

## Ossidi e derivati

### 1. Principio della elettroneutralità

Gli atomi sono composti da particelle subatomiche più piccole: i protoni, i neutroni e gli elettroni.

I **protoni** sono **carichi positivamente** ed hanno carica convenzionale pari a +1.

I **neutroni** sono **particelle neutre**.

Gli **elettroni** sono carichi negativamente ed hanno carica convenzionale pari a -1.

In un atomo neutro il numero dei protoni è uguale a quello degli elettroni; ciò significa che la sua carica totale complessiva è zero.

Gli elementi gassosi, tranne i gas nobili, sono presenti in natura come molecole **biatomiche**, ad esempio  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$  ecc.

Gli atomi di queste molecole, essendo dello stesso tipo, sono perfettamente covalenti ed hanno una carica nulla.

Gli atomi delle molecole composte da elementi diversi possono assumere carica positiva o negativa a seconda della loro natura.

La carica elettrostatica formale assunta da un atomo si chiama **valenza** o **stato di ossidazione**.

In una generica molecola biatomica CaO si ha che l'ossigeno è più elettronegativo del calcio e assume una valenza pari a -2; il calcio (elettropositivo) di conseguenza assume una valenza pari a +2.

La somma della valenza del calcio (+2) con la valenza dell'ossigeno (-2) è nulla, questo significa che le cariche presenti nella molecola sono bilanciate e la molecola è perfettamente neutra.

**Il principio dell'elettroneutralità afferma che in una molecola la somma totale delle valenze degli atomi è sempre nulla.**

### 2. Molecole biatomiche ossigenate di metalli (ossidi basici)

I metalli reagiscono con l'ossigeno per formare composti binari chiamati **ossidi**, dove per **composto binario** si intende un composto formato qualitativamente da metallo e ossigeno.

Prendiamo in considerazione il sodio (Na), l'ossido del sodio avrà una generica formula:

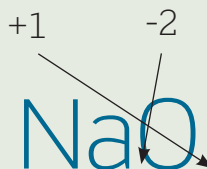


Il composto così scritto non sarà neutro elettricamente, infatti se si consulta la tavola periodica nella parte riguardante le valenze (o stati di ossidazione) si osserverà che il sodio ha valenza +1, mentre l'ossigeno -2. Facendo la somma algebrica abbiamo che  $+1 - 2 = -1$ , e quindi il composto non è neutro poiché la valenza totale non è nulla.

Per ottenere la vera formula dell'ossido di sodio si pongono le valenze degli atomi sui rispettivi simboli:



Successivamente si incrociano i valori positivi considerandoli come coefficienti di formula:



La formula così trovata risulta essere **Na<sub>2</sub>O**.

Il conteggio totale delle cariche è:

$$[2 \cdot (+1)] + [1 \cdot (-2)] = 0$$

dove:

- 2 è il coefficiente o indice di formula del sodio (numero di atomi di sodio presenti nella molecola);
- +1 è la valenza del sodio;
- 1 è il coefficiente o indice di formula dell'ossigeno (che per convenzione non deve essere segnato nella scrittura della formula);
- -2 è la valenza dell'ossigeno.

Un altro esempio è rappresentato dall'ossido del magnesio.

Si procede nello stesso modo del primo esempio. Si scrivono i simboli di magnesio e ossigeno:



Si pongono sopra i simboli i rispettivi stati di ossidazione (valenze):



In questo caso possiamo notare che la somma algebrica delle due valenze è già 0, quindi non c'è bisogno di incrociarle. La formula dell'ossido di magnesio è dunque **MgO**.

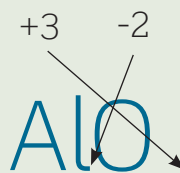
Completiamo il discorso degli ossidi metallici con l'esempio dell'alluminio. Si scrivono i simboli:



Si pongono le valenze sopra i simboli:



Si incrociano le valenze:



Si ottiene così la formula **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**.

