



Scuola di Ingegneria Industriale e dell'Informazione
Insegnamento di **Chimica Generale**
083424 - CCS *CHI* e *MAT*

 POLITECNICO DI MILANO



I Componenti della Materia - Nomenclatura Chimica (cap. 2)

Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC "Giulio Natta"

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/it/education/general-chemistry-lessons/>



I Componenti della Materia

- **Formule e Massa molecolare**

- **Nomenclatura:**

- composti binari
- ossoanioni e acidi
- ioni complessi

Numero di atomi di zolfo

	1	2	3	4	5	6	7	8
-2	S^{2-}							
-1		S_2^{2-}	S_3^{2-}	S_4^{2-}	S_5^{2-}	S_6^{2-}	S_7^{2-}	
0								S_8
+1			$S_3O_3^{2-}$	$S_4O_3^{2-}$	$S_5O_3^{2-}$	$S_6O_3^{2-}$	$S_7O_3^{2-}$	
+2		$S_2O_3^{2-}$				$S_6O_6^{2-}$	$S_7O_6^{2-}$	
+3		$S_2O_4^{2-}$	$S_3O_6^{2-}$	$S_4O_6^{2-}$	$S_5O_6^{2-}$			
+4	SO_3^{2-}	$S_2O_5^{2-}$						
+5		$S_2O_6^{2-}$						
+6	SO_4^{2-}	$S_2O_7^{2-}$						

Carica media formale sullo zolfo



Formule Chimiche: rappresentano il numero e tipo di elementi presenti per unità di sostanza.

Esistono 3 tipi di formule chimiche: empirica, molecolare, e strutturale.

Formula Empirica: indica i numeri relativi di atomi di ciascun elemento in un composto. E' il più semplice tipo di formula derivato dalle masse degli elementi componenti.

Per esempio, la formula empirica del perossido di idrogeno è HO, indicando un rapporto 1:1 tra il numero degli atomi di H e di O, ma la sua formula molecolare è H₂O₂.



Formula Molecolare

Formula Molecolare: rappresenta il **numero reale di atomi** di ciascun elemento presente in una singola molecola di un composto.

La formula molecolare del perossido di idrogeno è H_2O_2 .

Ciò indica che in realtà esistono due atomi di H e due atomi di O in ogni molecola di questa sostanza (legati tra di loro in modo univoco).

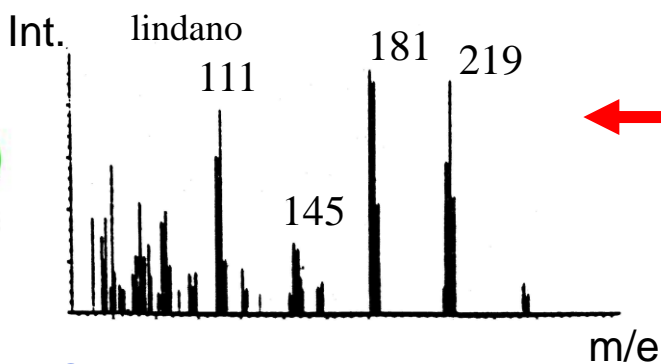
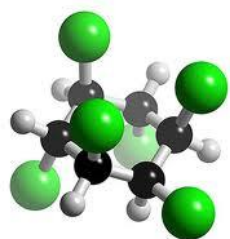
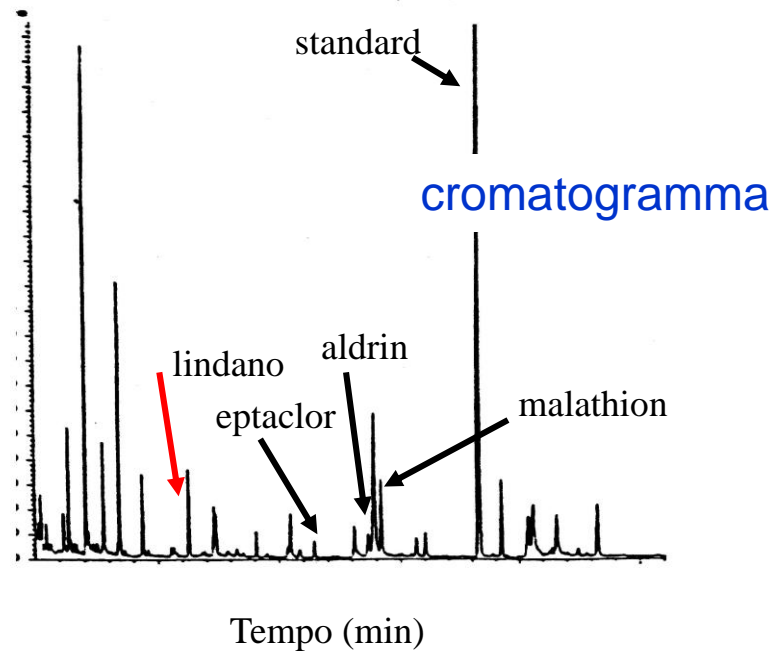
Le formule molecolari possono essere multipli delle formule empiriche.



Determinazione del Peso Molecolare



*Gas Cromatografo -
Spettrometro di Massa*



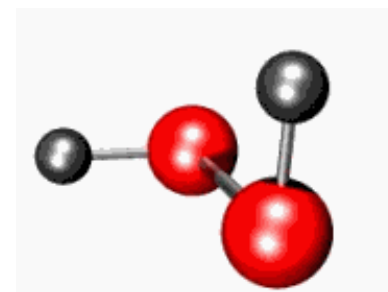
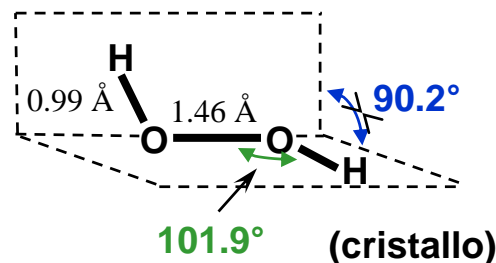
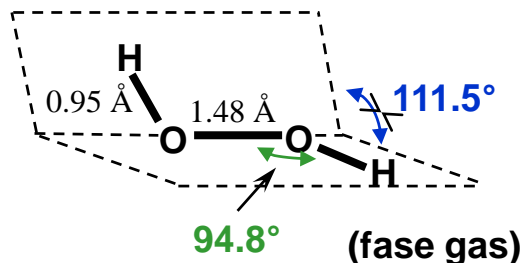


Formula di Struttura

Una *formula di struttura* precisa il numero di atomi di ciascun tipo e i relativi legami che li connettono.

Rappresenta la disposizione relativa degli atomi nella molecola come effettivamente esiste (indicazioni spaziali!).

La formula strutturale del perossido di idrogeno è in forma semplificata quella a sinistra e nella corretta disposizione spaziale in fase gas quella di destra (i dettagli strutturali [angoli e distanze di legame] per specifiche condizioni sono nelle formule al centro - $1\text{\AA} = 10^{-10}\text{ m}$).





Esempio: Acqua ossigenata, Perossido d'idrogeno, H_2O_2 .

Distanze O-O: 1.48 Å, O-H: 1.01 Å,

Angolo O-O-H: 97° , angolo diedro HO-O-H: 94° .

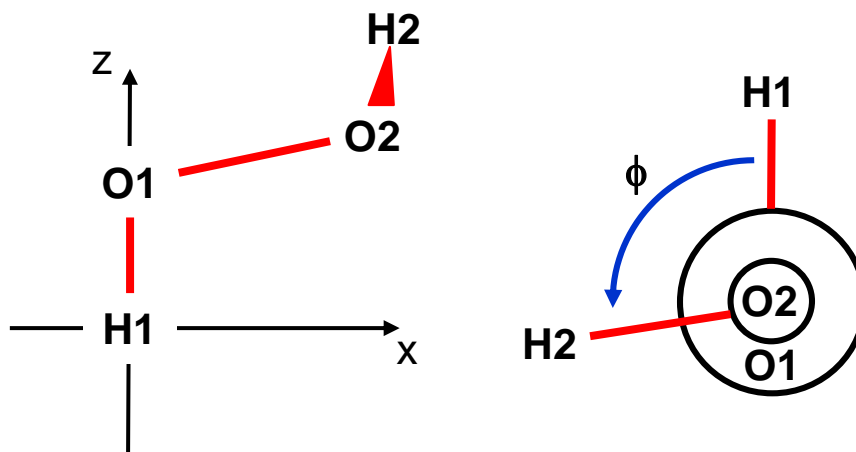
Matrice Z (format Gaussian):

H1

O1 H1 1.01

O2 O1 1.48 H1 97.0

H2 O2 1.01 O1 97.0 H1 94.0



L'immagine indica l'orientazione della molecola. Il secondo atomo (O1) si localizza sull'asse z e il terzo atomo (O2) è localizzato sul piano xz.

L'angolo diedro (ϕ) corrisponde alla rotazione del quarto atomo (H2) dalla proiezione del primo atomo (H1) quando visto lungo l'asse dal terzo atomo al secondo atomo.



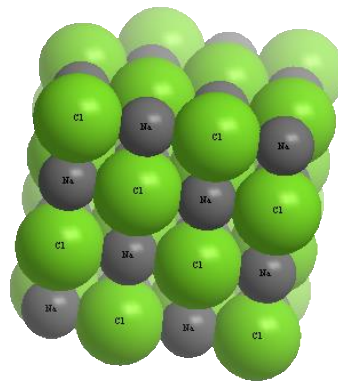
Composti Ionici – «Polimeri Ionici»

I composti ionici contengono **particelle di carica opposta** tenute assieme da interazioni elettrostatiche molto forti.

