

# Nomenclatura dei composti chimici

## Nomenclatura tradizionale e nomenclatura sistematica (IUPAC)

La nomenclatura ha origine dalla distinzione degli elementi in metalli e non metalli. Da qui si fanno derivare due serie parallele di composti (serie basica e serie acida).

Metallo  $\xrightarrow{O_2}$  Ossido (basico)  $\xrightarrow{H_2O}$  Idrossido (base)

non Metallo  $\xrightarrow{O_2}$  Anidride (Ossido acido)  $\xrightarrow{H_2O}$  Acido (Ossiacido)

**La nomenclatura tradizionale** si basa sull'uso di prefissi e suffissi correlati allo stato di ossidazione degli atomi.

**La nomenclatura iupac** ha l'obiettivo di rendere immediatamente evidenti il numero di atomi o gruppi chimici presenti in una molecola, facendoli precedere da opportuni prefissi moltiplicativo (che coincidono ovviamente con il loro indice).

Nella tabella seguente sono riportati alcuni **prefissi moltiplicativi**

1 mono	11 undeca
2 di (bis)	12 dodeca
3 tri (tris)	13 trideca
4 tetra (tetrakis)	14 tetradeca
5 penta (pentakis)	15 pentadeca
6 esa (esakis)	16 esadeca
7 epta (eptakis)	17 eptadeca
8 octa (octakis)	18 octadeca
9 nona (nonakis)	19 nonadeca
10 deca (decakis)	20 icosa

(octa=otta, epta=etta)

## Numero di ossidazione (n.o.) o stato di ossidazione.

Si definisce **numero di ossidazione** o stato di ossidazione la carica, reale o formale, che acquista un atomo quando si assegnano convenzionalmente gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.

La carica è reale nei composti ionici ed in tal caso coincide con il numero di cariche portate dallo ione.

Ad esempio nel cloruro di sodio NaCl, costituito da uno ione sodio Na<sup>+</sup> e da uno ione cloro Cl<sup>-</sup>, il sodio presenta n.o.+1, mentre il cloro presenta n.o.-1.

La carica è formale nei composti covalenti. Ad esempio nell'acqua H<sub>2</sub>O, gli elettroni di legame vengono assegnati all'ossigeno più elettronegativo, il quale assume perciò convenzionalmente 2 cariche negative e presenta n.o. -2. Ciascuno dei due idrogeni presenta quindi n.o. +1.

Il numero di ossidazione si scrive sopra il simbolo chimico sotto forma di numero relativo

<sup>+4</sup>  
Pb

Lo stato di ossidazione si scrive ad esponente del simbolo chimico o racchiuso tra parentesi tonde come numero romano Pb<sup>IV</sup> Pb(IV)

Ciascun elemento chimico può presentare più di un numero di ossidazione.

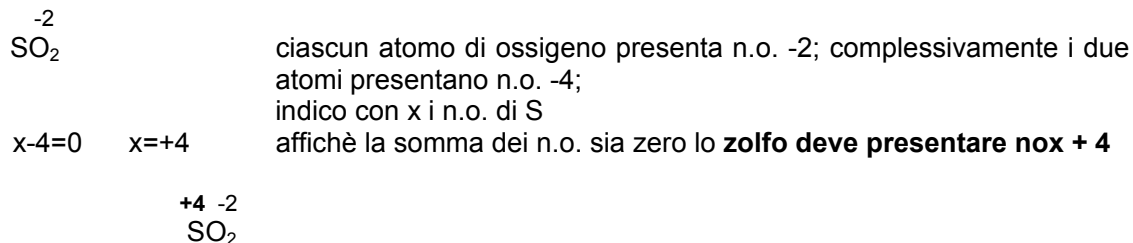
**Vengono date di seguito alcune regole per l'attribuzione dei numeri di ossidazione.**

- il n.o. delle sostanze elementari ( $H_2$ ,  $O_2$ , Na, Cu etc) è sempre zero poiché ci troviamo di fronte ad atomi di uno stesso elemento, aventi perciò la stessa elettronegatività.  
Più in generale quando in una molecola due atomi di uno stesso elemento si uniscono con legame covalente, gli elettroni di legame non vanno attribuiti a nessuno dei due atomi.
- Il n.o. di uno ione è pari alla sua carica  
 $Ca^{2+}$  (no +2)     $Al^{3+}$  (n.o. +3)     $S^{2-}$  (n.o. -2)
- L'idrogeno presenta sempre n.o. +1 tranne che quando si lega direttamente con metalli più elettropositivi (**idruri**), ed in cui ha dunque n.o. -1.
- L'ossigeno ha sempre no -2 tranne quando forma un legame covalente puro con se stesso (perossidi  $-O-O-$ ) dove presenta n.o. -1. (secondo quanto previsto dalla regola numero 1 gli elettroni del legame tra atomi uguali non vanno attribuiti, mentre viene attribuito all'ossigeno l'altro elettrone utilizzato per legarsi ad altri elementi)
- il fluoro, essendo l'elemento più elettronegativo della tabella periodica, ed avendo bisogno di un solo elettrone per raggiungere l'ottetto, ha sempre n.o. -1
- Gli altri elementi del VII gruppo A hanno anch'essi no -1, tranne quando si legano con elementi più elettronegativi, come ad esempio l'ossigeno, in tal caso presentano nox positivi.
- In generale il n.o. più elevato di un elemento corrisponde al numero d'ordine del gruppo cui appartiene. Così gli elementi del primo gruppo presentano n.o. +1, quelli del secondo +2, quelli del terzo +3 e così via fino agli elementi del settimo gruppi che presentano come n.o. più elevato +7.
- sempre in generale, quando un elemento presenta più di un n.o., il valore di quest'ultimo diminuisce di 2 unità alla volta.  
Così gli elementi del VII gruppo oltre al no. +7 possono presentare no +5, +3, +1, -1.  
gli elementi del VI gruppo oltre al no + 6 possono presentare n.o. +4, +2, -2.
- In una specie chimica neutra la somma dei n.o. di tutti gli atomi che la compongono deve sempre essere nulla.
- In uno ione poliatomico la somma dei n.o. dei diversi atomi deve sempre essere pari alla carica totale dello ione.

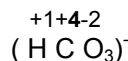
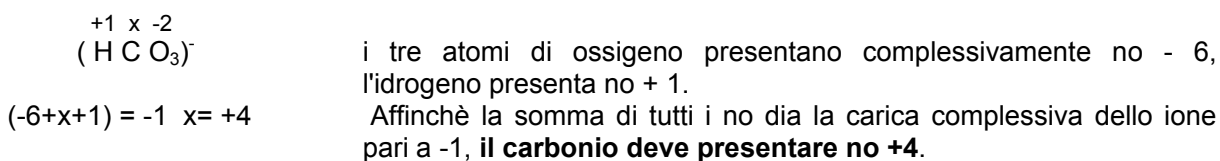
Le ultime due regole ci permettono, partendo da una formula chimica, di calcolare il numero di ossidazione incognito della maggior parte degli elementi.