Per maggiore sicurezza si effettua il conteggio totale delle cariche presenti nella molecola:

$$[2 \cdot (+3)] + [3 \cdot (-2)] = 0$$

dove:

- 2 è il numero di atomi di alluminio contenuti dalla molecola (coefficiente o indice di formula);
- +3 è la valenza dell'alluminio;
- 3 è il coefficiente o indice di formula dell'ossigeno;
- -2 la sua valenza.

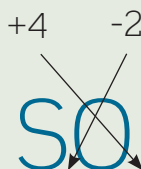
### 3. Molecole biatomiche di non metalli (anidridi o ossidi acidi)

I **non metalli** si comportano con l'ossigeno in maniera simile ai metalli, lo zolfo per esempio forma un composto binario con l'ossigeno:



Per ottenere la formula dell'anidride dello zolfo si pongono sopra i simboli le valenze. Per l'esempio dello zolfo possono essere due: +4 e +6.

Cominciamo con la valenza +4:



Incrociando come abbiamo visto in precedenza si ottiene:



Gli indici (o coefficienti) di formula ottenuti sono 2 e 4, che essendo numeri pari sono divisibili per 2. Perciò, semplificando, si ha:



Verifichiamo se la molecola è elettricamente neutra:  $[(1 \cdot (+4)) + [2 \cdot (-2))] = 0$ .

Per il caso dello zolfo con valenza 6 vale lo stesso procedimento e si arriva a:



Conteggiando le cariche si ha  $[(1 \cdot (+6)) + [3 \cdot (-2))] = 0$ .

### 4. Nomenclatura

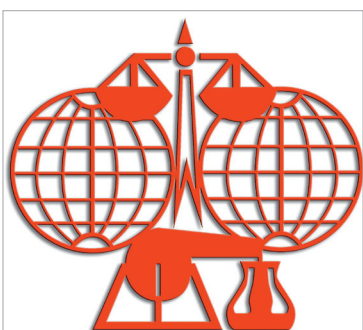
Una volta determinata una formula con il metodo visto in precedenza, è necessario che ci sia un sistema convenzionale che assegna a ciascuna formula il suo nome.

Vi sono due tipi di nomenclatura: quella **tradizionale** e quella **I.U.P.A.C.** (acronimo dell'inglese International Union of Pure and Applied Chemistry).

Gli ossidi dei metalli che posseggono solo una valenza (ad esempio Li, Na, K, Be, Ca, Al ecc.) vengono denominati semplicemente ossido di Li, Na ecc.; per quanto riguarda gli ossidi dei metalli che posseggono due valenze, al composto dove il metallo ha valenza minore si assegna la desinenza **-oso** mentre a quello con valenza maggiore la desinenza **-ico** ad esempio:

**FeO** ossido **ferroso** (ferro con valenza 2)

**Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** ossido **ferrico** (ferro con valenza 3)



**FIGURA 5** Logo della I.U.P.A.C. (International Union Of Pure and Applied Chemistry)

I composti ossigenati dei non metalli si chiamano anidridi, e vale lo stesso discorso fatto per gli ossidi:

**SO<sub>2</sub>** anidride solforosa (zolfo con valenza 4)

**SO<sub>3</sub>** anidride solforica (zolfo con valenza 6)

La nomenclatura moderna (I.U.P.A.C.) supera questa classificazione e considera tutti i composti (sia metallici che non metallici) ossidi, e introduce dei prefissi derivati dal greco:



**FIGURA 6** Paesi membri della I.U.P.A.C. (International Union Of Pure and Applied Chemistry)

- mono = uno;
- bi o di = due;
- tri = tre;
- tetra = quattro;
- penta = cinque;
- esa = sei;
- epta = sette;
- otta = otto;
- nona = nove;
- deca = dieci.

Questi prefissi vengono posti prima del nome dell'elemento che compone l'ossido, ad esempio le molecole già studiate avranno la seguente nomenclatura I.U.P.A.C.:

**SO<sub>2</sub>** biossido di zolfo

**SO<sub>3</sub>** triossido di zolfo

**FeO** monossido di ferro

**Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** triossido di diferro

## 5. Composti ossigenati di azoto e cloro

L'**azoto** ha cinque valenze positive 1, 2, 3, 4 e 5, quindi avrà cinque composti ossigenati le cui formule e nomenclatura sono riportate nella **TABELLA 1**.

