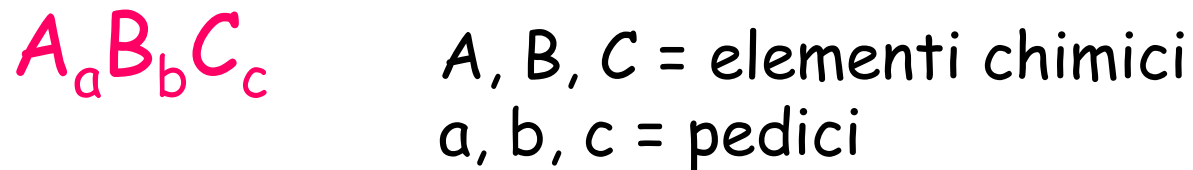


# FORMULE CHIMICHE

La formula chimica di un composto indica gli **elementi** presenti e per ciascuno di essi il **numero di atomi** contenuti.



**Formula molecolare** = la formula chimica in cui i pedici indicano il **reale numero di atomi** presenti nella molecola

$$\rightarrow PM = \sum n_i \cdot PA_i$$

**Formula empirica** (o **minima** o **bruta**) = la formula chimica che descrive il **rapporto tra gli atomi** presenti nella molecola

$$\rightarrow PF = \sum n_i \cdot PA_i$$

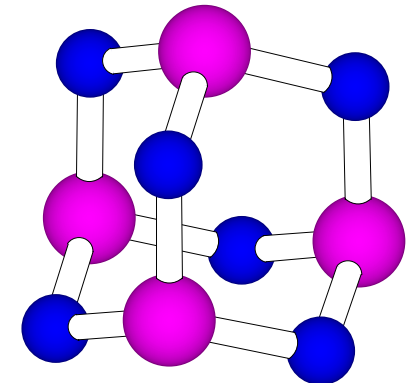
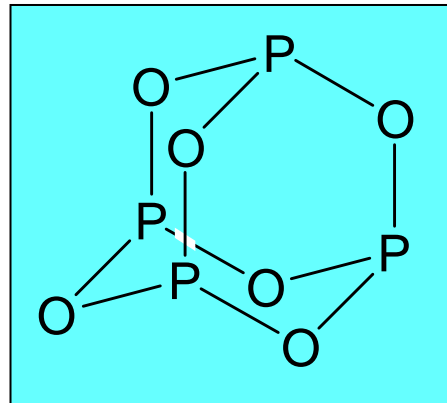
# Anidride fosforosa [ossido di fosforo(III)]

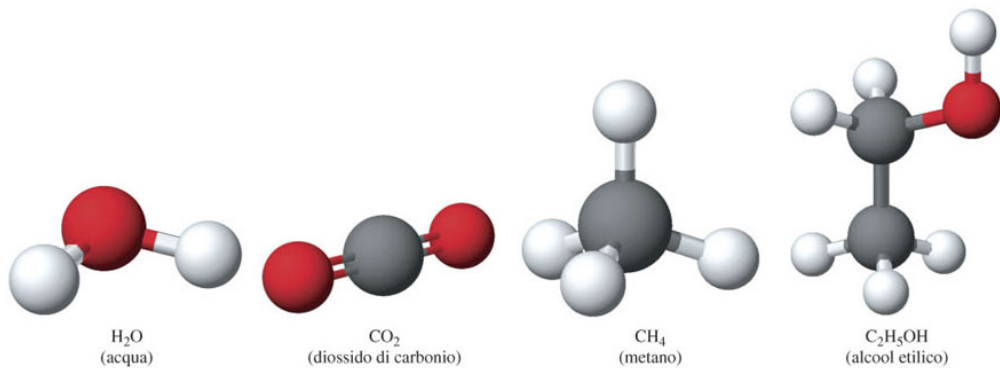
Formula molecolare (FM)  $\rightarrow$   $P_4O_6$

Formula empirica (FE)  $\rightarrow$   $P_2O_3$

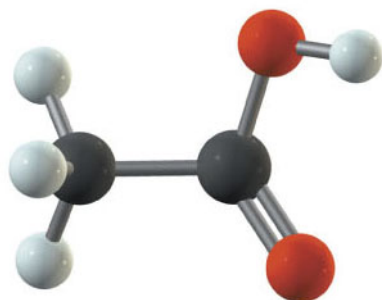
$$FM = n \cdot FE$$

Formula di struttura  $\rightarrow$





**Figura 2-4** Le formule e la rappresentazione *ball-and-stick* (letteralmente modelli a sfera e bastoncino) delle molecole di alcuni composti. La rappresentazione *ball-and-stick* raffigura gli atomi come sfere più piccole rispetto ai modelli *space-filling*, in modo tale da mettere in evidenza come “sticks” (bastoncini) i legami chimici tra gli atomi.



