

Molecole

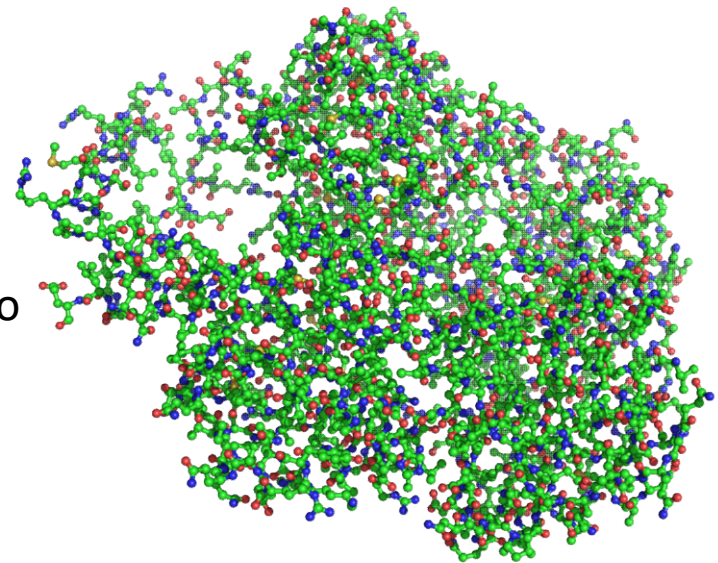
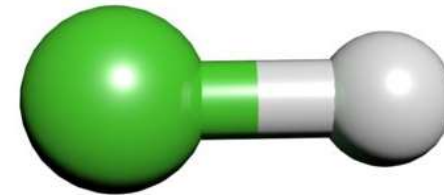
Alcuni elementi si trovano in natura come specie monoatomiche: è il caso dei gas nobili He, Ne, Ar, Kr e Xe.

In altri casi, un atomo si lega ad un altro per formare una molecola biatomica: è il caso di H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 e I_2 .

La molecola è definita come la più piccola unità di una sostanza chimica che mantiene inalterata la composizione e le proprietà della sostanza stessa.

La molecola è formata da un numero finito di atomi, legati assieme in modo specifico.

Una molecola può avere un numero variabile di atomi di elementi diversi. Esistono molecole formate da due soli atomi, ad esempio la molecola di ossigeno O_2 , oppure il cloruro di idrogeno (o acido cloridrico, HCl), e molecole formate da un altissimo numero di atomi, come le proteine o il DNA.



Formule chimiche

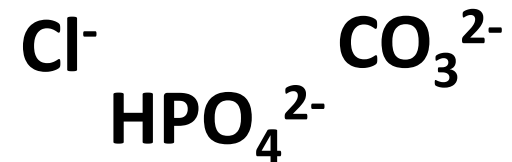
Rappresentazione simbolica di atomi, molecole e ioni.

Ciascun atomo ha un simbolo, indicato nella tavola periodica.



Ciascuna formula contiene due tipi di informazioni: il tipo e il numero di atomi contenuti in una singola molecola.

Nel caso di ioni, la rappresentazione simbolica include la carica dello ione.

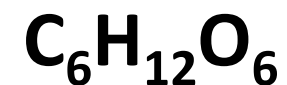


Esempi:

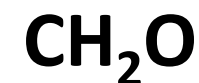
$\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$ rappresenta l'ormone adrenalina, la cui molecola è costituita da 9 atomi di carbonio, 13 atomi di idrogeno, un atomo di azoto e 3 atomi di ossigeno.

$\text{C}_{11}\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2$ rappresenta una molecola di triptofano, un amminoacido, costituita da 11 atomi di carbonio, 12 di idrogeno, 2 di azoto e 2 di ossigeno.

Formula molecolare (o bruta): per una molecola, rappresenta l'esatto numero di atomi presenti nella molecola.