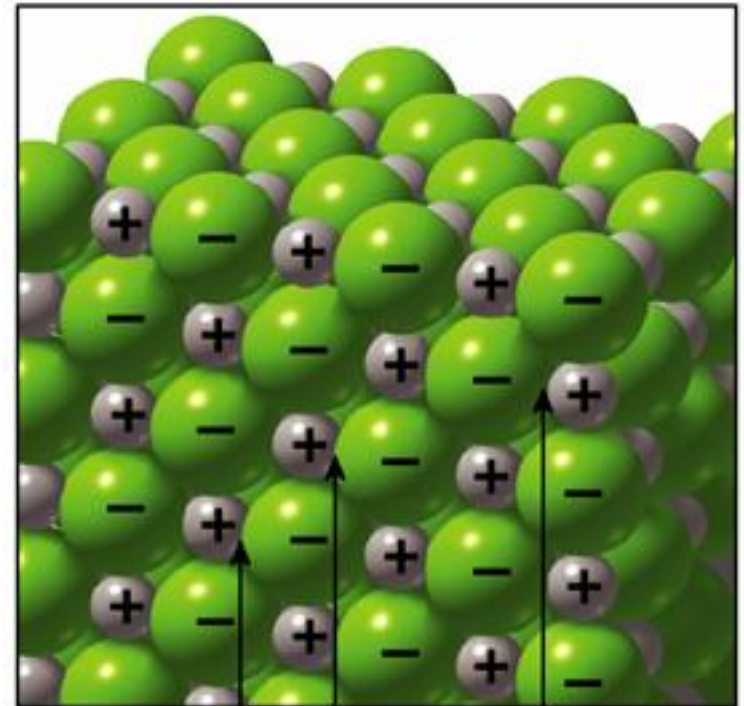
L'aggregato contiene un numero molto alto di particelle.

Queste **interazioni ioniche** sono **molto più forti** delle **forze** intermolecolari presenti **tra le molecole covalenti**.

Cella elementare di NaCl



Interazione ione-ione

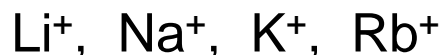


Forti interazioni elettrostatiche

Cariche degli Ioni del Gruppo A

Gli elementi nello stesso gruppo della tabella periodica generalmente portano la stessa carica ionica.

Per esempio, il gruppo 1A forma ioni con carica +1 :



il Gruppo 2A forma ioni con carica +2 : Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}

il Gruppo 6A: S^{2-} , O^{2-} ; il gruppo 7A : F^- ; Cl^- ; Br^- ; I^-

In breve:

N° gruppo = *carica dello ione per cationi del GRUPPO 1A e 2A.*

(N° gruppo - 8) = carica dello ione per anioni del GRUPPO 6A e 7A.



Alcuni Comuni Ioni Monoatomici degli Elementi

PERIODO	IA 1											7A 17	8A 18					
	H ⁺	IIA 2											H ⁻					
1													3A 13	4A 14	5A 15	6A 16		
2	Li ⁺														N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
3	Na ⁺	Mg ²⁺	IIIB 3	IVB 4	VB 5	VIB 6	VIIIB 7	----- VIIIIB ----- 8 9 10			IB 11	IIB 12	Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻	
4	K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺ Mn ³⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺					Br ⁻	
5	Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺			I ⁻	
6	Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺	Tl ⁺	Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺			
7																		



Nomi di Ioni Monoatomici Comuni

<i>Cationi</i>			<i>Anioni</i>		
Carica	Formula	Nome	Carica	Formula	Nome
1 ⁺	H ⁺	idrogeno	1 ⁻	H ⁻	idruro
	Li ⁺	litio		F ⁻	fluoruro
	Na ⁺	sodio		Cl ⁻	cloruro
	K ⁺	potassio		Br ⁻	bromuro
	Cs ⁺	cesio		I ⁻	ioduro
	Ag ⁺	argento			
2 ⁺	Mg ²⁺	magnesio	2 ⁻	O ²⁻	ossido
	Ca ²⁺	calcio		S ²⁻	solfo
	Sr ²⁺	stronzio			
	Ba ²⁺	bario			
	Zn ²⁺	zinco			
	Cd ²⁺	cadmio			
3 ⁺	Al ³⁺	alluminio	3 ⁻	N ³⁻	nitruro

Per cationi Nome Elemento (catione)

Per anioni ... uro



Alcuni Metalli che Formano più di Uno Ione Monoatomico e Relativa Nomenclatura

12

<i>Elemento</i>	<i>Formula Ione</i>	<i>Nome Sistemático</i>	<i>Nome Inglese</i>	<i>Nome comune (inglese)</i>
Cromo	Cr ²⁺	cromo(II)	chromium(II)	cromoso (chromous)
	Cr ³⁺	cromo(III)	chromium(III)	cromico (chromic)
Cobalto	Co ²⁺	cobalto(II)	cobalt(II)	
	Co ³⁺	cobalto(III)	cobalt(III)	
Rame	Cu ⁺	rame(I)	copper(I)	rameoso (cuprous)
	Cu ²⁺	rame(II)	copper(II)	rameico (cupric)
Ferro	Fe ²⁺	ferro(II)	iron(II)	ferroso (ferrous)
	Fe ³⁺	ferro(III)	iron(III)	ferrico (ferric)
Piombo	Pb ²⁺	piombo(II)	lead(II)	
	Pb ⁴⁺	piombo(IV)	lead(IV)	
Manganese	Mn ²⁺	manganese(II)	manganese(II)	manganoso
	Mn ³⁺	manganese (III)	manganese(III)	manganico
Mercurio	Hg ₂ ²⁺	mercurio(I)	mercury(I)	mercuroso
	Hg ²⁺	mercurio(II)	mercury(II)	mercurico
Stagno	Sn ²⁺	stagno(II)	tin(II)	stannoso
	Sn ⁴⁺	stagno(IV)	tin(IV)	stannico

Nomenclatura dei Composti Ionici

Per i composti ionici, in italiano **il nome dell'anione precede quello del catione** seguito dal prefisso “di” – cloruro di sodio (in inglese si usa la notazione ***catione anione: sodium chloride*** come nelle formule NaCl)

Regole per assegnare un nome ai composti di ioni monoatomici:

- Il nome del catione coincide con quello del metallo.
- Il nome dell'anione prende la radice del nome del non metallo e si aggiunge il suffisso “uro”.
- I nomi “comuni” o “volgari” dei metalli che formano ioni monoatomici multipli finiscono o con il suffisso “-ico” o “-oso”. Il suffisso “-ico” si riferisce sempre allo ione con la carica positiva maggiore.

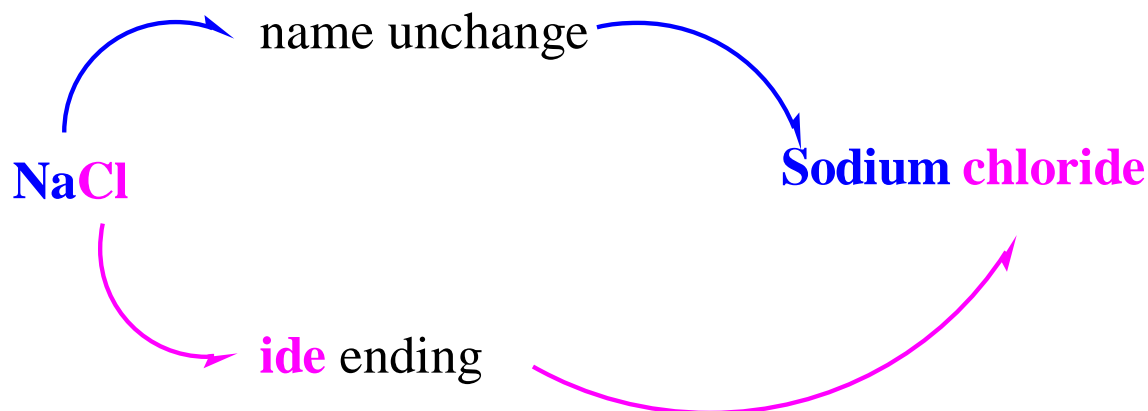
Per le regole generali da adottarsi per la nomenclatura in Inglese si veda il sito Ufficiale della IUPAC:

<http://www.chem.qmul.ac.uk/iupac/>



Name a Binary Compound of a Metal and Nonmetal

- Write the unmodified name of the metal.
- Then write the name of the nonmetal, modified to end in “ide”.



- The overall zero charge is provided for by adjusting the ratio of cations and anions.

tin(II) fluoride SnF_2 calcium chloride CaCl_2

silver sulfide Ag_2S chromium(III) chloride CrCl_3

The main group metals and nonmetals form ions related to their group number.



Assegnare il nome ai composti formati da:

Litio e azoto (Li_3N)

Nitruro di Litio
(*Lithium nitride*)

Rubidio e bromo ($RbBr$)

Bromuro di Rubidio
(*Rubidium bromide*)

Ossigeno e stronzio

Ossido di Stronzio
(*Strontium oxide*)

Zolfo e bario

Solfuro di Bario
(*Barium sulfide*)

Alluminio e cloro

Cloruro di Alluminio
(*Aluminum chloride*)

Calcio e fluoruro

Fluoruro di Calcio
(*Calcium fluoride*)



Formule Ioniche

Poiché i composti ionici sono sostanze composte da reticoli di ioni di carica elettrica opposta anziché da singole molecole, per rappresentarne la composizione si impiega l'unità di formula.

Il composto ha una carica totale nulla, per cui nei composti ionici le cariche sui cationi e sugli anioni devono bilanciarsi.

Esempio: nel composto **cloruro di calcio**, il calcio ha carica 2+ mentre il cloruro ha carica 1-. Per cui, si deve scrivere un'unità di formula bilanciata usando pedici per indicare il numero di ogni tipo di ione presente.

CaCl_2 forma semplificata dell'effettiva $[\text{Ca}^{2+} 2 \text{Cl}^-]_n$

Il composto è formato da 2 anioni Cl per 1 catione Ca^{2+} che si ripetono nel reticolo del solido. 1 mole di CaCl_2 corrisponde ad una mole di ioni calcio e 2 moli di ioni cloruro.



