

LA NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI

Dato il numero enorme di composti chimici noti, già dai tempi di Lavoisier (1787) i chimici sentirono il bisogno di classificarli e di dare loro un nome. Tuttavia, i nomi assegnati tradizionalmente non sempre rispondevano a criteri utili per la identificazione dei composti e per la ricostruzione della loro formula bruta. Ad esempio il nome della comune ammoniaca deriva dai sali di ammonio, usati per prepararla, ritrovati sulle pareti dei templi egizi dedicati al dio Ammon.

Solo in tempi relativamente recenti (1971) la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) ha tentato di mettere a punto una nomenclatura razionale e di utilizzo relativamente semplice, a sua volta basata sulle precedenti regole di Stock (1940). Tuttavia, *per moltissimi composti, la nomenclatura tradizionale viene ancora largamente utilizzata*, per questo motivo deve essere conosciuta in modo altrettanto approfondito. Infine, per diversi composti, alle due sopracitate regole nomenclatoriali, si aggiungono le notazioni di Stock.

CONCETTI DI VALENZA E DI NUMERO DI OSSIDAZIONE

Un criterio utilizzato nello studio dei composti è la valenza, definita come *il numero di elettroni che un atomo guadagna, perde o mette in compartecipazione quando forma legami chimici*.

Ad esempio, l'atomo di carbonio, con configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^2$ necessita di 4 elettroni, per completare l'ottetto raggiungendo la stessa configurazione del gas nobile neon e li ottiene formando 4 legami covalenti; ad esempio CH_4 e CO_2 :

Allo stesso modo, l'ossigeno con configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^4$, è disposto a mettere in compartecipazione due elettroni raggiungendo in tal modo la configurazione otteziale stabile. In pratica, la valenza può essere considerata come *il numero di legami ionici o covalenti che un atomo è in grado di effettuare*. L'idrogeno, monovalente, è in grado di stabilire un solo legame chimico con un altro atomo. Nell'ammoniaca, NH_3 , l'azoto N è trivalente in quanto in grado di stabilire tre legami covalenti con tre atomi di idrogeno H ciascuno monovalente. Se la valenza di un atomo risulta evidente quando esso si lega all'idrogeno, non è sempre agevole determinarla, specie in molecole di maggiore complessità e c'è sempre bisogno di conoscere la sua configurazione elettronica. Si preferisce quindi utilizzare al suo posto il numero di ossidazione (n.o.) definito come *una carica convenzionale assegnata ad un atomo (in una molecola o ione poliatomico) considerando formalmente gli elettroni di legame come appartenenti all'atomo più elettronegativo*. Il numero di ossidazione è sempre preceduto dal segno + o -. Esso è relativamente facile da calcolare in base a 7 regole:

1. Gli atomi delle **SOSTANZE ELEMENTARI** hanno sempre numero di ossidazione 0. Ad esempio in H_2 oppure in O_2 .
2. Il numero di ossidazione dell'**OSSIGENO** è di norma -2; tranne nei *perossidi* come ad esempio H_2O_2 , in cui presenta numero di ossidazione -1, e quando si lega al fluoro F nel composto OF_2 in cui l'ossigeno presenta n.o. = +2 perché legato all'unico atomo con un'elettronegatività ancora maggiore.
3. Il numero di ossidazione dell'**IDROGENO** è di norma +1; tranne negli idruri metallici come ad esempio LiH (idruro di litio) in cui, essendo l'atomo più elettronegativo mostra numero di ossidazione -1.
4. Gli **IONI MONOATOMICI** presentano numero di ossidazione uguale alla carica dello ione. Ad esempio gli ioni sodio (Na^+), calcio (Ca^{2+}) e alluminio (Al^{3+}) hanno numeri di ossidazione rispettivamente uguali a +1, +2 e +3. Mentre lo ione solfuro S^{2-} , ha numero di ossidazione -2.
5. Negli **IONI POLIATOMICI**, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di ciascun atomo componente è pari alla carica dello ione. Ad esempio, nello ione SO_4^{2-} , dato che il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 e la somma algebrica dei numeri di ossidazione degli atomi che compongono lo

ione deve essere -2 , allora il numero di ossidazione dello zolfo S non può essere che $+6$; infatti, $+6 + 4(-2) = -2$.

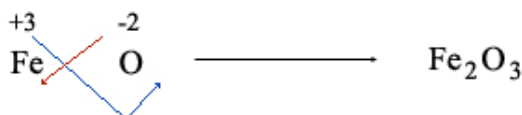
6. Nelle **MOLECOLE NEUTRE**, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di ciascun atomo componente è pari a 0. Ad esempio, nella molecola HNO_3 dell'acido nitrico, dato che il numero di ossidazione dell'ossigeno è -2 e quello dell'idrogeno è $+1$ e la somma algebrica dei numeri di ossidazione degli atomi che compongono la molecola deve essere 0, allora il numero di ossidazione dell'azoto N deve essere $+5$, infatti $+1 + 5 + 3(-2) = 0$.

7. In un legame covalente gli elettroni condivisi si considerano appartenenti all'atomo più elettronegativo

Negli ioni monoatomici di metalli, il numero di ossidazione, pari alla carica dello ione è uguale al numero del gruppo di appartenenza dell'atomo nella tavola periodica; ad esempio, i metalli alcalini ed alcalino-terrosi, appartenenti rispettivamente al I e II gruppo della tavola periodica, hanno rispettivamente numeri di ossidazione $+1$ e $+2$, mentre per gli anioni il n.o. è uguale al complemento ad 8 del numero del gruppo di appartenenza; ad esempio, il cloro che appartiene al gruppo 7 ha come stato di ossidazione -1 .

