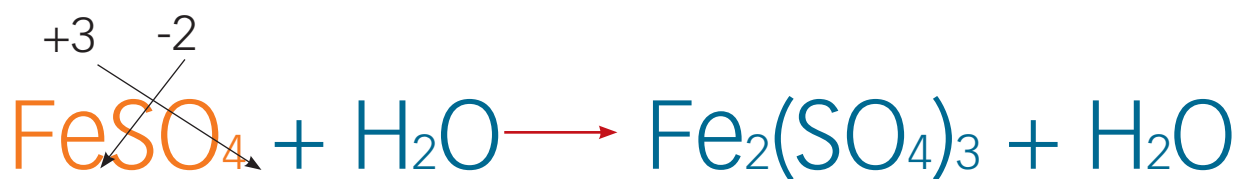
**La valenza di un acido è data dal numero di idrogeni presenti, mentre la valenza di un idrossido dal numero di ossidrili.**

Le reazioni più complesse avvengono tra un **acido bivalente** e una **base trivalente**, oppure tra un **acido trivalente** e una **base bivalente**. Vediamo alcuni esempi. In **FIGURA 8** è rappresentato il meccanismo di scambio ionico tra idrossido ferrico e acido solforico.

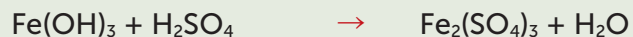


**FIGURA 8** Schema di scambio ionico

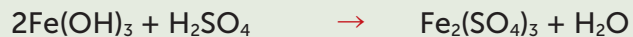
Lo scambio ionico porta alla formazione dei seguenti composti che bilanciati danno:



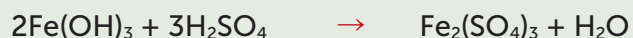
Si noti che quando un catione o un anione è composto da più di un atomo, per aggiungere il coefficiente di formula occorre metterlo tra parentesi. La reazione diviene così:



Bilanciando gli ioni ferrici:



Bilanciando gli ioni solfato:



A questo punto non rimane che bilanciare l'idrogeno.

Ce ne sono 12 nei reagenti e 2 nei prodotti, quindi si moltiplica l'acqua per il coefficiente stechiometrico 6:



La reazione è così bilanciata.

Facciamo un altro esempio: la reazione tra **idrossido di calcio** e **acido fosforico** (FIGURA 9).

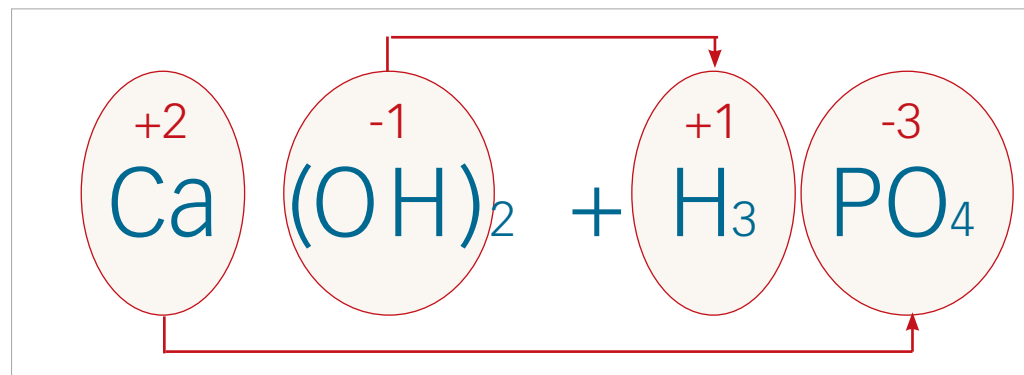


FIGURA 9 Schema di scambio ionico

Si procede analogamente all'esempio visto in precedenza:

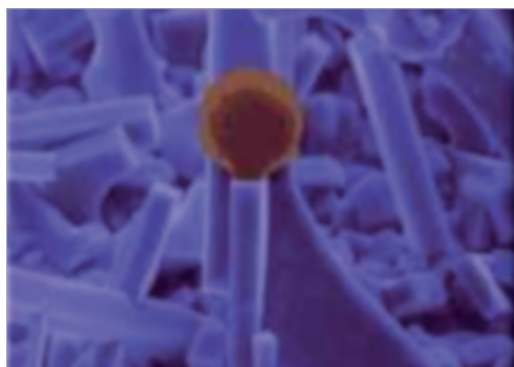


FIGURA 10 Uno ione metallico

La reazione diviene:



Bilanciando gli ioni calcio:



Bilanciando gli ioni fosfato:



A questo punto non rimane che bilanciare l'idrogeno: ci sono 12 atomi nei reagenti e 2 nei prodotti.

Si moltiplica l'acqua per il coefficiente stechiometrico 6:



La reazione è così bilanciata.

