

FORMULACIÓ I NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÀNICA

Nota: Hi ha diferents sistemes d'anomenar els compostos (tradicional, Stokes, sistemàtica, IUPAC, Ewens-Bassett, ...). Es demanarà a l'alumnat que sàpiga anomenar correctament en un dels sistemes i que sàpiga formular a partir de qualsevol d'ells.

Per formular i anomenar els compostos inorgànics és necessari conèixer els símbols químics dels elements, la qual cosa es pot fer a partir de la taula periòdica. Cada element químic es representa per un símbol format per una o dues lletres.

De la mateixa forma que els símbols representen els elements, les fórmules representen la composició química dels compostos. Les fórmules indiquen la quantitat de cada element present al compost químic.

1.- Nombre d'oxidació (estat d'oxidació)

A cada element del compost se li assigna un nombre, anomenat nombre d'oxidació. Aquest nombre no correspon a un concepte físic o químic rigorós, sinó que és un concepte empíric. És una representació del nombre d'electrons guanyats, perduts o cedits per cada element com a conseqüència de formar el compost.

La VALÈNCIA representa la capacitat d'aquest element per combinar-se amb l'hidrogen. En general, els nombres d'oxidació d'un element coincideixen amb les seves valències. El signe de la valència dependrà de la seva relació d'electronegativitat amb els altres elements que formen el compost.

1.1.- Determinació del nombre d'oxidació

Per determinar el nombre d'oxidació d'un àtom en un compost tindrem en compte les següents regles:

- La suma dels nombres d'oxidació de tots els àtoms d'un compost ha de ser zero si és una substància neutra o el valor de la càrrega si és un ió.
- Els àtoms tenen un estat d'oxidació zero quan es troben en el seu estat elemental.
- L'oxigen combinat té número d'oxidació $-II$. En els peròxids és formalment $-I$.
- L'hidrogen combinat té nombre d'oxidació $+1$ excepte en els hidrurs que és -1 .
- Els ions monoatòmics tenen un nombre d'oxidació igual a la seva càrrega.

1.2.- Principals estats d'oxidació dels elements

Element	E.O.	Element	E.O.	Element	E.O.
Liti	Li	Oxigen	O -2	Titani	Ti 3, 4
Sodi	Na	Sofre	S	Zirconi	Zr 4
Potassi	K	Seleni	Se -	Hafni	Hf 4
			2,2,4,6		
Rubidi	Rb	Tel·luri	Te		
Cessi	Cs			Vanadi	V 3, 4, 5
Franci	Fr	Fluor	F -1	Niobi	Nb 5
		Clor	Cl -1, 1,	Tàntal	Ta 5
		Brom	Br 3, 5,		
		Iode	I 7	Crom	Cr 2, 3, 6
Beril·li	Be			Molibdè	Mo 4, 5, 6
Magnesi	Mg	Coure	Cu 1,2	Tungstè	W 4, 5, 6
Calci	Ca	Plata	Ag 1,2		
Estronci	Sr	Or	Au 1,3	Manganès	Mn 2, 4, 7
Bari	Ba			Tecneci	Tc 4, 6, 7
Radi	Ra	Zinc	Zn 2	Reni	Re 4, 6, 7
		Cadmi	Cd 1,2		
Bor	B	Mercuri	Hg 1,2	Ferro	Fe 2, 3
Alumini	Al			Ruteni	Ru 2, 3, 4
Gal·li	Ga	Escandi	Sc	Osmi	Os 2, 3, 4
Indi	In	Itri	Y		
Tal·li	Tl	Lantani	La	Cobalt	Co 2, 3
		Actini	Ac	Rodi	Rh 1, 3
				Iridi	Ir 1, 3, 4
Carboni	C				
Silici	Si			Niquel	Ni 2
Germani	Ge			Pal·ladi	Pd 2, 4
Estany	Sn			Platí	Pt 2, 4
Plom	Pb				
Nitrogen	N				
Fòsfor	P				
Arsènic	As				
Antimoni	Sb				
Bismut	Bi				

Els elements no metalls són aquells que tenen la tendència a guanyar electrons i per tant podran tenir nombre d'oxidació negatiu. S'anomenen *electronegatiu*. Els elements anomenats metàl·lics són aquells que tenen tendència a perdre electrons, i per tant, tendiran a formar ions positius.