Il **cloro** ha quattro valenze positive 1, 3, 5 e 7, quindi avrà quattro composti ossigenati le cui formule e nomenclatura sono riportate nella **TABELLA 2**.

**TABELLA 1** Formule e nomenclatura dei composti ossigenati dell'azoto

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
N <sub>2</sub> O	monossido di diazoto (I)	protossido di azoto
NO	monossido di azoto (II)	ossido di azoto
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di diazoto (III)	anidride nitrosa
NO <sub>2</sub>	diossido di azoto (IV)	ipoazotite
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di diazoto (V)	anidride nitrica

**TABELLA 2** Formule e nomenclatura dei composti ossigenati del cloro

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
Cl <sub>2</sub> O	monossido di dicloro (I)	anidride ipoclorosa
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di dicloro (III)	anidride clorosa
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di dicloro (V)	anidride clorica
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	eptaossido di dicloro (VII)	anidride perclorica

## 6. Reazioni: la legge della conservazione della massa

Gli elementi, sia metalli che non metalli, reagiscono con l'ossigeno per formare composti ossigenati detti, come abbiamo visto, **ossidi**.

Nei paragrafi precedenti abbiamo imparato a formulare questi ossidi applicando il principio della elettro-neutralità. Vediamo ora come avviene una **reazione di ossidazione**.



**FIGURA 8** Fase iniziale di una reazione chimica: il colorante violetto della bottiglia a sinistra non ha ancora reagito



**FIGURA 9** Quando si sviluppa dal pallone a tre colli centrale l'anidride carbonica (CO<sub>2</sub>), il colorante violetto della bottiglia a sinistra comincia a decolorarsi



**FIGURA 10** Fase finale della reazione: il colorante violetto della bottiglia è diventato incolore (la reazione è avvenuta)

Si scrivono inizialmente tutti i partecipanti alla reazione separando opportunamente i reagenti dai prodotti, come ad esempio:



Il sodio e l'ossigeno sono i **reagenti**, separati mediante una freccia dall'ossido di sodio che è il **prodotto di reazione**.

Per bilanciare la reazione la si deve considerare come se fosse un'equazione, perciò il numero degli atomi che figurano a sinistra della freccia deve corrispondere a quello di destra (**legge di conservazione della massa** di Lavoisier).

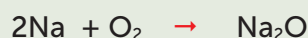
Notiamo inoltre che l'ossigeno è presente in forma molecolare biatomica, e questa è una caratteristica costante di tutte le specie gassose composte da atomi puri che non siano i gas nobili.

Nel nostro esempio possiamo vedere che gli atomi di sodio sono 1 a sinistra della freccia e 2 a destra, quindi per bilanciare la reazione dobbiamo aumentare il numero degli atomi di sodio nei reagenti.

Per fare ciò ci serviamo dei **coefficienti stechiometrici** ovvero di numeri, sia interi che frazionari, che posti prima degli atomi o delle molecole indicano il numero di atomi o molecole che partecipano alla reazione.

Introducendo il coefficiente stechiometrico 2 prima del sodio notiamo che il sodio stesso è bilanciato.

Questo significa che 2 atomi di sodio partecipano alla reazione come reagenti e 2 atomi di sodio si trovano combinati con l'ossigeno nella molecola di ossido di sodio nei prodotti di reazione:



Una volta bilanciato il sodio si deve bilanciare l'ossigeno: nei reagenti sono presenti 2 atomi di ossigeno (che formano la molecola di ossigeno); un atomo di ossigeno è invece presente nell'ossido (il prodotto della reazione). Dunque, dalla parte dei reagenti è presente un quantitativo maggiore di atomi di ossigeno: si deve quindi trovare un coefficiente stechiometrico che bilanci l'ossigeno stesso.

Per bilanciare le masse di una reazione si deve operare inserendo gli opportuni coefficienti stechiometrici.