Rappresentazioni tipo (a) *ball-and-stick* e (b) *space-filling* di una molecola di acido acetico (aceto),  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Formula chimica	Formula di struttura	Modello ball-and-stick	Modello space-filling
$\text{H}_2\text{O}$ , acqua	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$		
$\text{H}_2\text{O}_2$ , perossido di idrogeno	$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$		
$\text{CCl}_4$ , tetracloruro di carbonio	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{Cl}-\text{Cl}-\text{Cl} \\   \\ \text{Cl} \end{array}$		
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , etanolo (alcol etilico)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		

**Figura 2-6** Formule e modelli strutturali di alcune molecole. Le formule di struttura mostrano l'ordine secondo il quale gli atomi sono legati ma non descrivono le forme reali delle molecole. La rappresentazione *ball-and-stick* usa sfere (ball) di colore diverso per rappresentare gli atomi e bastoncini (sticks) per rappresentare i legami; questi modelli mettono in evidenza la struttura tridimensionale delle molecole. La rappresentazione *space-filling* mostra le dimensioni relative (approssimate) degli atomi e la forma delle molecole mentre i legami tra gli atomi sono nascosti a causa della sovrapposizione delle sfere che rappresentano gli atomi.

# Significato quantitativo della formula molecolare

Una mole di  $A_aB_bC_c$  contiene  $a$  moli di  $A$ ,  $b$  moli di  $B$ , e  $c$  moli di  $C$

**Es:** una mole (98.08 g,  $6.022 \cdot 10^{23}$  molecole) di  $H_2SO_4$  contiene:  
due moli (2.016 g,  $12.044 \cdot 10^{23}$  atomi) di  $H$   
una mole (32.06 g,  $6.022 \cdot 10^{23}$  atomi) di  $S$   
e quattro moli (64 g,  $24.088 \cdot 10^{23}$  atomi) di  $O$

# Sostanze ioniche

Uno **ione** è una particella carica ottenuta da un atomo o un gruppo di atomi legati chimicamente per addizione o sottrazione di elettroni.

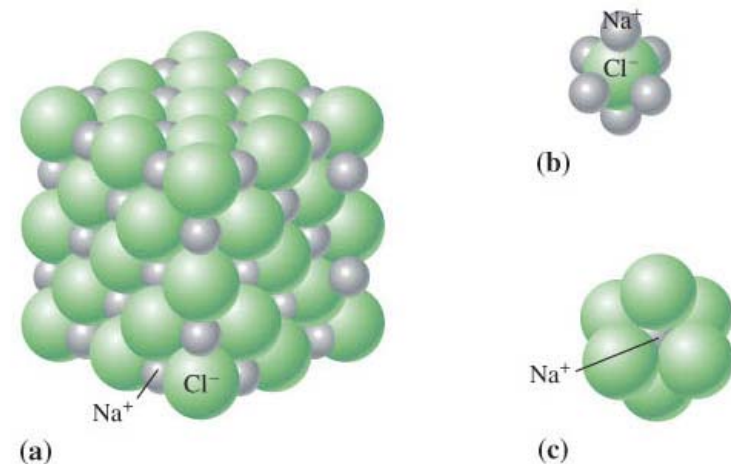
**Anione**: ione carico **negativamente**  $\text{Cl}^-$   $\text{SO}_4^{2-}$

**Catione**: ione carico **positivamente**  $\text{Na}^+$   $\text{Ca}^{2+}$

Un **composto ionico** è un composto costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da **forze elettrostatiche** in una disposizione spaziale regolare. In tali casi si parla di **unità formula** più che di formula chimica e non si può definire una molecola

$\text{NaCl}$       1 ione  $\text{Na}^+$  per ogni ione  $\text{Cl}^-$

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$       2 ioni  $\text{Fe}^{3+}$  per 3 ioni  $\text{SO}_4^{2-}$



## I composti chimici sono suddivisi in:

- ❖ Composti organici: composti del carbonio, considerabili come derivati da idrocarburi (composti di carbonio e idrogeno)
- ❖ Composti inorganici: composti formati da tutti gli altri elementi, inclusi alcuni composti semplici del carbonio ( $CO$ ,  $CO_2$ , ecc.)

