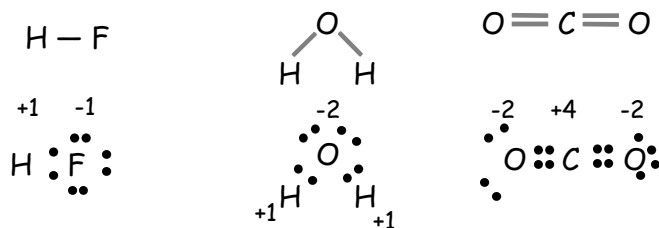


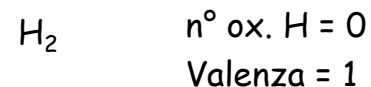
Numero di Ossidazione

Il numero di ossidazione, o stato di ossidazione, di un atomo in un composto, è la CARICA FORMALE che l'atomo ha se gli elettroni dei legami a cui partecipa vengono tutti attribuiti all'atomo più elettronegativo.

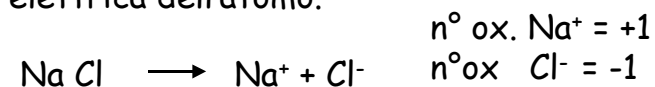


VALENZA: numero di legami stabiliti da un atomo con gli altri atomi della molecola

1. Il numero di ossidazione di tutti gli elementi è zero, sia in forma monoatomica, K, Na, Ag o stato metallico, sia in forma poliatomica S_8 , P_4 , O_2 , H_2 .



2. Nel caso degli ioni monoatomici, il numero di ossidazione ha un significato fisico e coincide con la carica elettrica dell'atomo.



3. Nei composti covalenti il numero di coordinazione è solo una grandezza convenzionale

Ordine di Priorità

1) Il n° di ox. può essere positivo, nullo, negativo, intero o frazionario

2) La somma algebrica dei n° di ox. di tutti gli atomi facente parte di una molecola neutra è sempre = 0

3) La somma algebrica dei n° di ox. di tutti gli atomi facente parte di uno ione è uguale alla sua carica

4) Il n° di ox. di un atomo neutro è = 0 Es Hg n.o. = 0

5) Il n° ox. di atomi uguali uniti a formare da soli una molecola è = 0
Es O_2 , Cl_2 , N_2 , S_8 ecc... n.o. = 0

6) Il n.o. di ogni ione monoatomico è uguale alla sua carica

1° gruppo Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+ n.o. = +1

2° gruppo Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} n.o. = +2

3° gruppo Al^{3+} , Sc^{3+} , Y^{3+} n.o. = +3

7) Il n.o. del fluoro è sempre = -1

Eccezione: F_2 n.o. = 0

Esempi: HF, F_2O , CF_4 n.o.(F) = -1

8) Il n.o. dell'idrogeno è sempre = +1

Eccezione: H_2 n.o. = 0

Idruri metallici: NaH^+ , CaH_2^{+2} n.o. = -1

Esempi: H_2O ; NH_3 ; H_2SO_4 n.o. = +1

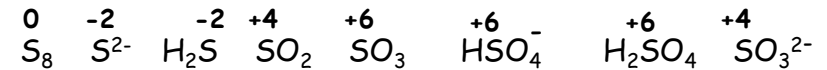


Biossido di cloro

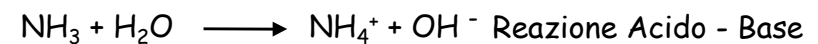
$$\text{n.o.}(\text{O}) = -2$$

10) Tutti gli altri elementi possono avere diversi numeri di ossidazione a seconda dei composti che formano.

Esempio: Determinare il n.o. dello zolfo nelle seguenti specie



Esempio: Ione ammonio NH_4^+ $x + 4 = 1$ n.o. (N) = $x = -3$
 Ammoniaca NH_3 $x + 3 = 0$ n.o. (N) = $x = -3$



Relazione tra il numero di ossidazione di un elemento e la sua collocazione nel sistema periodico

1) gli elementi del gruppo IA, IIA, IIIA presentano un solo n.o.