Il nome di composti di metalli che possono formare più di uno ione prevede l'uso di un numero romano in parentesi immediatamente successivo al nome dello ione.

Esempio: esistono due composti del Ferro con il Cloro.



il nome di questo composto è **cloruro di ferro(II)** (*iron(II) chloride*)



il nome di questo composto è **cloruro di ferro(III)** (*iron(III) chloride*).



Altri Esempi

Fornire i nomi sistematici corrispondenti alle formule o le formule corrispondenti ai nomi per i seguenti composti:

Ossido di Piombo(IV) PbO_2

Cu_2S

Solfuro di Rame(II) - *Copper(II) sulfide*



FeBr_2

Bromuro di Ferro(II)
- Iron(II) bromide

Cloruro Mercurico – *Mercuric Chloride*

HgCl_2
(mercury(II) chloride)

Ioni Poliatomici Comuni

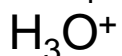
Formula

Nome

Cationi



ammonio



idronio

Anioni



acetato

(or $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)



cianuro



idrossido



ipoclorito



clorito



clorato



perclorato



nitrito



nitrato



permanganato



carbonato

Formula

Nome



fosfonio

Anioni(cont.)



cromato



dicromato



perossido



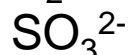
fosfato



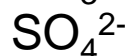
idrogeno fosfato



diidrogeno fosfato



solfito



solfato



idrogeno solfato

(o bisolfato)



arseniato



esafluorofosfato(V)



Ioni Poliatomici

I composti ionici possono incorporare (con bilancio totale delle cariche nullo):

- un catione monoatomico e un anione monoatomico
- un catione poliatomico e un anione monoatomico
- un catione monoatomico e un anione poliatomico
- un catione poliatomico e un anione poliatomico

Esempio 1 : Nitrato di Potassio

la formula è KNO_3

ogni K^+ neutralizza un anione NO_3^- .

Esempio 2 : Carbonato di Sodio

Na_2CO_3

2 cationi Na^+ neutralizzano 1 anione CO_3^{2-} .

Formule con Ioni Poliatomici

Quando sono presenti due o più anioni poliatomici dello stesso tipo, si utilizzano le parentesi e i pedici:

Esempio: Il Nitrato di Calcio è composto da un catione con due cariche positive Ca^{2+} e due anioni monocarica negativa NO_3^- :



- In questa unità, sono presenti 1 atomo di Ca, 2 atomi di N, e 6 atomi di O.
- Non si usano parentesi se è presente un solo ione poliatomico. Se non sono riportati pedici, si assume che sia 1.

Nomenclatura Ossoanioni

Un **ossoanione** è uno ione poliatomico formato da un atomo non-metallico con uno o più atomi di ossigeno. In molti casi, esistono famiglie di due o quattro ossoanioni che differiscono nel numero di ossigeni presenti.

La convenzione di nomenclatura a destra si usa per identificare questi ioni. Se ci sono due ossoanioni, a quello con più atomi di O si attribuisce il suffisso **-ato**, e quello con atomi di ossigeno inferiori si attribuisce il suffisso **-ito**.

Se esistono quattro ossoanioni, si combinano i prefissi “**per**” e “**ipo**” con i suffissi “**ato**” e “**ito**” per generare le 4 combinazioni, come mostrato sotto.

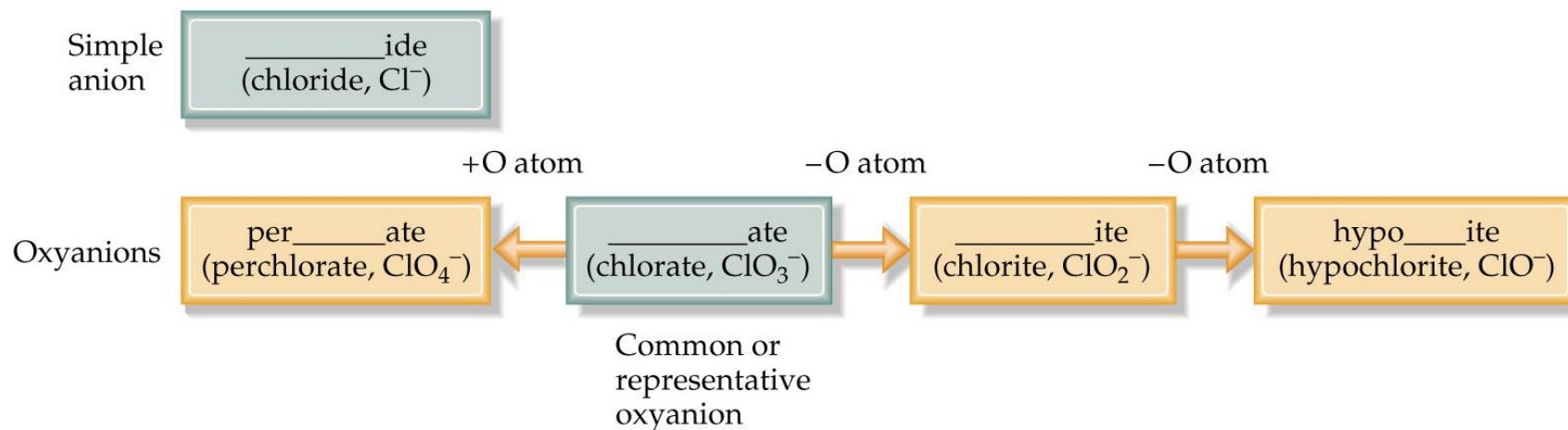
Nomenclatura Ossoanioni

No. di atomi di O ↑	per	radice	ato
		radice	ato
		radice	ito
	ipo	radice	ito

N.B. La nomenclatura discrimina in base al numero di ossidazione!

Esempio di Ossoanioni

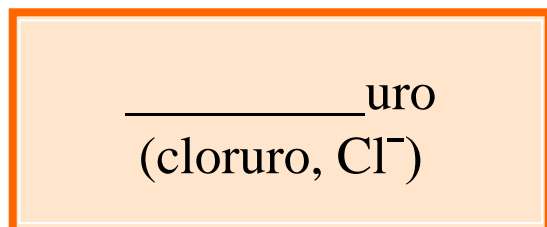
<u>ip</u> chlor <u>ito</u>	chlor <u>ito</u>	chlor <u>ato</u>	<u>per</u> chlor <u>ato</u>
ClO^-	ClO_2^-	ClO_3^-	ClO_4^-



Nomenclatura Anioni e Corrispondenti Acidi

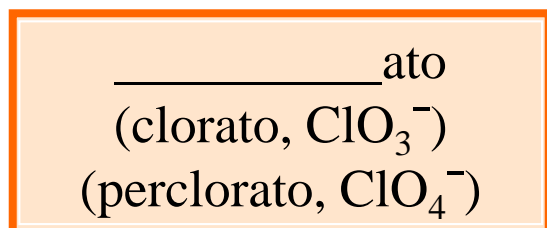
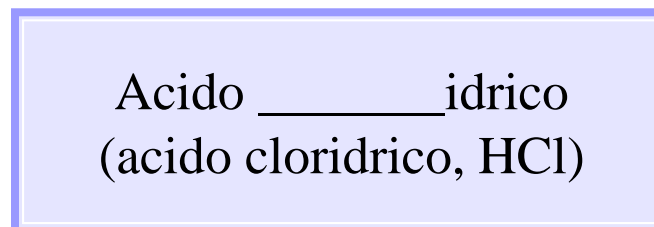
- Nomi e Formule per gli Acidi**

Anione (ione)

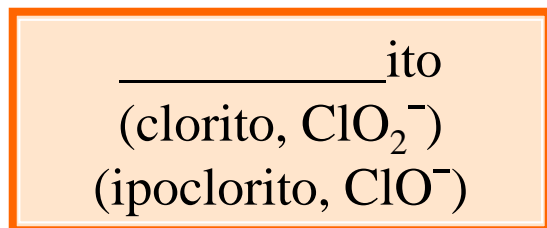
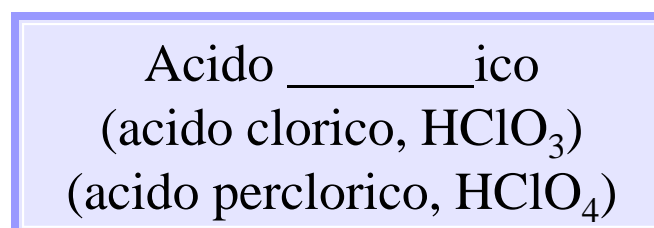


Aggiungere
Ioni H^+

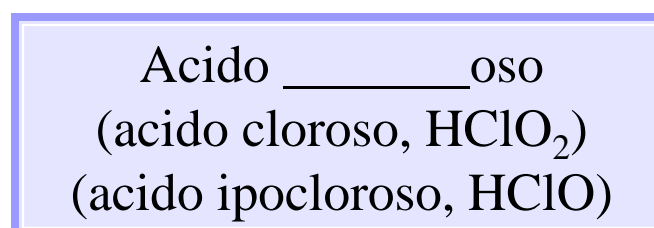
Acido (molecola)



Aggiungere
Ioni H^+



Aggiungere
Ioni H^+



- Names and Formula for Acids

Anion (ion)		Acid (molecule)
<p>_____ide (chloride, Cl^-)</p>	<p>Add H⁺ ions</p>	<p>hydro_____ic acid (hydrochloric acid, HCl)</p>
<p>_____ate (chlorate, ClO_3^-) (perchlorate, ClO_4^-)</p>	<p>Add H⁺ ions</p>	<p>_____ic acid (chloric acid, HClO_3) (perchloric acid, HClO_4)</p>
<p>_____ite (chlorite, ClO_2^-) (ipochlorite, ClO^-)</p>	<p>Add H⁺ ions</p>	<p>_____ous acid (chlorous acid, HClO_2) (ipochlorous acid, HClO)</p>

Composti Ionici Idrati

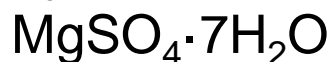
I composti ionici detti **idrati** possiedono uno **specifico numero di molecole d'acqua** associate con ogni unità di formula.