Ad esempio:

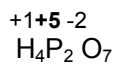
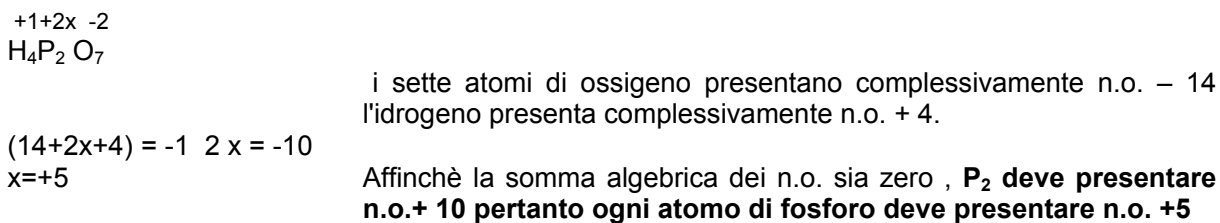
1. calcoliamo il numero di ossidazione dello zolfo S nell'anidride solforosa  $\text{SO}_2$ , procediamo come segue:



2. Calcoliamo il n.o. del carbonio nello ione poliatomico  $(\text{HCO}_3)^-$



3. Calcoliamo il n.o. del fosforo nel composto  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$



## Regole per la costruzione dei composti binari

I composti binari sono formati da due soli elementi chimici.

Convenzionalmente si scrivono ponendo per primo l'elemento meno elettronegativo, seguito dall'elemento più elettronegativo.

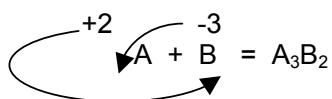
Vi sono comunque eccezioni a tale regola di cui diremo

Il simbolo di ciascun elemento è seguito da un numero a pedice, detto **indice**, che indica quanti atomi di quell'elemento sono presenti nel composto.

Gli indici sono apposti in modo tale che, sommando i rispettivi no., la molecola risulti neutra.

Per calcolare gli indici in modo semplice è sufficiente utilizzare il no. del primo elemento come indice del secondo e viceversa.

Ad esempio se vogliamo scrivere la formula di un composto binario formato da un elemento A il cui numero di ossidazione sia +2 e da un elemento B il cui numero di ossidazione sia -3, otterremo



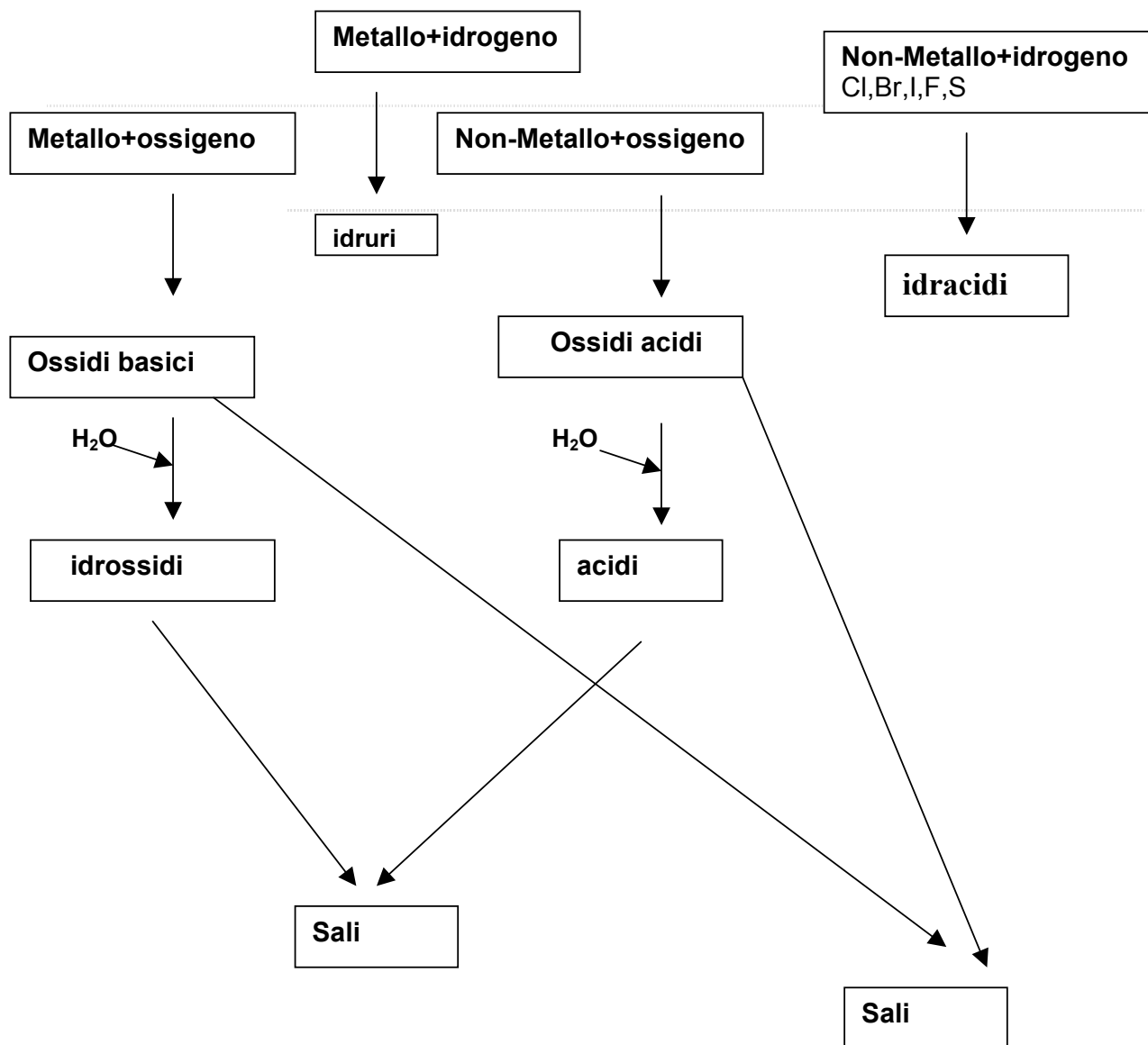
Si noti che l'elemento con il numero di ossidazione negativo (il più elettronegativo) è stato scritto per secondo.

Tale metodo di costruzione dei composti binari garantisce la neutralità della molecola.

Infatti nella molecola sono presenti 3 atomi di A per un totale di 6 cariche positive e 2 atomi di B per un totale di 6 cariche negative.

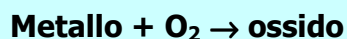
Qualora dopo aver calcolato gli indici questi risultino divisibili per uno stesso numero, gli indici vanno semplificati, tranne alcuni casi particolari (vedi ad esempio alcuni perossidi).

Fanno eccezione alcuni composti, la cui formula è necessario conoscere, come ad esempio il perossido di idrogeno,  $H_2O_2$ , in cui gli indici non vanno semplificati.

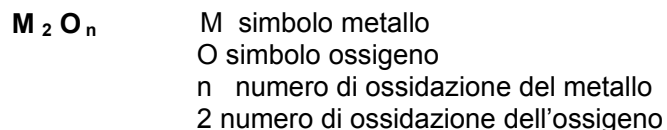


## Ossidi basici

Gli **ossidi** sono composti chimici che si ottengono dalla reazione di un metallo con l'**ossigeno**.