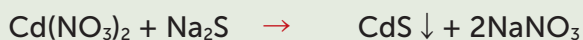
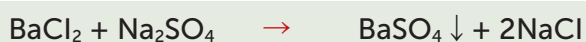
### 3. Scambio ionico tra sali

Le reazioni di scambio ionico non avvengono solamente tra un acido e un idrossido, ma anche tra **due sali**.

I sali sono in larga parte abbastanza solubili in acqua, ci sono però molti sali che sono poco solubili, e questi possono essere originati dalla reazione di due sali solubili.

I prodotti così ottenuti vengono chiamati **precipitati**, poiché una volta formati dopo poco tempo si trovano nel fondo del recipiente che li contiene (corpo di fondo).

Alcune reazioni di questo tipo sono:



I precipitati si indicano con una **freccia rivolta verso il basso**.

Queste reazioni si bilanciano come le altre reazioni di scambio ionico.

### 4. Altri sali

Oltre ai sali fin qui esaminati, ne esistono altri provenienti da **acidi diprotici** (con due idrogeni) o **triprotici** (con tre idrogeni), che non sono neutralizzati completamente.

Un primo esempio è il **bicarbonato di sodio** ( $\text{NaHCO}_3$ ) detto anche carbonato acido.

Se facciamo reagire l'acido carbonico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) con 2 molecole di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) otteniamo il carbonato di sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ):



Ma se l'acido carbonico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) reagisce con una sola molecola di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) otteniamo il bicarbonato di sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ):



L'acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) reagisce con 2 molecole di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) producendo il solfato di sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ):



Ma se l'acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) reagisce con una sola molecola di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) otteniamo il bisolfato di sodio ( $\text{NaHSO}_4$ ):





FIGURA 11 Il mare, inesauribile fonte di sali

Ultimo esempio è l'acido fosforico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) che con 3 molecole di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) produce il fosfato di sodio ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ):



Ma se l'acido fosforico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) reagisce con 1 molecola di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) si ottiene il fosfato biacido ( $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ):



Se infine l'acido fosforico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) reagisce con 2 molecole di idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ) si ottiene il fosfato monoacido ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ):



## 5. Reazioni di formazione di sali

È possibile produrre chimicamente dei sali sfruttando altri tipi di reazione.

Prendiamo ad esempio il **solfato di zinco** ( $\text{ZnSO}_4$ ) e vediamo in quanti modi possiamo produrlo.

Reazione di scambio ionico tra idrossido di zinco [ $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ] e acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



Metallo (Zn) con acido ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



Ossido ( $\text{ZnO}$ ) con acido ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



Idrossido [ $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ] con anidride ( $\text{SO}_3$ ):



Ossido ( $\text{ZnO}$ ) con anidride ( $\text{SO}_3$ ):



Sale ( $\text{ZnCl}_2$ ) con acido ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):



Sale ( $\text{ZnCl}_2$ ) con altro sale ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ):

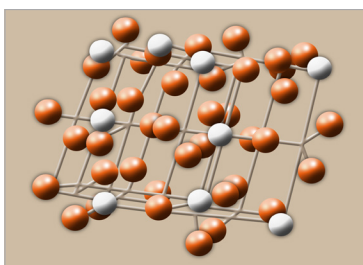




FIGURA 12 Cloruro di zinco (ZnCl<sub>2</sub>)

TABELLA 1 Riepilogo delle reazioni di formazione di sali

|  |   |  |
|--|---|--|
| acido + idrossido                      | → | sale + acqua                           |
| metallo + acido                        | → | sale + idrogeno                        |
| ossido + acido                         | → | sale + acqua                           |
| idrossido + anidride                   | → | sale + acqua                           |
| ossido + anidride                      | → | sale                                   |
| acido <sub>1</sub> + sale <sub>1</sub> | → | sale <sub>2</sub> + acido <sub>2</sub> |
| sale <sub>1</sub> + sale <sub>2</sub>  | → | sale <sub>3</sub> + sale <sub>4</sub>  |

FIGURA 13 CaCO<sub>3</sub> (struttura)

## 6. Altri tipi di reazione

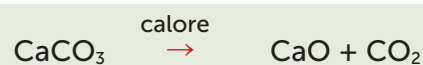
Non esistono solo le reazioni di scambio ionico, per questo motivo proponiamo di seguito gli altri tipi di reazioni di composti inorganici.

**Scambio semplice:**



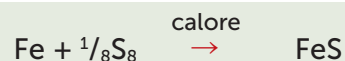
Lo zinco sostituisce l'idrogeno e con lo ione cloruro (Cl<sup>-</sup>) forma il cloruro di zinco. In effetti questa reazione è un'ossidazione.

**Decomposizione:**



Scaldando il carbonato di calcio (CaCO<sub>3</sub>) a 500 °C si ottiene la sua decomposizione in ossido di calcio (CaO) e anidride carbonica (CO<sub>2</sub>).

