

Formule chimiche e nomenclatura dei composti inorganici

Gli elementi, per proprietà fisiche e comportamento chimico, si possono suddividere in **Metalli** e **Non metalli**. Esistono alcuni elementi che presentano caratteristiche intermedie e sono detti **Anfoteri**. Per ogni classe di composti prenderemo in considerazione:

• <i>formula chimica</i> (formula grezza o bruta)
• <i>nomenclatura</i> - IUPAC(International Union of Pure and Applied Chemistry) - TRADIZIONALE
• <i>bilanciamento della reazione</i>
• <i>formula di struttura</i>

Generalità

I simboli degli elementi nelle formule chimiche si scrivono in sequenza rispettando il valore crescente di elettronegatività. Pertanto va prima quello che cede elettroni e di seguito quello che tende ad acquistarli (a sinistra l'elemento a caratteristiche metalliche a destra quello a caratteristiche non metalliche).

Introduzione ai concetti di valenza e numero di ossidazione.

La **valenza** di un elemento in un composto rappresenta il numero di elettroni ceduti, acquistati o messi in compartecipazione. Viene rappresentata con un numero romano posto sul simbolo dell'elemento. E' spesso sostituita dal numero di ossidazione.

Il **numero di ossidazione (n.o.)** di un elemento in un composto rappresenta il numero di elettroni ceduti o acquistati da un elemento per raggiungere l'ottetto. E' rappresentato da un numero arabo preceduto dal segno "+"(se l'elemento rilascia elettroni) o "-" (se l'elemento acquista elettroni).

Ossidi

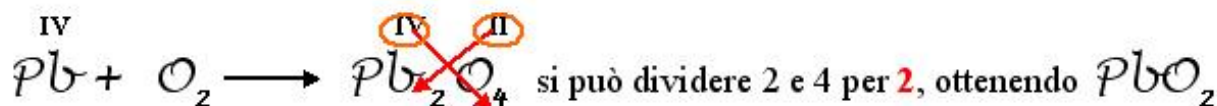
Un metallo reagendo con l'ossigeno forma un composto chiamato **ossido** secondo la nomenclatura tradizionale, o **ossido basico** secondo la nomenclatura IUPAC.

- Reagiscono con l'acqua formando **idrossidi**.
- Il metallo è scritto a sinistra rispetto all'ossigeno.
- Possono esistere più ossidi dello stesso metallo.

LA FORMULA BRUTA si ottiene scrivendo di seguito al simbolo del metallo quello dell'ossigeno ed effettuando il *cambio di valenza*. Il cambio di valenza si ottiene invertendo le valenze degli elementi e scrivendole come numeri arabi in basso a destra del simbolo.



Qualora fossero multipli di uno stesso numero si possono semplificare



NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Il nome del composto, secondo la nomenclatura tradizionale, si otterrà, qualora il metallo abbia una sola valenza, da:

OSSIDO DI “nome del metallo”

Es: ossido di sodio

Qualora il metallo abbia due valenze, da:

OSSIDO “nome del metallo” + suffisso “oso” o “ico”

-“oso” per la valenza più bassa

-“ico” per la valenza più alta

Es: Cu (ossido rameoso) Cu (ossido rameico)

NOMENCLATURA IUPAC

Mette in evidenza il numero di atomi di ossigeno e di metallo presenti nella formula mediante i prefissi mono, di, tri, tetra, penta, esa, epta ...

Es: Cu₂O monossido di dirame

Al₂O₃ triossido di dialluminio

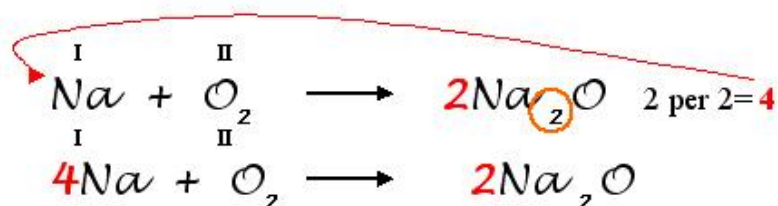
CuO monossido di rame

BILANCIAMENTO

Si bilancia partendo dagli ossigeni, si contano quanti sono nel prodotto (ossido) e si confrontano con quelli che hanno reagito. Se sono in quantità diversa si moltiplicano per un fattore che, posto di fronte alla molecola, ne uguagli il numero.



Poi si contano gli atomi di metallo e si moltiplica per un numero che ne uguagli le quantità.



NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Il nome del composto, secondo la nomenclatura tradizionale, si otterrà, qualora il non metallo abbia una sola valenza, da:

ANIDRIDE “nome del non metallo suffisso “ica”

Es: anidride carbonica

Qualora il non metallo abbia due valenze, da:

ANIDRIDE “nome del non metallo” + suffisso “osa” o “ica”

-“osa” per la valenza più bassa

-“ica” per la valenza più alta

III

V

Es: N (anidride nitrosa) N (anidride nitrica)

Qualora il non metallo abbia tre valenze, da:

ANIDRIDE “nome del non metallo” + “ipo-osa” “osa” o “ica”

-prefisso “ipo” e suffisso “osa” per la valenza più bassa

-suffisso “osa” per la valenza intermedia

-suffisso “ica” per la valenza più alta

II

IV

VI

Es: S (anidride iposolforosa) S (anidride solforosa) S (anidride solforica)

ANIDRIDE “nome del non metallo” + “ipo-osa” “osa” “ica” “per-ica”

-dalla valenza più bassa a quella più alta

I

III

Es: Cl (anidride ipoclorosa) Cl (anidride clorosa)

V

VII

Cl (anidride clorica) Cl (anidride perclorica)

*Es: Cl₂O **mono**ossido di **di**cloro*

*N₂O₃ **tri**ossido di **di**azoto*

*CO **mono**ossido di carbonio*

BILANCIAMENTO

Si bilancia, come negli ossidi, partendo dagli ossigeni, si contano quanti sono nel prodotto (anidride) e si confrontano con quelli che hanno reagito. Se sono in quantità diversa si moltiplicano per un fattore che, posto di fronte alla molecola, ne uguagli il numero.