Eccezione: H n.o. = -1 negli idruri Tallio n. o. = +1,+3

2) Nei gruppi IVA, VA, VIA, VIIA, i diversi n.o. di un dato elemento differiscono in generale tra loro di almeno 2 unità

Esempio S n.o. = +2, +4, +6

Eccezione : N n.o. = +1,+2, +3, +4, +5

3) Tali elementi presentano in genere un n.o. negativo ottenuto dalla differenza tra il n° del gruppo 8

VA	N	n.o. = -3	5-8 = -3
VIA	S	n.o = -2	6-8 = -2
VIIA	Cl	n.o. = -1	7-8 = -1

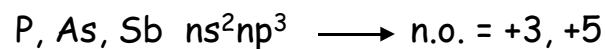
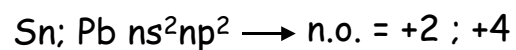
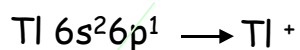
4) Il massimo n.o. di un elemento coincide in genere con il gruppo a cui l'elemento appartiene

Eccezione gruppo IB: Cu n.o = +2 ,+1
 Ag n.o. = +1, +2
 Au n.o. = +3,+1

I stati di ossidazione sono strettamente correlati alla configurazione elettronica esterna dell'elemento e riflettono la perdita o l'acquisto di elettroni per raggiungere la configurazione completa. (Guscio pieno)



Per alcuni elementi sembra particolarmente favorita la configurazione ns^2

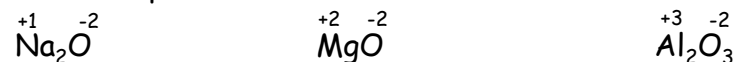


Nomenclatura

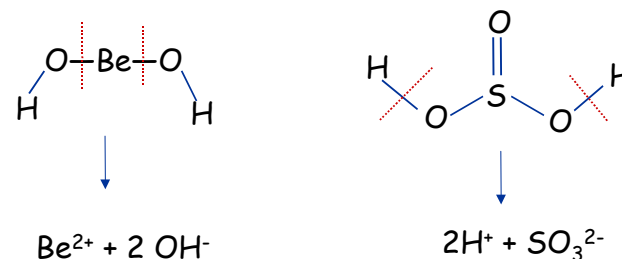
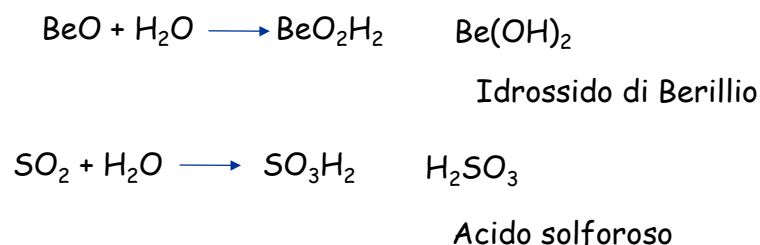
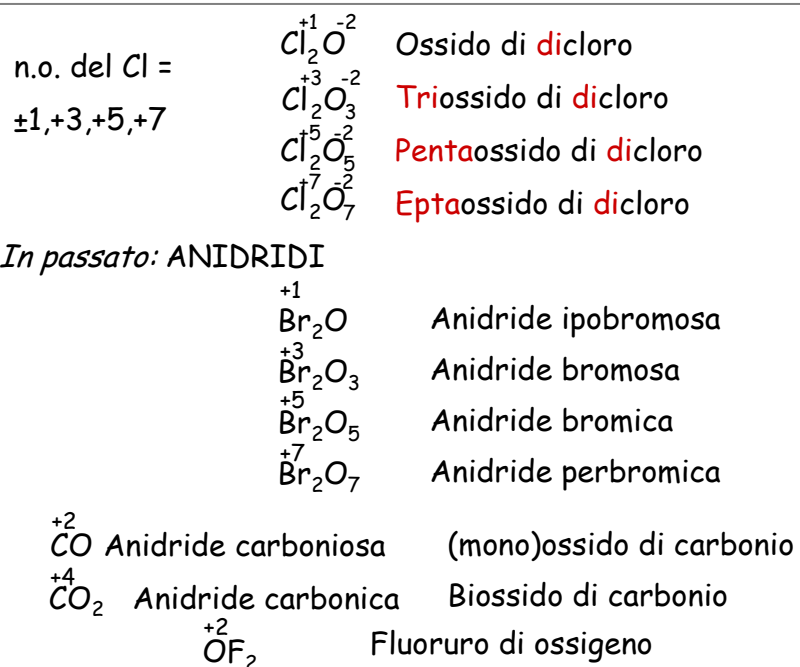
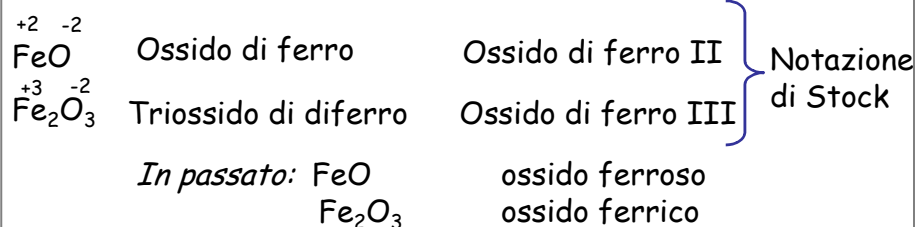
(regole stabilite dalla commissione IUPAC)