La loro formula si scrive facendo seguire al simbolo del metallo quello dell'ossigeno. All'ossigeno si da come indice il numero di ossidazione del metallo al metallo quello dell'ossigeno



esempio:



### Nomenclatura tradizionale:

Quando il metallo ha un solo numero di ossidazione	OSSIDO di .....	
Quando il metallo ha due numeri di ossidazione	OSSIDO.....OSO OSSIDO.....ICO	n° più basso n° più alto

Ad esempio:

- Na<sub>2</sub>O [n.o. +1] prende il nome di ossido di sodio
- FeO [n.o. +2] prende il nome di ossido **ferroso**
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> [n.o. +3] prende il nome di ossido **ferrico**

**Nomenclatura iupac** si numerano gli atomi del metallo dell'ossigeno presenti nel composto usando gli opportuni prefissi:

Ad esempio:

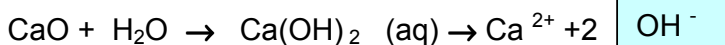
- Li<sub>2</sub>O prende il nome di ossido di **dilitio**
- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> prende il nome di **triossido di dialluminio**
- FeO prende il nome di ossido di ferro
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> prende il nome di **triossido di diferro**

### Proprietà chimiche:

Gli ossidi basici sono tutti composti ionici e quindi esistono tutti allo stato solido.

La maggior parte ha un comportamento **basico** cioè le loro soluzioni presentano un

pH > 7. La basicità degli ossidi è dovuta alla loro capacità di generare in soluzione ioni OH<sup>-</sup> (ossidrili) che sono responsabili della colorazione blu del tornasole.



**Formule e nomenclatura dei principali ossidi basici.**

gruppo	metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac
1A	Li Na K	+1	Li <sub>2</sub> O Na <sub>2</sub> O K <sub>2</sub> O	Ossido di litio Ossido <b>di</b> sodio Ossido di potassio	Ossido di <b>dilitio</b> Ossidi di <b>disodio</b> Ossido di <b>dipotassio</b>
IIA	Be Mg Ca Sr Ba	+2	BeO MgO CaO SrO BaO	Ossido <b>di</b> berillio Ossido <b>di</b> magnesio Ossido di calcio Ossido <b>di</b> stronzio Ossido di bario	Ossido <b>di</b> berillio Ossido <b>di</b> magnesio Ossido <b>di</b> calcio Ossido <b>di</b> stronzio Ossido <b>di</b> bario
IIIA	Al Ga	+3	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido di alluminio Ossido di gallio	<b>triossido di dialluminio</b> <b>triossido di digallio</b>
IVA	Sn	+2,+4	SnO SnO <sub>2</sub>	Ossido stannoso Ossido tannico	<b>monossido di stagno</b> <b>diossido di stagno</b>
	Pb		PbO PbO <sub>2</sub>	Ossido piomboso Ossido piombico	<b>monossido di piombo</b> <b>diossido di piombo</b>
VA	Sb	+3,+5	Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido antimoneso Ossido antimónico	<b>triossido di diantimonio</b> <b>pentossido di diantimonio</b>
	Bi		Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido bismutoso Ossido bismutico	<b>triossido di dibismuto</b> <b>pentossido di dibismuto</b>
<b>M E T A L L I  D I T R A N S I Z I O N E</b>	Cr	+2+3	CrO Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido cromoso Ossido cromatico	<b>monoossido di cromo</b> <b>triossido di dicromo</b>
	Mn	+2+4	MnO MnO <sub>2</sub>	Ossido manganoso Ossido manganico	<b>monossido di manganese</b> <b>diossido di manganese</b>
	Fe	+2+3	FeO Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido ferroso Ossido ferriico	<b>monossido di ferro</b> <b>diossido di diferro</b>
	Co	+2+3	CoO Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido cobaltoso Ossido cobaltico	<b>monossido di cobalto</b> <b>triossido di dicobalto</b>
	Ni	+2+3	NiO Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Ossido nicheloso Ossido nichelico	<b>monossido di nichel</b> <b>triossido di dinichel</b>
	Cu	+1+2	Cu <sub>2</sub> O CuO <sub>2</sub>	Ossido rameoso Ossido rameico	<b>monossido di dirame</b> <b>diossido di rame</b>
	Zn	+2	ZnO	Ossido <b>di</b> zinco	Ossido <b>di</b> zinco
	Hg	+1+2	Hg <sub>2</sub> O HgO	Ossido mercurioso Ossido mercurico	<b>monossido di dimercurio</b> <b>monossido di mercurio</b>
	Ag	+1	Ag <sub>2</sub> O*	Ossido <b>di</b> argento	Ossido di <b>diargento</b>
	Au	+1+3	Au <sub>2</sub> O* Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub> *	Ossido auroso Ossido aurico	<b>ossido di dioro</b> <b>triossido di dioro</b>
			*di difficile formazione		

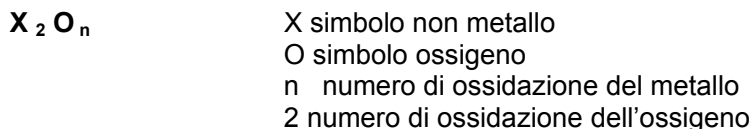


## Ossidi acidi o anidridi

Le anidridi o ossidi acidi sono composti chimici che si ottengono dalla reazione di un non metallo con l'**ossigeno**.



La loro formula si scrive facendo seguire al simbolo del non metallo quello dell'ossigeno. All'ossigeno si da come indice il numero di ossidazione del non metallo al non metallo quello dell'ossigeno.



Esempio:



La **nomenclatura tradizionale** si attiene alle regole adottate per gli ossidi basici salvo che il termine *ossido di*, viene sostituito con **anidride**.

Quando il non metallo ha un solo numero di ossidazione	ANIDRIDE .....ICA	
Quando il non metallo ha due numeri di ossidazione	ANIDRIDE.....OSA	n° più alto
	ANIDRIDE.....ICA	
Quando il non metallo ha quattro numeri di ossidazione	ANIDRIDE IPO.....OSA	Da n.o. più basso a più alto
	ANIDRIDE.....OSA	
	ANIDRIDE.....ICA	
	ANIDRIDE PER.....ICA	

Ad esempio

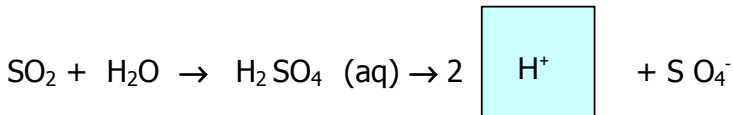
- $\text{N}_2\text{O}_3$  (n.o.+3) anidride nitrosa
- $\text{N}_2\text{O}_5$  (n.o.+5) anidride nitrica
- $\text{Cl}_2\text{O}$  (n.o.+1) anidride **ipoclorosa**
- $\text{Cl}_2\text{O}_3$  (n.o.+3) anidride **clorosa**
- $\text{Cl}_2\text{O}_5$  (n.o.+5) anidride **clorica**
- $\text{Cl}_2\text{O}_7$  (n.o.+7) anidride **perclorica**

**Nomenclatura IUPAC** Si numerano gli atomi del non metallo e dell'ossigeno presenti nel composto usando gli opportuni prefissi: *Ad esempio*:

- $\text{N}_2\text{O}_3$  prende il nome di **triossido di diazoto**
- $\text{Cl}_2\text{O}_7$  prende il nome di **eptossido di dicloro**
- $\text{P}_2\text{O}_5$  prende il nome di **pentossido di diferro**