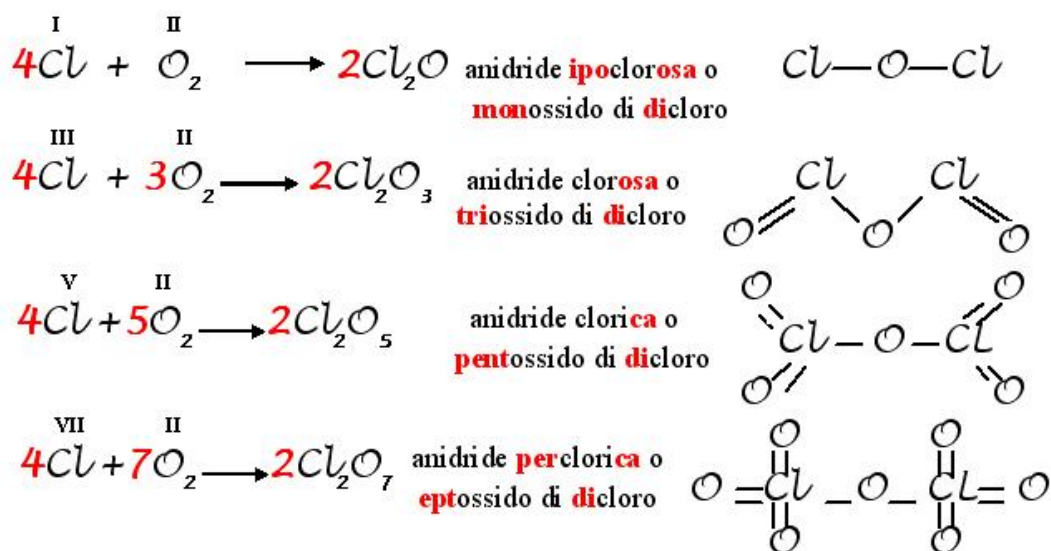
LA FORMULA DI STRUTTURA

Come negli ossidi, si scrivono i simboli degli elementi presenti nell’anidride, ripetendoli secondo i valori numerici scritti in basso a destra degli elementi nella formula e si fanno partire tante linee

che congiungano il non metallo e l'ossigeno pari ai rispettivi numeri di valenza.



Anidridi del cloro



ELEMENTI CHE DANNO OSSIDI ED ANIDRIDI

Alcuni elementi, reagendo con l'ossigeno, danno:

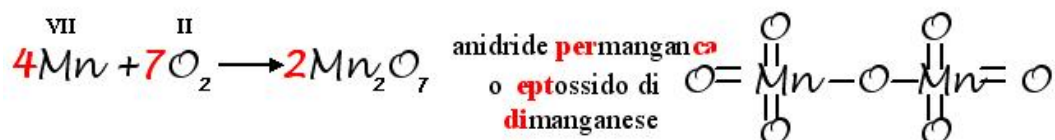
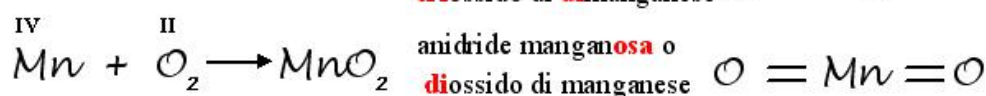
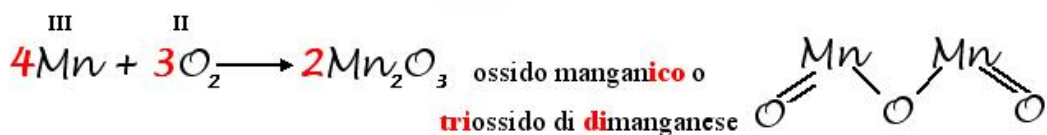
ossidi se utilizzano **valenze basse**
anidridi se utilizzano **valenze più alte**.

I casi che analizzeremo sono tre:

Manganese Mn	Azoto N	Cromo Cr
--------------	---------	----------

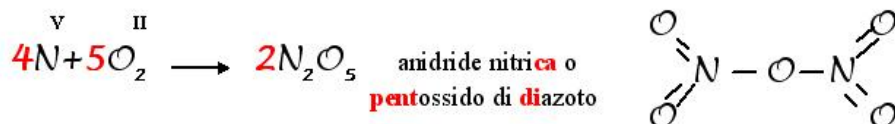
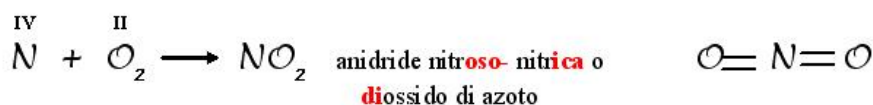
Ossidi e anidridi del Manganese

Il Manganese ha numeri di ossidazione **+2, +3, +4, +6, +7**. Con le valenze 2 e 3 dà ossidi con le altre 4, 6, 7 anidridi.



Ossidi e anidridi dell'Azoto

L'Azoto ha numeri di ossidazione **+1, +2, +3, +4, +5**. Con le valenze 1 e 2 dà ossidi con le altre 3, 4, 5 anidridi.