Per exemple, el fluor, l'oxigen i el nitrogen són elements electronegatiu. Els metalls dels grups 1 i 2 de la part baixa de la taula són, en canvi, electropositius.

2.- Elements o substàncies simples

Les substàncies simples estan formades per una única classe d'àtoms, de manera que quan s'agrupen per formar molècules aquestes estaran formades per àtoms idèntics.

Alguns metalls es presenten en forma elemental. Els no metalls normalment en forma de molècules; en general, els *elements gasosos* formen molècules amb dos àtoms (diatòmiques). Una excepció seria l'ozó (O_3), la molècula del qual té 3 àtoms.

Veiem alguns exemples de substàncies simples:

Nom	Fórmula
Plom	Pb
Hidrogen	H_2
Fluor	F_2
Clor	Cl_2
Brom	Br_2

Nom	Fórmula
Iode	I_2
Nitrogen	N_2
Oxigen	O_2
Ozó	O_3
Sofre	S_8

2.1.- Ions monoatòmics

Els ions són àtoms que han perdut o guanyat electrons. Aquí tractem només dels ions formats per un àtom individual i mes endavant es formularan els ions poliatòmics.

Per la nomenclatura i formulació dels ions monoatòmics, hem de diferenciar els positius dels negatius. Normalment, formen ions positius els elements metàl·lics i formen ions negatius els àtoms no metàl·lics, si bé aquesta diferenciació no pot ser absoluta.

Veiem a continuació com es formulen i com s'anomenen:

Ions positius (cations)
El nom es forma amb la paraula ió seguida del nom del metall. Si l'element pot formar més d'un ió, s'indica el seu estat d'oxidació amb xifres romanes entre parèntesi:
Na^+ ió sodi Zn^{2+} ió zinc Cu^+ ió coure (I) Cu^{2+} ió coure (II)
Hi ha un grup de cations poliatòmics que es poden considerar com l'addició d'un protó a una espècie neutra, i s'anomenen afegint la terminació -oni al prefix indicatiu de la molècula d'on provenen:
H_3O^+ ió oxoni NH_4^+ ió amoni PH_4^+ ió fosfoni

Ions negatius (anions)
El nom es forma amb la paraula ió seguida de l'element acabat en -ur .
L'oxigen és una excepció i s'anomena <u>òxid</u> .
Br^- ió bromur S^{2-} ió sulfur H^- ió hidrur N^{3-} ió nitrur O^{2-} ió òxid O_2^{2-} ió peròxid

3.- Compostos Binaris : AB

Són combinacions de dos elements. Hidrurs, òxids i sals binàries en són alguns dels compostos binaris.

3.1.- HIDRURS

Combinacions binàries de l'hidrogen amb un altre element

3.1.1 Hidrurs de metalls

Formulació: MH_m

Nomenclatura: Hidrur de + nom del metall

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
LiH	Hidrur de liti
CaH ₂	Hidrur de calci
CrH ₂	Hidrur de crom (II) dihidrur de crom
CrH ₃	Hidrur de crom (III) trihidrur de crom

3.1.2 Hidrurs de no-metalls (B, Si, C, Bi, Sb, As, P, N) Tots aquests compostos reben noms particulars.

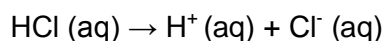
Formulació	Nomenclatura
NH ₃	Amoníac
PH ₃	Fosfina
AsH ₃	Arsina
SbH ₃	Estibina
BiH ₃	Bismutina
CH ₄	Metà
SiH ₄	Silà (tetrahidrur de silici)
BH ₃	Borà (trihidrur de bor)

3.1.3 Hidrurs de no-metalls de caràcter àcid (Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F)

Formulació	Nomenclatura
HF	Fluorur d'hidrogen
H ₂ O	Aigua
HCl	Clorur d'hidrogen
HBr	Bromur d'hidrogen
HI	Iodur d'hidrogen
H ₂ S	Sulfur d'hidrogen
H ₂ Se	Sel·lenur d'hidrogen
H ₂ Te	Tel·lerur d'hidrogen

3.1.4 Hidràcids

- Són els compostos d'aquest grup (F, Cl, Br, I, S, Se, Te) quan estan en dissolució aquosa. Aquestes dissolucions són àcides, alliberen protons i formen l'anió corresponent. Per exemple:



L'àcid s'anomena amb l'arrel del nom de l'element i el sufix **-hídric**.