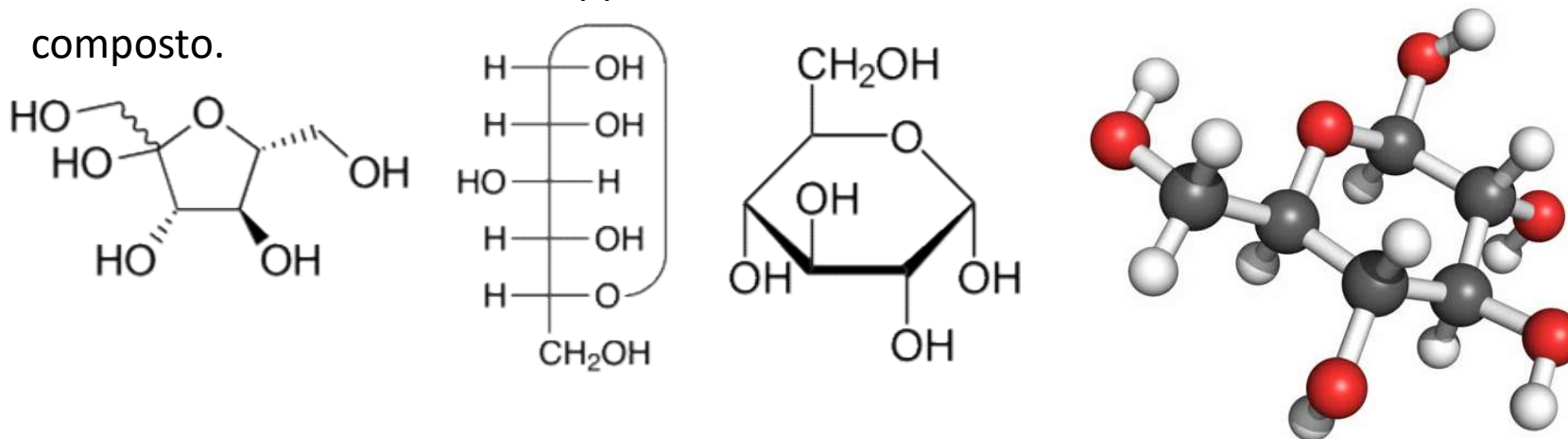


Formula minima (o empirica): non indica l'esatto numero di atomi presenti nella molecola, ma il rapporto tra gli elementi chimici.



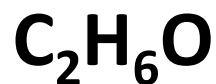
Formula di struttura: indica le connessioni presenti tra gli atomi della molecola.

Alcune formule di struttura rappresentano anche la struttura tridimensionale del composto.

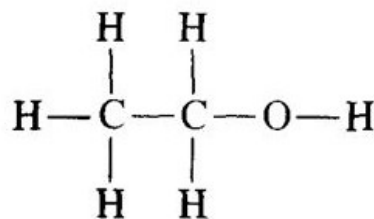


Isomeri: molecole con la stessa formula molecolare ma diversa formula di struttura.

Esempio:

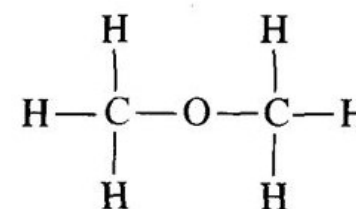


etanolo



e

etere dimetilico



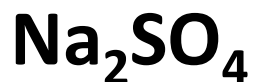
Sali

I sali sono composti formati da cationi (ioni positivi) e anioni (ioni negativi), non da molecole. Uno ione è un atomo o un gruppo di atomi che ha una carica elettrica.

La rappresentazione simbolica per un sale, detta **unità formula**, rappresenta il rapporto tra ioni positivi e negativi. In questo caso, il catione viene riportato prima dell'anione. **E' importante che la carica complessiva dell'unità formula del sale sia zero**: per ottenere questo risultato, le cariche positive e le cariche negative devono essere in egual numero.

Esempi:

Ca(NO₃)₂ è un sale formato dagli ioni Ca²⁺ e NO₃⁻. Per bilanciare la carica, per ciascuno ione Ca²⁺ devono essere presenti 2 ioni NO₃⁻. Per ciascun atomo di calcio sono presenti 2 atomi di azoto e 6 di ossigeno.



Massa molecolare

La massa di molecole poliatomiche può essere calcolata come massa degli atomi che le compongono.

Ad esempio: la molecola H_3AsO_4 è costituita da 3 atomi di idrogeno, uno di arsenico e 4 di ossigeno, quindi la sua massa sarà data dalla somma:

$$\begin{aligned}MM &= 3 \cdot MA_H + MA_{As} + 4 \cdot MA_O = \\ &= 3 \cdot 1.01 \text{ u. m. a.} + 74.92 \text{ u. m. a.} + 4 \cdot 16.00 \text{ u. m. a.} \\ &= 141.95 \text{ u. m. a.}\end{aligned}$$

Per i sali, si calcola allo stesso modo la **massa formula**, o massa dell'unità formula.