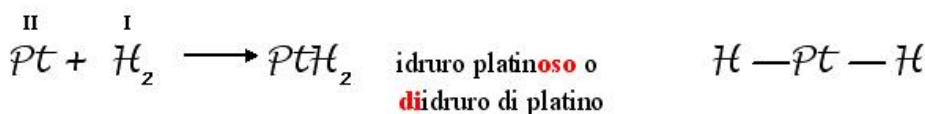
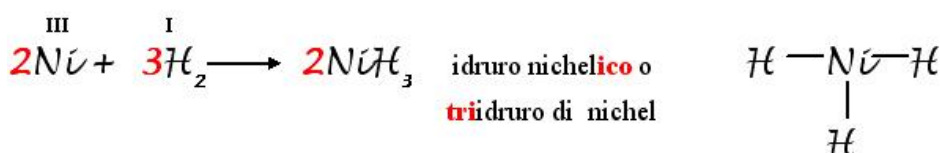
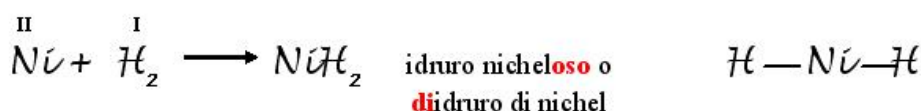
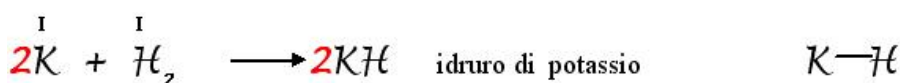
Es: NaH idruro di sodio
CaH₂ diidruro di calcio
AlH₃ triidruro di alluminio

BILANCIAMENTO

Si bilancia partendo dagli idrogeni, si contano quanti sono nel prodotto (idruro) e si confrontano con quelli che hanno reagito. Se sono in quantità diversa si moltiplicano per un fattore che, posto di fronte alla molecola, ne uguagli il numero.

LA FORMULA DI STRUTTURA

Si scrive il simbolo del metallo e si fanno partire da questo tante linee pari al numero di valenza del metallo, associandole ciascuna ad un idrogeno.



Idrossidi

Un ossido reagendo con l'acqua forma un composto chiamato idrossido.

- Sono composti ternari formati da metallo, idrogeno ed ossigeno.
- Messi in soluzione acquosa danno un pH basico.
- Reagendo con gli acidi danno sale ed acqua.

LA FORMULA BRUTA si ottiene scrivendo il simbolo del metallo seguito da tanti ossidrili (gruppi OH) pari al numero di valenza del metallo. Quando i gruppi OH sono superiori all'unità si mettono tra parentesi e il numero in basso, fuori la parentesi ne indicherà la quantità. In quel caso si leggeranno i tre elementi di seguito della formula seguiti da "*preso due volte o tre volte ...*" per indicare il numero degli ossidrili presenti. Es: Ca(OH)₂ si legge CaOH *preso due volte* Pb(OH)₄ si legge PbOH *preso quattro volte*.

Acidi

Gli acidi possono essere composti binari o ternari. In entrambi i casi gli elementi comuni sono: *Non Metallo* ed *Idrogeno*.

L' *Ossigeno* è presente solo in quelli ternari.

Si distinguono in:

<u>Idracidi</u> <i>composti binari</i>	<u>Ossiacidi</u> <i>composti ternari</i>
---	---

- Gli acidi reagiscono con gli idrossidi per dare *sale ed acqua*.
- Gli idracidi danno Sali binari in cui compare *metallo e non metallo*.
- Gli ossiacidi danno Sali ternari dove oltre al *metallo e non metallo* è presente anche *ossigeno*.

Idracidi

Un alogeno (elemento del settimo gruppo) o lo zolfo reagendo con l'idrogeno forma un composto chiamato *idracido*.

- Nella formula l'idrogeno precede il non metallo.
- L'idrogeno ha numero di ossidazione +1.
- L'alogeno ha numero di ossidazione -1, lo zolfo -2.
- Sono composti pericolosi per l'elevata reattività: provocano ustioni, bucano i tessuti.
- Reagiscono con gli idrossidi formando Sali binari ed acqua.

Es: HCl (acido cloridrico) diluito in acqua è il comune acido muriatico.

LA FORMULA BRUTA si ottiene scrivendo il simbolo dell'idrogeno seguito da quello del non metallo ed applicando il cambio di valenza.

NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Si premette il termine acido e si fa seguire quello del non metallo con il suffisso *idrico*:

ACIDO “nome del non metallo suffisso “idrico**”**
Es: acido bromidrico

NOMENCLATURA IUPAC

Si parte da destra della formula con il nome del non metallo al quale si applica il suffisso *-uro* e si specifica *di idrogeno*. (Solo nel caso dello zolfo si precisa il numero di atomi con il prefisso *di*)

Es: HCl cloruro di idrogeno
H₂S solfuro di diidrogeno

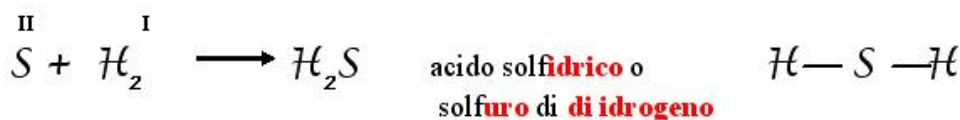
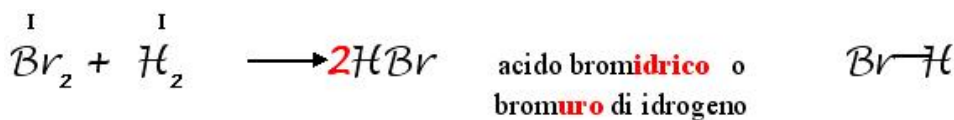
BILANCIAMENTO

Si bilancia partendo dagli idrogeni, si contano quanti sono nel prodotto (acido) e si confrontano con quelli che hanno reagito. Se sono in quantità diversa si moltiplicano per un fattore che, posto di fronte alla molecola, ne uguagli il numero. Così si procede anche per il non metallo.

LA FORMULA DI STRUTTURA

Si scrive il simbolo del metallo e si fanno partire da questo tante linee pari al numero di valenza

del metallo, associandole ciascuna ad un idrogeno.



Unico esempio di idracido ternario è rappresentato dall'acido cianidrico dove carbonio ed azoto si legano all'idrogeno.