Ossidi

Sono composti binari formati da un elemento con l'ossigeno



Ossido di sodio Ossido di magnesio Ossido di alluminio



Ossidi metallici danno luogo ad idrossidi basici
Ossidi non metalli danno origine ad idrossidi acidi

IDROSSIDI

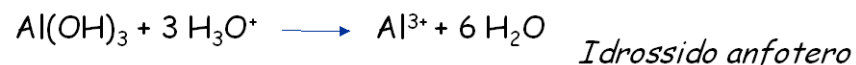
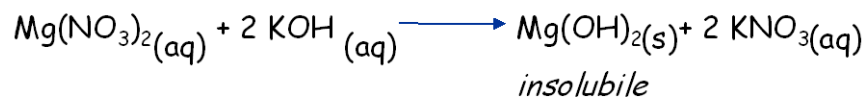
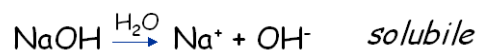
Composti di carattere ionico formati dal catione di un metallo e da ioni OH⁻

RbOH Idrossido di rubidio

Zn(OH)₂ Idrossido di zinco

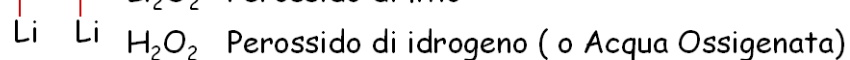
$\overset{+2}{\text{Fe}}(\text{OH})_2$ Idrossido di ferro(II) Idrossido ferroso

$\overset{+3}{\text{Fe}}(\text{OH})_3$ Idrossido di ferro(III) Idrossido di ferrico



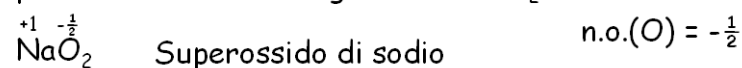
PEROSSIDI

Composti in cui il gruppo elettronegativo è formato da due atomi di ossigeno uniti dal legame - O - O -



SUPEROSSIDI

Composti ionici che contengono lo ione O₂⁻



IDRURI

Composti binari dell'idrogeno con gli elementi che hanno una minore elettronegatività, ossia con i metalli e con il boro e l'alluminio.

n.o. (H) = -1

Alcuni idruri sono composti ionici:

$\overset{+1}{\text{Na}} \overset{-1}{\text{H}}$ Idruro di sodio

$\overset{+2}{\text{Ba}} \overset{-1}{\text{H}}_2$ Idruro di bario

Altri sono covalenti:

$\overset{+3}{\text{Al}} \overset{-1}{\text{H}}_3$ Idruro di alluminio

$\overset{+3}{\text{B}} \overset{-1}{\text{H}}_3$ Idruro di boro

$\overset{+4}{\text{Sn}} \overset{-1}{\text{H}}_4$ Idruro di stagno (IV)

Acidi di anioni monoatomici

Gli atomi di idrogeno sono legati ad elementi abbastanza o molto elettronegativi

n.o. (H) = +1

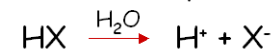
Formula generale: HX Acido ~idrico

HF Acido fluoridrico HBr Acido bromidrico

HCl Acido cloridrico HI Acido iodidrico

H₂S Acido solfidrico

Sono composti fortemente polari che si dissociano in acqua



Alcuni acidi hanno desinenza ~idrico anche se non sono strettamente monoatomici

$\overset{+1}{\text{C}} \overset{+2}{\text{N}} \overset{-3}{\text{H}}$ Acido cianidrico $\overset{+1}{\text{H}} \overset{-\frac{1}{3}}{\text{N}}_3$ Acido azotidrico