Non si deve mai bilanciare le reazioni modificando gli indici di formula delle molecole, perché una volta che si bilanciano le cariche di una molecola, questa è neutra.

Poiché si deve sempre tendere a semplificare il più possibile le reazioni, dobbiamo trovare un numero che moltiplicato per 2 dia 1. Questo numero è 0,5, che può essere espresso con la frazione  $\frac{1}{2}$ :



La reazione è così bilanciata.

Seguendo questo schema logico si può bilanciare qualsiasi reazione. Facciamo qualche altro esempio:

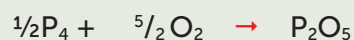


Per bilanciare la reazione si prende inizialmente in considerazione l'elemento che reagisce con l'ossigeno (in questo caso il fosforo, presente come molecola tetraatomica, cioè composta da 4 atomi di fosforo). Vediamo che dalla parte dei reagenti sono presenti 4 atomi di fosforo mentre dalla parte dei prodotti solo 2. Bisogna quindi moltiplicare il fosforo per  $\frac{1}{2}$  e si ha:



Una volta bilanciato il fosforo si passa all'ossigeno. Nei reagenti abbiamo 2 atomi di ossigeno, mentre dalla parte del prodotto ne abbiamo 5.

Si deve allora trovare quel numero che moltiplicato 2 dia 5: 2,5 che può essere espresso con la frazione  $\frac{5}{2}$ :



## 7. Perossidi

Negli ossidi l'ossigeno ha una valenza pari a  $-2$ , ma esistono composti particolari nei quali la sua valenza è  $-1$ . Questi sono i **perossidi**, il più famoso dei quali è l'**acqua ossigenata (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)**, composto stabile che viene impiegato spesso come disinfettante. Esistono anche altri tipi di perossidi come il perossido di sodio **Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**.

## 8. Idrossidi o basi

Gli ossidi reagiscono con l'acqua formando gli **idrossidi**. Questi sono composti ternari, cioè formati qualitativamente da tre tipi di atomi.

La formula base degli idrossidi è **metallo – ossigeno – idrogeno**.

Il gruppo che caratterizza gli idrossidi è il **gruppo ossidrilico OH** che viene considerato come se fosse un singolo atomo con valenza  $-1$  (proveniente dalla somma algebrica della valenza  $-2$  dell'ossigeno e  $+1$  dell'idrogeno).

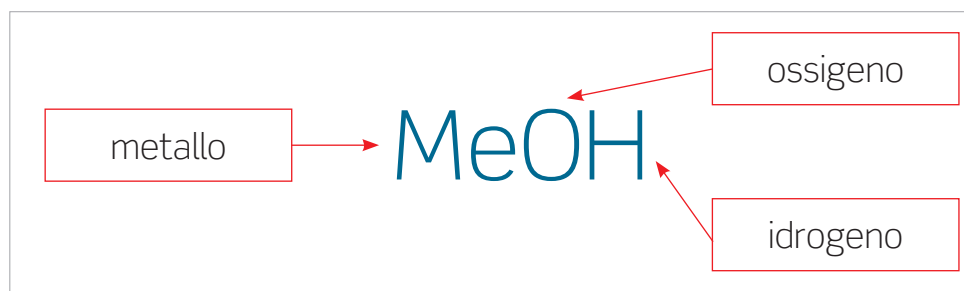
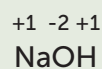


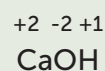
FIGURA 11 Schema di un generico idrossido

Vediamo adesso tre esempi partendo dall'idrossido di sodio:



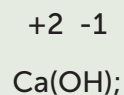
In questo caso la somma totale delle valenze è zero, e quindi la formula dell'idrossido di sodio è già correttamente scritta.

Consideriamo adesso l'idrossido di calcio. Applicando la semplice regola idrossido = metallo + ossigeno + idrogeno, si ha:



La formula di questa molecola non è correttamente scritta perché la somma totale delle valenze non è nulla (+2 -2 +1 = +1).