# COMPOSIZIONE PERCENTUALE



$$PM = x \cdot PA_{(A)} + y \cdot PA_{(B)} + z \cdot PA_{(C)}$$

$$\%_{(A)} = \frac{x \cdot PA_{(A)}}{PM} \cdot 100$$

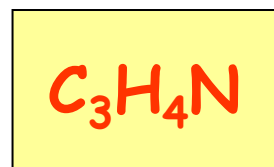
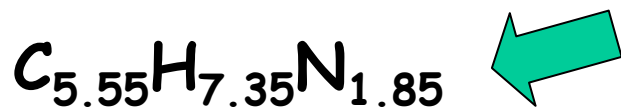
$$\%_{(B)} = \frac{y \cdot PA_{(B)}}{PM} \cdot 100$$

$$\%_{(C)} = \frac{z \cdot PA_{(C)}}{PM} \cdot 100$$

## Calcolo della formula empirica

Composizione percentuale: C = 66.67%, H = 7.41%, N = 25.92%  
(si può determinare sperimentalmente)

100 g di composto contengono:  $66.67 / 12.0 = 5.55$  moli di C  
 $7.41 / 1.008 = 7.35$  moli di H  
 $25.92 / 14.0 = 1.85$  moli di N



PF = 54

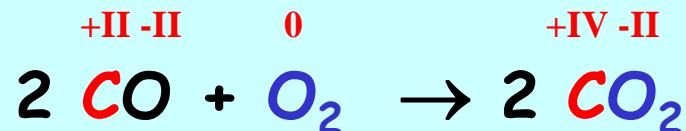
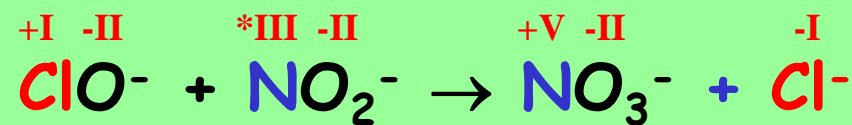
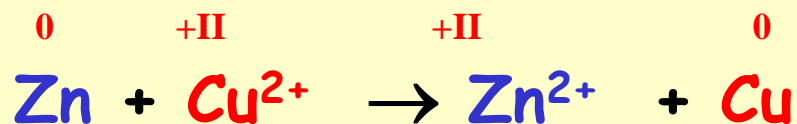
formula empirica

Se conosco il peso molecolare (PM = 324),  
posso determinare la formula molecolare:  $324 / 54 = 6$

formula molecolare:  $\text{C}_{18}\text{H}_{24}\text{N}_6$



Reazioni di ossido-riduzione implicano un trasferimento elettronico



variano i numeri di ossidazione

il numero (o stato) di ossidazione (N.O.) è una carica fittizia dell'atomo nel composto, assegnata secondo certe regole:

Specie monoatomica: lo stato di ossidazione è uguale alla carica.

Specie	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Xe
n. ox.	+I	-I	-II	+II	+III	0

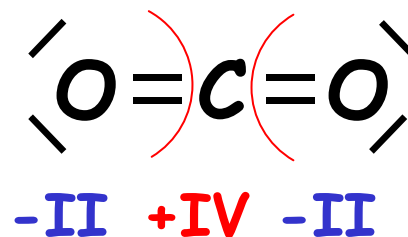
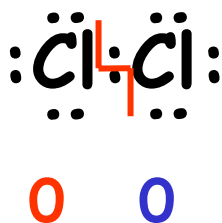
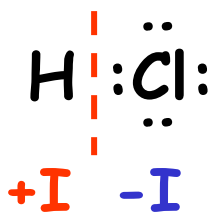
In un **composto ionico** formato ioni monoatomici N.O. è la carica effettiva dello ione:

Es: Na<sub>2</sub>S (ionico, formato da ioni Na<sup>+</sup> e S<sup>2-</sup>)

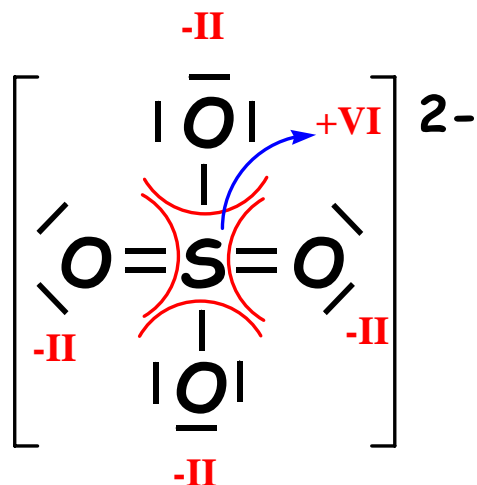
Na ha n° di ossidazione +I e S ha n° di ossidazione -II