Sali con anioni monoatomici

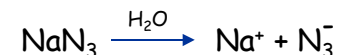
Sali corrispondenti agli acidi suddetti in cui lo ione idrogeno è sostituito dal catione di un metallo

Desinenza dell'anione ~uro - il nome del catione non varia

CaBr_2	Calcio Bromuro	
$\overset{+1}{\text{Cu}}\overset{-1}{\text{I}}$	Ioduro di rame (I)	Rame ioduro
$\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-1}{\text{I}}_2$	Ioduro di rame (II)	Rame diioduro
K_2C_2	Potassio carburo	
Li_2S_2	Litio disolfuro	H_2S_2

Vecchia convenzione: $\text{Sn}(\text{CN})_2$ Cianuro stannoso
 $\text{Sn}(\text{CN})_4$ Cianuro stannico

Composti ionici: in acqua si dissociano



Molecole di tipo covalente:

S_2Cl_2	Dicloruro di dizolfo
N_2S_5	Pentasolfuro di diazoto
ICl_3	Tricloruro di iodio

Ordine nella sequenza degli elementi non metallici:

As, P, N, H, S, I, Br, Cl, O, F

Acidi poliatomici ossigenati e loro sali

Formula generale: $\text{H}_n\text{X}_m\text{O}_p$

Vengono adoperati prefissi e suffissi per indicare il n. o. dell'atomo centrale

Esempio acidi ossigenati del Bromo. n.o.(Br) = $\pm 1, +3, +5, +7$

n.o.	Formula	nome	Formula del sale	nome
+1	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+1}{\text{Br}}\overset{-2}{\text{O}}$	Ac. ipobromoso	NaBrO	Sodio ipobromito
+3	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+3}{\text{Br}}\overset{-2}{\text{O}}_2$	Ac. bromoso	NaBrO_2	Sodio bromito
+5	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{Br}}\overset{-2}{\text{O}}_3$	Ac. bromico	NaBrO_3	Sodio bromato
+7	$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+7}{\text{Br}}\overset{-2}{\text{O}}_4$	Ac. perbromico	NaBrO_4	Sodio perbromato

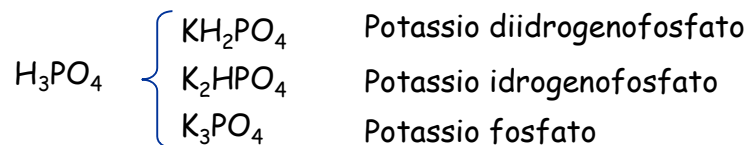
Esempio : acidi ossigenati dello zolfo. n.o. = +2, +4, +6

n.o.	Formula	nome	Formula del sale	nome
+2	$\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+2}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$	Ac. iposolforoso	Na_2SO_2	Sodio iposolfito
+4	$\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3$	Ac. solforoso	Na_2SO_3	Sodio solfito
+6	$\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$	Ac. solforico	Na_2SO_4	Sodio solfato

Per gli elementi dei gruppi VIIA e VIIB il prefisso "per~" è adoperato per il massimo stato di ossidazione

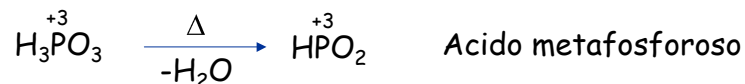
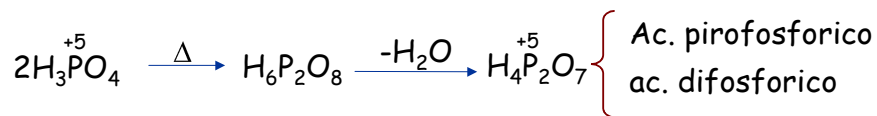
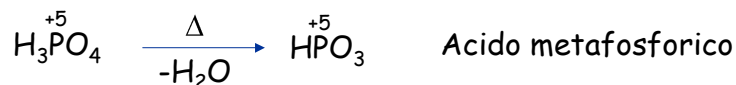
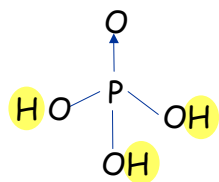
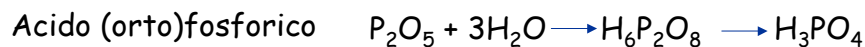
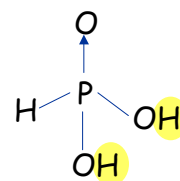
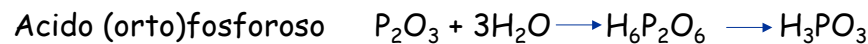
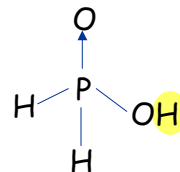
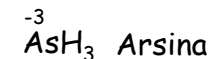
Esempio: Mn n.o.= +6, +7