Il numero di ossidazione consente di scrivere correttamente la formula di un composto una volta note le specie atomiche presenti in esso. Nei composti binari, cioè formati da due specie atomiche, per convenzione si scrive il simbolo dell'elemento meno elettronegativo a sinistra del simbolo di quello più elettronegativo, ad esempio nel composto tetracloruro di carbonio, si scriverà a sinistra il simbolo del carbonio C ed a destra il simbolo del cloro Cl più elettronegativo: $\text{C}^{(+4)}\text{Cl}^{(-1)}$. Gli indici si ottengono calcolando il minimo comune multiplo dei valori assoluti due numeri di ossidazione, che in questo caso è 4 e dividendo quest'ultimo per i rispettivi valori assoluti dei numeri di ossidazione di ciascun atomo; per il carbonio avremo allora $4/4 = 1$ e per il cloro avremo $4/1 = 4$. Quindi la formula bruta corretta sarà CCl_4 dato che l'indice 1 non si scrive.

Più sbrigativamente si può utilizzare la **REGOLA DELL'INCROCIO** in base alla quale nei composti binari, gli indici si ottengono assegnando a ciascun atomo il valore assoluto del numero di ossidazione dell'altro atomo. Ad esempio, nell'ossido ferrico il ferro Fe ha numero di ossidazione $+3$ e l'ossigeno O ha numero di ossidazione -2 . La molecola scritta correttamente sarà Fe_2O_3 :



In alcuni casi, quando gli indici trovati sono numeri non primi tra loro è generalmente opportuno dividerli tutti per il loro massimo comun divisore, anche se va detto che ciò non sempre è corretto. Ad esempio, la formula dell'acqua ossigenata o perossido di idrogeno è H_2O_2 , che non può essere semplificata.

CLASSIFICAZIONE DEI COMPOSTI INORGANICI

I composti inorganici possono essere raggruppati come segue:

COMPOSTI BINARI (formati da due specie atomiche):

1. **OSSIDI BASICI.** Composti formati da un metallo e ossigeno ($[\text{Me}]_x\text{O}_y$). Es. Na_2O , MgO , Fe_2O_3 . Sono composti ionici.
2. **OSSIDI ACIDI O ANIDRIDI.** Composti formati da un non metallo e ossigeno ($[\text{Nme}]_x\text{O}_y$). Es. CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_3 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 . Gli ossidi acidi sono composti molecolari. (Gli ossidi acidi sono anche formati da un metallo con elevato numero di ossidazione e l'ossigeno. Da ricordare in particolare le anidridi del cromo CrO_3 (Anidride cromica, n.o. del cromo= $+6$) e del manganese Mn_2O_7 (Anidride permanganica, n.o. del manganese= $+7$).

- IDRURI METALLICI.** Composti dell'idrogeno con un metallo ($[Me]_xH_y$). Esempio: LiH.
- IDRURI COVALENTI.** Composti molecolari dell'idrogeno con un non metallo ($[Nme]_xH_y$). Esempi: NH_3 , CH_4 , SiH_4 , PH_3 , AsH_3 .
- IDRACIDI (ACIDI BINARI).** Composti molecolari dell'idrogeno con gli alogenuri fluoro (F), cloro (Cl), bromo (Br), iodio (I) e con lo zolfo (S) appartenenti al gruppo VI A della tavola periodica ($H_x[Nme]$, oppure HCN). Inoltre è un idracido anche un composto dell'idrogeno con l'anione cianuro CN^- . Gli idracidi sono quindi 6: HF, HCl, HBr, HI, H_2S , HCN.
- SALI BINARI (SALI DEGLI IDRACIDI).** Composti ionici formati per sostituzione dell'atomo o degli atomi di idrogeno di un idracido, con un metallo aventi formula generale $[Me]_x[Nme]_y$. Esempi: NaCl, $CaCl_2$, $FeCl_3$, $FeCl_2$, $PbCl_4$.

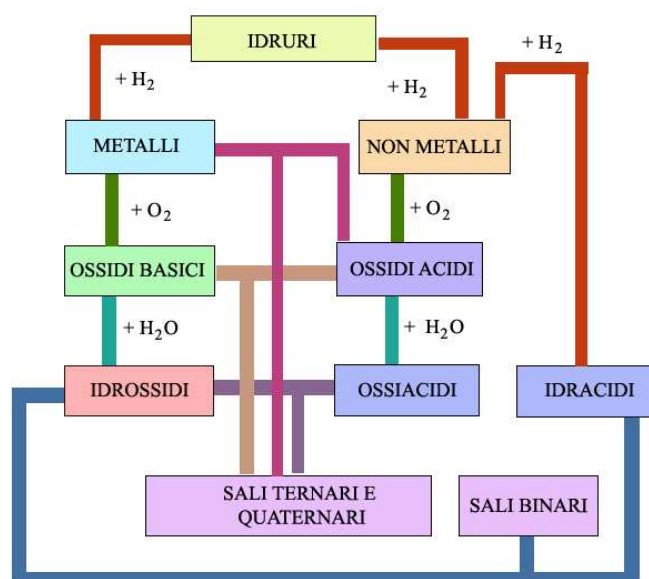
COMPOSTI TERNARI (formati da tre specie atomiche):