**Molecola o ione poliatomico:** il  $n^\circ$  di ossidazione viene assegnato sulla base della seguente assunzione:

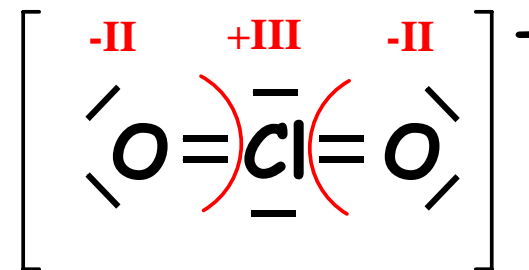
Gli elettroni di legame sono assegnati all'atomo più elettronegativo.



Ione Solfato  
 $\text{SO}_4^{2-}$



Ione Clorito  
 $\text{ClO}_2^-$



Non è necessario conoscere la formula di Lewis per assegnare i numeri di ossidazione ai vari atomi. È sufficiente applicare le seguenti regole:

- 1 - Una **sostanza elementare** (qualsiasi forma allotropica) ha **N.O. = 0**  
Es:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{C}_{(\text{grafite})}$ ,  $\text{C}_{(\text{diamante})}$  per tutti **N.O. = 0**
- 2 - N.O. di uno ione è uguale alla carica. Per gli ioni di **metalli alcalini** è **+I**, per quelli dei **metalli alcalino-terrosi** è **+II**.
- 3 - N.O. del **fluoro** è sempre **-I**
- 4 - N.O. degli **alogeni** è **-I** eccetto che nei composti con **O** o con altri alogeni.  
Es:  $\text{BrCl}$  ( $\text{Cl}$ : **-I**,  $\text{Br}$ : **+I**);  $\text{Cl}_2\text{O}$  ( $\text{Cl}$ : **+I**,  $\text{O}$ : **-II**)
- 5 - N.O. dell'**ossigeno** è **-II** eccetto i perossidi, come  $\text{H}_2\text{O}_2$  e  $\text{Na}_2\text{O}_2$  in cui è **-I**.
- 6 - N. O. dell'**idrogeno** è **+I** eccetto che negli idruri metallici, come  $\text{LiH}$ ,  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$  in cui è **-I**.
- 7 - La somma dei numeri di ossidazione degli atomi di una molecola neutra è zero, di uno ione poliatomico è uguale alla carica dello ione.

# Nomenclatura di composti inorganici

## Composti ionici

Un composto ionico prende il nome dagli ioni che contiene scrivendo prima il **catione** e poi l'**anione**



sodio cloruro

È anche usata una variante in cui si inverte l'ordine e si fa precedere il nome del catione da "di"



cloruro di sodio

Uno **ione monoatomico** è uno ione formato da **un singolo atomo**  
Uno **ione poliatomico** da **due o più atomi** legati tra loro



ioni monoatomici



ioni poliatomici

Un catione monoatomico prende il nome dall'**elemento**

$\text{Na}^+$	ione <b>sodio</b>
$\text{Ca}^{2+}$	ione <b>calcio</b>
$\text{Al}^{3+}$	ione <b>alluminio</b>

Molti **elementi di transizione** formano cationi con diverse cariche che sono distinti da un numero romano (fra parentesi) pari alla carica

$\text{Fe}^{2+}$	ione <b>ferro (II)</b>	o ione <b>ferroso</b>
$\text{Fe}^{3+}$	ione <b>ferro (III)</b>	o ione <b>ferrico</b>

In una vecchia nomenclatura si usano i suffissi **-oso** e **-ico** per gli ioni con carica **minore** e **maggiore**

$\text{FeCl}_2$       cloruro di ferro (II)      o cloruro **ferroso**

$\text{FeCl}_3$       cloruro di ferro (III)      o cloruro **ferrico**

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H <sup>+</sup>																H <sup>-</sup>	
Li <sup>+</sup>													C <sup>4-</sup>	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>											Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B				Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>		Ti <sup>2+</sup>		Cr <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>				Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>	
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>										Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>		Sn <sup>4+</sup>				
													Pb <sup>4+</sup>	Bi <sup>5+</sup>			

I **metalli** formano cationi, per quelli non di transizione (**arancioni** nella figura) la **carica del catione è uguale al numero del gruppo** nella nomenclatura non IUPAC.