### Proprietà chimiche:

.La maggior parte degli ossidi acidi ha un comportamento **acido** cioè le loro soluzioni presentano un  $\text{pH} < 7$ . La loro acidità è dovuta alla capacità di generare in soluzione ioni  $\text{H}^+$  che sono responsabili della colorazione rossa del tornasole



N.B. Alcuni metalli di transizione come il cromo il manganese formano ossidi a carattere acido mentre il carbonio (non metallo) forma anche un ossido basico

- CO prende il nome di ossido di carbonio (e non anidride carbonosa)
- CrO prende il nome di ossido cromoso
- Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> prende il nome di ossido cromico
- CrO<sub>3</sub> prende il nome di *anidride* cromica
- MnO prende il nome di ossido manganoso
- Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub> prende il nome di ossido manganico
- MnO<sub>2</sub> prende il nome di *biossido di manganese*
- MnO<sub>3</sub> prende il nome di *anidride* manganica
- Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> prende il nome di *anidride permanganica*

### Fomule e nomenclatura dei principali ossidi acidi:

gruppo	Non metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac
IIIA	B	+3	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride borica	triossido di diboro
IVA	C Si	+4	CO <sub>2</sub> SiO <sub>2</sub>	Anidride carbonica Anidride silicica	
VA	N	+3+5	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride nitrosa Anidride nitrica	triossido di diazoto pentossido di diazoto
	P	3+5	P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride fosforosa Anidride fosforica	triossido di difosforo pentossido di difosforo
	As	3+5	As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride arseniosa Anidride arsenica	triossido di diarsenico pentossido di diarsenico
IIIA	S	+4 +6	SO <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Anidride solforosa Anidride solforica	diossido di zolfo triossido di zolfo
IVA	Cl	+1	Cl <sub>2</sub> O	Anidride ipocloroso	monossido di dicloro
		+3	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride ipoclorosa	triossido di dicloro
		+5	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride clorica	pentossido di dicloro
		+7	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anidride perclorica	eptossido di di cloro
		+1	Br <sub>2</sub> O	Anidride ipobromoso	monossido di dibromo
		+3	Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anidride bromosa	triossido di dibromo
		+5	Br <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride bromica	pentossido di dibromo
		+1	I <sub>2</sub> O	Anidride iodoso	monossido di diiodio
		+5	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anidride iodica	pentossido di di iodio
		+7	I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anidride periodico	eptossido di di iodio
	Cr	+6	CrO <sub>3</sub>	Anidride cromica	Triossido di cromo
	Mn	+4	MnO <sub>2</sub>	Anidride manganosa	diossido di manganese
		+6	MnO <sub>3</sub>	Anidride manganica	triossido di manganese
		+7	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anidride permanganica	eptossido di manganese

## Idruri

Gli Idruri sono i composti che l'idrogeno forma con elementi meno elettronegativi, pertanto l'idrogeno presenta pertanto no -1 (ione idruro H<sup>-</sup>) e quindi nella formula va scritto per secondo.

Gli idruri hanno formula generale  $XH_n$

con X simbolo del metallo o del non metallo  
n = no dell'elemento X

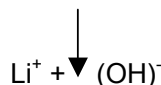
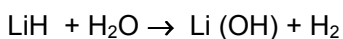
**La nomenclatura tradizionale e IUPAC** coincidono per gli idruri. Il loro nome è formato dal termine "idruo di" seguito dal nome dell'elemento.

La nomenclatura IUPAC prevede naturalmente l'uso di opportuni prefissi moltiplicativi

	<i>Nome iupac</i>	<i>Nome tradizionale</i>	
KH	idruo di potassio	idruo di potassio	
LiH	idruo di litio	idruo di litio	
NaH	idruo di sodio	idruo di sodio	
MgH <sub>2</sub>	diidruo di magnesio	idruo di magnesio	
CaH <sub>2</sub>	diidruo di calcio	idruo di calcio	
AlH <sub>3</sub>	triidruo di alluminio	idruo di alluminio	
NH <sub>3</sub>	triidruo di azoto*	idruo di azoto	ammoniaca**
PH <sub>3</sub>	triidruo di fosforo	idruo di fosforo	fosfina*
CH <sub>4</sub>	tetradruo di carbonio	idruo di carbonio	metano*

### Proprietà chimiche:

Questi composti reagiscono violentemente con l'acqua rendendo basica la soluzione (si formano ioni OH e pH 7).



\* NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub> sono definiti **idruri covalenti** perchè l'idrogeno e il non metallo sono legati da un legame covalente

\*\*In realtà l'azoto è più elettronegativo dell'idrogeno ed il composto andrebbe scritto H<sub>3</sub>N (nitruo di idrogeno), ma l'ammoniaca presenta comunque carattere basico e si conviene dunque di non scrivere gli idrogeni per primi, come avviene per gli idracidi.

## Perossidi

Hanno un atomo di ossigeno in più rispetto a quello dei corrispondenti ossidi.

Per scrivere la loro formula è sufficiente scrivere la formula dell'ossido corrispondente e aumentare l'indice dell'ossigeno di una unità.

In questi composti l'ossigeno ha n.o= -1

Esempio:  $\text{Na}_2\text{O}$  ossido di sodio

$\text{Na}_2\text{O}_2$  perossido di sodio

$\text{Ba}_2\text{O}$  ossido di bario

$\text{Ba}_2\text{O}_2$  perossido di bario

$\text{H}_2\text{O}$  ossido di idrogeno

$\text{H}_2\text{O}_2$  perossido di idrogeno

## Idrossidi

Gli idrossidi sono composti chimici che si ottengono dalla reazione di un ossido basico con una più molecole di acqua.



Gli idrossidi hanno formula generale  $\text{Me}(\text{OH})_n$

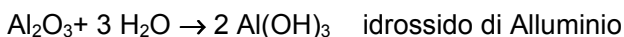
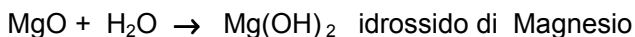
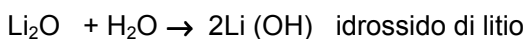
Me simbolo metallo  
n numero di ossidazione del metallo  
(OH) ossidrile

La loro formula si scrive facendo seguire al metallo tanti gruppi ossidrilici o idrossidi (OH) quanti ne richiede il suo numero di ossidazione.

Ad esempio dall'ossido di potassio si ottiene l'idrossido di potassio



Reazioni di sintesi di alcuni idrossidi



### Nomenclatura tradizionale.

Adotta lo stesso metodo utilizzato per gli ossidi con la sola differenza che il termine "**ossido di**" si sostituisce con "**idrossido di**"

Quando il metallo ha un solo numero di ossidazione

IDROSSIDO di .....