- IDROSSIDI.** Composti ionici aventi formula generale $Me(OH)_y$. Esempi: NaOH, $Ca(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$.
- OSSIACIDI (ACIDI TERNARI).** Composti molecolari formati da idrogeno, un non metallo e l'ossigeno, di formula generale $H_x[Nme]_yO_z$. Esempi: H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_2 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CrO_4 , $HMnO_4$. Naturalmente gli ossiacidi possono essere formati anche da un metallo con elevato numero di ossidazione come il cromo $Cr^{(+6)}$ e il manganese $Mn^{(+7)}$, l'idrogeno e l'ossigeno. Di conseguenza anche i sali di questi ultimi, ternari o quaternari presenteranno come atomo centrale un metallo con elevato numero di ossidazione.
- SALI TERNARI (SALI DEGLI OSSIACIDI).** Composti ionici formati da un metallo, un non metallo e ossigeno, di formula generale $[Me]_x[Nme]_yO_z$. Esempi: $ZnSO_4$, $CaCO_3$, $Ca_3(PO_4)_2$.

COMPOSTI QUATERNARI (formati da quattro specie atomiche):

- SALI QUATERNARI.** Composti ionici formati da un metallo, idrogeno, non metallo e ossigeno, di formula generale $[Me]_xH_y[Nme]_zO_w$. Esempi: $NaHCO_3$, $Ca(HSO_4)_2$, $Fe_2(HPO_4)_3$.

Di seguito si propone uno schema in cui vengono illustrati i composti inorganici e un quadro riassuntivo delle principali reazioni con le quali si formano.



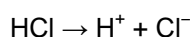
La tabella riassuntiva seguente, permette di identificare i principali composti inorganici sulla base degli elementi e dei gruppi di atomi che li compongono:

COMPOSTI BINARI	CON OSSIGENO	OSSIDI	L'ossigeno è legato con legame covalente ad un non metallo	OSSIDI ACIDI O ANIDRIDI
			L'ossigeno è legato con legame ionico ad un metallo	OSSIDI BASICI
	CON IDROGENO	IDRURI	L'idrogeno è legato con legame ionico ad un metallo	IDRURI METALLICI
			L'idrogeno è legato con legame covalente ad un non metallo che non sia un alogeno o lo zolfo	IDRURI COVALENTI
		L'idrogeno è legato ad un alogeno o allo zolfo o allo ione CN⁻		IDRACIDI
COMPOSTI IONICI PRIVI DI IDROGENO E OSSIGENO			SALI BINARI	
COMPOSTI TERNARI	CON METALLO + GRUPPI OSSIDRILE (OH ⁻)			IDROSSIDI
	CON IDROGENO + NON METALLO + OSSIGENO			OSSIACIDI
	CON METALLO + NON METALLO + OSSIGENO			SALI TERNARI DEGLI OSSIACIDI
COMPOSTI QUATERNARI	CON METALLO + IDROGENO + NON METALLO + OSSIGENO			SALI QUATERNARI DEGLI OSSIACIDI

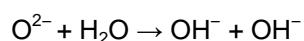
PROPRIETÀ DEI COMPOSTI BINARI

Gli idruri metallici sono composti ionici generalmente solidi a temperatura ambiente (tranne GaH₃ che è liquido). Gli idruri covalenti invece si presentano di norma gassosi e in genere sono composti infiammabili.

Gli idracidi o acidi binari, hanno la capacità, sciolti in acqua, di ionizzarsi liberando ioni H⁺ (protoni) e ciò giustifica le loro proprietà acide, ossia sapore aspro, capacità di far virare al rosso il *tornasole* (un indicatore di pH), etc. La reazione di ionizzazione dell'acido cloridrico è:

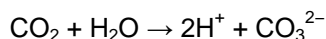


Gli ossidi basici, formati da ossigeno e un metallo, mostrano invece, la proprietà di aumentare la concentrazione di ioni idrossido, se posti in acqua. Essi sono composti ionici ed in acqua si dissociano facilmente liberando ioni ossido (O²⁻). Ad esempio l'ossido di magnesio MgO, in acqua si dissocia in: MgO → Mg²⁺ + O²⁻. Lo ione ossido, molto reattivo, reagisce a sua volta con le molecole d'acqua secondo la seguente reazione:



Producendo **ioni ossidrilici** (OH^-) che conferiscono alla soluzione le proprietà basiche: sapore amaro, capacità di far virare il colore del tornasole al blu, etc.

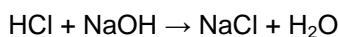
Gli ossidi acidi sono invece composti formati di norma, dall'ossigeno e un non metallo. In precedenza erano detti **anidridi**. In presenza di acqua provocano aumento della concentrazione degli ioni idrogeno H^+ , conferendo alla soluzione proprietà acide. Ad esempio, il biossido di carbonio o anidride carbonica CO_2 reagisce con l'acqua secondo il seguente schema:



Oltre agli ossidi sopracitati, vanno considerati anche i perossidi. Composti binari in cui l'ossigeno presenta un caratteristico legame $-\text{O}-\text{O}-$. Ad esempio H_2O_2 , *perossido di idrogeno* o anche CaO_2 *perossido di calcio*.