# Comuni CATIONI di Metalli di Transizione

formula

nome

$\text{Cr}^{3+}$

Cromo(III) o cromico

$\text{Mn}^{2+}$

Manganese(II) o manganoso

$\text{Fe}^{2+}$

Ferro(II) o ferroso

$\text{Fe}^{3+}$

Ferro(III) o ferrico

$\text{Co}^{2+}$

Cobalto(II) o cobaltoso

$\text{Ni}^{2+}$

Nichel(II) o nichel

$\text{Cu}^{2+}$

Rame(II) o rameico

$\text{Zn}^{2+}$

Zinco

$\text{Ag}^{+}$

Argento

$\text{Cd}^{2+}$

Cadmio

$\text{Hg}^{2+}$

Mercurio(II) o mercurico



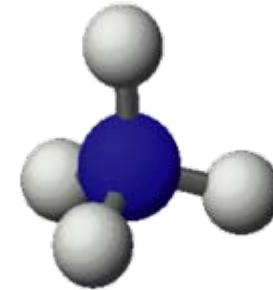


# Ioni poliatomici

L'unico catione poliatomico di rilievo è:

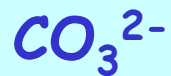


ione ammonio



ione ammonio ( $\text{NH}_4^+$ )

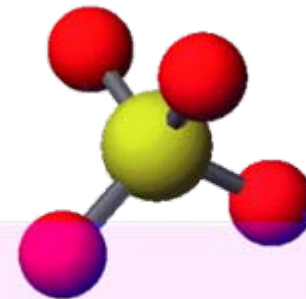
La maggior parte degli ioni poliatomici sono ossianioni, contenenti **ossigeno** più un altro elemento:



ione carbonato



ione solfato



ione solfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ )

# PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

Nome	Formula	Nome	Formula
Acetato	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	Idrossido	$\text{OH}^-$
Ammonio	$\text{NH}_4^+$	Ipoclorito	$\text{ClO}^-$
Carbonato	$\text{CO}_3^{2-}$		
Clorato	$\text{ClO}_3^-$	Monoidrogeno fosfato	$\text{HPO}_4^{2-}$
Clorito	$\text{ClO}_2^-$	Nitrato	$\text{NO}_3^-$
Cromato	$\text{CrO}_4^{2-}$	Nitrito	$\text{NO}_2^-$
Cianuro	$\text{CN}^-$	Ossalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Perclorato	$\text{ClO}_4^-$
Diidrogenofosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	Permanganato	$\text{MnO}_4^-$
Fosfato	$\text{PO}_4^{3-}$	Ossido	$\text{O}^{2-}$
Idrogenocarbonato (o bicarbonato)	$\text{HCO}_3^-$	Perossido	$\text{O}_2^{2-}$
Idrogenosolfato (o bisolfato)	$\text{HSO}_4^-$	Solfato	$\text{SO}_4^{2-}$
Idrogenosolfito (o bisolfito)	$\text{HSO}_3^-$	Solfito	$\text{SO}_3^{2-}$

## Esempi



Solfato di ferro (II)



Bromuro di alluminio



Ossido di titanio (IV)



Solfato di ferro (III)



Nitrato di rame (I)



Nitrato di rame (II)

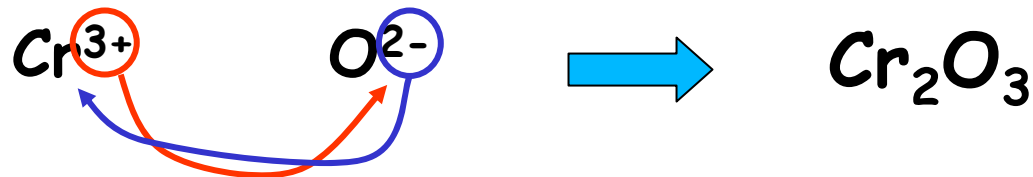


Nitruro di magnesio

# Scrittura della formula a partire dagli ioni

Si scriva la formula dell'ossido di cromo(III).

Gli ioni componenti sono lo **ione ossido**  $O^{2-}$  e lo **ione cromo(III)**  $Cr^{3+}$ .  
Per raggiungere la neutralità si possono prendere **un numero di cationi pari alla carica dell'anione** e un numero di anioni pari alla carica del catione:



Se è possibile si devono ridurre i pedici ai numeri interi più piccoli possibile (questo accade quando i pedici hanno dei divisori in comune).