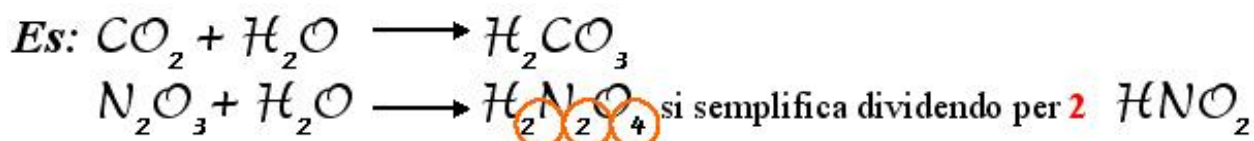


Ossiacidi

Un'anidride reagendo con l'acqua forma un composto chiamato ossiacido.

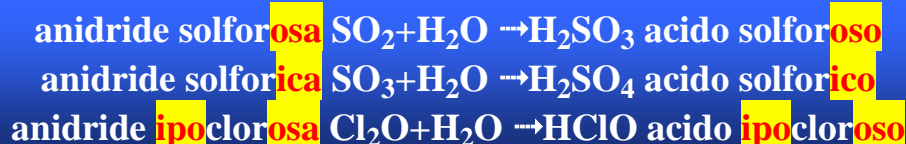
- Nella formula i tre elementi vengono scritti rispettando i valori crescenti di elettronegatività, pertanto si scrive prima l'idrogeno, poi il non metallo ed in ultimo l'ossigeno.
- Reagiscono con gli idrossidi formando Sali ternari ed acqua.

LA FORMULA BRUTA si ottiene sommando tutti gli idrogeni, gli atomi di non metallo e di ossigeno presenti nei reagenti. Se le quantità ottenute sono tutte divisibili per uno stesso numero, si semplifica.



NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Al nome dell'acido si associano gli stessi prefissi e suffissi dell'anidride da cui deriva:



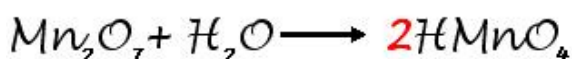
NOMENCLATURA IUPAC

Per gli acidi più comuni le norme IUPAC ammettono i nomi tradizionali, altrimenti si associa al termine acido l'indicazione del numero di ossigeni con i soliti prefissi *di*, *tri*, *tetra*... seguito dal nome del metallo con suffisso *ico*. Tra parentesi segue la valenza del non metallo.



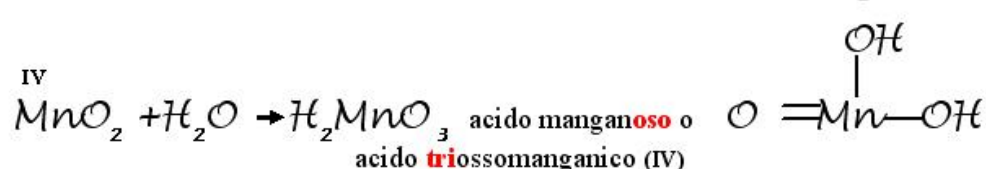
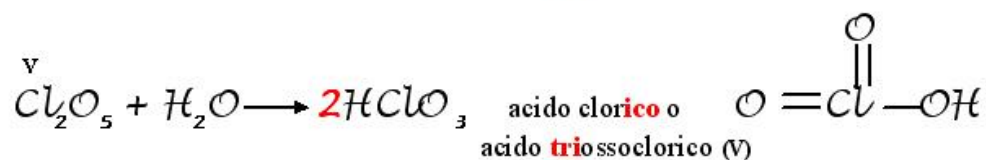
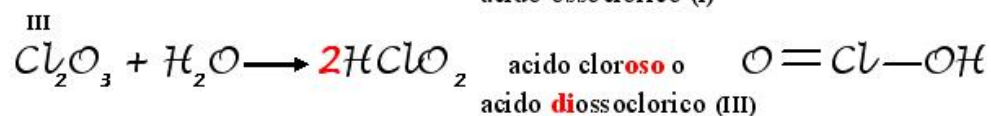
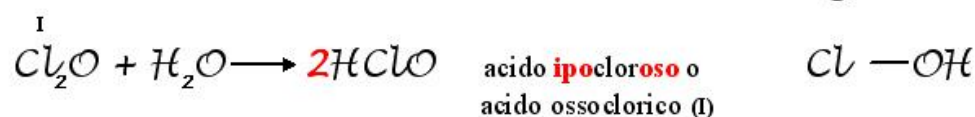
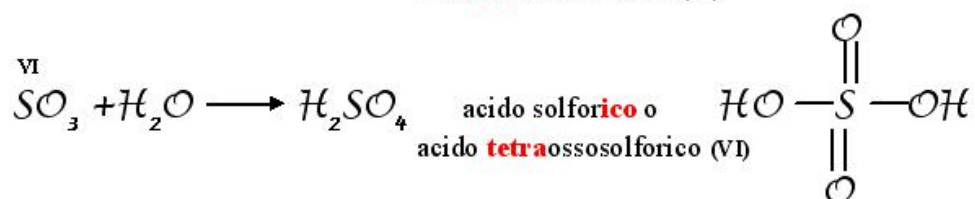
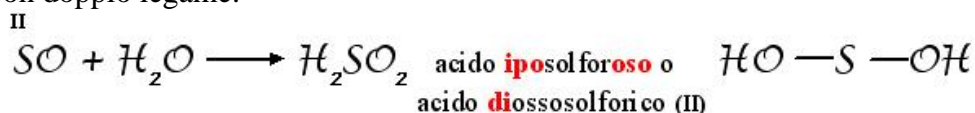
BILANCIAMENTO