Per trovare la formula corretta si pone tra parentesi il gruppo ossidrile OH che ha una valenza pari a -1 (-2 +1):



Si incrociano i valori assoluti (positivi) delle valenze come abbiamo già visto:

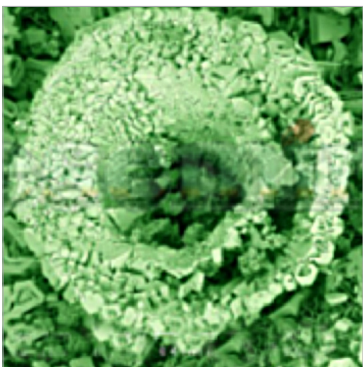
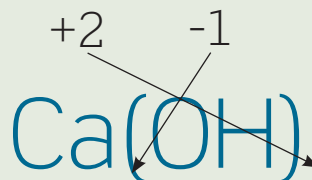


FIGURA 12  $\text{Al(OH)}_3$  idrossido di alluminio (allumina)

e si ha  $\text{Ca(OH)}_2$ . Questa formula è dunque quella corretta dell'idrossido di calcio e si legge «Ca OH preso due volte».

Il terzo esempio è quello dell'idrossido di alluminio:

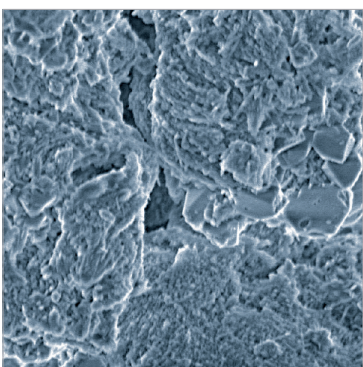
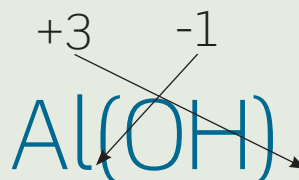


FIGURA 13  $\text{CaO}$ , ossido di calcio (calce)

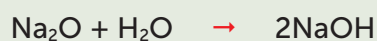
Per cui si ha  $\text{Al(OH)}_3$  (si legge «Al OH preso tre volte»).

## 9. Reazioni di formazione di idrossidi

Per bilanciare la reazione di formazione dell'idrossido di sodio ( $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$ ) si applica la legge della conservazione della massa partendo dall'elemento che caratterizza il composto: il sodio.

Vi sono 2 atomi di sodio nei reagenti e 1 nei prodotti.

Quindi si deve aggiungere un 2 come coefficiente stechiometrico all'idrossido di sodio:



La reazione è così bilanciata.

L'ossido di calcio reagisce con l'acqua per dare l'idrossido.



FIGURA 14 Gli ossidi e le anidridi possono essere corrosivi: prestare attenzione!

La reazione è già bilanciata, quindi basta scrivere correttamente le formule:



Il terzo esempio riguarda l'ossido di alluminio:



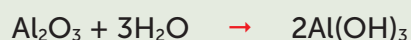
**FIGURA 15** Gli ossidi e le anidridi possono essere irritanti: prestare attenzione!

Per bilanciare le masse partiamo dall'alluminio. Ci sono 2 atomi di alluminio dalla parte dei reagenti e 1 nei prodotti, si aggiunge quindi un 2 come coefficiente stechiometrico all'idrossido di alluminio:



Facendo così, il numero di idrogeni presenti nei prodotti passa a 6 ( $2 \cdot 3$ ). Questo perché il coefficiente stechiometrico 2 moltiplica tutti gli atomi presenti nella molecola di idrossido di alluminio  $[\text{Al(OH)}_3]$ , quindi anche il coefficiente di formula 3, tra parentesi, dello ione ossidrilico ( $\text{OH}^-$ ).

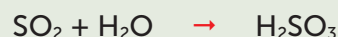
Dalla parte dei reagenti l'acqua porta solo 2 idrogeni e per completare il bilanciamento basta aggiungere un 3 come coefficiente stechiometrico dell'acqua. L'ossigeno viene bilanciato simultaneamente con l'idrogeno:



## 10. Acidi

Le anidridi o ossidi acidi reagendo con acqua diventano acidi.