In alcuni casi è presente nella formula del sale anche una certa quantità di acqua di cristallizzazione (ad esempio: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$). In questo caso la massa del composto deve essere calcolata tenendo conto della presenza delle molecole d'acqua, la cui massa deve essere sommata a quella del sale.

Nomenclatura

Per identificare in modo univoco un composto chimico, è importante avere un sistema che consente di attribuire a ciascun composto un nome.

Esistono diversi tipi di nomenclatura, per diversi tipi di composti:

- Nomenclatura **organica**: per composti del carbonio.
- Nomenclatura **inorganica**: comprende i composti che non contengono carbonio e alcuni composti semplici del carbonio (diossido di carbonio, carbonati)

Per dare un nome sistematico e facile da ricavare a ciascun composto, l'organizzazione internazionale **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry) ha definito una serie di regole. Oltre alla nomenclatura IUPAC, rimangono alcuni nomi tradizionali, molto usati nel lavoro quotidiano.

In alcuni casi è utile anche indicare lo stato (o numero) di ossidazione di un elemento in un composto mediante la **notazione di Stock**, in cui il numero di ossidazione è indicato tra parentesi come numero romano.

Il numero di atomi di un elemento viene indicato con prefissi che derivano dal greco: *mono-*, *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-*, *esa-*, *epta-*...

Regole per attribuire il numero di ossidazione agli atomi di una molecola o di un sale:

1. Una sostanza allo stato elementare ha numero di ossidazione 0.

Esempio: Fe (n.o. = 0), O₂ (0), Cl₂ (0), O₃ (0), S₈ (0)...

2. Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è pari alla carica dello ione. I

metalli alcalini (gruppo 1A) hanno numero di ossidazione +1, i metalli alcalino-terrosi (gruppo 2A) hanno numero di ossidazione +2.

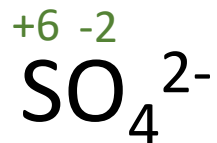
Esempio: Na⁺ (n.o. = +1), Cu²⁺ (+2), Al³⁺ (+3), Cl⁻ (-1), S²⁻ (-2)

3. L'ossigeno ha numero di ossidazione -2 in tutti i composti tranne i perossidi (-1), i superossidi (-1/2) e il composto OF₂ (+2).

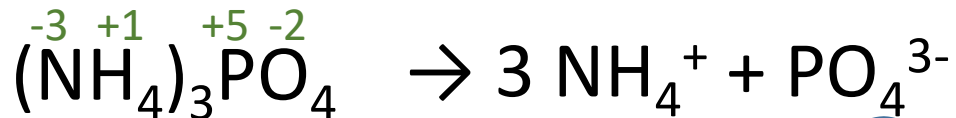
4. L'idrogeno ha numero di ossidazione +1, tranne che negli idruri (-1).

5. La somma dei numeri di ossidazione in una specie è uguale alla carica della specie: 0 se la specie è una molecola neutra oppure pari alla carica dello ione.

Esempi:



$$\begin{aligned} \text{n.o.}(\text{O}) &= -2 && \textcircled{3} \\ \text{n.o.}(\text{S}) + 4 \text{ s.o.}(\text{O}) &= -2 \\ \text{n.o.}(\text{S}) &= +6 && \textcircled{5} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} \text{n.o.}(\text{H}) &= +1 && \textcircled{4} \\ \text{n.o.}(\text{N}) + 4 \text{ s.o.}(\text{H}) &= +1 \\ \text{n.o.}(\text{N}) &= -3 && \textcircled{5} \end{aligned} \quad \begin{aligned} \text{n.o.}(\text{O}) &= -2 && \textcircled{3} \\ \text{n.o.}(\text{P}) + 4 \text{ s.o.}(\text{O}) &= -3 \\ \text{n.o.}(\text{P}) &= +5 && \textcircled{5} \end{aligned}$$

Regole per attribuire il numero di ossidazione agli atomi di una molecola o di un sale:

1. Una sostanza allo stato elementare ha numero di ossidazione 0.

Esempio: Fe (n.o. = 0), O₂ (0), Cl₂ (0), O₃ (0), S₈ (0)...

2. Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è pari alla carica dello ione. I

metalli alcalini (gruppo 1A) hanno numero di ossidazione +1, i metalli alcalino-terrosi (gruppo 2A) hanno numero di ossidazione +2.

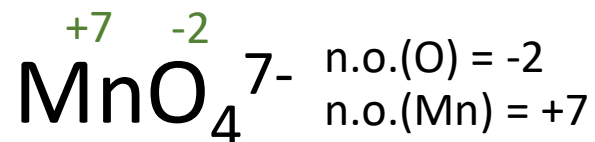
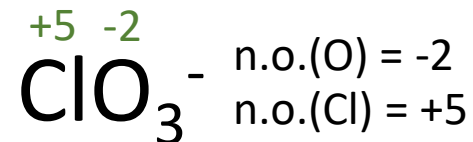
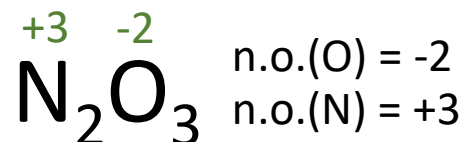
Esempio: Na⁺ (n.o. = +1), Cu²⁺ (+2), Al³⁺ (+3), Cl⁻ (-1), S²⁻ (-2)

3. L'ossigeno ha numero di ossidazione -2 in tutti i composti tranne i perossidi (-1), i superossidi (-1/2) e il composto OF₂ (+2).

4. L'idrogeno ha numero di ossidazione +1, tranne che negli idruri (-1).

5. La somma dei numeri di ossidazione in una specie è uguale alla carica della specie: 0 se la specie è una molecola neutra oppure pari alla carica dello ione.

Esempi:



Cationi monoatomici

I cationi monoatomici, formati da metalli, sono chiamati con il nome dell'elemento.

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
Na ⁺	lone sodio	Fe ³⁺	lone ferro (III)
K ⁺	lone potassio	NH₄⁺	lone ammonio
Zn ²⁺	lone zinco	H₃O⁺	lone ossonio

Anioni monoatomici

Gli anioni monoatomici prendono la desinenza -uro (eccetto ossigeno).

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
H ⁻	lone idr <u>u</u> ro	S ²⁻	lone solf <u>u</u> ro
Cl ⁻	lone clor <u>u</u> ro	O₂²⁻	lone perossido
F ⁻	lone fluor <u>u</u> ro	O₂⁻	lone superossido
Br ⁻	lone brom <u>u</u> ro	OH⁻	lone idrossido
I ⁻	lone iod <u>u</u> ro	CN⁻	lone cianuro

Composti binari (composti di 2 specie atomiche)

Composto più elettronegativo (il secondo nella formula) prende la desinenza -uro, a parte che per i composti di ossigeno che sono ossidi.

1. Idruri: idrogeno con metallo

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
NaH	I <u>dr</u> uro di sodio	CaH ₂	Di <u>idr</u> uro di calcio
KH	I <u>dr</u> uro di potassio	FeH ₂	Di <u>idr</u> uro di ferro

2. Idracidi: idrogeno con non-metallo

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
HF	Fluor <u>ur</u> o di idrogeno*	NH ₃	Ammoniaca
HCl	Clor <u>ur</u> o di idrogeno*	PH ₃	Fosfina
HBr	Brom <u>ur</u> o di idrogeno*	CH ₄	Metano
HI	Iod <u>ur</u> o di idrogeno*	N ₂ H ₄	Idrazina
H ₂ S	Solf <u>ur</u> o di diidrogeno*		

* Se in soluzione vengono indicati come acido fluoridrico (HF), acido cloridrico (HCl), acido bromidrico (HBr), acido iodidrico (HI) e acido solfidrico (H₂S). A questi si aggiunge anche l'acido cianidrico, HCN.