Nella formula dell'**idrato**, il numero di molecole d'acqua è indicato per ultimo dopo la formula del composto e preceduto un **punto centrale**.

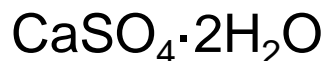
Nella formula, il numero di molecole d'acqua è indicato mediante un prefisso Greco con la parola "**idrato**"

Esempi:

sale di epsom = *solfo di magnesio **eptaidrato*** (*magnesium sulfate heptahydrate*)



gesso = *solfo di calcio **diidrato***



Naica cave
(Messico)



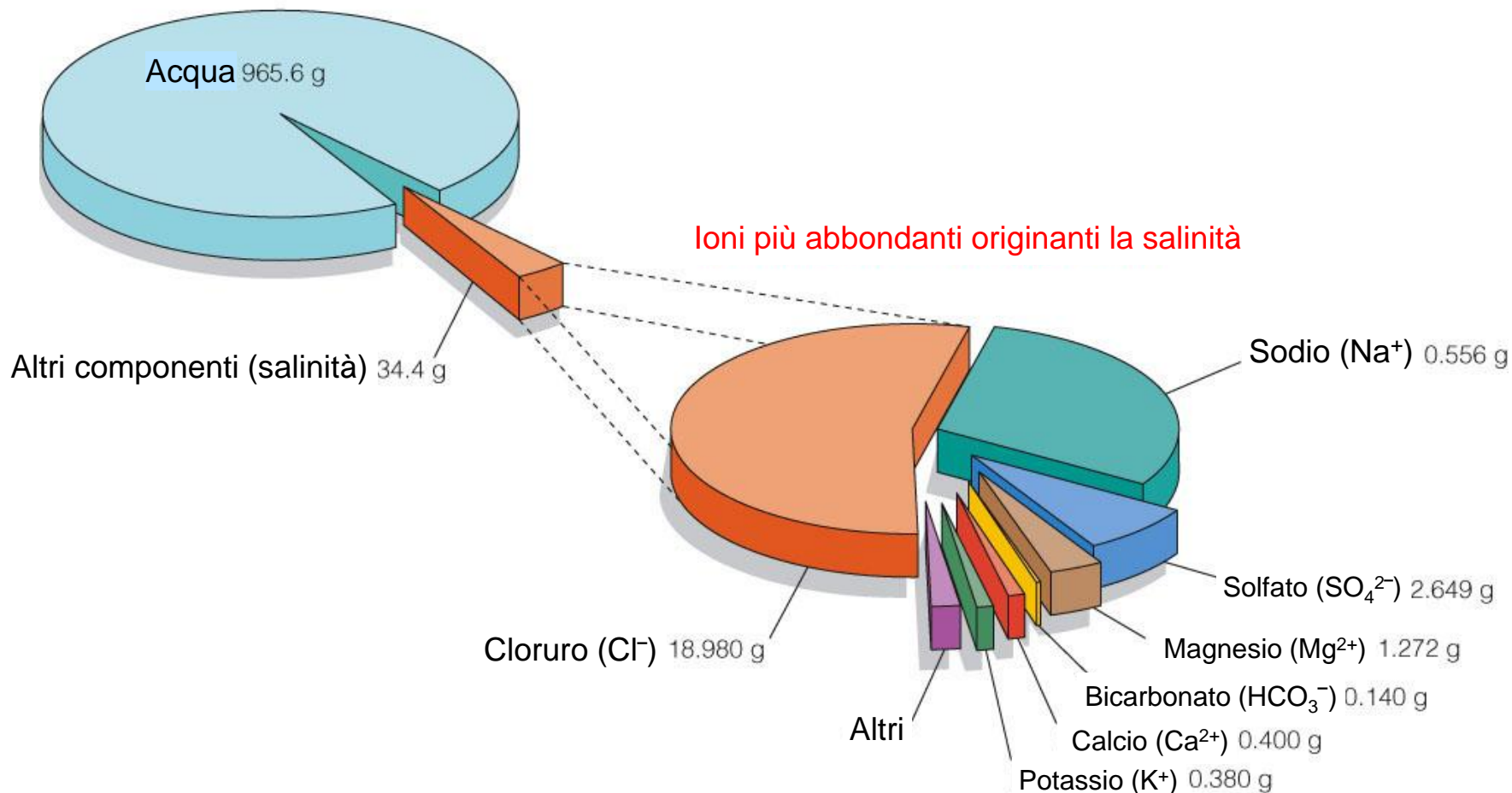


Numero	Prefisso
1	mono-
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-
6	esa-
7	epta-
8	octa-
9	nona-
10	deca-



Componenti Ionici dell'Acqua di Mare

Un chilogrammo di acqua di mare



© Brooks/Cole, Cengage Learning



Nomenclatura degli Acidi Inorganici

Gli **acidi** sono composti contenenti idrogeno formati da anioni legati ad uno o più ioni idrogeno (H^+) in modo da diventare **composti neutri** (con legami covalenti – **composti molecolari**).

Due tipi comuni di acidi sono gli acidi binari e gli ossiacidi:

Gli **Acidi Binari** si formano quando gli elementi in alto a destra della tabella periodica si combinano con l'idrogeno (per esempio acido cloridrico (HCl)). Il nome si compone delle seguenti parti:

la parola acido + radice del *nonmetallo* + suffisso *idr* + suffisso *-ico*

Così, il composto HCl ha nome:

acido cloridrico (eng: hydrochloric acid)



Nomenclatura degli Ossiacidi

Gli **Ossiacidi** sono simili agli **ossoanioni**, eccezion fatta per due modifiche del suffisso:

-**ato** nell'anione diventa -**ico** nell'acido

-**ito** nell'anione diventa -**oso** nell'acido

I prefissi **ipo-** e **per-** sono mantenuti.

Esempio: BrO_4^- è il *perbromato*, HBrO_4 è l'acido *perbromico*

IO_2^- è lo *iodito*, e HIO_2 è l'acido *iodoso*.

Esempio: Assegnare un nome ai seguenti anioni e fornire nomi e formule derivati da queste:



BROMURO

ac. bromidrico



IODATO

ac. iodico



CIANURO

ac. cianidrico



SOFATO

ac. solforico



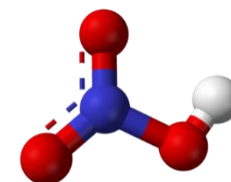
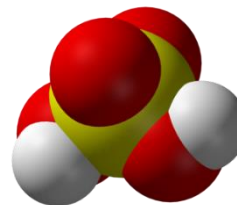
NITRITO

ac. nitroso



NITRATO

ac. nitrico





Composti Covalenti Binari

I composti covalenti binari si formano per combinazione di due elementi, normalmente non-metallici (Es. Cl_2O , N_2O_4 , SF_6 , P_4O_{10}).

- Molti sono così comuni e familiari per cui si indicano solo con i loro **nomi comuni** (o d'uso) :

ammoniaca (NH_3), acqua (H_2O), metano (CH_4)

- Alcuni gruppi di composti binari hanno formule chimiche generali da cui si possono dedurre tanti composti distinti (**serie omologhe**):

Esempio

idrocarburi saturi $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

silani $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$



La maggior parte dei composti covalenti binari ha un nome sistematico che segue le seguenti regole:

1. *L'elemento con il numero di gruppo inferiore viene scritto per primo ma viene letto per secondo preceduto da "di".*
2. *Se entrambi gli elementi appartengono allo stesso gruppo, per primo si scrive quello con il numero di periodo superiore (ma si legge per secondo).*
3. *L'elemento con il numero di gruppo superiore viene scritto per secondo ma si legge per primo (come radice) seguito dal suffisso "- uro"*
4. *I composti covalenti usano prefissi Greci per indicare i numeri di atomi di ciascun elemento nel composto.*

La 2^a parola ha un prefisso solo se c'è più di un atomo.

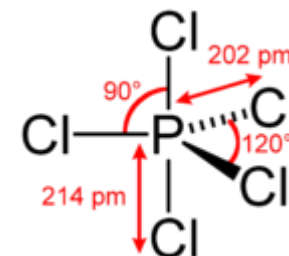
La 1^a parola normalmente ha un prefisso numerico Greco.

Esempi di Attribuzione di Nomi

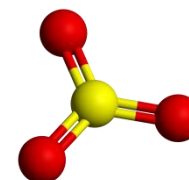
Assegnare un nome ai seguenti composti



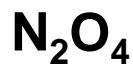
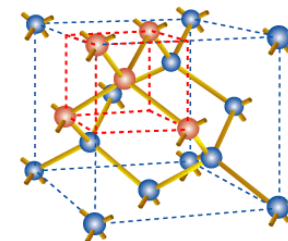
pentacloruro di fosforo (phosphorus pentachloride)



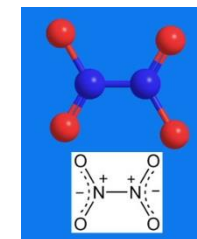
triossido di zolfo (sulfur trioxide)



diossido di silicio (silicon dioxide)



tetrossido di diazoto (dinitrogen tetroxide)



Scrivere la formula del *monossido di diazoto*:



Scrivere la formula del *esafluoruro di selenio*:





Altri Esempi

Spiegare cosa c'è di sbagliato nella 2^a parte di ciascuna affermazione e correggerla:

Affermazione

Correzione

S₂Cl₂ è il *dicloruro disolforoso*

Eliminare *disolforoso* e sostituire con “*di dizolfo*”

il Monossido di Azoto è **N₂O**

Il nome indica NO

BrCl₃ è il *bromuro di triclورو*

Il bromo deve essere indicato dopo perché di un periodo superiore (tricloruro di bromo).