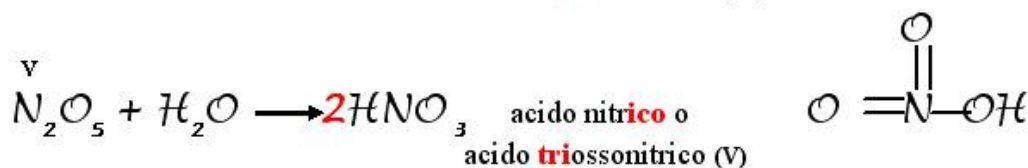
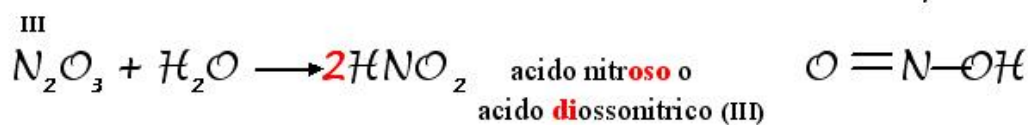
Dal momento che la formula è ottenuta per somma dei reagenti, la reazione risulta già bilanciata. Nel caso in cui però si è semplificato si bilancerà l'acido con lo stesso coefficiente utilizzato nella divisione.



LA FORMULA DI STRUTTURA

Si scrive il simbolo del non metallo e si fanno partire da questo tante linee pari al suo numero di valenza. Ad ogni singola linea si associa un gruppo OH, (gli OH presenti saranno pari al numero di idrogeni presenti nella formula dell'acido) si completa con gli ossigeni legati al non metallo con doppio legame.





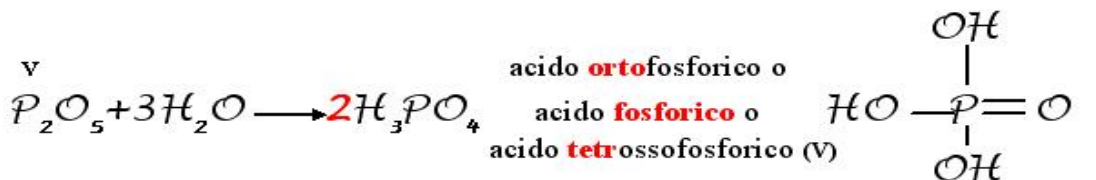
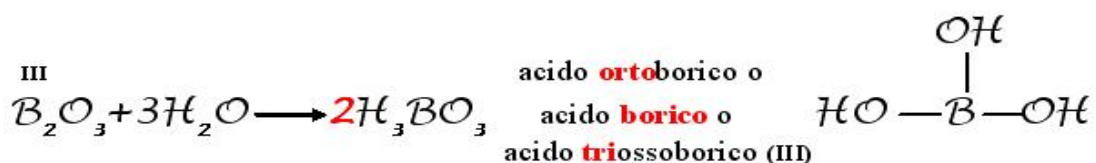
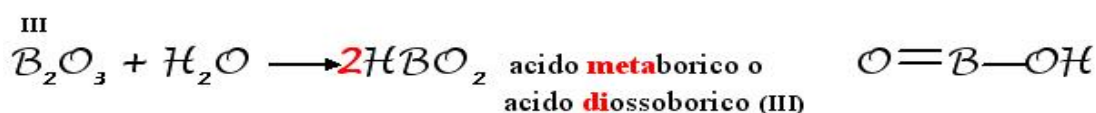
Acidi poliidratati

Le anidridi di alcuni non metalli, quali:

Silicio <u>Si</u>	Boro <u>B</u>	Fosforo <u>P</u>	Arsenico <u>As</u>	Antimonio <u>Sb</u>
-------------------	---------------	------------------	--------------------	---------------------

possono reagire con più di una molecola d'acqua, dando acidi diversi. Gli elementi con valenza pari reagiscono con una o due molecole d'acqua, quelli con valenza dispari con una o con tre molecole d'acqua. Fa eccezione il fosforo che pur avendo valenza dispari può reagire con una, due o tre molecole d'acqua. I prefissi per distinguere gli acidi saranno:

meta per l'acido ottenuto dalla reazione con 1 molecola d'acqua
orto per l'acido più idratato (**spesso viene omissso**)
piro nel caso del P, per l'acido intermedio (2 molecole d'acqua)



Sali

I sali possono essere composti binari o ternari. In entrambi i casi gli elementi comuni sono: *Metallo* e *Non Metallo*. L'*Ossigeno* è presente solo in quelli ternari.

(Potrebbero essere anche composti quaternari, nel caso in cui ci sia anche idrogeno, ma questi casi saranno trattati nel paragrafo dedicato ai *sali quaternari acidi*).

Si distinguono in:

<u>Sali da Idracidi</u> <i>composti binari</i>	<u>Sali da Ossiacidi</u> <i>composti ternari</i>
---	---

- Si ottengono dalla reazione degli acidi con gli idrossidi con produzione di *acqua*.

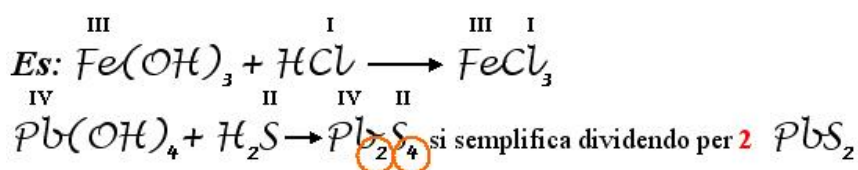
- Gli idracidi danno Sali binari in cui compare *metallo e non metallo*.
- Gli ossiacidi danno Sali ternari dove oltre al *metallo e non metallo* è presente anche *ossigeno*.

Sali binari

Idrossido più idracido reagiscono formando sale più acqua.