La formula base di un acido inorganico è **idrogeno – non metallo – ossigeno**, per cui si ha, ad esempio:



L'anidride solforosa, o biossido di zolfo, reagendo con acqua forma l'acido solforoso, quindi basta semplicemente applicare la formula base e contare quanti atomi rispettivamente di idrogeno, non metallo e ossigeno sono presenti dalla parte dei reagenti e riportarli fedelmente nei prodotti.



**FIGURA 16** Schema di un generico ossiacido

Stesso discorso vale per l'anidride solforica:





Per le anidridi dell'azoto bisogna fare un discorso diverso. Prendiamo in considerazione l'anidride nitrosa (triossido di diazoto):



L'acido che si forma è in forma dimera (formato da due molecole dello stesso tipo). Si ovvia agevolmente all'inconveniente dividendo per 2 tutti i coefficienti di formula del composto dimero, aggiungendo un coefficiente stechiometrico 2 (conservazione della massa) all'acido nitroso:



Per l'anidride nitrica (pentossido di diazoto) vale lo stesso discorso:



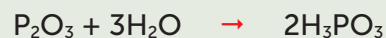
Si applica la stessa semplificazione ottenendo **2HNO<sub>3</sub>**.

Il discorso è diverso e un po' più complesso per gli acidi del fosforo.

Infatti, le anidridi del fosforo reagiscono con 3 molecole d'acqua come per il caso dell'anidride fosforosa (triossido di difosforo):

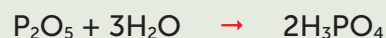


Come prima basta semplificare il dimero così trovato dividendolo per 2 e aggiungere un 2 come coefficiente stechiometrico:



Si ha così l'acido fosforoso.

Stesso discorso per l'anidride fosforica (pentossido di difosforo):



Le anidridi del cloro hanno un comportamento analogo:

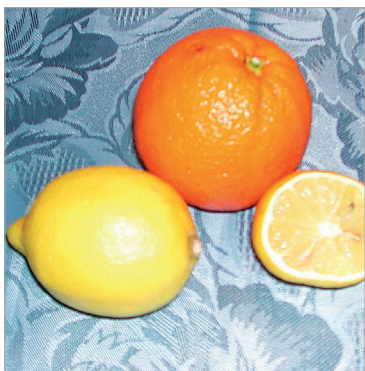


FIGURA 17 Acido citrico naturale (agrumi)



FIGURA 18 Acido citrico industriale

## 11. Composti inorganici dell'idrogeno

L'idrogeno reagisce direttamente con i metalli e i non metalli per formare rispettivamente gli **idruri** e gli **idracidi**.

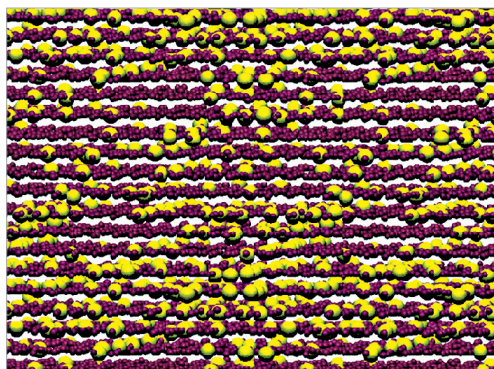
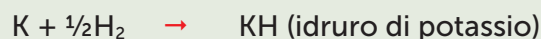


FIGURA 19 Palladio (viola) e idruro di palladio PdH<sub>2</sub> (giallo)

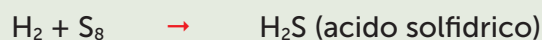
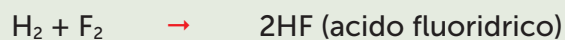
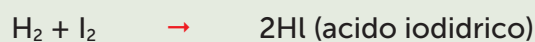
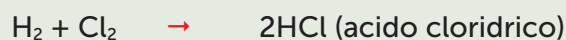
Gli idruri (con formula generale **MeH**) si ottengono dalla reazione tra metallo e idrogeno; in questa classe di composti l'idrogeno ha valenza -1:



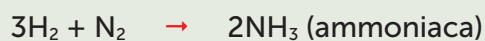
Gli idruri metallici sono composti molto reattivi che con acqua producono idrossidi:



I non metalli, reagendo con l'idrogeno, formano gli idracidi (con formula generale HN<sub>m</sub>) che nella nomenclatura hanno la desinenza «-idrico»:



Il composto idrogenato dell'azoto ha un comportamento chimico diverso, infatti pur essendo l'azoto un non metallo, l'ammoniaca (questo è il nome del composto in questione) si comporta come un idrossido o base:



L'ammoniaca reagisce con l'acqua per formare l'idrossido di ammonio:



## 12. Nomenclatura I.U.P.A.C. di acidi e idrossidi

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

<b>TABELLA 3</b> Nomenclatura I.U.P.A.C. di ossiacidi		
Formula	Nome non sistematico	Nome I.U.P.A.C.
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Acido carbonico	Acido triossocarbonico (IV)
HNO <sub>2</sub>	Acido nitroso	Acido diossonitrico (III)
HNO <sub>3</sub>	Acido nitrico	Acido triossonitrico (V)
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Acido solforoso	Acido triossosolforico (IV)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Acido solforico	Acido tetraossosolforico (VI)
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Acido fosforoso	Acido triossofosforico (III)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Acido fosforico	Acido tetraossofosforico (V)
HClO	Acido ipocloroso	Acido monossoclorico (I)
HClO <sub>2</sub>	Acido cloroso	Acido diossoclorico (III)
HClO <sub>3</sub>	Acido clorico	Acido triossoclorico (V)
HClO <sub>4</sub>	Acido perclorico	Acido tetraossoclorico (VII)
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Acido borico	Acido triossoborico (III)

Gli idrossidi hanno una nomenclatura I.U.P.A.C. che tiene conto del numero degli ossidrili (OH<sup>-</sup>), vedi **TABELLA 4**.

<b>TABELLA 4</b> Nomenclatura I.U.P.A.C. di idrossidi		
Formula	Nome non sistematico	Nome I.U.P.A.C.
NaOH	Idrossido di sodio	Idrossido di sodio (I)
KOH	Idrossido di potassio	Idrossido di potassio (I)
Mg(OH) <sub>2</sub>	Idrossido di magnesio	Diidrossido di magnesio (II)
Ca(OH) <sub>2</sub>	Idrossido di calcio	Diidrossido di calcio (II)
Al(OH) <sub>3</sub>	Idrossido di alluminio	Tridrossido di alluminio (III)
Fe(OH) <sub>2</sub>	Idrossido ferroso	Diidrossido di ferro (II)
Fe(OH) <sub>3</sub>	Idrossido ferrico	Tridrossido di ferro (III)

## 13. Nomenclatura I.U.P.A.C. di idruri

Gli idruri hanno una nomenclatura I.U.P.A.C. che tiene conto del numero di atomi di idrogeno presenti nella molecola (TABELLA 5).

**TABELLA 5** Nomenclatura I.U.P.A.C. di idruri

Formula	Nome non sistematico	Nome I.U.P.A.C.
LiH	Idruro di litio	Idruro di litio (I)
NaH	Idruro di sodio	Idruro di sodio (I)
KH	Idruro di potassio	Idruro di potassio (I)
HCl	Acido cloridrico	Cloruro di idrogeno (I)
HBr	Acido bromidrico	Bromuro di idrogeno (I)
HI	Acido iodidrico	Ioduro di idrogeno (I)
HF	Acido fluoridrico	Fluoruro di idrogeno (I)
H <sub>2</sub> S	Acido solfidrico	Solfuro di diidrogeno (I)
NH <sub>3</sub>	Ammoniaca	Triidruro di azoto (III)
PH <sub>3</sub>	Fosfina	Triidruro di fosforo (III)
SiH <sub>4</sub>	Silano	Tetraidruro di silicio (IV)