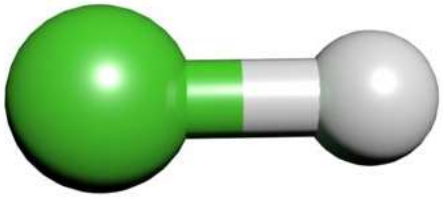
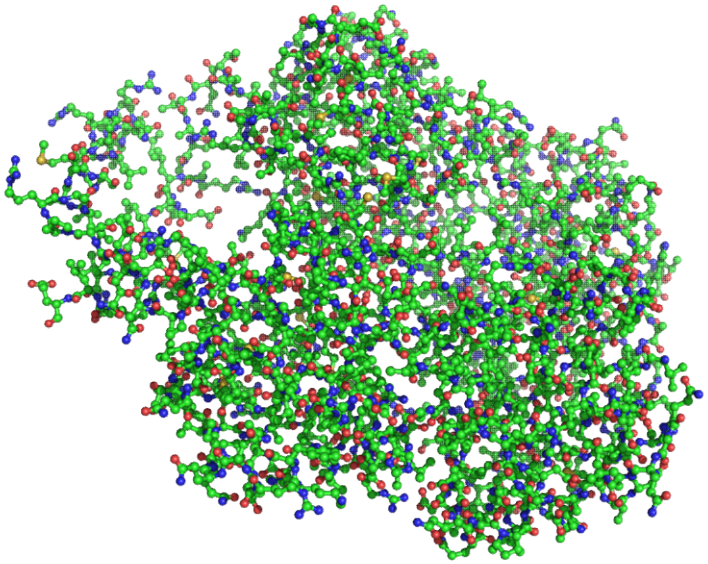
Molecole

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 atomi di elementi diversi oppure dello stesso elemento. 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 per le molecole

Rappresentazione simbolica di atomi, molecole e ioni.

Ciascun atomo ha un simbolo, indicato nella tavola periodica.

Cl Mn

K P

$C_{12}H_{22}O_{11}$

Le **formule molecolari** contengono due tipi di informazioni: il <u>tipo e il numero di atomi contenuti in una molecola</u>.

Nel caso di ioni molecolari, la rappresentazione simbolica include la <u>carica dello ione</u>.

Cl^- CO_3^{2-}

HPO_4^{2-}

Esempi:

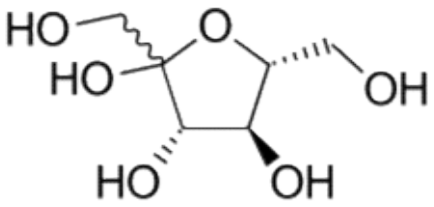
$C_9H_{13}NO_3$ rappresenta l'ormone adrenalina, la cui molecola è costituita da 9 atomi di carbonio, 13 atomi di idrogeno, un atomo di azoto e 3 atomi di ossigeno.

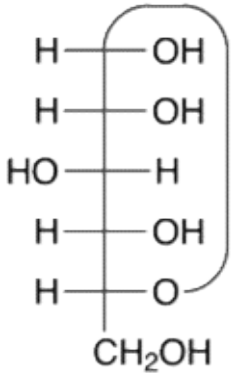
$C_{11}H_{12}N_2O_2$ rappresenta una molecola di triptofano, un amminoacido, costituita da 11 atomi di carbonio, 12 di idrogeno, 2 di azoto e 2 di ossigeno.

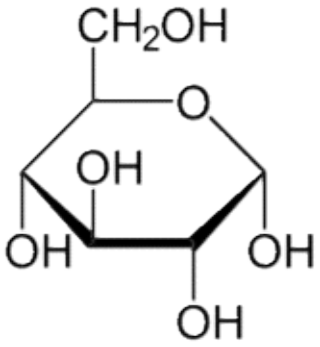
Formula molecolare (o bruta): per una molecola, rappresenta l'esatto numero di atomi presenti nella molecola. $C_6H_{12}O_6$