Infine, il composto OF_2 , non è considerato un ossido ma un fluoruro: *fluoruro di ossigeno*, poiché in questo caso l'ossigeno è legato al fluoro, unico elemento più elettronegativo.

I sali binari sono composti che derivano dagli idracidi per reazione di neutralizzazione con un idrossido (base). Ad esempio:



NOMENCLATURA DEI COMPOSTI BINARI

COMPOSTI CONTENENTI OSSIGENO

I composti binari dell'ossigeno prendono tutti il nome di ossidi sia nella nomenclatura IUPAC che in quella di Stock. La formula di un ossido si scrive ponendo il simbolo dell'ossigeno a destra e il simbolo del metallo o del non metallo a sinistra, fatta eccezione per il composto OF_2 che, come detto in precedenza, non è un ossido ma un fluoruro.

La nomenclatura IUPAC usa l'espressione:

ossido di (nome dell'elemento)

Indica inoltre il numero di atomi che compongono la molecola utilizzando opportuni prefissi numerali greci: mono-, di- (o bi-), tri-, tetra-, penta-, esa-, epta-, etc. Ad esempio, Al_2O_3 = *triossido di dialluminio*. FeO = *monossido di ferro*. Fe_2O_3 = *triossido di diferro*. CO_2 = *diossido di carbonio*; Cl_2O_3 = *triossido di dicloro*; Cl_2O_7 = *eptaossido di dicloro*.

La notazione di Stock usa l'espressione:

ossido di (nome dell'elemento)

Come la nomenclatura IUPAC, ma se l'elemento possiede più numeri di ossidazione con i quali forma più di un ossido, questi vengono indicati tra parentesi, alla fine del nome del composto, in numeri romani. Esempi: Al_2O_3 = *ossido di alluminio*; FeO = *ossido di ferro (II)*; Fe_2O_3 = *ossido di ferro (III)*; CO_2 = *ossido di carbonio*; Cl_2O_3 = *ossido di cloro (III)*; Cl_2O_7 = *ossido di cloro (VII)*.

La nomenclatura tradizionale distingue invece gli ossidi basici da quelli acidi o anidridi. Per gli ossidi basici la nomenclatura è:

ossido di (nome del metallo)

Distingue inoltre i diversi stati di ossidazione del metallo, aggiungendo alla radice del nome del metallo con stato di ossidazione più basso la desinenza *-oso* e con stato di ossidazione più elevato, la desinenza *-ico*. Ad esempio: Al_2O_3 = *ossido di alluminio*; FeO = *ossido ferroso*; Fe_2O_3 = *ossido ferrico*.

Gli ossidi acidi prendono il nome tradizionale di *anidridi* e quindi la nomenclatura per questi composti sarà:

anidride (nome del non metallo)-ica

anidride (nome del non metallo)-osa

il non metallo assume come al solito la desinenza *-osa* nello stato di ossidazione minore ed *-ica* in quello maggiore. Esempi: CO_2 = *anidride carbonica*; SO_2 = *anidride solforosa*; SO_3 = *anidride solforica*; P_2O_3 = *anidride fosforosa*; P_2O_5 = *anidride fosforica*; CrO_3 = *anidride cromica*.

Diversi elementi hanno più di due numeri di ossidazione. In questi casi, la nomenclatura tradizionale utilizza, per distinguere i differenti composti, oltre alle desinenze *-osa* e *-ica*, anche i prefissi *ipo-* e *per-*, secondo la seguente tabella:

N.O.	NOME TRADIZIONALE
+1	Anidride <i>ipo-</i> (radice del nome del non metallo)-osa
+3 o +4	Anidride (radice del nome del non metallo)-osa
+5 o +6	Anidride (radice del nome del non metallo)-ica
+7	Anidride <i>per-</i> (radice del nome del non metallo)-ica

Ad esempio, il cloro presenta i seguenti numeri di ossidazione: +1, +3, +5, +7, ed è quindi in grado di formare con l'ossigeno i seguenti quattro composti:

	Nome TRADIZIONALE	Nome IUPAC
Cl_2O	anidride ipo-clor-osa	Ossido di dicloro
Cl_2O_3	anidride clor-osa	Triossido di dicloro
Cl_2O_5	anidride clor-ica	Pentaossido di dicloro
Cl_2O_7	anidride per-clor-ica	Eptaossido di dicloro

Ciò che rende complessa la nomenclatura tradizionale, sono le numerose eccezioni che presenta a causa dell'uso di nomi di consuetudine. E' il caso questo degli ossidi dell'azoto, elemento che può avere i seguenti numeri di ossidazione: +1, +2, +3, +4 e +5 con i quali forma almeno 5 composti di cui in seguito sono riportate le nomenclature tradizionale e IUPAC:

	Nome TRADIZIONALE	Nome IUPAC
N_2O	Protossido di azoto o ossidulo di azoto	Ossido di diazoto
NO	Ossido di azoto	Ossido di azoto
N_2O_3	Anidride nitrosa	Triossido di diazoto
NO_2	Diossido di azoto (ipoazotide)	Diossido di azoto
N_2O_4	Ipoazotide (diossido di azoto) ¹	Tetraossido di diazoto
N_2O_5	Anidride nitrica	Pentaossido di diazoto

¹Il diossido di azoto in forma dimera è più comunemente chiamato ipoazotide

Anche i nomi tradizionali dei due ossidi del carbonio fanno eccezione: CO = *ossido di carbonio*; CO_2 = *anidride carbonica*.