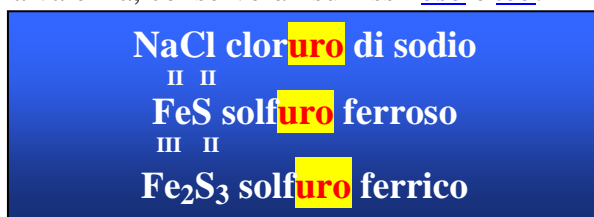
- Nella formula i due elementi vengono scritti rispettando i valori crescenti di elettronegatività, pertanto si scrive prima il metallo, poi il non metallo.

LA FORMULA BRUTA si ottiene scrivendo vicini i simboli degli elementi e poi effettuando il cambio di valenza. Se le quantità ottenute sono tutte divisibili per uno stesso numero, si semplifica.



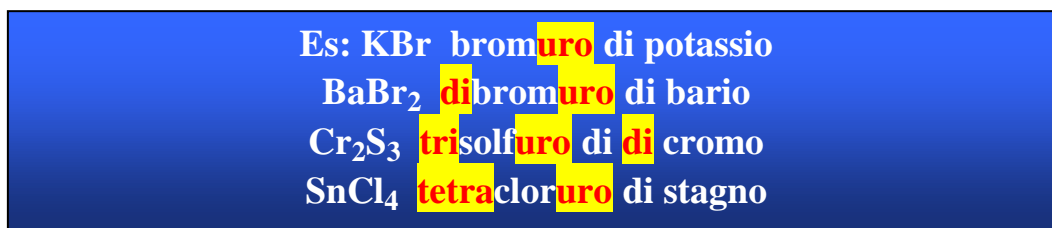
NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Il nome del sale derivante da idracidi prende il suffisso uro. Seguirà il nome del metallo che, qualora abbia più di una valenza, conserverà i suffissi oso e ico.



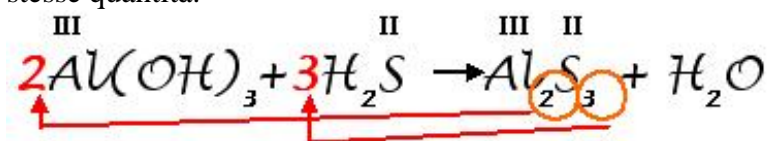
NOMENCLATURA IUPAC

Mette in evidenza il numero di atomi di idrogeno presenti nella formula mediante i prefissi di, tri, tetra... si associa il nome del metallo specificandone il numero di atomi con i soliti prefissi di, tri, tetra.



BILANCIAMENTO

Si bilancia prima metallo e non metallo confrontando il numero degli elementi che compaiono nella formula del sale e tra i reagenti, moltiplicando con coefficienti che permettano di avere stesse quantità.



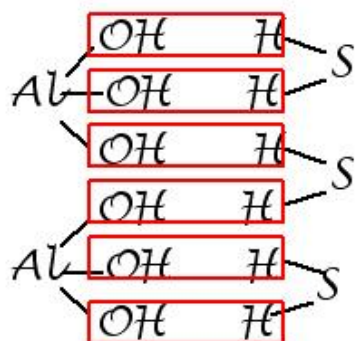
Di seguito si contano gli atomi di idrogeno e di ossigeno tra i reagenti e si calcola il numero delle molecole d'acqua che si sono formate.



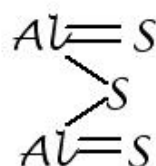
2 per 3 = 6 H e 6 O 3 per 2 = 6 H in tutto 6+6=12 H e 6 O pari a **6 molec. H₂O**

LA FORMULA DI STRUTTURA

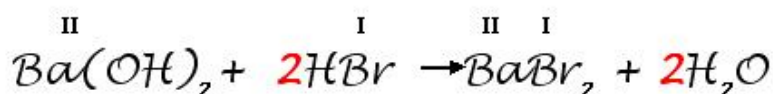
Si scrivono le formule dei reagenti (idrossido ed acido) l'una di fronte all'altra, in modo da accoppiare il gruppo ossidrilico della base con l'idrogeno dell'acido. Le quantità sono quelle riportate nel bilanciamento. Si opera poi eliminando le molecole d'acqua e riscrivendo la formula così ottenuta.



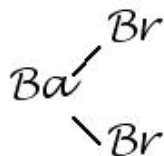
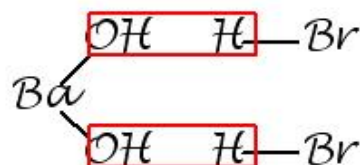
Si eliminano le sei molecole d'acqua e si scrive la formula del sale



Esempio:



bromuro di bario o
dibromuro di bario

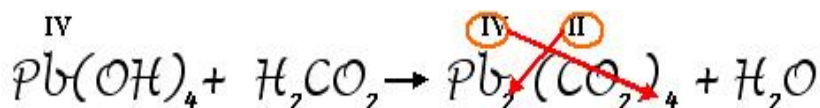


Sali ternari

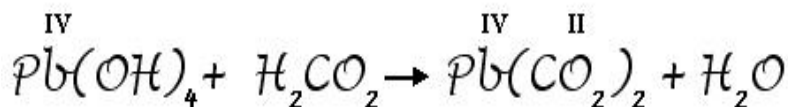
Idrossido più ossiacido reagiscono formando sale più acqua.

- Nella formula i tre elementi vengono scritti rispettando i valori crescenti di elettronegatività, pertanto si scrive prima il metallo, poi il non metallo ed in ultimo l'ossigeno.

LA FORMULA BRUTA si ottiene scrivendo prima il simbolo del metallo seguito dal radicale acido (acido senza gli idrogeni. La valenza del radicale acido corrisponde al numero degli idrogeni tolti). Si fa poi il cambio di valenza. Se le quantità ottenute sono tutte divisibili per uno stesso numero, si semplifica come sempre.