Composti binari

3. Ossidi di metalli (ossidi basici)

Formula	Nome IUPAC/Stock	Formula	Nome IUPAC/Stock
Na ₂ O	Ossido di (di)sodio	MgO	Ossido di magnesio
CaO	Ossido di calcio	MnO	Ossido di manganese (II)
Cu ₂ O	Ossido di dirame/Ossido di rame (I)	FeO	Ossido di ferro/Ossido di ferro (II)
CuO	Ossido di rame/Ossido di rame (II)	Fe ₂ O ₃	Triossido di diferro/Ossido di ferro (III)

4. Ossidi di non-metalli (ossidi acidi)

Formula	Nome IUPAC/Stock	Formula	Nome IUPAC/Stock
CO ₂	Diossido di carbonio	SO ₂	Diossido di zolfo/Ossido di zolfo (IV)
N ₂ O ₃	Triossido di diazoto	P ₂ O ₅	Pentossido di difosforo
N ₂ O ₄	Tetraossido di diazoto	OF₂	Difluoruro di ossigeno
SO ₃	Triossido di zolfo/Ossido di zolfo (VI)	H₂O	Acqua

Composti binari

5. Perossidi: ossigeno con stato di ossidazione -1 (ione perossido) con metallo

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
H_2O_2	Perossido di diidrogeno (acqua ossigenata)	K_2O_2	Perossido di dipotassio
Na_2O_2	Perossido di disodio	CaO_2	Perossido di calcio

6. Superossidi: ossigeno con stato di ossidazione $-1/2$ (ione superossido) con metallo

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
NaO_2	Superossido di sodio	KO_2	Superossido di potassio

Composti binari

7. Sali binari: metallo come ione positivo (catione) + non-metallo come ione negativo (anione)

Formula	Nome IUPAC/Stock	Formula	Nome IUPAC/Stock
NaI	Iod <u>o</u> di sodio	Fe ₂ S ₃	Trisolf <u>o</u> di diferro/Solf <u>o</u> di ferro (III)
CoCl ₂	Clor <u>o</u> di cobalto (II)	CaF ₂	Difluor <u>o</u> di calcio

8. Composti di non metalli

Formula	Nome IUPAC/Stock	Formula	Nome IUPAC/Stock
PCl ₅	Pentaclor <u>o</u> di fosforo	SF ₆	Esafluor <u>o</u> di zolfo
OF ₂	Difluor <u>o</u> di ossigeno	B ₂ Br ₄	Tetrabrom <u>o</u> di diboro

Quando nei composti binari è presente un metallo che possa assumere diversi stati di ossidazione, la nomenclatura tradizionale assegna al nome del metallo il suffisso *-ico* per lo stato di ossidazione maggiore e *-oso* per lo stato di ossidazione minore.

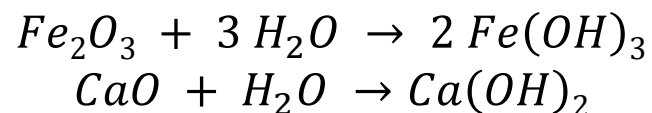
Formula	Nome tradizionale	Formula	Nome tradizionale
CuCl	Cloruro rame <u>oso</u>	Fe ₂ S ₃	Solfuro ferr <u>ico</u>
CuCl ₂	Cloruro rame <u>ico</u>	FeS	Solfuro ferro <u>so</u>

Composti ternari (composti di 3 specie atomiche)

Idrossidi

Formalmente formati da uno ione metallico (positivo) con tanti ioni idrossido (OH^- , con una carica negativa) quante sono le cariche positive del catione.

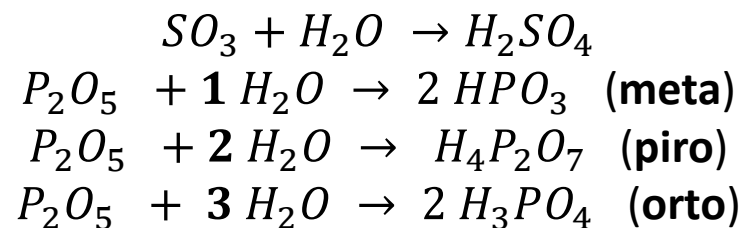
Oppure possono essere considerati come derivati dall'aggiunta di acqua ad un ossido di un metallo:



Formula	Nome IUPAC/Stock	Nome tradizionale
NaOH	Idrossido di sodio	Idrossido di sodio
KOH	Idrossido di potassio	Idrossido di potassio
Ca(OH) ₂	Diidrossido di calcio	Idrossido di calcio
Mg(OH) ₂	Diidrossido di magnesio	Idrossido di magnesio
Fe(OH) ₂	Diidrossido di ferro/idrossido di ferro (II)	Idrossido ferroso
Fe(OH) ₃	Triidrossido di ferro/idrossido di ferro (III)	Idrossido ferrico
Pb(OH) ₂	Diidrossido di piombo/idrossido di piombo (II)	Idrossido piomboso
Pb(OH) ₄	Tetraidrossido di piombo/idrossido di piombo (IV)	Idrossido piombico