Vanno infine ricordati i perossidi, composti binari in cui l'ossigeno compare con numero di ossidazione -1 . Sia la nomenclatura tradizionale che quella di Stock usano l'espressione:

perossido di (nome dell'elemento)

Ad esempio: $H_2O_2 = \text{perossido di idrogeno}$; $K_2O_2 = \text{perossido di potassio}$; $BaO_2 = \text{perossido di bario}$.

COMPOSTI CONTENENTI IDROGENO

Come visto in precedenza, i composti binari contenenti idrogeno sono gli idruri e gli idracidi. Negli idruri, la formula si scrive ponendo di norma il simbolo dell'idrogeno a destra e il simbolo del metallo o del non metallo a sinistra. Ad esempio NH_3 , CH_4 o LiH .

La nomenclatura IUPAC degli idruri, la più facile, è:

idruro di (nome dell'elemento)

Il numero degli atomi di idrogeno che formano il composto viene indicato mediante prefissi numerali greci, di-, tri-, tetra-, etc. Se nella molecola è presente un solo atomo di idrogeno ed esistono più idruri per quell'elemento, si usa il prefisso mono-.

La nomenclatura tradizionale degli idruri è complessa perché il più delle volte fa uso di nomi basati sulla consuetudine, specie per gli idruri covalenti. Negli idruri metallici, distingue i diversi numeri di ossidazione del metallo con le desinenze già note $-oso$ e $-ico$.

Infine, la notazione di Stock si applica solo agli idruri metallici dove è del tutto simile alla IUPAC, ma sostituisce i prefissi numerali greci con il numero di ossidazione del metallo indicato alla fine del nome, tra parentesi, in numero romano.

Esempi:

	Nome IUPAC	Nome TRADIZIONALE	Nome di STOCK
LiH	Idruro di litio	Idruro di litio	Idruro di litio
AlH_3	Triidruro di alluminio	Idruro di alluminio	Idruro di alluminio
NH_3	Triidruro di azoto	Ammoniaca	Ammoniaca
CH_4	Tetraidruro di carbonio	Metano	Metano
SiH_4	Tetraidruro di silicio	Silano	Silano
PH_3	Triidruro di fosforo	Fosfina	Fosfina
AsH_3	Triidruro di arsenico	Arsina	Arsina
FeH_2	Diidruro di ferro	Idruro ferroso	Idruro di ferro (II)
FeH_3	Triidruro di ferro	Idruro ferrico	Idruro di ferro (III)

Le formule degli idracidi vanno scritte riportando il simbolo del non metallo a destra e quello dell'idrogeno a sinistra. Ad esempio: HCl , HBr , HI , etc.

La nomenclatura IUPAC per gli idracidi è:

(radice del non metallo)-uro di idrogeno

La nomenclatura tradizionale prevede invece:

acido (radice del non metallo)-idrico

La notazione di Stock in questo caso non è necessaria.

Gli idracidi comprendono anche l'**acido cianidrico** o **cianuro di idrogeno** (HCN), che pur essendo un composto ternario segue le stesse regole di nomenclatura.

Esempi:

	Nome IUPAC	Nome TRADIZIONALE
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 ₂ S	Solfuro di idrogeno	Acido solfidrico
HCN	Cianuro di idrogeno	Acido cianidrico

COMPOSTI BINARI PRIVI DI IDROGENO E OSSIGENO

Composti che non contengono idrogeno e ossigeno sono detti sali binari. Essi sono di conseguenza formati da un metallo e da un non metallo. Quest'ultimo presenta numero di ossidazione negativo mentre il metallo presenta n.o. positivo.

Per i sali binari, da tutte e tre le nomenclature viene utilizzata la seguente espressione:

(radice del nome del non metallo)–uro di (nome del metallo)

La nomenclatura IUPAC al fine di indicare il numero di atomi dei due elementi che compongono la molecola e distinguere i possibili numeri di ossidazione del metallo, usa i *prefissi numerali greci* mono, di (o bi), tri, tetra, penta, esa, epta, etc.

La nomenclatura tradizionale distingue i diversi numeri di ossidazione del metallo assegnando alla radice del suo nome la desinenza *–oso* per lo stato di ossidazione minore e *–ico* per lo stato di ossidazione maggiore. Ad esempio: Fe⁽⁺²⁾Cl₂ = *Cloruro ferr-oso*; Fe⁽⁺³⁾Cl₃ = *Cloruro ferr-ico*.

Infine, la notazione di Stock distingue i diversi numeri di ossidazione del metallo riportandoli dopo il nome, tra parentesi e in numeri romani. Esempio: Fe⁽⁺²⁾Cl₂ = *Cloruro di ferro (II)*; Fe⁽⁺³⁾Cl₃ = *Cloruro di ferro (III)*.