Quando il metallo ha due numeri di ossidazione

IDROSSIDO.....OSO  
IDROSSIDO.....ICO

n° più basso  
n° più alto

Ad esempio:

- KOH prende il nome di idrossido di potassio
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$  prende il nome di idrossido di calcio
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$  prende il nome di idrossido ferrico
- $\text{Fe}(\text{OH})_2$  prende il nome di idrossido ferroso

## Nomenclatura IUPAC

Per gli idrossidi, la nomenclatura IUPAC si attiene alle stesse regole adottate per gli ossidi, con la sola differenza che il termine *\*ossido di* si sostituisce con *\*idrossido di*. *Ad esempio:*

- $\text{Al}(\text{OH})_3$  prende il nome di triidrossido di alluminio
- $\text{Fe}(\text{OH})_3$  prende il nome di triidrossido di ferro

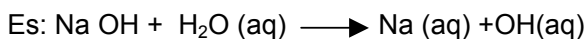
	<i>Nome sistematico (IUPAC)</i>	<i>Nome tradizionale</i>
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	diidrossido di magnesio	idrossido di magnesio
$\text{LiOH}$	idrossido di litio	idrossido di litio
$\text{Al}(\text{OH})_3$	triidrossido di alluminio	idrossido di alluminio
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	diidrossido di piombo (II)	idrossido piomboso
$\text{Pb}(\text{OH})_4$	tetraidrossido di piombo (IV)	idrossido piombico

### Proprietà chimiche:

Sono dei composti ionici pertanto sono tutti solidi.

Le loro soluzioni acquose sono caratterizzate dalla presenza dello ione OH pertanto hanno carattere basico e colorano di blu una cartina al tornasole.

Gli idrossidi dei metalli alcalini (Li, Na, K) e dei metalli alcalino terrosi (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) sono basi forti perchè completamente dissociati in ioni in soluzione acquosa.



**Formule e nomenclatura dei principali ossidi basici.**

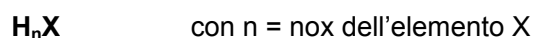
gruppo	metallo	n.o.	formula	Nome tradizionale	Nome iupac
1A	Li Na K	+1	LiOH NaOH KOH	Idrossido di litio Idrossido di sodio Idrossido di potassio	Idrossido di <b>dilitio</b> Idrossidi di <b>disodio</b> Idrossido di <b>dipotassio</b>
IIA	Be Mg Ca Sr Ba	+2	Be(OH) <sub>2</sub> Mg(OH) <sub>2</sub> Ca(OH) <sub>2</sub> Sr(OH) <sub>2</sub> Ba(OH) <sub>2</sub>	Idrossido <b>di</b> berillio Idrossido <b>di</b> magnesio Idrossido di calcio Idrossido <b>di</b> stronzio Idrossido <b>di</b> bario	<b>di</b> idrossido di berillio <b>di</b> idrossido di magnesio <b>di</b> idrossido di calcio <b>di</b> idrossido di stronzio <b>di</b> idrossido di bario
IIIA	Al Ga	+3	Al(OH) <sub>3</sub> Al(OH) <sub>3</sub>	Idrossido di alluminio Idrossido di gallio	<b>tri</b> idrossido di <b>di</b> alluminio <b>tri</b> idrossido di <b>di</b> gallio
IVA	Sn  Pb	+2,+4	Sn(OH) <sub>2</sub> Sn(OH) <sub>4</sub>  Pb(OH) <sub>2</sub> Pb(OH) <sub>4</sub>	Idrossido stannoso Idrossido stannico  Idrossido piomboso Idrossido piombico	<b>di</b> idrossido di stagno <b>tetra</b> idrossido di stagno  <b>di</b> idrossido di piombo <b>tetra</b> idrossido di piombo
VA	Sb  Bi	+3	Sb(OH) <sub>3</sub>  Bi(OH) <sub>3</sub>	  	<b>tri</b> idrossido di antimonio  <b>tri</b> idrossido di <b>di</b> bismuto
M E T A L L I  D I T R A N S I Z I O N E	Cr	+2+3	Cr(OH) <sub>2</sub> Cr(OH) <sub>3</sub>	Idrossido cromoso Idrossido cromico	<b>bi</b> idrossido di cromo <b>tri</b> idrossido di cromo
	Mn	+2+4	Mn(OH) <sub>2</sub> Mn(OH) <sub>4</sub>	Idrossido manganoso Idrossido manganico	<b>di</b> idrossido di manganese <b>tetra</b> idrossido di manganese
	Fe	+2+3	Fe(OH) <sub>2</sub> Fe(OH) <sub>3</sub>	Idrossido ferroso Idrossido ferriico	<b>di</b> idrossido di ferro <b>tri</b> idrossido di ferro
	Co	+2+3	Co(OH) <sub>2</sub> Co(OH) <sub>3</sub>	Idrossido cobaltoso Idrossido cobaltico	<b>di</b> idrossido cobalto <b>tri</b> idrossido di cobalto
	Ni	+2+3	Ni(OH) <sub>2</sub> Ni(OH) <sub>3</sub>	Idrossido nicheloso Idrossido nichelico	<b>di</b> idrossido di nichel <b>tri</b> idrossido di nichel
	Cu	+1+2	Cu(OH) Cu(OH) <sub>2</sub>	Idrossido rameoso Idrossido rameico	<b>mono</b> idrossido di rame <b>di</b> idrossido di rame
	Zn	+2	Zn(OH) <sub>2</sub>	Idrossido <b>di</b> zinco	<b>di</b> idrossido di zinco
	Hg	+1+2	Hg(OH) Hg(OH) <sub>2</sub>	Idrossido mercurioso Idrossido mercurico	<b>mono</b> idrossido di mercurio <b>di</b> idrossido di mercurio
Ag	+1	Ag(OH)	Idrossido <b>di</b> argento	idrossido di argento	

## Idracidi

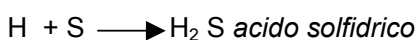
Gli idracidi sono i composti che l'idrogeno forma con elementi più elettronegativi, in cui presenta pertanto nox +1 ( $H^+$  presenta carattere acido) e quindi nella formula va scritto per primo.

I principali idracidi si formano dall'unione dell'idrogeno con i non metalli del VII gruppo A (alogeni) e con i non metalli del VI gruppo A.

Gli idracidi hanno formula generale



Esempio:



**Nella nomenclatura tradizionale** Il nome degli idracidi si forma facendo seguire al termine "**acido**" il nome del non metallo seguito dalla desinenza **-idrico**.

**Nella nomenclatura IUPAC** l'idracido è trattato come un composto binario privo di ossigeno. L'elemento più elettronegativo prende la desinenza **-uro**, seguito dalla termine "di idrogeno" (eventualmente con gli opportuni prefissi moltiplicativi

	<i>Nome sistematico (IUPAC)</i>	<i>Nome tradizionale</i>
HF	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico
HCl	cloruro di idrogeno	acido cloridrico
HBr	bromuro di idrogeno	acido bromidrico
HI	ioduro di idrogeno	acido iodidrico
H <sub>2</sub> S	solfo di diidrogeno	acido solfidrico
H <sub>2</sub> Se	seleniuro di diidrogeno	acido selenidrico
H <sub>2</sub> Te	tellururo di diidrogeno	acido telluridrico

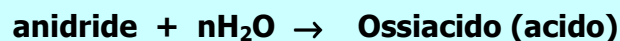
Altri idracidi sono

HCN	H-C≡N	cianuro di idrogeno	acido cianidrico
HN <sub>3</sub>	H-N=N≡N	azoturo di idrogeno	acido azotidrico

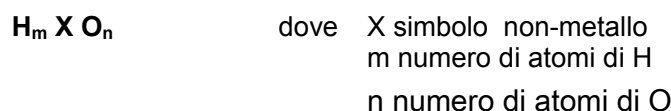


## Ossiacidi (acidi)

Gli ossiacido (acido) sono composti chimici che si ottengono dalla reazione di un ossido basico con una più molecole di acqua.