H_2MnO_4 acido manganico HMnO_4 acido permanganico

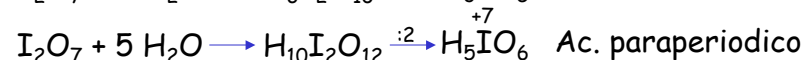
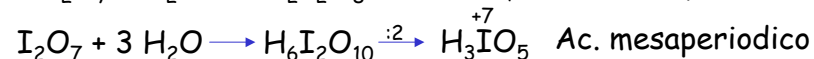
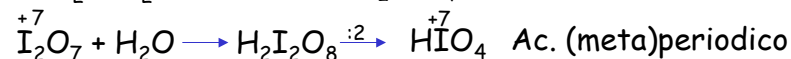
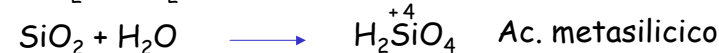
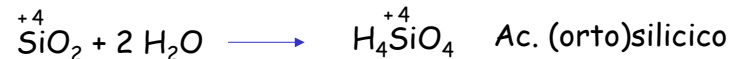
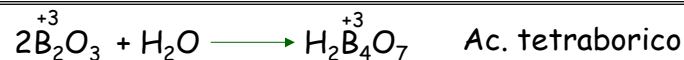
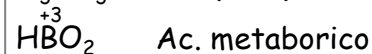
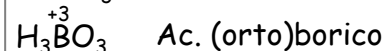
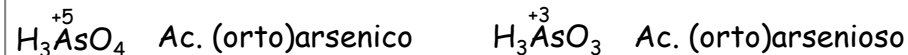


Alcuni metalli, in particolare quelli del V e IV gruppo, formano degli acidi corrispondenti all'aggiunta di una quantità variabile di molecole d'acqua all'ossido

Esempio: P, As n.o. = +1, ±3, +5

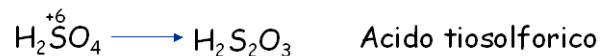


As, Sb, Bi, B, Cr, Al

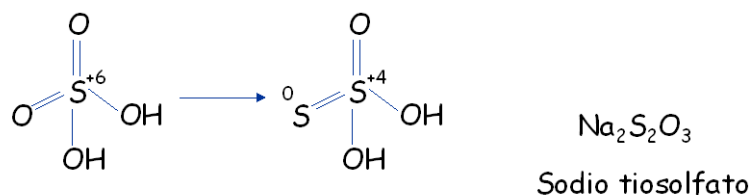


TIOACIDI

Un tioacido si ha quando un atomo di Ossigeno è sostituito da un atomo di Zolfo. Se sono sostituiti più atomi di ossigeno si usano i prefissi ditio, tritio,...

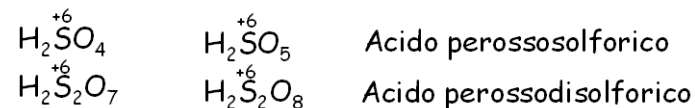


$$\text{n.o. (S)} = 2 + 2x + 3(-2) = 0 \quad x = \frac{6 - 2}{2} = 2 \quad \text{n.o. medio}$$

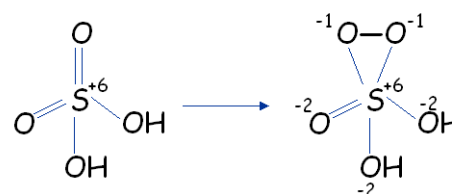


Perossidiacidi

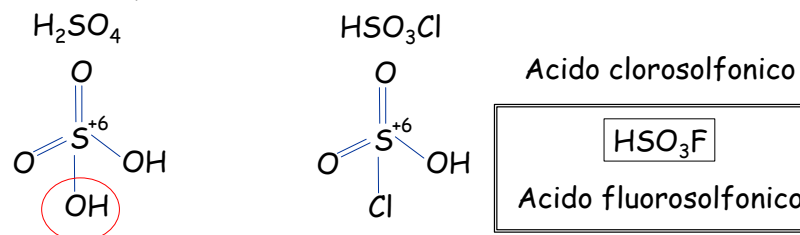
Se in un acido ossigenato si sostituisce un atomo di O con un gruppo —O—O—, l'acido verrà chiamato perossido.