Esempi:

	Nome IUPAC	Nome TRADIZIONALE	Nome di STOCK
FeCl ₂	Dicloruro di ferro	Cloruro ferroso	Cloruro di ferro (II)
FeCl ₃	Tricloruro di ferro	Cloruro ferrico	Cloruro di ferro (III)
CuCl	Monocloruro di rame	Cloruro rameoso	Cloruro di rame (I)
CuCl ₂	Dicloruro di rame	Cloruro rameico	Cloruro di rame (II)
PbCl ₂	Dicloruro di piombo	Cloruro piomboso	Cloruro di piombo (II)
PbCl ₄	Tetracloruro di piombo	Cloruro piombico	Cloruro di piombo (IV)

Esistono infine composti binari formati da due non metalli. Per essi valgono le stesse regole di nomenclatura viste per i sali binari, ad esempio:

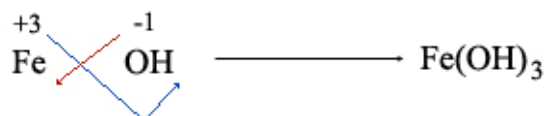
	nome TRADIZIONALE	Nome IUPAC	Nome di Stock
SiC	Carburo di silicio	Monocarburo di silicio	Carburo di silicio (IV)
CS ₂	Solfuro di carbonio	Disolfuro di carbonio	Solfuro di carbonio (IV)
PCl ₃	Cloruro fosforoso	Tricloruro di fosforo	Cloruro di fosforo (III)
PCl ₅	Cloruro fosforico	Pentacloruro di fosforo	Cloruro di fosforo (V)

As ₂ S ₃	Solfuro arsenioso	Trisolfuro di diarsenico	Solfuro di arsenico (III)
--------------------------------	-------------------	--------------------------	---------------------------

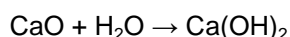
NOMENCLATURA DEI COMPOSTI TERNARI

PROPRIETÀ E NOMENCLATURA DEGLI IDROSSIDI

Gli idrossidi sono composti formati da un metallo, l'idrogeno e l'ossigeno, aventi formula generale Me(OH)_y, per questo contengono gruppi ossidrilici. Anche per la ricostruzione della formula degli idrossidi è possibile ricorrere alla regola dell'incrocio:



Gli idrossidi si producono in genere dalla reazione di un ossido basico con acqua, ad esempio:



Gli idrossidi hanno carattere basico poiché in acqua si dissociano in cationi del metallo ed anioni *ossidrilici* OH⁻, questi ultimi sono responsabili dell'innalzamento del valore del pH della soluzione e conseguente viraggio del tornasole al blu.

In tutte e tre le nomenclature viene utilizzata l'espressione:

idrossido di (nome del metallo)

Nella nomenclatura IUPAC si indicano con i soliti prefissi numerali greci il numero degli ioni ossidrilici che compongono la molecola. Ad esempio: Na(OH) = *idrossido di sodio*; Ca(OH)₂ = *diidrossido di calcio*; Fe(OH)₃ = *triidrossido di ferro*.

La nomenclatura tradizionale distingue i diversi numeri di ossidazione di alcuni metalli con le già note desinenze -oso e -ico. Ad esempio: Al(OH)₃ = *idrossido di alluminio*; Fe(OH)₂ = *idrossido ferroso*; Fe(OH)₃ = *idrossido ferrico*.

Infine, la notazione di Stock aggiunge il numero di ossidazione tra parentesi ed in numero romano, solo per quei metalli che ne presentano più di uno. Esempi: Al(OH)₃ = *idrossido di alluminio*; Fe(OH)₂ = *idrossido di ferro (II)*; Fe(OH)₃ = *idrossido di ferro (III)*.

Di seguito uno schema riassuntivo degli esempi:

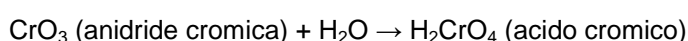
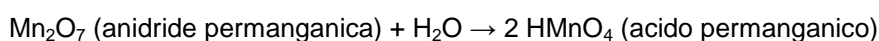
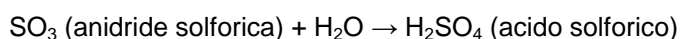
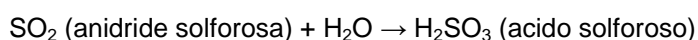
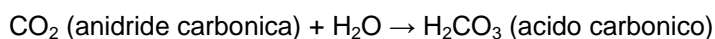
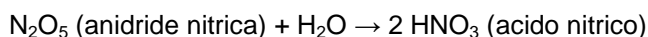
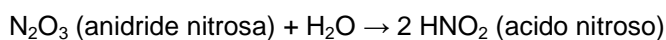
Formula	Nome IUPAC	Nome TRADIZIONALE	Nome STOCK
CuOH	Idrossido di rame	Idrossido rameoso	Idrossido di rame (I)
Cu(OH) ₂	Diidrossido di rame	Idrossido rameico	Idrossido di rame (II)
Pb(OH) ₂	Diidrossido di piombo	Idrossido piomboso	Idrossido di piombo (II)
Pb(OH) ₄	Tetraidrossido di piombo	Idrossido piombico	Idrossido di piombo (IV)
Fe(OH) ₂	Diidrossido di ferro	Idrossido ferroso	Idrossido di ferro (II)
Fe(OH) ₃	Triidrossido di ferro	Idrossido ferrico	Idrossido di ferro (III)
Al(OH) ₃	Triidrossido di alluminio	Idrossido di alluminio	Idrossido di alluminio

PROPRIETÀ E NOMENCLATURA DEGLI OSSIACIDI

Gli ossiacidi sono composti da idrogeno, un non metallo e l'ossigeno; sono formati dalla reazione di un'anidride con acqua e presentano carattere acido poiché sciolti in acqua liberano ioni H⁺.