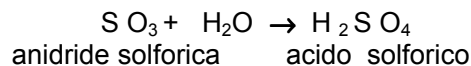
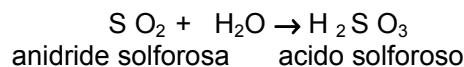
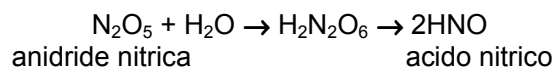
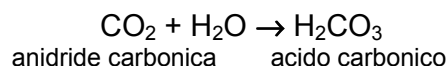


Hanno formula generale



Per scrivere la formula di un acido è sufficiente sommare all'anidride 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno per ogni molecola d'acqua che viene aggiunta, ovvero contare il numero di atomi di idrogeno, non metallo e ossigeno dei reagenti e semplificando quando possibile.

Ad esempio .



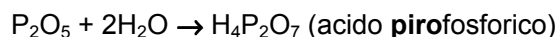
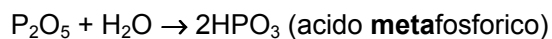
### Nomenclatura tradizionale.

Nella nomenclatura tradizionale il nome dell'acido si ottiene da quello dell'anidride corrispondente, sostituendo il termine "acido" al termine "anidride" e mantenendo inalterato il prefisso mentre il suffisso passa dal femminile al maschile.

Il non metallo ha un solo numero di ossidazione	ANIDRIDE .....ICA	ACIDO .....ICO
Il non metallo ha due numeri di ossidazione	ANIDRIDE ..... OSA	ACIDO ..... OSO
	ANIDRIDE .....ICA	ACIDO ..... ICO
Il non metallo ha quattro numeri di ossidazione	ANIDRIDE IPO ..... OSA	ACIDO IPO ..... OSO
	ANIDRIDE .....OSA	ACIDO ..... OSO
	ANIDRIDE .....ICA	ACIDO ..... ICO
	ANIDRIDE PER.....ICA	ACIDO PER..... ICO

La nomenclatura tradizionale prevede inoltre particolari prefissi per indicare acidi con diversi gradi di idratazione (**metaacidi**, **piroacidi**, **ortoacidi**).

Ad esempio:



### Nomenclatura IUPAC

La nomenclatura IUPAC prevede per tutti gli acidi la desinenza **-ico** ed opportuni prefissi moltiplicativi per indicare il numero di atomi di ossigeno (**osso**), di eventuali altri gruppi e del non metallo.

### Proprietà chimiche

Nelle soluzioni acquose si rompono i legami covalenti O-H fortemente polarizzati e si liberano ioni  $\text{H}^+$  pertanto colorano di rosso una cartina al tornasole.

## Principali ossiacidi .

REAZIONE	FORMULA	NOME TRADIZIONALE	NOME IUPAC
+4 $C O_2 + H_2O \rightarrow$ an. carbonica	+4 $H_2CO_3$	acido carbonico	acido triossocarbonico ((IV))
+ 4 $S O_2 + H_2O \rightarrow$ an. solforosa	+4 $H_2S O_3$	acido solforoso	acido triossosolfurico (IV)
+ 6 $S O_3 + H_2O \rightarrow$ an. solforica	+6 $H_2S O_4$	acido solforico	acido tetraossosolfurico (VI)
+ 3 $N_2O_3 + H_2O \rightarrow$ An.nitrosa	+3 $2HNO_2$	Acido nitroso	Acido diossonitrico(III)
+ 5 $N_2O_5 + H_2O \rightarrow$ An. nitrica	+5 $2HNO_3$	Acido nitrico	Acido triossonitrico(V)
+ 3 $P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow$ An. fosforosa	+3 $2H_3PO_3$	Acido (orto)fosforoso	Acido triossofosforico(III)
+ 5 $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow$ An. fosforica	+5 $2H_3PO_4$	Acido (orto)fosforico	Acido tetraossoifosforico(V)
$Cl_2O + H_2O \rightarrow$ an.ipoclorosa	$2HClO$	acido ipocloroso	acido monossoclorico (I)
+ 3 $Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow$ an.clorosa	+3 $2HClO_2$	acido cloroso	acido diossoclorico (III)
+5 $Cl_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an.clorica	+5 $2HClO_3$	acido clorico	acido triossoclorico (V)
+7 $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow$ an.perclorica	+7 $2HClO_5$	acido perclorico	acido pentaossoclorico (VII)
+ 1 $Br_2O + H_2O \rightarrow$ An ipobromosa	+1 $2HBrO$	acido ipobromoso	acido monossobromico (I)
+ 3 $Br_2O_3 + H_2O \rightarrow$ an.bromosa	+3 $2HBrO_2$	acido bromoso	acido diossobromico (III)
+5 $Br_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an.bromica	+5 $2HBrO_3$	acido bromico	acido triossobromico (V)
+ 1 $I_2O + H_2O \rightarrow$ an..ipiodosa	+1 $2HI O$	acido ipiodoso	acido monossoionico (I)
+ 5 $I_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an.iodica	+5 $2HIO_3$	acido iodico	acido triossoiodico (III)

$+7$ $I_2O_7 + H_2O \rightarrow$ an.periodica	$+7$ $2H IO_4$	acido periodico	acido monossiodico (V)
$CrO_3 + H_2O \rightarrow$ an.cromica	$2H_2CrO_4$	Acido cromatico	acido tetrossocromico
$2CrO_3 + H_2O \rightarrow$	$2H_2Cr_2O_7$	Acido bicromico	acido eptossocromico
$+7$ $Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow$	$+7$ $2HMnO_4$	Acido permanganico	acido tetrossomanganico

### Acidi meta-, orto-,piro

REAZIONE	FORMULA	NOME TRADIZIONALE
$+3$ $B_2O_3 + H_2O \rightarrow$ An. borica	$+3$ $2HBO_2$	Acido <b>metaborico</b>
$+3$ $B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow$ An. borica	$+3$ $2HBO_3$	Acido <b>ortoborico</b>
$+3$ $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an. fosforosa	$+3$ $2HPO_3$	acido <b>metafosforoso</b>
$+3$ $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow$ an.fosforosa	$+3$ $H_4P_2O_7$	acido <b>pirofosforoso</b>
$+3$ $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow$ an. fosforosa	$+3$ $2H_3PO_4$	acido <b>ortofosforoso</b>
$+5$ $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$ an. fosfoica	$+5$ $2HPO_3$	acido <b>metafosforico</b>
$+5$ $P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow$ an. fosforica	$+5$ $H_4P_2O_7$	acido <b>pirofosfoico</b>
$+5$ $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow$ an. Fosforica	$+5$ $2H_3PO_4$	acido <b>ortofosforico</b>
$+4$ $2SiO_2 + 4H_2O \rightarrow$ an. Silicica	$+4$ $2H_4SiO_4$	acido <b>ortosilicico</b>

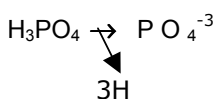
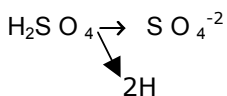
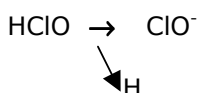
## Radicale o residuo di un acido

I **radicali o residui degli acidi** sono gli anioni poliatomici che derivano dalla perdita degli atomi di idrogeno di un acido.