Es: ossido di magnesio



Si dividono i pedici per il  
massimo comune divisore (2)

# IDRATI

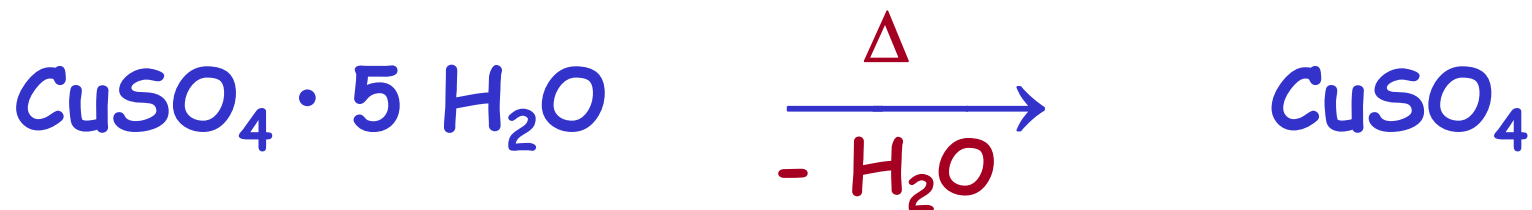
Un **idrato** è un composto (ionico) che **contiene** nei suoi cristalli **molecole di acqua** debolmente legate



**Solfato di rame (II) pentaidrato**

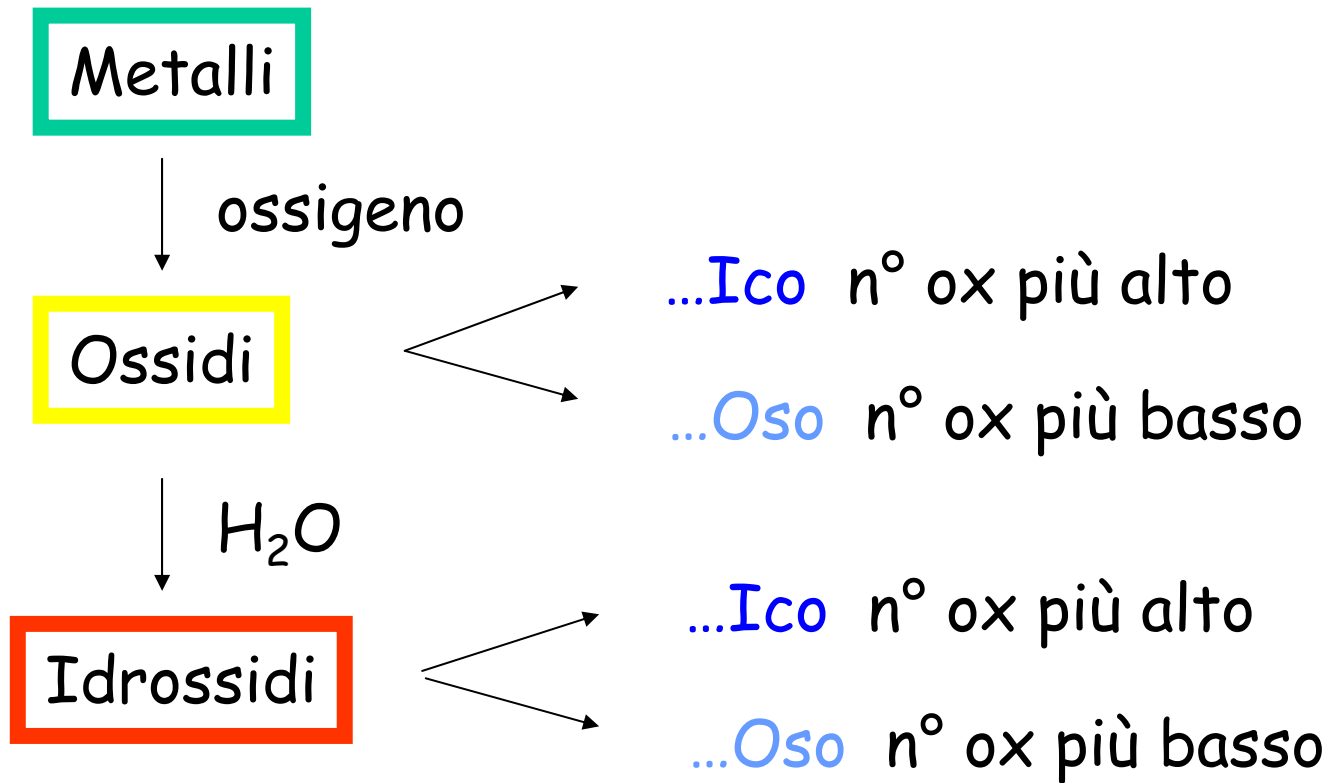


L'acqua viene persa per riscaldamento dando il composto **anidro**



**Solfato di rame (II) (anidro)**

Il processo è ben visibile in quanto il solfato di rame pentaidrato ha colore **blu** mentre quello anidro è **bianco**