L'anió s'anomena amb l'arrel del nom de l'element i el sufix **-ur**.

Hidràcid	Nom	Anió	Nom
HF (aq)	Àcid fluorhídric	F ⁻	Ió fluorur
HCl (aq)	Àcid clorhídric	Cl ⁻	Ió clorur
HBr (aq)	Àcid bromhídric	Br ⁻	Ió bromur
HI (aq)	Àcid iodhídric	I ⁻	Ió iodur
H ₂ S (aq)	Àcid sulfhídric	S ²⁻	Ió sulfur
H ₂ Se (aq)	Àcid selenhídric	Se ²⁻	Ió seleniür
H ₂ Te (aq)	Àcid tel·lurhídric	Te ²⁻	Ió tel·leriür

Pot ser que els tres darrers hidràcids, en ionitzar-se, només alliberin un sol protó; per tant, l'anió corresponent encara mantindrà un àtom d'hidrogen. Aquests anions s'anomenen amb la paraula **hidrogen**-com a prefix del nom de l'anió:

Fórmula	Nom	Fórmula	Nom
HS ⁻	Ió hidrogensulfur	HSe ⁻	Ió hidrogenseleniür
HTe ⁻	Ió hidrogentel·leriür		

La fórmula d'un hidràcid és la mateixa que la de l'hidrur corresponent. Es formula l'àcid quan l'hidrur està en dissolució aquosa. Per distingir l'àcid de l'hidrur, s'afegeix el subíndex (aq).

3.2.- ÒXIDS i combinacions binàries amb oxigen:

Combinacions binàries de l'oxigen amb qualsevol altre element, excepte el fluor; ja que el fluor és més electronegatiu que l'oxigen ($\text{OF}_2 \rightarrow$ Fluorur d'oxigen). En els òxids, l'oxigen té nombre d'oxidació -2.

3.2.1 Òxids de metalls i no metalls

Formulació: E_2O_x Nomenclatura òxids de metalls: Òxid de + nom de l'element (nombre d'oxidació). Nomenclatura òxids de no metalls: òxid amb el prefix grec del nombre d'àtoms d'oxigen + de + nom de l'element amb el prefix grec

Exemples:

Formulació	Nomenclatura	Nom. clàssica
K_2O	Òxid de potassi	Òxid potàssic
CuO	Òxid de coure (II)	Òxid cúpric
PbO_2	Òxid de plom(IV)	Òxid plúmbic
NO	Monòxid de nitrogen	
N_2O	Òxid de dinitrogen	
N_2O_3	Triòxid de dinitrogen	
NO_2	Diòxid de nitrogen	
SO_2	Diòxid de sofre	
SO_3	Triòxid de sofre	
P_2O_5	Pentòxid de fosfor	
CO	Monòxid de carboni	
CO_2	Diòxid de carboni	
SiO_2	Diòxid de silici	

3.2.2 Peròxids

Combinacions binàries de l'oxigen, que actua com a O_2^{2-} , amb els metalls alcalins i alcalinoterris. Nomenclatura: Peròxid de + nom del metall

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
Na_2O_2	Peròxid de sodi
BaO_2	Peròxid de bari
H_2O_2	Peròxid d'hidrogen (aigua oxigenada)

3.3.- COMPOSTOS BINARIS ENTRE NO-METALLS

Nomenclatura: S'anomena primer el no-metall més electronegatiu amb el prefix grec del nombre d'àtoms i el sufix **-ur** + de + nom de l'altre no-metall.

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
PCl_3	Triclorur de fòsfor
PCl_5	Pentaclorur de fòsfor
CS_2	Disulfur de carboni
NCl_3	Triclorur de nitrogen

3.4.- COMPOSTOS BINARIS ENTRE METALLS i NO-METALLS

Són les **sals** més senzilles (dos elements). Es formen substituint l'ió hidrogen (o varis ions hidrògens) dels hidràcids i d'alguns hidrurs per cations metàl·lics (o amb el ió amoni). Nomenclatura: Nom de l'anió + de + nom del catió metàl·lic.