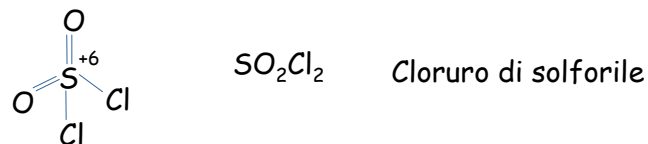
n.o. di 2 atomi di O = -1,



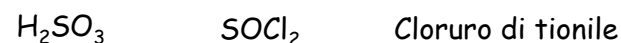
Quando si sostituisce in un acido ossigenato, un gruppo OH⁻ con un Cl⁻ o F⁻



Se si sostituiscono all'acido solforico i due gruppi OH⁻ con 2 Cl⁻

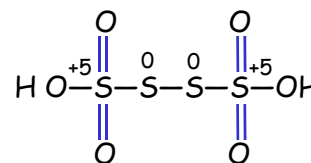
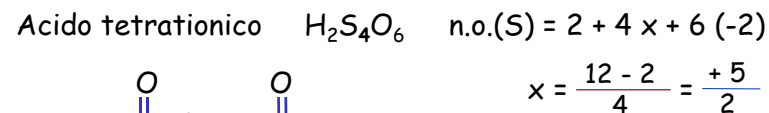
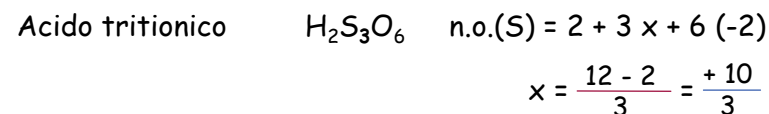
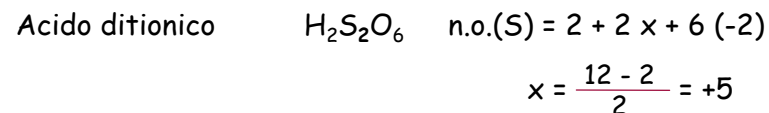


Se si sostituiscono all'acido solforoso i due gruppi OH⁻ con 2 Cl⁻



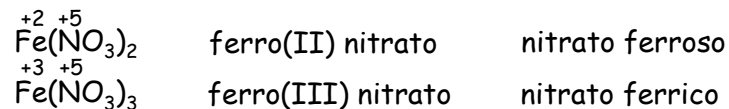
ACIDI TIONICI

Formula generale: H₂S_nO₆

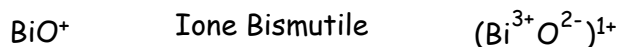
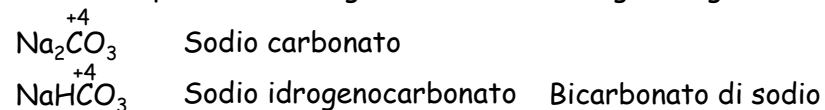


SALI

Sono formati da una parte metallica, o più elettropositiva ed una parte non metallica o più elettronegativa.



Sale acido: quando non vengono salificati tutti gli idrogeni



BiOF Fluoruro di bismutile

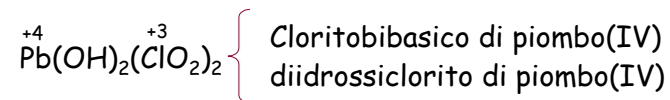
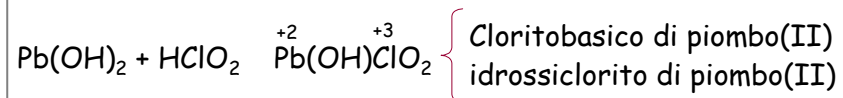
In questi ioni una parte della carica positiva dello ione, sia esso metallico sia no, viene saturata dall'ossigeno, il quale avendo n.o. = -2, annulla 2 cariche positive dello ione. Si adopera il sufisso ~ile per designare tali ioni.



NOCl Cloruro di nitrosile

Sali basici:

Sono sali che contengono oltre all'anione noto ancora uno o più gruppi OH^-



Sali doppi: sono sali che contengono due cationi