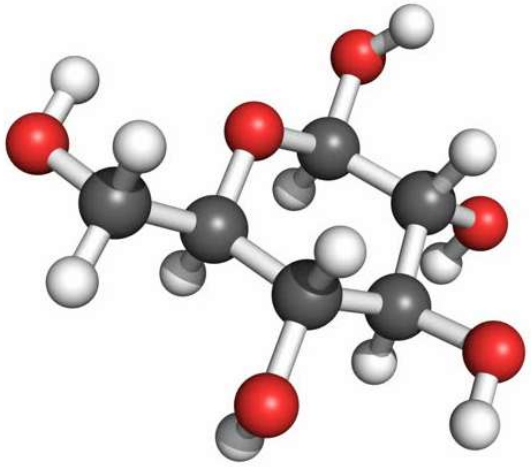
Formula minima (o empirica): non indica l'esatto numero di atomi presenti nella molecola, ma il rapporto tra gli elementi chimici. CH_2O

Formula di struttura: indica le connessioni presenti tra gli atomi della molecola. Alcune formule di struttura rappresentano anche la struttura tridimensionale del composto.



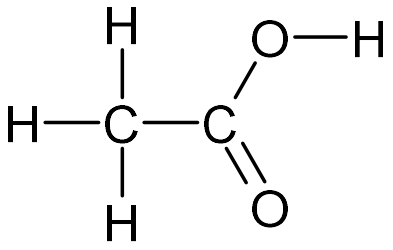




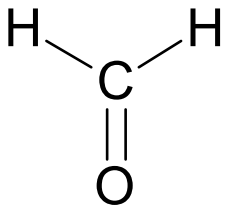


Isomeri: molecole con la stessa formula molecolare ma diversa formula di struttura.

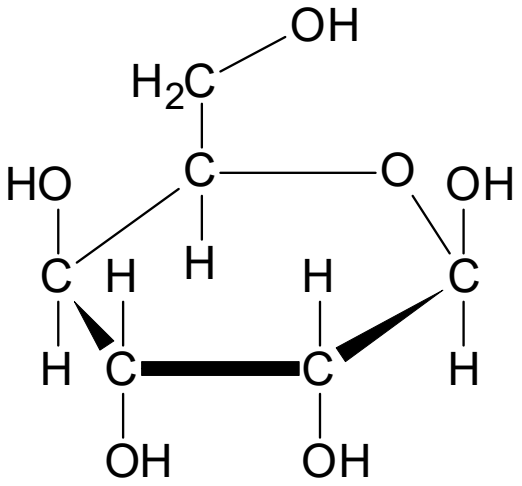
Esempi di composti con la stessa formula minima (CH_2O), ma con diversa formula molecolare:



Acido acetico,
$C_2H_4O_2$



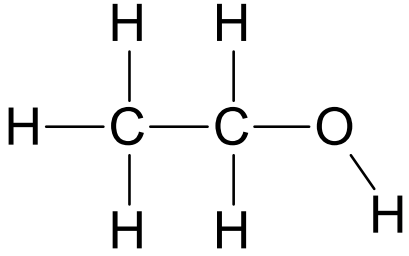
Formaldeide,
CH_2O



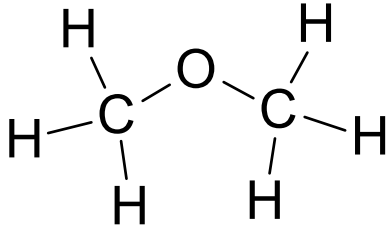
Glucosio,
$C_6H_{12}O_6$

Esempi di isomeri: stessa formula molecolare, diversa struttura

C_2H_6O



Alcol etilico



Etere dimetilico

Rappresentazione simbolica dei 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 elettica.

La rappresentazione simbolica del sale, detta **unità formula**, rappresenta il rapporto tra ioni positivi e negativi. 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:

$Ca(NO_3)_2$ è un sale formato dagli ioni Ca^{2+} e NO_3^-. Per bilanciare la carica, per ciascuno ione Ca^{2+} devono essere presenti 2 ioni NO_3^-. Per ciascun atomo di calcio sono presenti 2 atomi di azoto e 6 di ossigeno.

Na_2SO_4	$Al_2(CO_3)_3$	$Ca(H_2PO_4)_2$
Na^+ / SO_4^{2-}	Al^{3+} / CO_3^{2-}	$Ca^{2+} / H_2PO_4^-$

Massa molecolare

La **massa molecolare** è la massa degli atomi che compongono una molecola, ottenuta dalla somma delle masse atomiche.