Ossiacidi

Formalmente derivati dalla reazione tra l'ossido di un non-metallo e l'acqua:



Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
HNO ₃	Acido triossonitrico	Acido nitrico
HNO ₂	Acido diossonitrico	Acido nitroso
H ₂ CO ₃	Acido triossocarbonico	Acido carbonico
H ₂ SO ₄	Acido tetraossosolforico	Acido solforico
H ₂ S ₂ O ₃	Acido triossodisolforico	Acido tio solforico
H ₃ PO ₄	Acido tetraosso(orto)fosforico	Acido (orto)fosforico
H ₃ AsO ₄	Acido tetraosso(orto)arsenico	Acido (orto)arsenico
H ₃ BO ₃	Acido triosso(orto)borico	Acido (orto)borico
H ₂ SO ₃	Acido triossosolforico	Acido solforoso

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
H_3PO_3	Acido triossofosforico	Acido fosfonico
H_3PO_2	Acido diossofosforico	Acido fosfinico
HClO	Acido monoossoclorico	Acido ipocloroso
HClO_2	Acido diossoclorico	Acido cloroso
HClO_3	Acido triossoclorico	Acido clorico
HClO_4	Acido tetraossoclorico	Acido perclorico
HBrO	Acido monoossobromico	Acido ipobromoso
HBrO_4	Acido tetraossobromico	Acido perbromico
HIO	Acido monoossoiodico	Acido ipoiodoso
HIO_4	Acido tetraossoiodico	Acido periodico
HMnO_4	Acido tetraossomanganico	Acido permanganico
H_2CrO_4	Acido tetraossocromico	Acido cromico
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Acido eptaossodicromico	Acido dicromico

Quando il non metallo può assumere più di 2 diversi stati di ossidazione, la nomenclatura tradizionale assegna:

- il prefisso *per-* e il suffisso *-ico* allo stato di ossidazione maggiore
- il prefisso *ipo-* e il suffisso *-oso* allo stato di ossidazione minore.

Anioni derivati da acidi ossigenati

Formalmente, gli anioni dei sali ossigenati possono essere ottenuti rimuovendo ioni H^+ dall'acido da cui derivano. L'anione che rimane ha tante cariche negative quanti sono gli ioni positivi rimossi.

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
NO_3^-	lone triossonitrato	lone nitrato
NO_2^-	lone diossonitrato	lone nitrito
CO_3^{2-}	lone triossocarbonato	lone carbonato
SO_4^{2-}	lone tetraossosolfato	lone solfato
$S_2O_3^{2-}$	lone triossodisolfato	lone tiosolfato
PO_4^{3-}	lone tetraosso(orto)fosfato	lone (orto)fosfato
ClO^-	lone monoossoclorato	lone ipoclorito
ClO_2^-	lone diossoclorato	lone clorito
ClO_3^-	lone triossoclorato	lone clorato
ClO_4^-	lone tetraossoclorato	lone perclorato

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
CrO_4^{2-}	lone tetraossocromato	lone cromato
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	lone eptaossodicromato	lone dicromato
HPO_3^{2-}	lone idrogeno-triossofosfato	lone fosfonato
H_2PO_2^-	lone diidrogeno-diossofosfato	lone fosfinato
AsO_4^{3-}	lone tetraosso(orto)arseniato	lone (orto)arseniato
BO_3^{3-}	lone triosso(orto)borato	lone (orto)borato
SO_3^{2-}	lone triossosolfato	lone solfito
BrO^-	lone monoossobromato	lone ipobromito
BrO_4^-	lone tetraossobromato	lone perbromato
IO^-	lone monoossoiodato	lone ipoiodito
IO_4^-	lone tetraossoiodato	lone periodato
MnO_4^-	lone tetraossomanganato	lone permanganato

Sali di ossiacidi

Formati da un catione metallico e un anione derivato da un ossiacido.