Nomenclatura degli Alcani Lineari

Gli **alcani** sono gli **idrocarburi** più semplici, cioè molecole contenenti solo atomi di carbonio e idrogeno.

Gli **alcani a catena lineare** sono i più semplici idrocarburi fatti di catene lineari di atomi di carbonio.

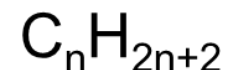
Ciascun atomo di carbonio forma 4 **legami covalenti** (N.C. = 4).

La nomenclatura degli alcani usa un prefisso seguito dal suffisso “**-ano**” (“ane” in inglese).

Il prefisso indica quanti atomi di carbonio costituiscono la catena.

I primi 10 alcani lineari

Nome	Formula
metano	CH ₄
etano	C ₂ H ₆
propano	C ₃ H ₈
butano	C ₄ H ₁₀
pentano	C ₅ H ₁₂
esano	C ₆ H ₁₄
eptano	C ₇ H ₁₆
ottano	C ₈ H ₁₈
nonano	C ₉ H ₂₀
decano	C ₁₀ H ₂₂



Nomenclatura degli Alcheni Lineari

Gli alcheni sono degli **idrocarburi** contenenti solo atomi di carbonio e idrogeno ed una insaturazione.

Gli alcheni a catena lineare se contengono l'insaturazione sui due atomi di carbonio in fondo alla catena si indicano come alfa olefine.

I due atomi di carbonio terminali hanno 3 legami covalenti (N.C. = 3), tutti gli altri formano 4 **legami covalenti** (N.C. = 4).

La nomenclatura degli alcheni usa un prefisso seguito dal suffisso **"-ene"** ("ene" in inglese).

Il prefisso ha il solito significato.

I primi 9 alcheni terminali

Nome	Formula
etene	C_2H_4
propene	C_3H_6
1-butene	C_4H_8
1-pentene	C_5H_{10}
1-esene	C_6H_{12}
1-eptene	C_7H_{14}
1-ottene	C_8H_{16}
1-nonene	C_9H_{18}
1-decene	$C_{10}H_{20}$



La **massa molecolare** (*peso molecolare*) di una unità di formula di un composto è la somma delle singole masse (*pesi*) atomiche :

Massa Molecolare = Somma delle masse atomiche

Esempio:

la massa molecolare di H_2O = (2 × massa atomica di H) + (1 × massa atomica di O)

$$= (2 \times 1.008 \text{ amu}) + (1 \times 16.00 \text{ amu})$$

$$= 18.02 \text{ amu}$$



Masse Formula

Siccome non esistono singole molecole nei composti ionici, si usa il termine **massa formula** per la **massa di una unità di formula di un composto ionico**.

Esempio: calcolare la massa formula del $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

$$\begin{aligned}\text{massa formula} &= (1 \times \text{massa atomica di Ba}) \\ &+ (2 \times \text{massa atomica di N}) \\ &+ (6 \times \text{massa atomica di O}) \\ &= 137.3 + (2 \times 14.01 \text{ amu}) + (6 \times 16.00 \text{ amu}) \\ &= 261.3 \text{ amu}\end{aligned}$$

N.B. Si fanno i calcoli con gli elementi e non con gli ioni perché nel composto ionico le cariche devono bilanciarsi e quindi nel composto le masse di ioni + e – coincidono con quelle degli atomi neutri.



Esempi di Problemi

Fornire la massa molecolare o la massa formula dei seguenti composti:

Perossido di idrogeno

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{O}_2, \quad \text{massa} &= (2 \times 1.008) + (2 \times 16.00) \\ &= 34.02 \end{aligned}$$

Cloruro di Cesio

$$\begin{aligned} \text{CsCl}, \quad \text{massa} &= 132.9 + 35.45 \\ &= 168.4 \text{ (massa formula)} \end{aligned}$$

Solfato di Potassio

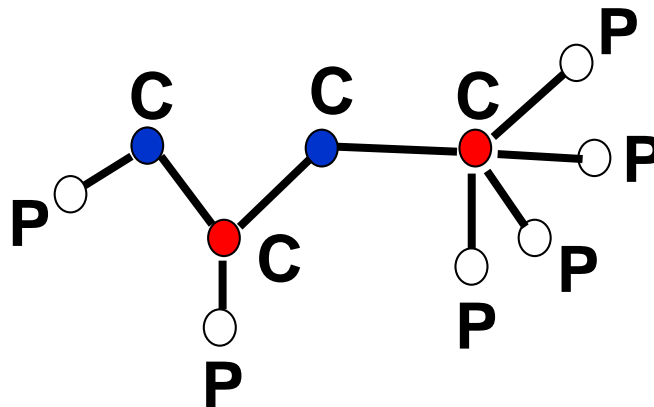
$$\begin{aligned} \text{K}_2\text{SO}_4, \quad \text{massa} &= (2 \times 39.10 + 32.07 + 4 \times 16.00) \\ &= 174.27 \text{ uma (massa formula)} \end{aligned}$$

Composti di Coordinazione

Tutte le molecole e gli ioni con un minimo di complessità strutturale hanno atomi legati periferici (“P”) e centrali (“C”).

Atomi “P” “semplici” (H, C, N, O):

- atomi del primo periodo
- numero limitato di legami
- la geometria segue il modello VSEPR (vedi capitolo legami)
- rispettano la regola degli 8 elettroni (vedi capitolo legami)

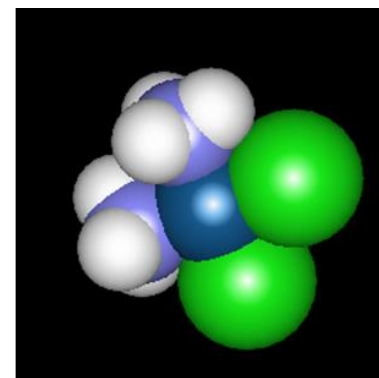


Atomi “C” più “complessi”:

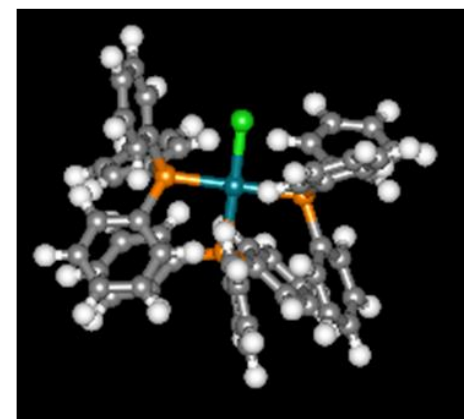
- atomi dei periodi successivi (di transizione in particolare)
- numero anche molto alto di legami (da 2 a 12)
- geometrie “complesse” con fenomeni di isomeria (ancora utile il modello VSEPR)
- rispettano talvolta la regola dei 18 elettroni (vedi capitolo elem. trans.)

Composti di Coordinazione o Complessi

- La “complessità” di questi sistemi deriva essenzialmente dal coinvolgimento di orbitali superiori d e f.
- Per descriverli si parte da una analisi sommaria in termini di:
 - Natura del legame
 - Numero di coordinazione
 - Geometria di coordinazione



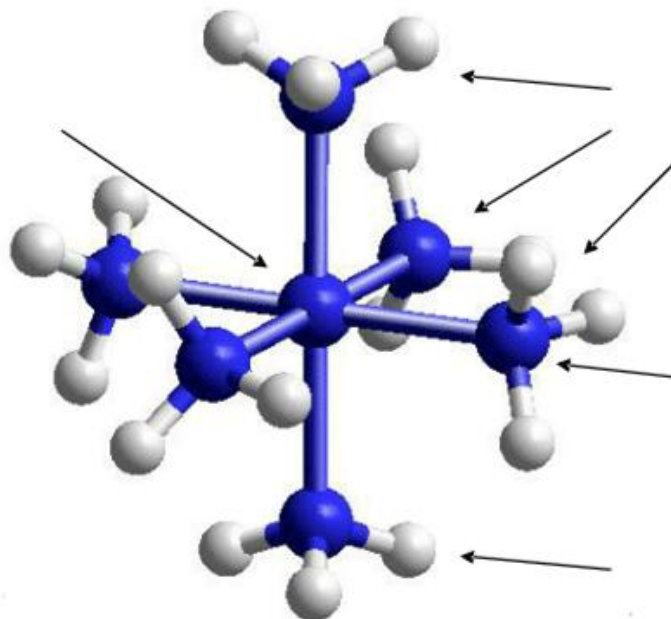
Cis-platino $[Pt(NH_3)_3Cl_2]$



Catalizzatore di Wilkinson $[Rh(PPh_3)_3Cl]$



Metallo
centrale
cobalto(III)



leganti
ammoniaca

Blu = atomo di
azoto donatore $2e^-$

bianco = atomo
di idrogeno



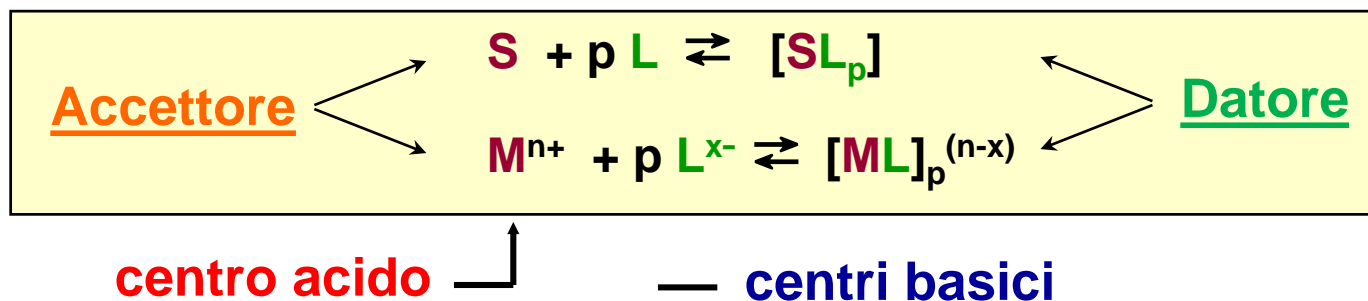
Complesso cationico del Cobalto(III) a geometria
ottaedrica (ione esaamminocobalto(III))

Legami nei Composti di Coordinazione

La natura dei legami chimici è sempre la stessa (interazione tra atomi a seguito della condivisione di elettroni tra più nuclei).