**Sintesi:**



Ferro e zolfo (elementi puri) a caldo reagiscono e si sintetizza il solfuro ferroso (FeS).

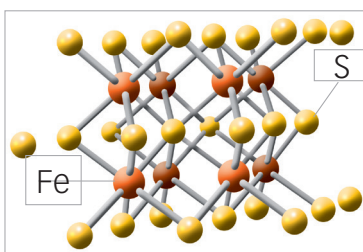


FIGURA 14 FeS (struttura)

## 7. Nomenclatura I.U.P.A.C. di anioni

Gli anioni hanno una nomenclatura I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry) che utilizza solamente la desinenza **-ato**, tiene conto del numero di atomi di ossigeno presenti nella molecola e indica con i numeri romani la valenza dell'atomo centrale (TABELLA 2).

TABELLA 2 Nomenclatura I.U.P.A.C. di anioni

| Formula                       | Nome non sistematico | Nome I.U.P.A.C.              |
|-------------------------------|----------------------|------------------------------|
| CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | Carbonato            | Triossocarbonato (IV)        |
| HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> | Bicarbonato          | Triossidrogenocarbonato (IV) |
| NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>  | Nitrito              | Diossonitrato (III)          |
| NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>  | Nitrato              | Triossonitrato (V)           |
| SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | Solfito              | Triossosolfato (IV)          |

|                           |                   |                               |
|---------------------------|-------------------|-------------------------------|
| $\text{HSO}_3^-$          | Bisolfito         | Triossoidrogenosolfato (IV)   |
| $\text{SO}_4^{--}$        | Solfato           | Tetraossosolfato (VI)         |
| $\text{HSO}_4^-$          | Bisolfato         | Tetraossoidrogenosolfato (VI) |
| $\text{PO}_4^{---}$       | Fosfato           | Tetraossofosfato (V)          |
| $\text{HPO}_4^{--}$       | Fosfato monoacido | Tetraossoidrogenofosfato (V)  |
| $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ | Fosfato biacido   | Tetraossodidrogenofosfato (V) |
| $\text{ClO}^-$            | Ipoclorito        | Monossoclorato (I)            |
| $\text{ClO}_2^-$          | Clorito           | Diossoclorato (III)           |
| $\text{ClO}_3^-$          | Clorato           | Triossoclorato (V)            |
| $\text{ClO}_4^-$          | Perclorato        | Tetraossoclorato (VII)        |
| $\text{BO}_3^{---}$       | Borato            | Triossoborato (III)           |

## 8. Nomenclatura I.U.P.A.C. di sali

I sali hanno una nomenclatura I.U.P.A.C. che tiene conto del numero di atomi di ossigeno presenti nella molecola (TABELLA 3).

**TABELLA 3** Nomenclatura I.U.P.A.C. di sali

| Formula                      | Nome non sistematico          | Nome I.U.P.A.C.                            |
|------------------------------|-------------------------------|--|
| $\text{Na}_2\text{CO}_3$     | Carbonato di sodio            | Triossocarbonato di disodio (I)            |
| $\text{NaHCO}_3$             | Bicarbonato di sodio          | Triossoidrogenocarbonato di sodio (I)      |
| $\text{KNO}_2$               | Nitrito di potassio           | Diossonitrato di potassio (I)              |
| $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$   | Nitrato di calcio             | Triossonitrato di dicalcio (II)            |
| $\text{MgSO}_3$              | Solfito di magnesio           | Triossosolfato di magnesio (II)            |
| $\text{KHSO}_3$              | Bisolfito di potassio         | Triossoidrogenosolfato di potassio (I)     |
| $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | Solfato ferrico               | Tri-tetraossosolfato di diferro (III)      |
| $\text{NaHSO}_4$             | Bisolfato di sodio            | Tetraossoidrogenosolfato di sodio (I)      |
| $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ | Fosfato di magnesio           | Di-tetraossofosfato di trimagnesio (II)    |
| $\text{K}_2\text{HPO}_4$     | Fosfato monoacido di potassio | Tetraossoidrogenofosfato di dipotassio (I) |
| $\text{NaH}_2\text{PO}_4$    | Fosfato biacido di sodio      | Tetraossodidrogenofosfato di sodio (I)     |
| $\text{Ca}(\text{ClO})_2$    | Ipoclorito di calcio          | Di-monossoclorato di calcio (II)           |
| $\text{KClO}_2$              | Clorito di potassio           | Diossoclorato di potassio                  |
| $\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$  | Clorato ferrico               | Tri-triossoclorato di ferro (III)          |
| $\text{KClO}_4$              | Perclorato di potassio        | Tetraossoclorato di potassio (I)           |
| $\text{Na}_3\text{BO}_3$     | Borato di sodio               | Triossoborato di trisodio (I)              |