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:

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

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), O_2 (0), Cl_2 (0), O_3 (0), S_8 (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), Cu^{2+} (+2), Al^{3+} (+3), Cl^- (-1), S^{2-} (-2)

3. **L'ossigeno ha numero di ossidazione –2** in tutti i composti tranne i perossidi (-1), i superossidi (-1/2) e il composto OF_2 (+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:

+6 -2
SO_4^{2-}

n.o.(O) = -2 (3)

n.o.(S) + 4 n.o.(O) = -2

n.o.(S) = +6 (5)

-3 +1 +5 -2
$(NH_4)_3PO_4 \rightarrow 3\ NH_4^+ + PO_4^{3-}$

n.o.(H) = +1 (4)

n.o.(N) + 4 n.o.(H) = +1

n.o.(N) = -3 (5)

n.o.(O) = -2 (3)

n.o.(P) + 4 n.o.(O) = -3

n.o.(P) = +5 (5)

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), O_2 (0), Cl_2 (0), O_3 (0), S_8 (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), Cu^{2+} (+2), Al^{3+} (+3), Cl^- (-1), S^{2-} (-2)
3. **L'ossigeno ha numero di ossidazione –2** in tutti i composti tranne i perossidi (-1), i superossidi (-1/2) e il composto OF_2 (+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:

+3 -2
N_2O_3 n.o.(O) = -2, n.o.(N) = +3

+5 -2
ClO_3^- n.o.(O) = -2, n.o.(Cl) = +5

+7 -2
MnO_4^- n.o.(O) = -2, n.o.(Mn) = +7

+8/3 -2
Fe_3O_4 n.o.(O) = -2, n.o.(Fe) = +8/3

Cationi monoatomici

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

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
Na^{+}	Ione sodio	Fe^{3+}	Ione ferro (III)
Zn^{2+}	Ione zinco	**NH_4^{+}**	**Ione ammonio**
Cr^{3+}	Ione cromo	**H_3O^{+}**	**Ione ossonio**
Fe^{2+}	Ione ferro (II)	**Hg_2^{+2}**	**Ione mercurio (I)**

Anioni monoatomici

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

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
H^{-}	Ione idruro	S^{2-}	Ione solfuro
Cl^{-}	Ione cloruro	**O_2^{2-}**	**Ione perossido**
F^{-}	Ione fluoruro	**O_2^{-}**	**Ione superossido**
Br^{-}	Ione bromuro	**OH^{-}**	**Ione idrossido**
I^{-}	Ione ioduro	**CN^{-}**	**Ione cianuro**

Composti binari (composti di 2 specie atomiche)

Il composto più elettronegativo (il secondo nella formula) prende la desinenza -uro, a parte i composti di ossigeno che prendono il nome di ossidi.

1. Idruri: idrogeno con metallo

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
NaH	Idruro di sodio	CaH_2	Diidruro di calcio
KH	Idruro di potassio	FeH_2	Diidruro di ferro

2. Idracidi: idrogeno con non-metallo

Formula	Nome IUPAC	Formula	Nome IUPAC
HF	Fluoruro di idrogeno*	NH_3	**Ammoniaca**
HCl	Cloruro di idrogeno*	PH_3	**Fosfina**
HBr	Bromuro di idrogeno*	CH_4	**Metano**
HI	Ioduro di idrogeno*	N_2H_4	**Idrazina**
H_2S	Solfuro di diidrogeno*		

* Se in soluzione vengono indicati come acido fluoridrico (HF), acido cloridrico (HCl), acido bromidrico (HBr), acido iodidrico (HI) e acido solfidrico (H_2S). 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_2O	Ossido di (di)sodio	MgO	Ossido di magnesio
CaO	Ossido di calcio	MnO	Ossido di manganese (II)
Cu_2O	Ossido di dirame/Ossido di rame (I)	FeO	Ossido di ferro/Ossido di ferro (II)
CuO	Ossido di rame/Ossido di rame (II)	Fe_2O_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_2O_3	Triossido di diazoto	P_2O_5	Pentossido di difosforo
N_2O_4	Tetraossido di diazoto	**OF_2**	**Difluoruro di ossigeno**
SO_3	Triossido di zolfo/Ossido di zolfo (VI)	**H_2O**	**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 idrogeno (acqua ossigenata)	K_2O_2	Perossido di potassio
Na_2O_2	Perossido di sodio	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	Ioduro di sodio	Fe_2S_3	Trisolfuro di diferro/Solfuro di ferro (III)
$CoCl_2$	Cloruro di cobalto (II)	CaF_2	Difluoruro di calcio