Essi hanno tante cariche negative quanti sono gli atomi di idrogeno persi.

La formula di tali composti è pertanto costituita dalla formula dell'acido privata di uno o più atomi di idrogeno. Il numero di atomi di H persi corrisponde al n.o. del residuo.

Esempio:



Radicali degli acidi vengono denominati premettendo la parola **ione** e sostituendo i suffissi degli acidi secondo la seguente regola

ACIDO	RESIDUO ACIDO
IPO.....OSO	IPO.....ITO
.....OSA	.....ITO
.....ICO	.....ATO
PER.....ICO	PER.....ATO
.....IDRICO	.....URO

ACIDO	NOME	RESIDUO	NOME DEL RESIDUO
$H_2CO_3$	acido carbonico	$CO_3^{2-}$	Carbonato
$H_2SO_3$	acido solforoso	$SO_3^{2-}$	Solfito
$H_2SO_4$	acido solforico	$SO_4^{2-}$	Solfato
$HNO_2$	Acido nitroso	$NO_2^-$	Nitrito
$HNO_3$	Acido nitrico	$NO_3^-$	Nitrato
$H_3PO_3$	Acido ortofosforoso	$PO_3^{3-}$	(orto) fosfito
$H_3PO_4$	Acido ortofosforico	$PO_4^{3-}$	(orto)fosfato
$HClO$	acido <b>ipocloroso</b>	$ClO^-$	<b>Ipoclorito</b>
$HClO_2$	acido cloroso	$ClO_2^-$	Clorito
$HClO_3$	acido clorico	$ClO_3^-$	Clorato
$HClO_4$	acido <b>perclorico</b>	$ClO_4^-$	<b>perclorato</b>
$HBrO$	acido <b>ipobromoso</b>	$BrO^-$	<b>Ipobromito</b>
$HBrO_2$	acido bromoso	$BrO_2^-$	bromito
$HBrO_3$	acido bromico	$BrO_3^-$	bromato
$HIO$	acido <b>ipiodoso</b>	$IO^-$	<b>Ipiodito</b>
$HIO_3$	acido iodico	$IO_3^-$	iodato
$HIO_4$	acido <b>periodico</b>	$IO_4^-$	<b>periodato</b>
$H_2CrO_4$	Acido cromico	$CrO_4^{2-}$	cromato
$H_2Cr_2O_7$	Acido bicromico	$Cr_2O_7^{2-}$	bicromato
$HMnO_4$	Acido <b>permanganico</b>	$MnO_4^-$	permanganato
$H_4SiO_4$	Acido <b>ortosilicico</b>	$SiO_4^{4-}$	<b>ortosilicato</b>

## I Sali

I Sali degli acidi derivano formalmente dalla sostituzione di uno o più ioni  $H^+$  degli acidi con uno ione metallico (catione) o con lo ione ammonio  $NH_4^+$

**Nella nomenclatura tradizionale** i nomi dei Sali si formano da quelli degli acidi corrispondenti cambiando le desinenze secondo lo schema seguente

<b>-oso</b>	→	<b>-ito</b>
<b>-ico</b>	→	<b>-ato</b>
<b>-idrico</b>	→	<b>-uro</b>

ed eventualmente usando i termini “monoacido” “biacido” etc per i Sali acidi

**La nomenclatura IUPAC** prevede per tutti i Sali la desinenza **-ato** ed opportuni prefissi moltiplicativi per indicare il numero di atomi di ossigeno (**osso**) e di eventuali altri gruppi. Se è necessario un prefisso moltiplicativo per un costituente che a sua volta inizia con un prefisso moltiplicativo, il costituente va messo fra parentesi ed il prefisso utilizzato è quello indicato, fra parentesi, nella Tabella dei prefissi moltiplicativi (bis, tris, tetrakis....)

**Per scrivere la formula di un sale e necessario seguire le seguenti regole:**

- 1) Scrivere la formula dello ione metallico (o dello ione ammonio eventualmente se il sale è un sale di ammonio)
- 2) Ricavare la formula del radicale dell'acido (anione) eliminando gli atomi di idrogeno. Parto a ritroso dall'anidride

Anidride + acqua → **acido** → **radicale dell'acido**

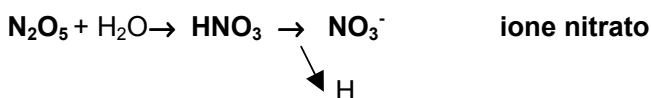
- 1) Accoppiare catione e anione secondo il metodo della carica incrociata, ossia dare come indice al metallo il valore assoluto della carica del radicale e a questo ultimo il valore assoluto della carica del metallo, semplificando gli indici se possibile.
- 2) Se si tratta di un sale binario l'accoppiamento è incrociato:

Esempio:

### Formula nitrato di sodio

Metallo (Catione): Na

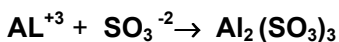
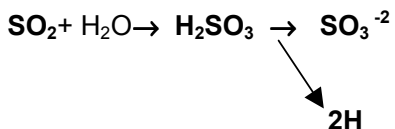
Anidride nitrica +  $H_2O$  → **acido nitrico** → **ione nitrato** radicale acido



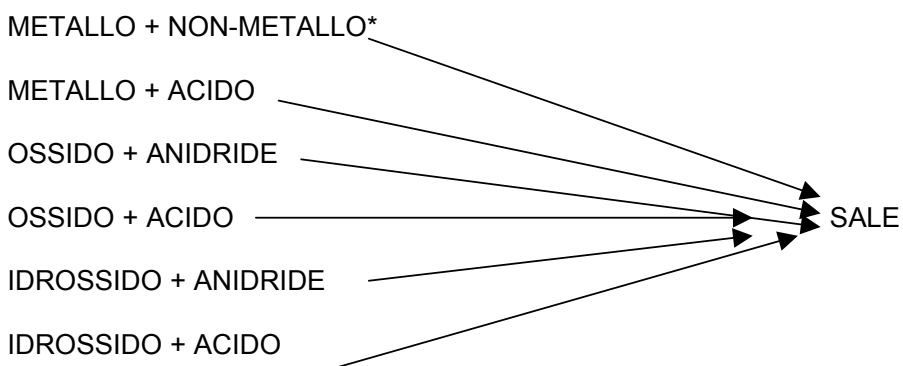
### Formula solfito di alluminio

Catione: Al

Anidride solforosa + H<sub>2</sub>O → acido solforoso → ione solfito



La formazione dei sali può essere ottenuta con una delle seguenti reazioni:



\* sale binario

Ad esempio.