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
Na_2CO_3	Sodio triosso-carbonato	Carbonato di sodio
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Rame (II) triosso-nitrato	Nitrato rameico
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Alluminio tetraossosolfato	Solfato di alluminio
NH_4ClO_4	Tetraosso-clorato di ammonio	Perclorato d'ammonio
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Sodio triosso-disolfato	Tiosolfato di sodio

Sali idrati

I composti idrati sono composti ionici (in genere sali) che formano cristalli contenenti molecole d'acqua in proporzione definita. Il nome del sale idrato si indica utilizzando il nome del sale seguito dal termine idrato preceduto dal prefisso che indica il numero di molecole d'acqua contenute in ciascuna unità formula.

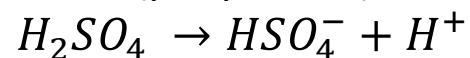
Esempi: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ solfato rameico pentaidrato

$\text{CrCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ cloruro di cromo esaidrato

Un sale idrato che perde l'acqua di idratazione dà luogo al **sale anidro**.

Anioni di sali acidi

Dissociazione incompleta dell'acido (poliprotico) da cui l'anione deriva:



Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
HCO_3^-	Idrogeno-triosso-carbonato (IV)	Carbonato acido, bicarbonato
HSO_4^-	Idrogeno-tetraosso-solfato (VI)	Solfato acido
HSO_3^-	Idrogeno-triosso-solfato (IV)	Solfito acido
$H_2PO_4^-$	Diidrogeno-tetraosso-fosfato (V)	Fosfato biacido
HPO_4^{2-}	Idrogeno-tetraosso-fosfato (V)	Fosfato acido
HS^-	Idrogeno-solfuro	Solfuro acido
HSe^-	Idrogeno-selenuro	Selenuro acido

Qualche esempio:

Na_2HPO_4 : fosfato acido di sodio, o idrogenotetraossofosfato (V) di disodio

$Cu(HS)_2$: solfuro acido rameico, o idrogeno solfuro di rame (II)

In sintesi...

Composti binari

- Idruri (metallo + H)
- Idracidi (H + non-metallo)
- Ossidi basici (metallo + O)
- Ossidi acidi (non-metallo + O)
- Perossidi (formati dallo ione O_2^{2-})
- Superossidi (formati dallo ione O_2^-)
- Sali binari
- Composti di non metalli

Composti ternari

- Idrossidi
- Ossiacidi
- Sali di ossiacidi

Composti quaternari → Sali acidi

Sali idrati

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
NaHCO ₃		
CaF ₂		
AlPO ₄		
Ba(ClO) ₂		
(NH ₄) ₂ SO ₄		
KHS		
KMnO ₄		
Al ₂ S ₃		
MgO		
CuSO ₄		
KCN		
Ni(OH) ₂		
HBr		
Fe(BrO ₂) ₂		
NaH		

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
NaHCO_3	Idrogeno-triosso-carbonato (IV) di sodio	Bicarbonato di sodio
CaF_2	Fluoruro di calcio	Fluoruro di calcio
AlPO_4	Triosso(orto)fosfato di alluminio	(Orto)fosfato di alluminio
$\text{Ba}(\text{ClO})_2$	Monossoclorato di bario	Ipoclorito di bario
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Tetraossosolfato di ammonio	Solfato d'ammonio
KHS	Idrogenosolfuro di potassio	Solfuro acido di potassio
KMnO_4	Tetraossomanganato di potassio	Permanganato di potassio
Al_2S_3	Solfuro di alluminio	Solfuro di alluminio
MgO	Monossido di magnesio	Ossido di magnesio
CuSO_4	Tetraossosolfato di rame (II)	Solfato rameico
KCN	Cianuro di potassio	Cianuro di potassio
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	Diidrossido di nichel	Idrossido nicheloso
HBr	Bromuro di idrogeno	Acido bromidrico
$\text{Fe}(\text{BrO}_2)_2$	Diossobromato di ferro (II)	Bromito ferroso
NaH	Idruro di sodio	Idruro di sodio

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
	Dicloruro di stronzio (II)	
		Fosfato di calcio
	Acido tetraossosolforico	
		Ipoclorito di calcio
	Eptaossodicromato di sodio	
		Idruro di bario
	Triossonitrato di argento	
		Ioduro titanico
	Esaossido di tetrafosforo	
		Bromato stannico
	Idrogenotetraosso(orto)fosfato di potassio	
		Idrossido titanioso
	Diossonitrato di ammonio	
		Solfato acido di calcio
	Superossido di sodio	