8. Composti di non metalli

Formula	Nome IUPAC/Stock	Formula	Nome IUPAC/Stock
PCl_5	Pentacloruro di fosforo	SF_6	Esafluoruro di zolfo
OF_2	Difluoruro di ossigeno	B_2Br_4	Tetrabromuro 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 rameoso	Fe_2S_3	Solfuro ferrico
$CuCl_2$	Cloruro rameico	FeS	Solfuro ferroso

Composti ternari (composti di 3 specie atomiche)
Idrossidi

Formati da uno ione metallico (positivo) con tanti ioni idrossido (OH^-, con una carica negativa) quante sono le cariche positive del catione.
Formalmente, possono essere considerati come derivati dall'aggiunta di acqua ad un ossido di un metallo:

$$Fe_2O_3 + 3\,H_2O \rightarrow 2\,Fe(OH)_3$$
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

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:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

$$P_2O_5 + \mathbf{1}\, H_2O \rightarrow 2\, HPO_3 \quad \textbf{(meta)}$$

$$P_2O_5 + \mathbf{2}\, H_2O \rightarrow H_4P_2O_7 \quad \textbf{(piro)}$$

$$P_2O_5 + \mathbf{3}\, H_2O \rightarrow 2\, H_3PO_4 \quad \textbf{(orto)}$$

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
HNO_3	Acido triossonitrico	Acido nitrico
HNO_2	Acido diossonitrico	Acido nitroso
H_2CO_3	Acido triossocarbonico	Acido carbonico
H_2SO_4	Acido tetraossosolforico	Acido solforico
$H_2S_2O_3$	Acido triossodisolforico	Acido **tio**solforico
H_3PO_4	Acido tetraosso(**orto**)fosforico	Acido (**orto**)fosforico
H_3AsO_4	Acido tetraosso(orto)arsenico	Acido (orto)arsenico
H_3BO_3	Acido triosso(orto)borico	Acido (orto)borico
H_2SO_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 **ipo**clor**oso**
$HClO_2$	Acido diossoclorico	Acido clor**oso**
$HClO_3$	Acido triossoclorico	Acido clor**ico**
$HClO_4$	Acido tetraossoclorico	Acido **per**clor**ico**
HBrO	Acido monoossobromico	Acido **ipo**brom**oso**
$HBrO_4$	Acido tetraossobromico	Acido **per**brom**ico**
HIO	Acido monoossoiodico	Acido **ipo**iod**oso**
HIO_4	Acido tetraossoiodico	Acido **per**iod**ico**
$HMnO_4$	Acido tetraossomanganico	Acido **permanganico**
H_2CrO_4	Acido tetraossocromico	Acido **cromico**
$H_2Cr_2O_7$	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^-	Ione triossonitrato	Ione nitr**ato**
NO_2^-	Ione diossonitrato	Ione nitr**ito**
CO_3^{2-}	Ione triossocarbonato	Ione carbonato
SO_4^{2-}	Ione tetraossosolfato	Ione solfato
$S_2O_3^{2-}$	Ione triossodisolfato	Ione tiosolfato
PO_4^{3-}	Ione tetraosso(orto)fosfato	Ione (orto)fosfato
ClO^-	Ione monoossoclorato	Ione ipoclorito
ClO_2^-	Ione diossoclorato	Ione clorito
ClO_3^-	Ione triossoclorato	Ione clorato
ClO_4^-	Ione tetraossoclorato	Ione perclorato