2 e 4 sono
divisibili per 2



NOMENCLATURA TRADIZIONALE

Il nome del sale derivante da ossiacidi segue i criteri già descritti per le anidridi:

si otterrà, qualora il non metallo abbia una sola valenza, da:

“nome del non metallo + suffisso “**ato**”
Es: carbonato di zolfo

Qualora il non metallo abbia due valenze, da:

“nome del non metallo” + suffisso “**ito**” o “**ato**”
-“**ito**” per la valenza più bassa
-“**ato**” per la valenza più alta
 III V
Es: N (*nitrito* di...) N (*nittrato* di...)

Qualora il non metallo abbia tre valenze, da:

“nome del non metallo” + “**ipo-ito**” “**ito**” o “**ato**”
-prefisso “**ipo**” e suffisso “**ito**” per la valenza più bassa
-suffisso “**ito**” per la valenza intermedia
-suffisso “**ato**” per la valenza più alta
 II IV VI
Es: S (*iposolfito* di...) S (*solfito* di...) S (*solfato* di...)

Qualora il non metallo abbia quattro valenze, da:

“nome del non metallo” + “**ipo-ito**” “**ito**” “**ato**” “**per-ato**”
-dalla valenza più bassa a quella più alta
 I III
Es: Cl (*ipoclorito* di...) Cl (*clorito* di...)
 VI VII
Cl (*clorato* di...) Cl (*perclorato* di...)

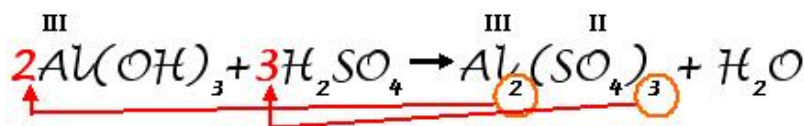
NOMENCLATURA IUPAC

Mette in evidenza il numero di atomi di ossigeno presenti nella formula mediante i prefissi *di*, *tri*, *tetra*... si associa il nome del radicale acido indicandone eventualmente le quantità mediante gli stessi prefissi. Si usa far seguire tra parentesi la valenza del non metallo, soprattutto se questi ne ha più di una. Si continua con il nome metallo specificandone il numero di atomi con i soliti prefissi *di*, *tri*, *tetra*.

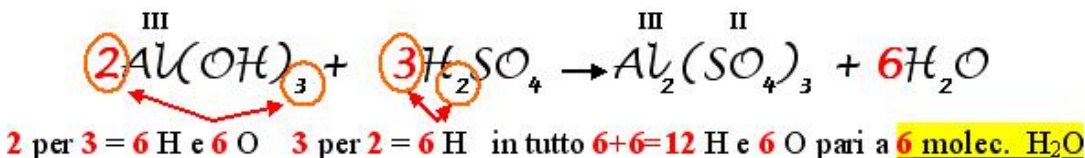
Es: $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ **triosso****tricarbonato** (IV) di **di**alluminio
 NaClO_2 **di**ossoclorato (III) di sodio
 $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ **tetra**osso**di**fosfato (V) di **tri**bario

BILANCIAMENTO

Si bilancia prima metallo e non metallo. Si confronta il numero degli elementi che compaiono nella formula del sale e quelli dei reagenti, moltiplicando con coefficienti che permettano di avere stesse quantità.

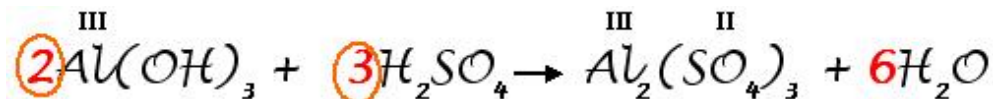


Di seguito si contano gli atomi di idrogeno e di ossigeno tra i reagenti e si calcola il numero delle molecole d'acqua che si sono formate. (Gli ossigeni presenti nel radicale acido si possono tralasciare perché già bilanciati nell'acido)

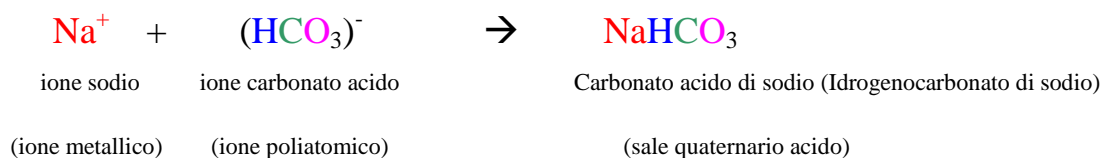


LA FORMULA DI STRUTTURA

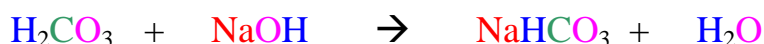
Si scrivono le formule dei reagenti (idrossido ed acido) l'una di fronte all'altra, in modo da accoppiare il gruppo ossidrilico della base con l'idrogeno dell'acido. Le quantità sono quelle riportate nel bilanciamento. Si opera poi eliminando le molecole d'acqua e riscrivendo la formula così ottenuta.



C) Formazione del sale quaternario



Da tenere presente che gli ioni H^+ , provenienti dalla dissociazione dell'ossiacido (schema A) e gli ioni OH^- , provenienti dalla dissociazione dell'idrossido (schema B) danno luogo alla formazione di acqua, come si può osservare dalla reazione completa:



La **nomenclatura** dei Sali quaternari segue le regole di quella usata per i sali ternari, solo che si aggiunge, in questo caso, al nome dell'anione, le parole “**acido**” o “**bi-acido**” (a secondo di quanti atomi di idrogeno sono presenti nell'anione stesso. Nella nomenclatura IUPAC, invece, si fanno precedere i prefissi “**idrogeno**” o “**bi-idrogeno**” al nome dell'anione (sempre con la desinenza **-ato** ma con la **notazione di Stock** a specificare il numero di ossidazione del **non metallo**).

N. B. Secondo una nomenclatura più “vecchia” (ma tutt'ora in uso, ad es. in mineralogia) i sali acidi provenienti dagli ossiacidi: carbonico, carbonioso, solforico e solforoso venivano rispettivamente chiamati: bicarbonato, bicarbonito, bisolfato e bisolfito seguiti dal nome del metallo.