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
NaCl	Clorur de sodi
CaBr_2	Bromur de calci
Fe_2S_3	Sulfur de ferro (III)
PbS_2	Sulfur de plom (IV)
NiCl_2	Clorur de níquel (II)

3.5.- COMPOSTOS PSEUDOBINARIS

3.5.2 Hidròxids (bases)

Compostos iònics formats per l'anió hidròxid (OH^-) i un catió metàl·lic.

Formulació: $\text{M}(\text{OH})_m$ Nomenclatura: Hidròxid de + nom del metall.

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
NaOH	Hidròxid de sodi
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Hidròxid de magnesi
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidròxid de ferro (II)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidròxid de ferro(III)

Cianurs i sals d'amoni, per exemple, també són compostos pseudobinaris.

4.- Compostos no binaris

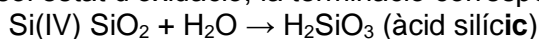
4.1.- ÀCIDS (Oxoàcids)

Són àcids que contenen oxigen en la seva composició, a més de l'hidrogen i d'un altre element, que pot ser un no metall o bé un element de transició d'elevat nombre d'oxidació (Cr, Mn, B, C, Si, N, P, As, S, Se, Te, Cl, Br, I).

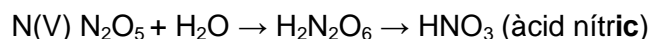
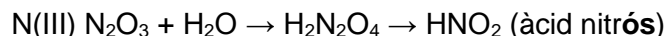
Formulació: $H_mX_nO_n$ (fórmula general)

Normalment els oxoàcids s'obtenen a partir del seu òxid corresponent i se l'hi afegeix una molècula d'aigua.

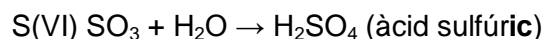
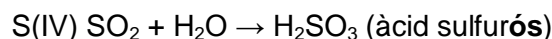
Si l'element té un sol estat d'oxidació, la terminació corresponent és **-ic**. Per exemple:



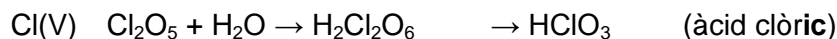
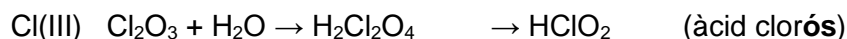
Si l'element té dos estats d'oxidació, el més baix s'anomena **-os** i el més elevat **-ic**, per exemple:



Si l'element té tres estats d'oxidació, el més baix s'anomena **hipo....ós**, el del mig és **-ós** i el més elevat **-ic**, per exemple:



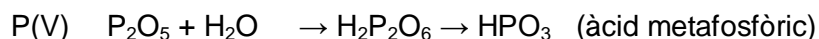
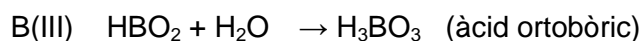
Si l'element té més estats d'oxidació, com els halògens, que tenen 1,3,5,7 s'anomenen **hipo-os**, **-os**, **-ic**, **per-ic**, respectivament:



		València menor		
		Hipo.....ós	3 valències	4 valències
1 valència	2 valènciesós		
	ic		
		Per.....ic		
		València més gran		

4.2.- Orto, tio i diàcids

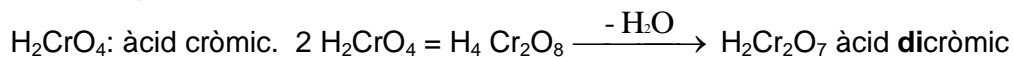
Alguns oxoàcids es poden formar amb diferent nombre de molècules d'aigua, rebent diferents noms



Normalment, els àcids que s'han d'anomenar ortofosfòric i ortofosfòric s'anomenen simplement àcid bòric i l'àcid fosfòric, respectivament.