Nel caso dei composti di coordinazione il legame è visto come derivato da una interazione acido-base di Lewis tra un **centro acido** di un substrato (**S**) e **centri basici** di anioni o molecole neutre (*leganti* (**L**)). Il legame è di tipo dativo (coppia di elettroni forniti dalla base all'acido) e lo stesso centro acido è interessato da più legami (2-12). La formazione del complesso è una sequenza di tipici equilibri acido-base (**reazioni di scambio di legante**)

Nel caso in cui il centro acido sia un metallo si parla di **complesso** metallico (o *ione complesso* se possiede cariche).





Funzione della carica posseduta dall'intero aggregato

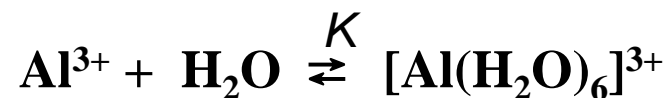
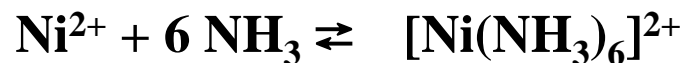
- ✓ nessuna
- ✓ positiva
- ✓ negativa

Si noti l'uso della parentesi quadra nella scrittura!

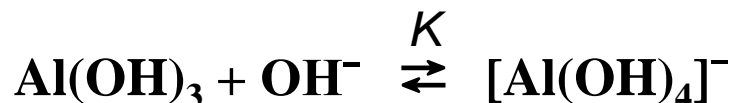
complesso neutro



complessi cationici



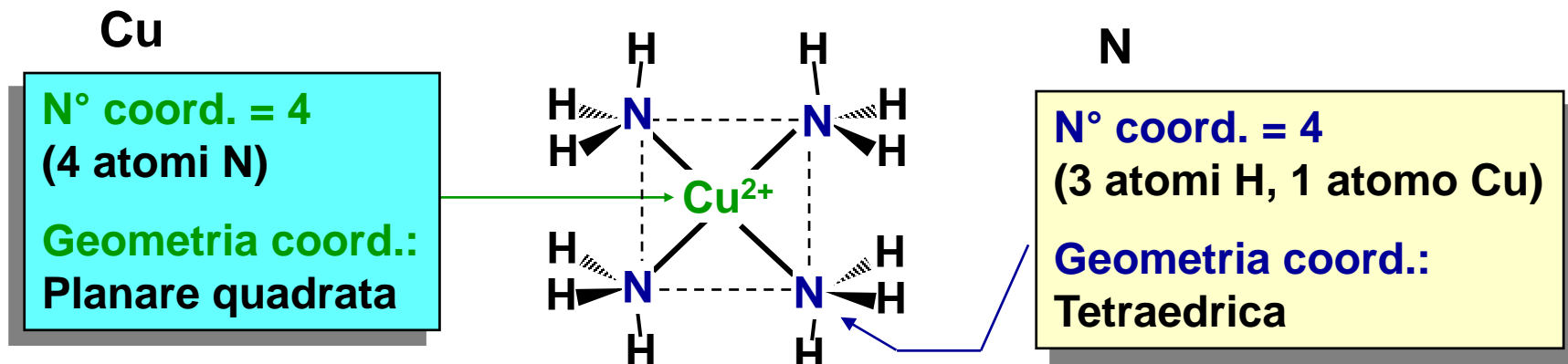
complessi anionici



Numero e Geometria di Coordinazione

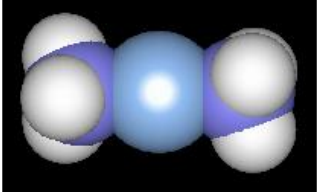
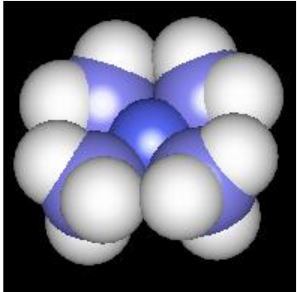
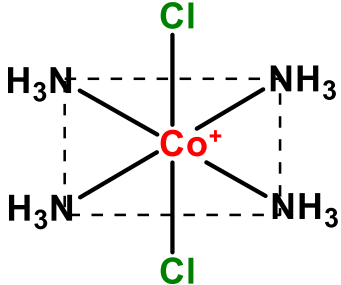
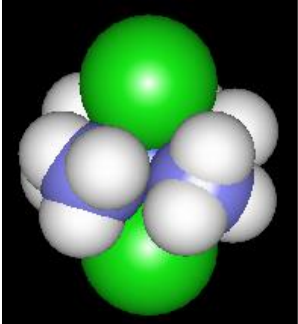
Si analizza separatamente ogni atomo centrale “complesso” o “semplice”, valutandone il numero di atomi a distanza di legame (isolati o, a loro volta, legati con altri atomi) e la loro disposizione spaziale.

- ⇒ **Numero di coordinazione** (numero degli atomi direttamente legati all'atomo centrale)
- ⇒ **Geometria di coordinazione** (disposizione spaziale degli atomi direttamente legati all'atomo centrale e simmetria dell'intorno)



Complesso cationico $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

Geometrie in Ioni Complessi Metallici

<i>Formula</i>	<i>geometria</i>	<i>schema legami</i>	<i>Struttura (CPK)</i>
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	lineare	$\left[\text{H}_3\text{N} \text{---} \text{Ag}^+ \text{---} \text{NH}_3 \right]$	
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	planare quadrata	$\left[\begin{array}{c} \text{NH}_3 \\ \text{NH}_3 \\ \text{Cu} \\ \text{NH}_3 \\ \text{NH}_3 \end{array} \right]^{2+}$	
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+$	ottaedrica		

Leganti Monodentati Comuni

Molecola o ione	Legante	Nome nel complesso	Atomo datore	Struttura
-----------------	---------	--------------------	--------------	-----------

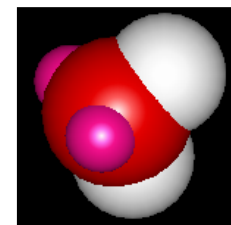
Monodentati

Acqua

H_2O

Acquo

O

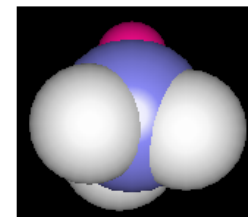


Ammoniaca

NH_3

Ammino

N



Ione bromuro

Br^-

Bromo

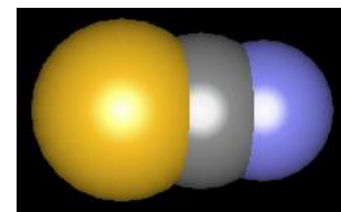
Br

Ione tiocianato

SCN^-

Tiociano

S

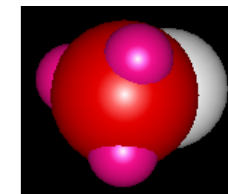


Ione Idrossido

OH^-

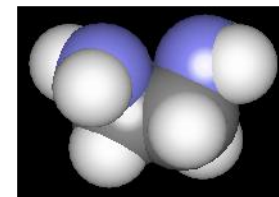
Idrosso

O



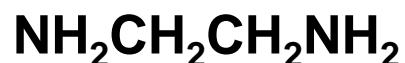
Leganti Polidentati Comuni

Possiedono due o più centri basici (atomi con coppie elettroniche non condivise (o pi-greca)) che un legante è in grado di condividere con uno o più centri acidi.



Leganti Bidentati comuni

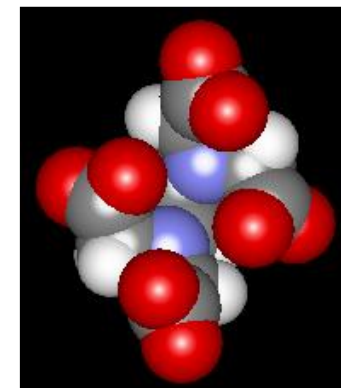
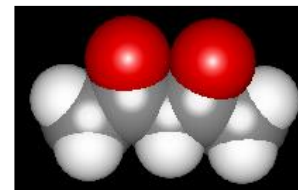
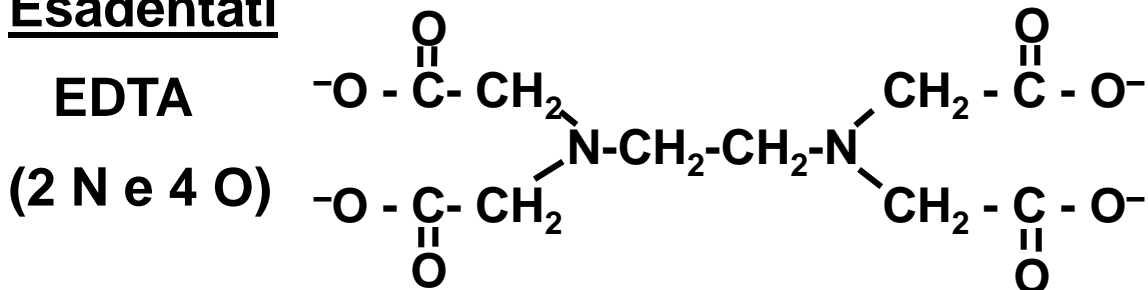
Etilendiammina [Etilendiammino(en)] (2 N)