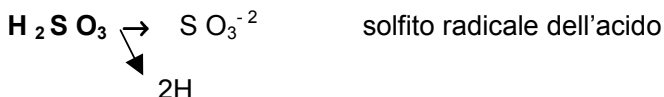
1) Prepariamo il solfito di potassio :

Utilizziamo il metodo:



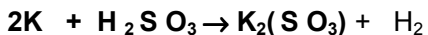
il metallo è il potassio simbolo **K** n.o. +1 **K<sup>+</sup>**

Lo zolfo S può assumere numeri di ossidazione +4 e +6, il solfito deriva dall'acido solforoso in cui lo zolfo è preso con il numero di ossidazione più basso, cui corrisponde l'anidride solforosa. sommando a questa una molecola di acqua atterremo l'acido solforoso. e da questo il radicale solfito





Il metallo ha n.o +1, il radicale -2, per la regola delle cariche incrociate daremo a K come indice il n.o del radicale (2) e al radicale il n.o. di K (1)



2) Prepariamo il **solfato di alluminio**:

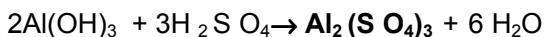
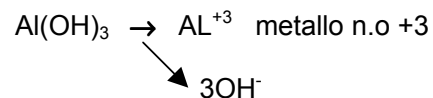
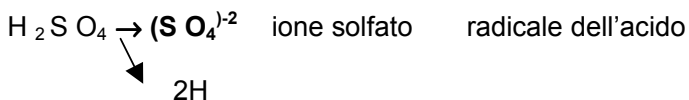
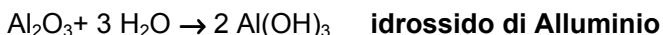
Utilizziamo il metodo:

**Idrossido + acido → sale + acqua**

L'alluminio ha un unico n.o. +3

Il solfato deriva dall'acido solforico pertanto per lo zolfo che ha 2 n.o. +4e +6 dovrò prendere il n.o. più alto

**Idrossido di alluminio + acido solforico → solfato di alluminio+ acqua**



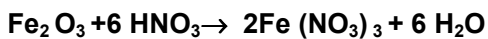
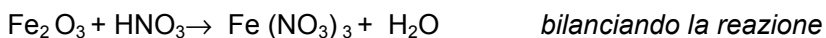
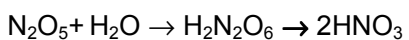
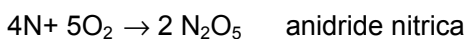
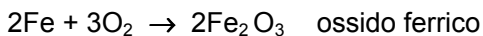
Dalla reazione si sviluppano 6 molecole di acqua

### 3) Prepariamo il **nitrato ferrico**:

Utilizziamo il metodo:

Ossido + acido → **sale**

**Ossido ferrico+ acido nitrico→ nitrato ferrico**

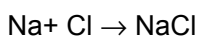


### 3) Prepariamo il **cloruro di sodio**

Utilizziamo il metodo:

metallo + non-metallo → **sale**

**sodio+ cloro → cloruro di sodio**

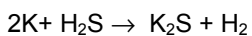
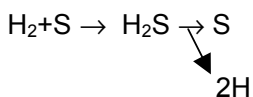


### 4) Prepariamo il **solfo di potassio**

Utilizziamo il metodo:

metallo + acido → **sale**

**potassio + acido solforico→ solfo di sodio**

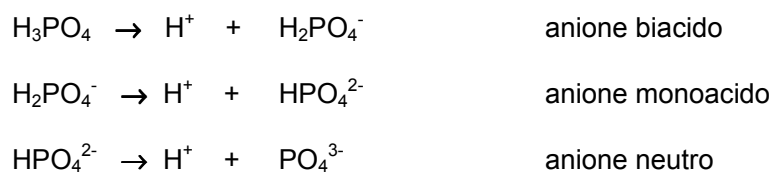


Si possono formare sia utilizzando un anione proveniente da un acido completamente dissociato, ed in tal caso sono detti **Sali neutri**, sia da un acido parzialmente dissociato. In tal caso l'anione possiede ancora atomi di idrogeno nella sua molecola e il sale che si forma è detto **sale acido**. (monoacido se conserva un idrogeno, biacido se ne conserva due etc)

Reazione di sintesi

ione solfato

Ad esempio l'acido ortofosforico può formare tre tipi di Sali utilizzando gli anioni provenienti dalle tre dissociazioni successive



	<i>Nome sistematico (IUPAC)</i>	<i>Nome tradizionale</i>
$\text{CaSO}_3$	triossolfato (IV) di calcio	solfito di calcio
$\text{CuSO}_4$	tetraossosolfato (VI) di rame (II)	solfato rameico
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	tetraossosolfato (VI) di sodio	solfato di sodio
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	bis(diossonitrato) (III) di Ferro (II)	nitrito ferroso
$\text{NaNO}_3$	triossonitrato (V) di sodio	nitrate di sodio
$\text{Na}_3\text{PO}_4$	tetraossofosfato (V) di trisodio	ortofosfato di sodio
$\text{NaHSO}_3$	idrogeno triossosolfato (IV) di sodio	solfito monoacido di sodio (bissolfito di sodio)
$\text{CuH}_2\text{PO}_4$	diidrogeno tetraossofosfato (V) di rame (I)	fosfato biacido rameoso
$\text{NaHCO}_3$	idrogeno triossocarbonato (IV) di sodio	carbonato monoacido di sodio (bicarbonato di sodio)
$\text{Pb}(\text{ClO})_4$	tetrakis(monossoclorato) (I) di Piombo (IV)	ipoclorito piombino
$\text{Fe}(\text{OH})\text{ClO}$	ossoclorato (I) di idrossiferro (II)	ipoclorito monobasico ferroso
$\text{Fe}(\text{MnO}_4)_3$	tris(tetraossomanganato) (VII) di ferro (III)	permanganato ferrico

- prende il nome di solfuro di rame (II)

**Sali binari**

Derivano dalla reazione di un metallo con un non metallo  
Hanno formula generale .

**M X**            M simbolo del metallo  
                  X simbolo del non-metallo  
                  m n.o. del metallo  
                  x n.o. del non metallo

Esempio:

$\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow \text{NaCl}$  cloruro di sodio

$\text{K} + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$  solfuro di sodio

**la nomenclatura tradizionale** propone che il nome del **nonmetallo** con desinenza in *-uro* sia seguita da complemento di specificazione e nome del **metallo** o dal nome del metallo con suffisso e/o prefisso adeguato secondo le regole descritte in precedenza.

*Per esempio:*

- NaCl prende il nome di cloruro di sodio
- $\text{Cu}_2\text{S}$  prende il nome di solfuro rameoso
- CuS prende il nome di solfuro rameico

**la nomenclatura IUPAC** adotta le stesse regole utilizzate negli **idruri**, con la differenza che il termine *idruro* è opportunamente sostituito con il nome del nonmetallo, pur mantenendo la desinenza in *-uro*. *Per esempio:*

- NaCl prende il nome di cloruro di sodio
- $\text{Cu}_2\text{S}$  prende il nome di solfuro di dirame (I)
- CuS prende il nome di solfuro di rame (II)

## Eccezioni

---

Esistono alcuni composti che non sono quasi mai utilizzati con il proprio nome razionale, ma comunque unanimemente riconosciuti come tali. Essi sono:

- $\text{H}_2\text{O}$  Acqua
- $\text{NH}_3$  Ammoniaca
- $\text{AsH}_3$  Arsina
- $\text{C}_6\text{H}_6$  Benzene
- $\text{PH}_3$  Fosfina
- $\text{N}_2\text{H}_4$  Idrazina
- $\text{CH}_4$  Metano
- $\text{SiO}_2$  Silice

## Bibliografia:

Baracchi Tagliabue "Chimica" - Lattes  
A Raggi "Chimica generale" - ETS Università