	Mediante prefissi	Tradizionale	Metodo di Stock
Fe O Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	monossido di ferro triossido di diferro	ossido ferroso ossido ferrico	ossido di ferro (II) ossido di ferro (III)
Fe (OH) <sub>2</sub> Fe (OH) <sub>3</sub>	di-idrossido di ferro tri-idrossido di ferro	idrossido ferroso idrossido ferrico	idrossido di ferro (II) idrossido di ferro (III)

# Non Metalli

ossigeno ↓

Ossidi  
(*anidridi*)

↓ H<sub>2</sub>O

Acidi  
(ossiacidi)

Per .... *Ica* n° ox più alto Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

...*Ica* n° ox immed. < del più alto Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

...*Osa* n° ox immed. > più basso Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

*Ipo* ...*Osa* n° ox più basso Cl<sub>2</sub>O

Per .... *Ico* n° ox più alto HClO<sub>4</sub>

...*Ico* n° ox immed. < del più alto HClO<sub>3</sub>

...*Oso* n° ox immed. > più basso HClO<sub>2</sub>

*Ipo* ...*Oso* n° ox più basso HClO

	Mediante prefissi	Tradizionale	Metodo di Stock
Cl <sub>2</sub> O	ossido di dicloro	anidride ipoclorosa	ossido di cloro (I)
Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di dicloro	anidride clorosa	ossido di cloro (III)
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di dicloro	anidride clorica	ossido di cloro (V)
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	eptossido di dicloro	anidride perclorica	ossido di cloro (VII)

## La formula di un ossiacido

scrivere i simboli degli elementi nell'ordine H, non metalli/metalli, ossigeno

la formula viene di solito derivata considerando l'addizione di  $H_2O$  agli ossidi e semplificando gli indici se possibile (**M.C.D.**)



Ossido di cloro (III)  
o Anidride Clorosa  
o triossido di dicloro

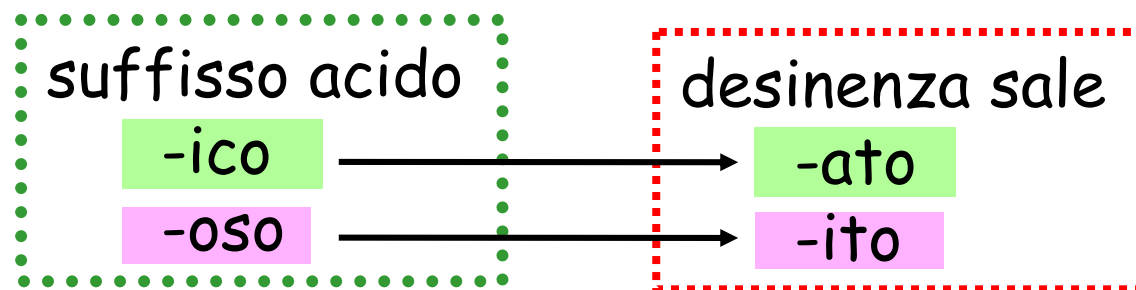
**Acido Cloroso**



## Sali di ossiacidi

Composti ionici costituiti da ioni metallici positivi e da ioni negativi ottenuti sottraendo uno o più ioni  $H^+$  alla molecola dei relativi acidi ossigenati.

Conservano il nome dell'acido assumendo desinenza :



$HClO$  ac. **Ipocloroso**

$H_2SO_4$  ac. **Solforico**

$H_2CO_3$  ac. **Carbonico**

$H_2SO_3$  ac. **Solforoso**

$NaClO$  **ipoclorito** di sodio

$CaSO_4$  **solfato** di calcio

$Na_2CO_3$  **carbonato** di sodio

$Al_2(SO_3)_3$  **solfito** di alluminio

$ClO^-$  ione **ipoclorito**;  $SO_4^{2-}$  ione **solfato**;  $CO_3^{2-}$  ione **carbonato**

## Sali Acidi

Quando in un acido *poliprotico* non tutti gli atomi di idrogeno salificabili vengono sostituiti da ioni metallici si ha la formazione di Sali Acidi.

Si nominano *premettendo* al nome del sale la parola *idrogeno* eventualmente associata ad un prefisso numerico che indichi quanti H sono ancora salificabili.



idrogenosolfato di sodio



idrogenocarbonato di sodio

(carbonato acido di sodio o bicarbonato di sodio)



diidrogenofosfato di sodio

Acidi che differiscono per il contenuto d'acqua ma non nel numero d'ossidazione dell'elemento non metallico si distinguono tramite i prefissi **Orto**, **Meta**, **Piro**.