Ione Acetilacetato [(acac)] (2 O)

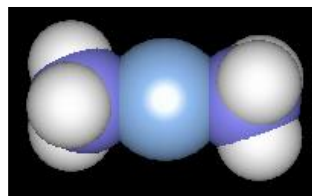


Esadentati

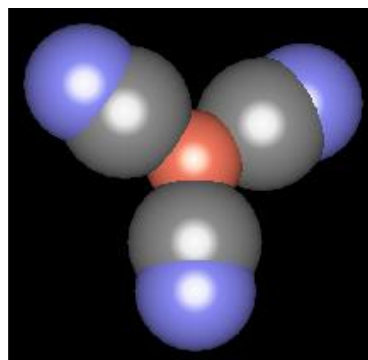
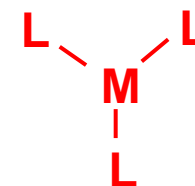




N = 2 Presente solo nei complessi $D_{\infty h}$ lineari di Cu(I), Ag(I), Au(I) e Hg(II)



N = 3 Piuttosto raro. Il metallo si trova al centro di un triangolo equilatero. (Hg(II), Fe(III), Cu(II) (trigonale planare)

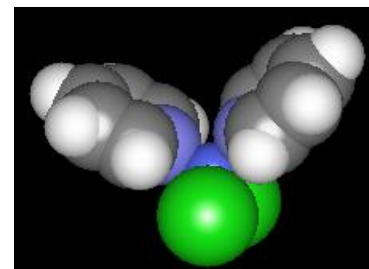




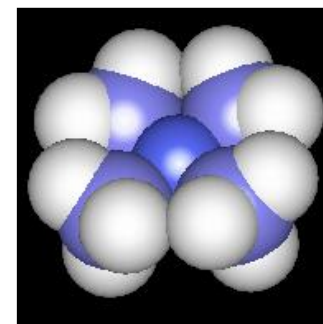
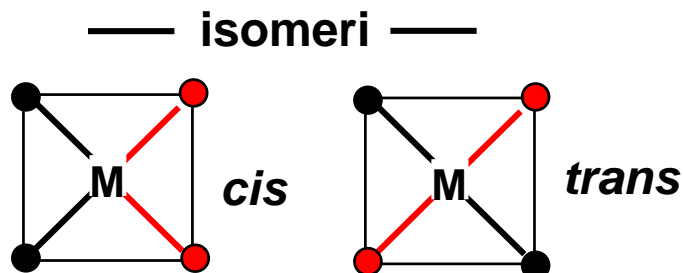
Due alternative:

a) **tetraedrico** (T_d) comune nelle config. d^5 e d^{10} (Fe(III), Co(II), ecc.)

*Non presenta isomeri
geometrici ma prevede
isomeri ottici se 4
leganti diversi*



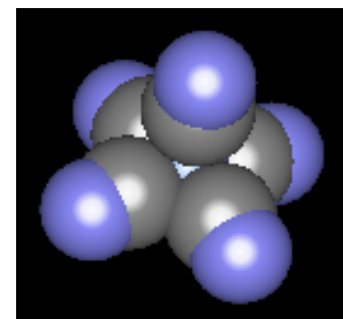
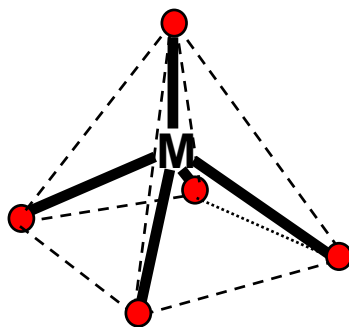
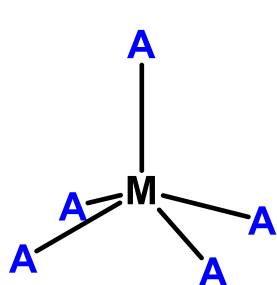
b) **planare quadrato** (D_{4h}) tipico della config. d^8 (Ni(II), Pt(II), Cu(II)), è soggetto ad isomeria *cis-trans*.



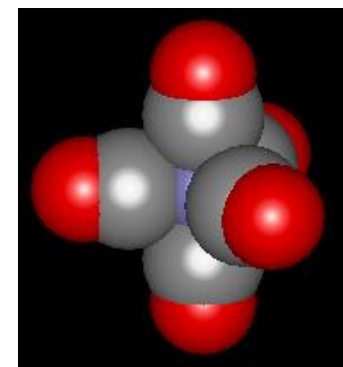
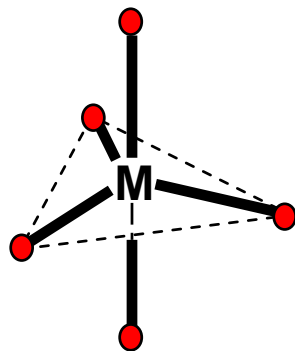
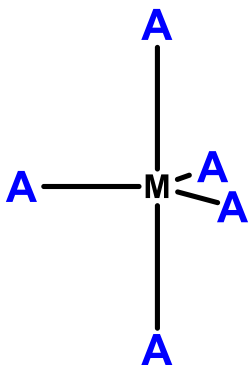


Due alternative:

a) **piramidale quadrata** (C_{4v}):

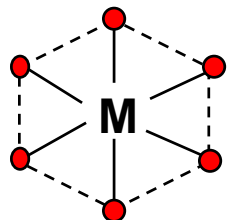


b) **bipiramide trigonale** (D_{3h})



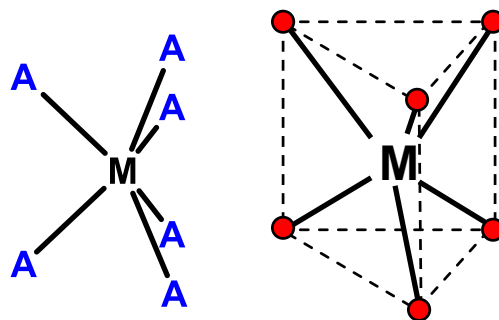


Stereochimica dei Complessi: Numero di Coordinazione 6



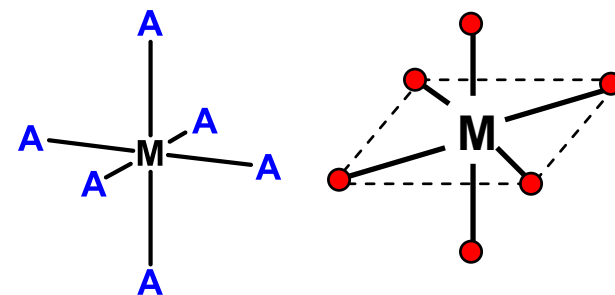
a) **Planare**

3 isomeri
(*orto*, *meta*, *para*)
 Ma_4b_2 e Ma_3b_3



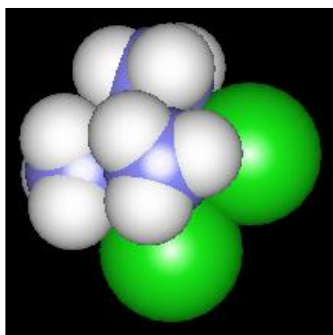
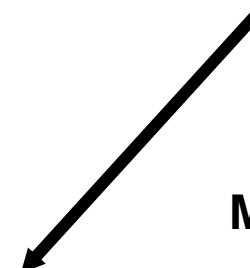
trigonale prismatica

3 isomeri
(*orto*, *meta*, *para*)
 Ma_4b_2 e Ma_3b_3

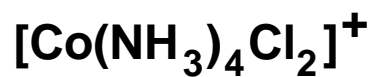


Ottaedrica

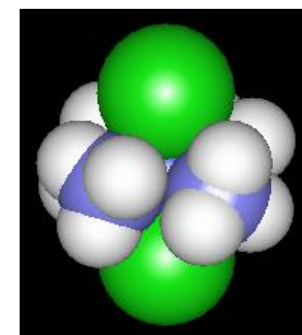
2 isomeri
cis e *trans*
 Ma_4b_2 e Ma_3b_3



cis
viola



trans
verde





DENOMINAZIONE DEI LEGANTI

- I. I leganti neutri hanno normalmente lo stesso nome delle molecole neutre, con quattro eccezioni: H_2O come legante è noto come acqua, NH_3 è chiamata ammino, CO carbonile, e NO nitrosile.
- II. I nomi dei leganti anionici mantengono la -o finale. (Così il carbonato come legante si indica con carbonato).

Gli ioni alogenuro e alcuni pseudoalogenuro o anioni simili che finiscono in “uro” perdono l'intero uro finale: così F^- è fluoro Cl^- è cloro, Br^- è bromo, I^- è iodo, O^{2-} è osso, S^{2-} è tio (eccezione), OH^- è idrosso, CN^- è ciano, e O_2^{2-} è perosso. (Ma N^{3-} è azoturo e H^- è idruro, per non fare confusione con gli altri usi del termine azoto e idrogeno).