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
CrO_4^{2-}	Ione tetraossocromato	Ione cromato
$Cr_2O_7^{2-}$	Ione eptaossodicromato	Ione dicromato
HPO_3^{2-}	Ione idrogeno-triossofosfato	**Ione fosfonato**
$H_2PO_2^-$	Ione diidrogeno-diossofosfato	**Ione fosfinato**
AsO_4^{3-}	Ione tetraosso(orto)arseniato	Ione (orto)arseniato
BO_3^{3-}	Ione triosso(orto)borato	Ione (orto)borato
SO_3^{2-}	Ione triossosolfato	Ione solfito
BrO^-	Ione monoossobromato	Ione ipobromito
BrO_4^-	Ione tetraossobromato	Ione perbromato
IO^-	Ione monoossoiodato	Ione ipoiodito
IO_4^-	Ione tetraossoiodato	Ione periodato
MnO_4^-	Ione tetraossomanganato	Ione 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
$Cu(NO_3)_2$	Rame (II) triosso-nitrato	Nitrato rameico
$Al_2(SO_4)_3$	Alluminio tetraossosolfato	Solfato di alluminio
NH_4ClO_4	Tetraosso-clorato di ammonio	Perclorato d'ammonio
$Na_2S_2O_3$	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: $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ *solfato rameico pentaidrato*

$CrCl_3 \cdot 6\ H_2O$ *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:

$$H_2SO_4 \rightarrow HSO_4^- + H^+$$
$$H_2S \rightarrow HS^- + H^+$$

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		
$AlPO_4$		
$Ba(ClO)_2$		
$(NH_4)_2SO_4$		
KHS		
$KMnO_4$		
Al_2S_3		
MgO		
$CuSO_4$		
KCN		
$Ni(OH)_2$		
HBr		
$Fe(BrO_2)_2$		
NaH		

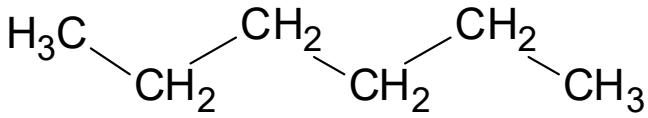
Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
$NaHCO_3$	Idrogeno-triosso-carbonato di sodio	Bicarbonato di sodio
CaF_2	Fluoruro di calcio	Fluoruro di calcio
$AlPO_4$	Triosso(orto)fosfato di alluminio	(Orto)fosfato di alluminio
$Ba(ClO)_2$	Monossoclorato di bario	Ipoclorito di bario
$(NH_4)_2SO_4$	Tetraossosolfato 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
$Ni(OH)_2$	Diidrossido di nichel	Idrossido nicheloso
HBr	Bromuro di idrogeno	Acido bromidrico
$Fe(BrO_2)_2$	Diossobromato di ferro (II)	Bromito ferroso
NaH	Idruro di sodio	Idruro di sodio

Formula	Nome IUPAC	Nome tradizionale
	Dicloruro di stronzio	
		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	Cloruro di stronzio
$Ca_3(PO_4)_2$	Tetraosso(orto)fosfato di calcio	Fosfato di calcio
H_2SO_4	Acido tetraossosolforico	Acido solforico
$Ca(ClO)_2$	Monossoclorato di calcio	Ipoclorito di calcio
$Na_2Cr_2O_7$	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	
$Sn(BrO_3)_4$	Triossobromato di stagno (IV)	Bromato stannico
K_2HPO_4	Idrogenotetraosso(orto)fosfato di potassio	Fosfato acido di potassio
$Ti(OH)_2$	Diidrossido di titanio	Idrossido titanioso
NH_4NO_2	Diossonitrato di ammonio	Nitrito di ammonio
$Ca(HSO_4)_2$	Idrogenotetraossosolfato di calcio	Solfato acido di calcio
NaO_2	Superossido di sodio	Superossido di sodio

Nomenclatura dei composti organici

<u>Idrocarburi</u> (composti binari di **C/H**)

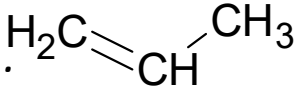


> Alifatici

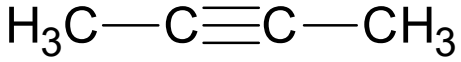
- Alcani con formula C_nH_{2n+2} , si indicano con il suffisso ***-ano***

  Esempi: CH_4 metano, C_2H_6 etano, C_3H_8 propano, C_4H_{10} butano...