### **Orto**

max n° molecole di H<sub>2</sub>O

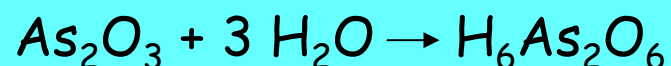
### **Meta**

ottenuto dall'orto eliminando una molecola di H<sub>2</sub>O

### **Piro**

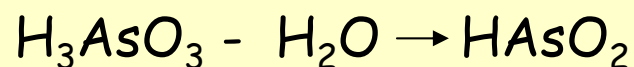
ottenuto da 2 molecole in forma orto eliminando una molecola di H<sub>2</sub>O

**Orto** .... **Ico** / **Oso**



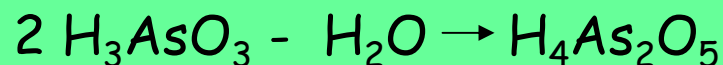
**H<sub>3</sub>AsO<sub>3</sub>** **Ac. ortoarsenioso**

**Meta** .... **Ico** / **Oso**



**HAsO<sub>2</sub>** **Ac. metarsenioso**

**Piro** .... **Ico** / **Oso**

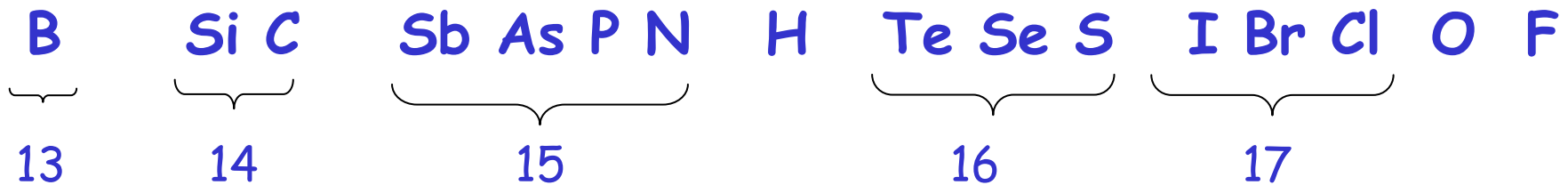


**H<sub>4</sub>As<sub>2</sub>O<sub>5</sub>** **Ac. piroarsenioso**

## Composti molecolari binari

Composti molecolari binari formati fra **due non-metalli o metalloidi**:

**Il non-metallo o metalloide che compare per primo nella seguente sequenza è scritto per primo nella formula e nel nome:**



L'ordine è quello dei gruppi dal 13 al 17 e dal basso verso l'alto con le eccezioni di H O F

Nome dato prendendo la radice del secondo elemento con il suffisso -uro seguito dal nome del primo elemento preceduto da "di"



# Idracidi

Gli idracidi prendono desinenza **idrico**

**HF** ac. fluoridrico

**HCl** ac. cloridrico

**HBr** ac. bromidrico

**HI** ac. iodidrico

**H<sub>2</sub>S** ac. solfidrico

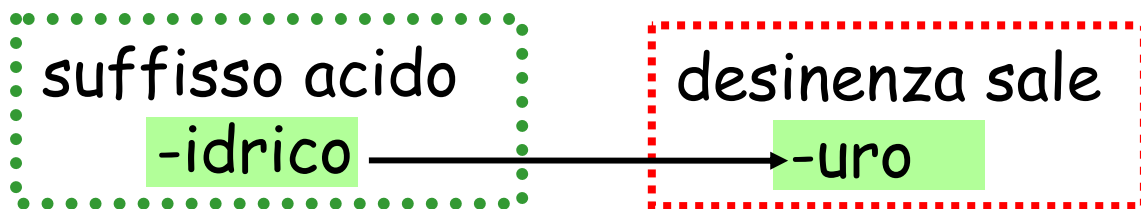
**HCN** ac. cianidrico

Ac. Alogenidrici

## Sali di idracidi

Composti ionici costituiti da ioni metallici positivi e da ioni negativi ottenuti sottraendo uno o più ioni  $H^+$  alla molecola dei relativi idracidi.

Conservano il nome dell'acido assumendo desinenza *-uro*



$NaCl$	cloruro di sodio
$CaF_2$	fluoruro di calcio
$Na_2S$	solfuro di sodio
$NaHS$	idrogenosolfuro di sodio