Quan es substitueix un O per un S s'anomena **tio** : Per exemple: a partir de l'oxoàcid H_2SO_4 (àcid sulfúric), substituïm un O per un S, obtenint l'àcid tiosulfúric: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Quan s'ajunten dues molècules d'àcid amb pèrdua d'una molècula d'aigua s'anomena **di**:- Per exemple:



Sufix	Significat
meta	poca aigua
orto	més aigua
di, piro	resultat de l'eliminació d'una molècula d'aigua entre dues molècules de l'oxoàcid corresponent.
tio	cas en que un àtom de sofre en substitueix un d'oxigen

NOM TRADICIONAL DELS ÀCIDS MÉS USUALS			
Formulació	Nom tradicional	Formulació	Nom tradicional
H_3BO_3	àcid ortobòric (àc. bòric)	H_2SO_3	Àcid sulfurós
HBO_2	àcid metabòric	H_2SO_4	Àcid sulfúric
HClO	Àcid hipoclorós	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Àcid disulfúric
HClO_2	Àcid clorós	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	àcid tiosulfúric
HClO_3	Àcid clòric	H_2SeO_3	àcid seleniós
HClO_4	Àcid perclòric	H_2SeO_4	àcid selènic
HBrO	Àcid hipobromós	H_3PO_4	àcid ortofosfòric (àc. fosfòric)
HBrO_2	Àcid bromós	HPO_3	àcid metafosfòric
HBrO_3	Àcid bròmic	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	àcid difosfòric
HBrO_4	Àcid perbròmic	H_3AsO_3	àcid ortoarseniós (àc. arseniós)
HIO	Àcid hipoiodós	H_3AsO_4	àcid ortoarsènic (àc. arsènic)
HIO_2	Àcid iodós	H_4SiO_4	àcid ortosilícic (àcid sílicic)
HIO_3	Àcid iòdic	H_2CrO_4	àcid cròmic
HIO_4	Àcid periòdic	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	àcid dicròmic
HNO_2	Àcid nítrós	HMnO_4	àcid permangànic
HNO_3	Àcid nítric	H_2MnO_4	àcid mangànic

Els anions corresponents a cada oxoàcid s'anomenen amb el sufix **-it**, si el nom de l'àcid duia el sufix **-ós**, o bé amb el sufix **-at**, quan el nom de l'àcid es feia amb el sufix **-ic**.

Oxoàcid	Anió
-ós	-it
-ic	-at

4.3.- ALTRES SALS:

4.3.1 Sals dels oxoàcids

Quan l'anió d'un oxoàcid es combina amb un catió metàl·lic (o amb l'ió amoni).

Nomenclatura: Nom de l'anió + de + nom del catió metàl·lic

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
AgNO_3	Nitrat de plata
Cu_2CO_3	Carbonat de coure (I)
LiNO_2	Nitrit de liti
ZnSO_3	Sulfit de zinc
$\text{Fe}(\text{IO}_4)_3$	Periodat de ferro (III)
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Fosfat de calci
Na_2CO_3	Carbonat de sodi
KMnO_4	Permanganat de potassi

4.3.2 Sals àcides dels hidràcids i del oxoàcids

Són aquelles sals en les quals no tots els hidrògens de l'àcid del qual deriven han estat substituïts per cations metàl·lics. Nomenclatura: Nom de l'anió (amb prefix hidrogen-) + de + nom del catió metàl·lic.

Exemples:

Formulació	Nomenclatura
NaHS	Hidrogensulfur de sodi
$\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$	Hidrogensulfit de bari
NaHCO_3	Hidrogencarbonat de sodi
KH_2PO_4	Dihidrogenfosfat de potassi

4.3.3 Sals hidratades

Nomenclatura: Nomenclatura de la sal + monohidratat (dihidratat, trihidratat, etc)

Exemple:

Formulació	Nomenclatura
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Clorur de cobalt (II) hexahidratat
$\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	hidròxid de coure (II) dihidratat

5.- Compostos de Coordinació

Són compostos formats per un àtom central voltat per anions o molècules anomenats ligands. El nombre de lligands coordinats a l'àtom central s'anomena nombre de coordinació. Els nombres més habituals són 2, 4 i 6, tot i que poden arribar a ser 9. Les geometries que poden adoptar els lligands al voltant de l'àtom central poden ser diferents.

Formulació:

Es formulen col·locant primer el símbol de l'àtom central, seguit del símbol dels lligands iònics i després els neutres, ordenats alfabèticament dins de cada grup segons els primers símbols de les seves fórmules. La fórmula s'expressa entre claudàtors. Per exemple:



Alternativament, per establir l'ordre alfabètic esmentat, la IUPAC recomanava considerar el símbol de l'àtom lligand. És per aquest motiu que en alguns llocs de la bibliografia es recomana, per exemple, escriure el lligand OH_2 enlloc de H_2O . En aquest curs s'acceptaran les dues opcions.