Data la loro derivazione dalle anidridi, la nomenclatura tradizionale, ancora la più usata, deduce il loro nome dall'anidride di derivazione semplicemente sostituendo il termine *anidride* con il termine **acido**.

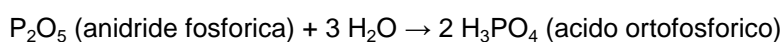
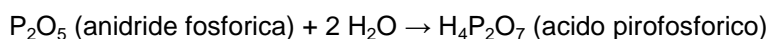
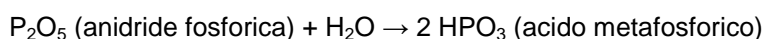
Esempi di reazioni:



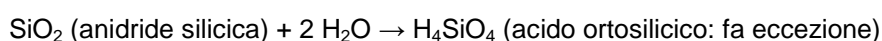
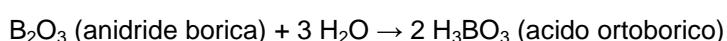
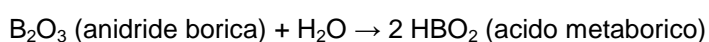
Da notare che l'acido permanganico e l'acido cromatico sono formati da un metallo con elevato numero di ossidazione e non da un non metallo.

Inoltre, alcune anidridi sono in grado di reagire con più di una molecola d'acqua. In questo caso, la nomenclatura tradizionale utilizza i prefissi **meta-**, **piro-** e **orto-** rispettivamente per l'ossiacido formato dalla reazione dell'anidride con una, due e tre molecole d'acqua.

Esempi:



Altri esempi sono:



Esistono inoltre acidi formati da più di una molecola di anidride, detti **poliacidi**.

Esempi:



La nomenclatura IUPAC per gli ossiacidi ricorre alla seguente espressione piuttosto complessa:

acido + numero atomi di ossigeno + osso + numero atomi del non metallo + radice del nome del non metallo + -ico + n.o. del non metallo, scritto tra parentesi ed in numeri romani

Sicuramente in questo caso gli esempi serviranno meglio a chiarire le idee:

H_2CO_3 = acido tri – osso – carbon – ico (IV) = *acido triossocarbonico (IV)*

H_2SO_3 = acido tri – osso – solfor – ico (IV) = *acido triossosolforico (IV)*

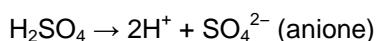
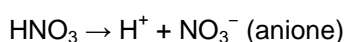
H_2SO_4 = acido tetra – osso – solfor – ico (VI) = *acido tetraossosolforico (VI)*

H_3PO_4 = acido tetra – osso – fosfor – ico (V) = *acido tetraossosolforico (V)*

$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ = acido epta – osso – tetra – bor – ico (III) = *acido eptaossotetraborico (III)*

Gli acidi considerati finora, sia ossiacidi che idracidi, hanno facoltà di perdere ioni idrogeno. Gli acidi in grado di perderne più di uno sono chiamati *acidi poliprotici*. Ad esempio: H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2S , etc. Gli acidi che nella loro molecola possiedono uno solo atomo di idrogeno sono definiti monoprotici: HNO_3 , HCl , HCN , etc.

Il residuo rimasto in seguito alla ionizzazione è un anione. Ad esempio:



I nomi degli anioni derivano da quelli dell'acido per sostituzione delle desinenze nel modo seguente:

–ico	→	–ato
–oso	→	–ito
–idrico	→	–uro

Esempi:

Formula	Nome	Anione	Nome dell'anione	Nome IUPAC
H_2CO_3	Acido carbonico	CO_3^{2-}	Anione carbonato	Anione triossocarbonato (IV)
H_2SO_4	Acido solforico	SO_4^{2-}	Anione solfato	Anione tetraossosolfato (VI)
H_2SO_3	Acido solforoso	SO_3^{2-}	Anione solfito	Anione triossosolfato (IV)
HNO_2	Acido nitroso	NO_2^-	Anione nitrito	Anione diossonitrato (III)
HNO_3	Acido nitrico	NO_3^-	Anione nitrato	Anione triossonitrato (V)
H_3PO_4	Acido ortofosforico	PO_4^{3-}	Anione ortofosfato	Anione tetraossofosfato (V)
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Acido tetraborico	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Anione tetraborato	Anione eptaossotetraborato (III)
HF	Acido fluoridrico	F^-	Anione fluoruro	Anione fluoruro
HCl	Acido cloridrico	Cl^-	Anione cloruro	Anione cloruro
HBr	Acido bromidrico	Br^-	Anione bromuro	Anione bromuro
HI	Acido iodidrico	I^-	Anione ioduro	Anione ioduro
HCN	Acido cianidrico	CN^-	Anione cianuro	Anione cianuro
H_2S	Acido solfidrico	S^{2-}	Anione solfuro	Anione solfuro

PROPRIETÀ E NOMENCLATURA DEI SALI OSSIGENATI

I sali ossigenati sono composti formati da un anione residuo di un ossiacido e da uno o più ioni metallici.