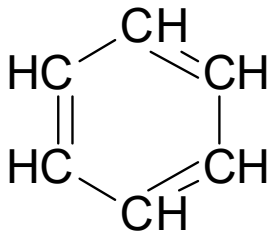
- Alcheni con formula C_nH_{2n} , si indicano con il suffisso ***-ene***

  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... 

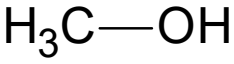
> Aromatici *C_6H_6 benzene*



<u>Alcoli</u> (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)

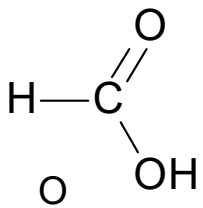


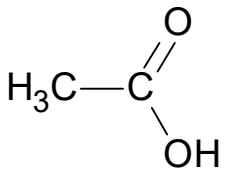


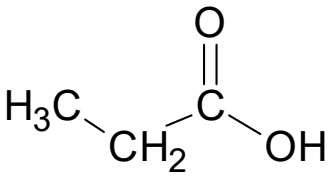
(segue)

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

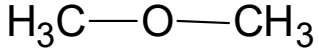
Il nome viene formato utilizzando il suffisso ***-oico***. La formula è scritta in modo da sottolinare la presenza del gruppo -COOH.

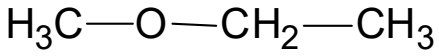
Esempi: HCOOH acido metanoico (o acido formico) 

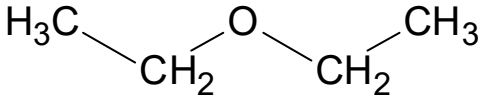
CH_3COOH acido etanoico (o acido acetico) 

C_2H_5COOH acido propanoico 

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

Esempi: CH_3OCH_3 etere dimetilico (o etere metilico) 

$CH_3OC_2H_5$ etere metiletilico 

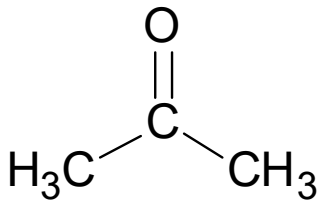
$C_2H_5OC_2H_5$ etere dietilico (o etere etilico) 

(segue)

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

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

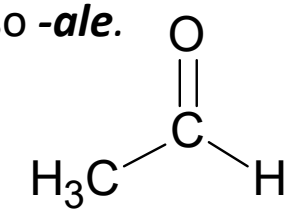
Esempio: CH_3COCH_3 propanone (o acetone)



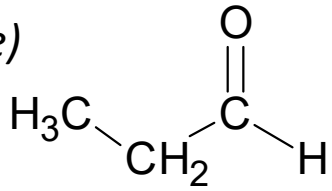
<u>Aldeidi</u> (composti ternari di **C/H/O** che contengono il frammento -CHO)

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

Esempio: CH_3CHO etanale (o acetaldeide)



CH_3CH_2CHO propanale (o propionaldeide)

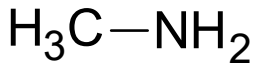


(segue)

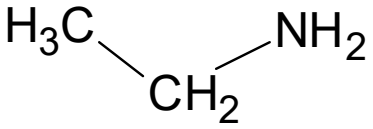
Ammine (composti ternari di **C/H/N** che contengono il gruppo -NH_2)

Il nome viene formato utilizzando il suffisso ***-ammina***. La formula è scritta in modo da sottolinare la presenza del gruppo -NH_2.

Esempi: CH_3NH_2 *metilammina*



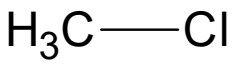
$C_2H_5NH_2$ *etilammina*



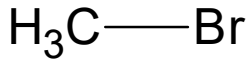
Alogenoalcani (composti ternari di **C/H/X** dove X è un alogeno, cioè fluoro, cloro, bromo o iodio)

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

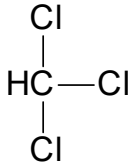
Esempi: CH_3Cl *clorometano (cloruro di metile)*



CH_3Br *bromometano (bromuro di metile)*



$CHCl_3$ *triclorometano (o cloroformio)*



CCl_4 *tetraclorometano (tetracloruro di carbonio)*