La -o finale non si usa con gli anioni del carbonio, che mantengono i loro nomi terminati in ile, così CH_3^- come legante è chiamato solo metile, C_6H_5^- fenile, C_5H_5^- (cp) ciclopentadienile, ecc.



piombo tetraetile;



cloruro di tetramminodiclorocobalto(III)



DENOMINAZIONE DEL METALLO (ATOMO CENTRALE)

- III.** In un catione complesso o un composto neutro di coordinazione, il nome del metallo (atomo centrale) non viene cambiato. Se lo ione è un anione complesso (anche gli ossoanioni), il nome del metallo cambia nella sua forma latina e viene aggiunto il suffisso -ato; così un anione complesso contenente manganese è detto manganato, oro - aurato.
- IV.** Se il metallo (atomo centrale) ha più di un numero di ossidazione, questo viene messo alla fine, in numeri romani tra parentesi (convenzione di Stock). In alternativa (convenzione di Ewens-Bassett), si mette in parentesi la carica netta dell'intero ione complesso in cifre arabe. Così, FeO_4^{2-} è detto ferrato(VI) (convenzione Stock) oppure ferrato(2-) (Ewens-Bassett). Nell'organometallica dei blocchi -d, i N.Ox. dell'atomo metallico possono essere insoliti, quali zero o anche negativi.
- V.** Una regola alternativa comune nei composti organometallici dei blocchi p è che se neutro l'atomo centrale prende il nome del suo idruro; se è cationico, le terminazioni in -ano o -ina finali del suo idruro diventano -onio; se anionico, vale la regola 3. Così il fosforo in R_3P si chiama fosfina, mentre R_4P^+ è fosfonio e R_6P^- è fosfato(1-) (Ewens-Bassett).



ORDINE PER LA DENOMINAZIONE

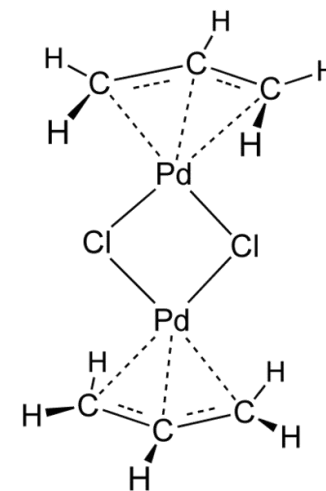
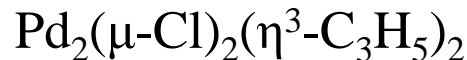
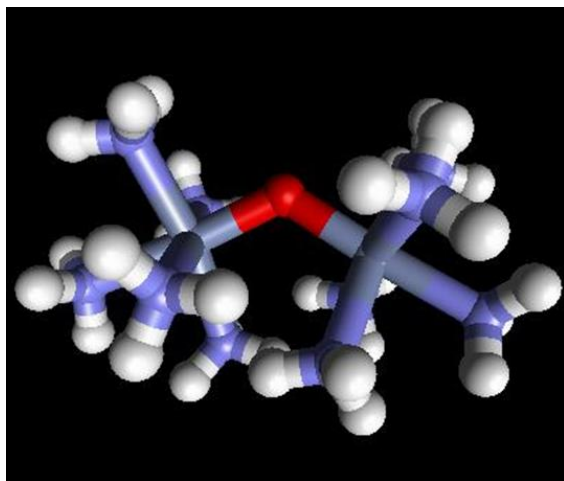
- VI.** Se il composto complesso è ionico si usa l'ordine "anione di catione", indipendentemente da quale è lo ione complesso (*in inglese ??*).
- VII.** All'interno del nome del complesso di coordinazione, vengono nominati i leganti per primi, poi il metallo (atomo centrale).
- VIII.** In uno ione complesso i leganti si elencano in ordine alfabetico.

USO DELLE PARENTESI E INDICAZIONE DEI NUMERI DI LEGANTI

- IX.** I nomi dei leganti neutri sono tra parentesi, tranne che per H_2O , NH_3 , CO e NO , che hanno nomi brevi. I nomi dei leganti anionici se lunghi (cinque o più sillabe) si racchiudono in parentesi, se corti no.
- X.** Il numero di ogni tipo di legante presente viene indicato con prefissi.
 - Se il nome del legante è corto si aggiunge al nome i prefissi di-, tri-, tetra-, penta-, esa- per indicare la presenza di 2, 3, 4, 5 e 6 leganti
 - Se il nome del legante è lungo, si usano i prefissi bis-, tris-, tetrakis-, esakis-, ecc., prima delle parentesi che racchiudono il nome del legante (se non si usano prefissi, è implicita la presenza di uno solo).

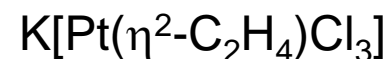
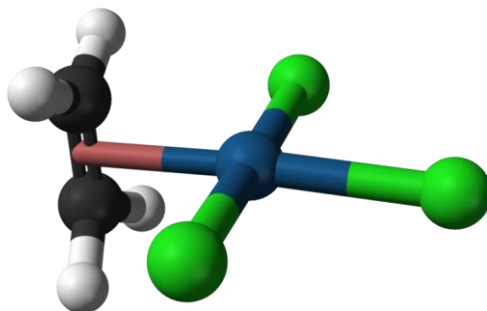
Alcune Altre Regole

- Si usa un numero romano o uno zero in parentesi per indicare lo stato di ossidazione dell'atomo metallico centrale
- I leganti che sono a ponte tra due o più centri metallici si indicano con un prefisso μ -(mu) aggiunto al nome del legante, per esempio nello ione μ -oxo-bis(pentamminocromo)(III) (sotto a sinistra)
- Se più atomi del legante sono legati contemporaneamente al metallo, il legante si indica preceduto da un prefisso η^n -(eta) con $n = N^\circ$ atomi.



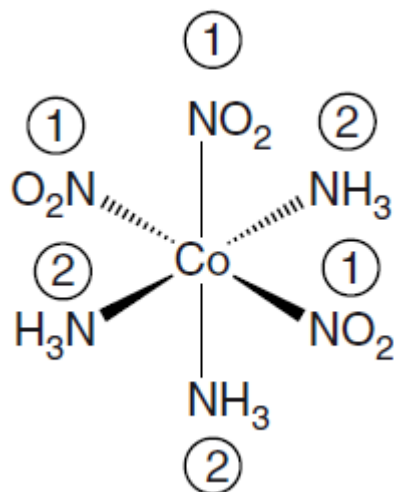
Alcune altre regole

Se più atomi del legante sono legati contemporaneamente al metallo, il legante si indica preceduto da un prefisso η^n -(**eta**) con $n = N^\circ$ atomi del legante.



Potassium trichloro(ethene)platinate(II)

Per specificare nei leganti poliatomici gli atomi che si legano al metallo si introduce il simbolo kappa, κ^n , con $n = N^\circ$ atomi del legante.



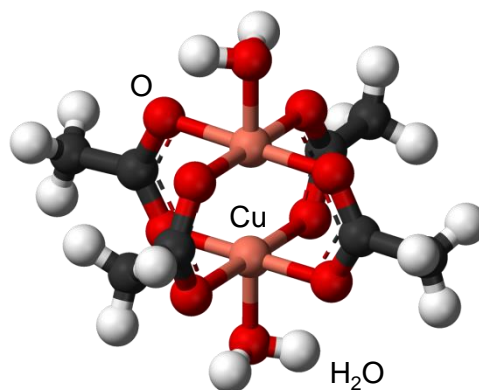
(OC-6-21)-triaminetrinitrito- $\kappa^3\text{N}$ -cobalt(III)

N.B. (la notazione OC-6-21 si riferisce alla geometria ottaedrica (OC-6) con i leganti assiali in ordine di priorità 1 2).

Complessi Polimetallici

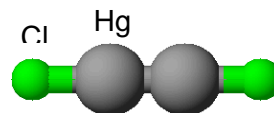
Esistono complessi che contengono più di un atomo metallico: alcuni hanno gli atomi metallici tenuti assieme dai leganti a ponte (**complessi a gabbia polinucleari**), altri hanno legami diretti metallo-metallo (**cluster**).

complessi
a gabbia
a 2 Cu e 4 Fe

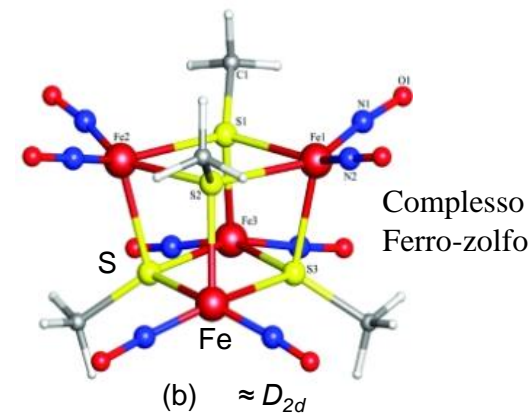


(a) $\approx D_{4h}$

clusters a
2 Hg e a 2 Mn

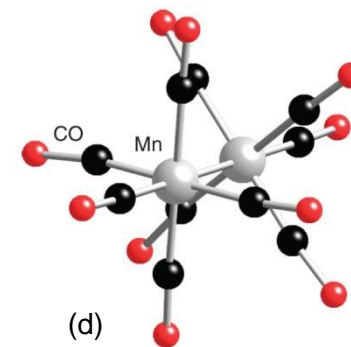


(c) $D_{\infty h}$



(b) $\approx D_{2d}$

Complesso
Ferro-zolfo



(d)

(a) Dimero del rame(II) acetato (complesso a gabbia). (b) Composto Fe-S, modello di importanti agenti biochimici di trasferimento elettronico. (c) Cloruro di mercurio(I) con legami Hg-Hg. (d) cluster metallico $[\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}]$.



Esercizi di Nomenclatura Inorganica

Assegnare un nome ai seguenti composti :

- AgH_2
- SnO_2
- H_2CO_3
- BaClO_3
- K_2O_2
- $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$
- $\text{Au}(\text{IO}_3)_3$
- XeO_4
- FeS_2
- $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$
- $\text{Ca}(\text{AuCl}_4)_2$



Assegnare un nome ai seguenti complessi :

- $K_3[Fe(CN)_6]$
- $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$
- $[PtCl_2(NH_3)_2]$
- $[Co(H_2O)_6](NO_3)_2$
- $Na_2[PtCl_4]$
- $[CrCl(H_2O)_5]Cl_2$
- $[CoCl_2(NH_3)_4]Br$
- $[Cu(CN)_2(H_2O)_2]$