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
SrCl_2	Dicloruro di stronzio (II)	Cloruro di stronzio
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Tetraosso(orto)fosfato di calcio	Fosfato di calcio
H_2SO_4	Acido tetraossosolforico	Acido solforico
$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	Monossoclorato di calcio	Ipoclorito di calcio
$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Eptaossodicromato di sodio	Dicromato di sodio
BaH_2	Idruro di bario	Idruro di bario
AgNO_3	Triossonitrato di argento	Nitrato di argento
TiI_4	Ioduro di titanio (IV)	Ioduro titanico
P_4O_6	Esaossido di tetrafosforo	
$\text{Sn}(\text{BrO}_3)_4$	Triossobromato di stagno (IV)	Bromato stannico
K_2HPO_4	Idrogenotetraosso(orto)fosfato di potassio	Fosfato acido di potassio
$\text{Ti}(\text{OH})_2$	Diidrossido di titanio	Idrossido titanioso
NH_4NO_2	Diossonitrato di ammonio	Nitrito di ammonio
$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$	Idrogenotetraossosolfato di calcio	Solfato acido di calcio
NaO_2	Superossido di sodio	Superossido di sodio

Nomenclatura dei composti organici

Idrocarburi (composti binari di **C/H**)

- > Alifatici
- Alcani con formula C_nH_{2n+2} , si indicano con il suffisso **-ano**
Esempi: CH_4 metano, C_2H_6 etano, C_3H_8 propano, C_4H_{10} butano...
 - Alcheni con formula C_nH_{2n} , si indicano con il suffisso **-ene**
Esempi: C_2H_4 etene (etilene), C_3H_6 propene, C_4H_8 butene...
 - Alchini con formula C_nH_{2n-2} , si indicano con il suffisso **-ino**
Esempi: C_2H_2 etino (acetilene), C_3H_4 propino...

> Aromatici C_6H_6 benzene

Alcoli (composti ternari di **C/H/O** che contengono il gruppo -OH)

Il nome viene formato utilizzando il suffisso **-olo**. La formula in genere è scritta in modo da sottolineare la presenza del gruppo -OH.

Esempi: CH_3OH metanolo (o alcol metilico), C_2H_5OH etanolo (o alcol etilico)

(segue)

Acidi carbossilici (composti ternari di **C/H/O** che contengono il gruppo -COOH)

Il nome viene formato utilizzando il suffisso **-oico**. La formula è scritta in modo da sottolineare la presenza del gruppo -COOH.

Esempi: HCOOH acido metanoico (o acido formico), CH₃COOH acido etanoico (o acido acetico), C₂H₅COOH acido propanoico.

Eteri (composti ternari di **C/H/O** che contengono il frammento C-O-C)

Esempi: CH₃OCH₃ etere dimetilico (o etere metilico), CH₃OC₂H₅ etere metiletilico, C₂H₅OC₂H₅ etere dietilico (o etere etilico).

Chetoni (composti ternari di **C/H/O** che contengono il frammento -C=O)

Il nome viene formato utilizzando il suffisso **-one**.

Esempio: CH₃COCH₃ propanone (o acetone).

Aldeidi (composti ternari di **C/H/O** che contengono il frammento -CHO)

Il nome viene formato utilizzando il suffisso **-ale**.

Esempio: CH₃CHO etanale (o acetaldeide), CH₃CH₂CHO propanale (o propionaldeide).

(segue)

Ammine (composti ternari di **C/H/N** che contengono il gruppo -NH₂)

Il nome viene formato utilizzando il suffisso **-ammina**. La formula è scritta in modo da sottolineare la presenza del gruppo -NH₂.

Esempi: CH₃NH₂ metilammina, C₂H₅NH₂ etilammina.

Alogenoalcani (composti ternari di **C/H/X** dove X è un alogeno, cioè fluoro, cloro, bromo o iodio)

Il nome viene formato antepoendo al nome dell'alcano il nome dell'alogeno, o indicando l'alogeno con il suffisso **-uro** (nome tradizionale).

*Esempi: CH₃Cl clorometano (cloruro di metile),
CH₃Br bromometano (bromuro di metile),
CHCl₃ triclorometano (o cloroformio),
CCl₄ tetraclorometano (tetracloruro di carbonio).*