Anche in questo caso, al fine di scrivere correttamente la formula, è possibile ricorrere alla regola dell'incrocio. Ad esempio, per il *solfato ferrico* possiamo scrivere:



Per i sali ternari, le tre nomenclature utilizzano l'espressione seguente:

(nome dell'anione) di (nome del metallo)

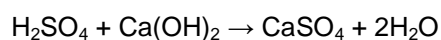
La nomenclatura IUPAC indica sempre il numero degli ioni mediante prefissi numerali greci; la nomenclatura tradizionale identifica i diversi numeri di ossidazione del metallo mediante le desinenze già note –oso per il n.o. minore e –ico per il n.o. maggiore; infine la notazione di Stock indica, quando necessario, il numero di ossidazione del metallo, in numero romano e tra parentesi.

Esempi:

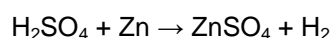
Formula	Nome TRADIZIONALE	Nome IUPAC	Nome di Stock
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato rameico	Ditriosonitrato (V) di rame	Nitrato di rame (II)
$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$	Ortofosfato ferroso	Ditetraossofosfato (V) di diferro	Ortofosfato di ferro (II)
FePO_4	Ortofosfato ferrico	Tetraossofosfato di ferro	Ortofosfato di ferro (III)
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Carbonato di ammonio	Triossocarbonato (IV) di diammonio	Carbonato di ammonio
CaCO_3	Carbonato di calcio	Triossocarbonato (IV) di calcio	Carbonato di calcio
NaClO	Ipoclorito di sodio	Monossoclorato (I) di sodio	Ipoclorito di sodio
Na_2SO_4	Solfato di sodio	Tetraossosolfato (VI) di disodio	Solfato di sodio

Diverse reazioni chimiche possono produrre sali ossigenati:

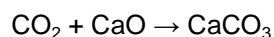
1 – Acido + idrossido → sale + acqua (reazione di neutralizzazione)



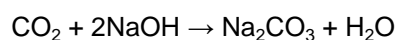
2 – Acido + metallo → sale + idrogeno



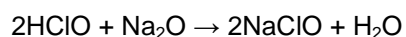
3 – Anidride + ossido → sale



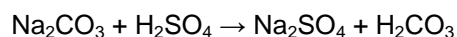
4 – Anidride + idrossido → sale + acqua



5 – Acido + ossido → sale + acqua



6 – Sale1 + acido1 → sale2 + acido2 (reazione di doppio scambio tra un acido e un sale)



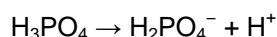
Naturalmente, non tutte le suelencate reazioni possono essere utilizzate per la preparazione di un determinato sale, a causa di una resa di reazione bassa o di una eccessiva violenza con cui procede la reazione che così risulta difficilmente controllabile.

SALI ACIDI

Un acido poliprotico è in grado di formare anioni acidi non completamente ionizzati, in cui sono ancora presenti atomi di idrogeno. Ad esempio:



oppure



La nomenclatura tradizionale, per questi anioni si rifà alla nomenclatura dei corrispondenti ioni negativi residui degli ossiacidi, evidenziando la presenza degli atomi di idrogeno, mediante l'aggiunta del suffisso bi- o in alternativa del termine acido, distinguendo eventualmente il numero di atomi di idrogeno mediante i suffissi numerali greci mono, di, tri, etc. Ad esempio:

Anione	Nome TRADIZIONALE
HCO_3^-	Anione bicarbonato
HSO_3^-	Anione bisolfito
HSO_4^-	Anione bisolfato
HPO_4^{2-}	Anione fosfato monoacido
H_2PO_4^-	Anione fosfato biacido

La nomenclatura IUPAC aggiunge al nome dell'anione, il prefisso idrogeno-, indicando il numero degli atomi di idrogeno ancora presenti con i soliti prefissi numerali greci, laddove necessario:

Anione	Nome IUPAC
HCO_3^-	Anione idrogenocarbonato (IV)
HSO_3^-	Anione idrogenosolfato (IV)
HSO_4^-	Anione idrogenosolfato (VI)
HPO_4^{2-}	Anione monoidrogenofosfato (V)
H_2PO_4^-	Anione diidrogenofosfato (V)

Gli anioni acidi possono formare con cationi metallici sali acidi, composti quaternari. Anche in questo caso, è possibile utilizzare, per scrivere correttamente la formula, la regola dell'incrocio che risulta di ovvia applicazione.

Le tre nomenclature, per i sali acidi sono identiche a quelle per i sali ternari, cambiando solo il nome dell'anione. Esempi:

Formula	Nome TRADIZIONALE	Nome IUPAC	Nome di Stock
NaHSO_4	Bisolfato di sodio	Idrogenosolfato (VI) di sodio	Bisolfato di sodio
NH_4HCO_3	Bicarbonato di ammonio	Idrogenocarbonato (IV) di ammonio	Bicarbonato di ammonio
$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$	Bicarbonato ferroso	Diidrogenocarbonato (IV) di ferro	Bicarbonato di ferro (II)
CuH_2PO_4	Ortofossato biacido rameoso	Diidrogenofossato (V) di rame	Ortofossato biacido di rame (I)
$\text{Cu}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Ortofossato biacido rameico	Diidrogenofossato (V) di rame	Ortofossato biacido di rame (II)
$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$	Ortofossato monoacido ferrico	Trimonoidrogenofossato (V) di diferro	Ortofossato monoacido di ferro (III)
$\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$	Bicarbonato di bario	Diidrogenocarbonato (IV) di bario	Bicarbonato di bario