Esempi di nomenclatura di acidi quaternari:

LiH_2PO_4 **Fosfato biacido** di **litio** o Diidrogenofosfato (V) di litio

$\text{Cu}(\text{HSO}_3)_2$ **Solfito acido rameico** o Idrogenosolfato (IV) di rame (II)

NaHCO_3 **Carbonato acido** di **sodio** o Idrogenocarbonato (IV) di sodio
o Bicarbonato di sodio

KHSO_3 **Solfito acido** di **potassio** o Idrogenosolfato (IV) di potassio
o Bisolfito di potassio

NOMENCLATURA DI OSSIDI E ANIDRIDI

Elemento	Simbolo	N° di ossidazione	Formula chimica	Nome tradizionale
Litio	Li	+1	Li ₂ O	Ossido di litio
Sodio	Na	+1	Na ₂ O	Ossido di sodio
Potassio	K	+1	K ₂ O	Ossido di potassio
Argento	Ag	+1	Ag ₂ O	Ossido di argento
Magnesio	Mg	+2	MgO	Ossido di magnesio
Calcio	Ca	+2	CaO	Ossido di calcio
Stronzio	Sr	+2	SrO	Ossido di stronzio
Bario	Ba	+2	BaO	Ossido di bario
Zinco	Zn	+2	ZnO	Ossido di zinco
Cadmio	Cd	+2	CdO	Ossido di cadmio
Alluminio	Al	+3	Al ₂ O ₃	Ossido alluminio
Bismuto	Bi	+3	Bi ₂ O ₃	Ossido bismutoso
Bismuto	Bi	+5	Bi ₂ O ₅	Ossido bismutico
Stagno	Sn	+2	SnO	Ossido stannoso
Stagno	Sn	+4	SnO ₂	Ossido stannico
Piombo	Pb	+2	PbO	Ossido piomboso
Piombo	Pb	+4	PbO ₂	Ossido plumbico
Mercurio	Hg	+1	Hg ₂ O	Ossido mercurioso
Mercurio	Hg	+2	HgO	Ossido mercurico
Rame	Cu	+1	Cu ₂ O	Ossido rameoso
Rame	Cu	+2	CuO	Ossido rameico
Cromo	Cr	+2	CrO	Ossido cromoso
Cromo	Cr	+3	Cr ₂ O ₃	Ossido cromatico
Cromo	Cr	+6	CrO ₃	Anidride cromica
Manganese	Mn	+2	MnO	Ossido manganoso
Manganese	Mn	+3	Mn ₂ O ₃	Ossido manganico
Manganese	Mn	+4	MnO ₂	Anidride manganosa
Manganese	Mn	+6	MnO ₃	Anidride manganica
Manganese	Mn	+7	Mn ₂ O ₇	Anidride permanganica
Ferro	Fe	+2	FeO	Ossido ferroso
Ferro	Fe	+3	Fe ₂ O ₃	Ossido ferrico
Cobalto	Co	+2	CoO	Ossido cobaltoso
Cobalto	Co	+3	Co ₂ O ₃	Ossido cobaltico
Nichel	Ni	+2	NiO	Ossido nicheloso
Nichel	Ni	+3	Ni ₂ O ₃	Ossido nichelico

Oro	Au	+1	Au ₂ O	Ossido auroso
Oro	Au	+3	Au ₂ O ₃	Ossido aurico
Platino	Pt	+2	PtO	Ossido platinoso
Platino	Pt	+4	PtO ₂	Ossido platinico
Fluoro	F	+1	F ₂ O	Anidride fluorica
Cloro	Cl	+1	Cl ₂ O	Anidride ipoclorosa
Cloro	Cl	+3	Cl ₂ O ₃	Anidride clorosa
Cloro	Cl	+5	Cl ₂ O ₅	Anidride clorica
Cloro	Cl	+7	Cl ₂ O ₇	Anidride perclorica
Bromo	Br	+1	Br ₂ O	Anidride ipobromosa
Bromo	Br	+3	Br ₂ O ₃	Anidride bromosa
Iodio	I	+1	I ₂ O	Anidride ipiodosa
Iodio	I	+5	I ₂ O ₅	Anidride iodica
Iodio	I	+7	I ₂ O ₇	Anidride periodica
Zolfo	S	+2	SO	Anidride iposolforosa
Zolfo	S	+4	SO ₂	Anidride solforosa
Zolfo	S	+6	SO ₃	Anidride solforica
Selenio	Se	+4	SeO ₂	Anidride seleniosa
Selenio	Se	+6	SeO ₃	Anidride selenica
Tellurio	Te	+4	TeO ₂	Anidride tellurosa
Tellurio	Te	+6	TeO ₃	Anidride tellurica
Azoto	N	+1	N ₂ O	Ossido nitroso
Azoto	N	+2	NO	Ossido nitrico
Azoto	N	+3	N ₂ O ₃	Anidride nitrosa
Azoto	N	+4	NO ₂	Anidride nitroso-nitrica
Azoto	N	+5	N ₂ O ₅	Anidride nitrica
Fosforo	P	+3	P ₂ O ₃	Anidride fosforosa
Fosforo	P	+5	P ₂ O ₅	Anidride fosforica
Arsenico	As	+3	As ₂ O ₃	Anidride arseniosa
Arsenico	As	+5	As ₂ O ₅	Anidride arsenica
Antimonio	Sb	+3	Sb ₂ O ₃	Anidride antimoniosa
Antimonio	Sb	+5	Sb ₂ O ₅	Anidride antimonica
Carbonio	C	+2	CO	Monossido di carbonio
Carbonio	C	+4	CO ₂	Anidride carbonica
Germanio	Ge	+4	GeO ₂	Anidride germanica
Silicio	Si	+4	SiO ₂	Anidride silicica
Boro	B	+3	B ₂ O ₃	Anidride borica