Nomenclatura:¹

Per anomenar s'indica primer el nom dels lligands ordenats alfabèticament, tant si són neutres com iònics, i després l'àtom central. En establir aquesta ordenació no es tenen en compte els prefixos (di, tri, tetra, ...) que indiquen quants lligands de cada tipus hi ha.

L'àtom central s'anomena pel seu nom si el compost és catiónic o neutre (pal·ladi, crom, ...). Si el compost és aniònic o forma part d'una sal com a part aniònica l'àtom central s'anomena amb la terminació *-at* (cromat, aluminat, ...). En el sistema Stock s'especifica a la dreta el nombre d'oxidació en xifres romanes i entre parèntesi.

El nom així obtingut s'escriu com una sola paraula, sense espais.

Noms dels lligands

Els lligands iònics, orgànics i inorgànics, tenen la terminació **-o**. Els anions **-ur**, **-it** o **-at** es transformen en **-uro**, **-ito** i **-ato**. N'hi ha uns quants, però, que no segueixen aquesta regla:

	ió	ligand		ió	ligand
F^-	fluorur	fluoro	Cl^-	clorur	cloro
Br^-	bromur	bromo	I^-	iodur	iodo
OH^-	hidròxid	hidroxo	O^{2-}	òxid	oxo

¹ Les directrius donades aquí no coincideixen exactament amb les darreres recomanacions de la IUPAC. Tot i això les hem mantingut atès el nivell del curs.

Els lligands neutres s'anomenen igual que la molècula, excepte l'aigua que s'anomena **aqua** i l'amoníac que s'anomena **ammina**. També quan actuen com a lligand, el CO s'anomena **carbonil** i el NO, **nitrosil**.

Els noms dels compostos orgànics neutres s'utilitzen directament. Si és aniònic, es fa acabar en -ato. Tant si són aniònics com neutres, el seu nom s'escriu entre parèntesis. De vegades, els noms són llargs i es fan servir abreviatures:

	abreviació	Nom
C_5H_5N	py	piridina
$NH_2CH_2CH_2NH_2$	en	etilendiamina
$P(C_6H_5)_3$	PPh_3	trifenilfosfina
$CH_3COCHCOCH_3^-$	acac	acatilacetato
$C_2O_4^{2-}$	ox	oxalato

El nombre de lligands s'indica per mitjà dels prefixos di-, tri-, tetra-, etc. Si les expressions són complexes o per evitar confusions, s'utilitzen els prefixos bis-, tris-, tetrakis-, etc.

Si el complex és aniònic, s'afegeix la terminació **-at** al nom de l'àtom central. Per indicar el nombre d'oxidació del metall es pot fer servir el sistema de Stock (el primer) o bé el d'Ewens-Bassett (el segon). Exemples:

$[PdCl_2(PPh_3)_2]$	diclorobis(trifenilfosfina)pal·ladi(II)
	diclorobis(trifenilfosfina)pal·ladi
$Na_3[AlF_6]$	hexafluoroaluminat(III) de sodi
	hexafluoroaluminat(3-) de sodi
$K[Co(CO)_4]$	tetracarbonilcobaltat(-I) de potassi
	tetracarbonilcobaltat(1-) de potassi
$[CrBr(H_2O)_5](NO_3)_2$	nitrat de pentaquabromocrom(III)
	nitrat de pentaquabromocrom(2+)
$[Pt(NH_3)_4][PtCl_6]$	hexacloroplatinat(IV) de tetraamminaplatí(II)
	hexacloroplatinat(2-) de tetraamminaplatí(2+)

Els lligands generalment s'uneixen a l'àtom central mitjançant un sol àtom, són els que s'anomenen lligands monodentats. Si hi ha diferents àtoms mitjançant els que es poden unir, s'anomenen ambidentats. Per exemple:

	Fórmula	Nom IUPAC	Nom clàssic
NCS	-NCS	tiocianato- <i>N</i>	isotiocianato
	-SCN	tiocianato- <i>S</i>	tiocianato
NO_2	- NO_2	nitrito- <i>N</i>	nitro
	-ONO	nitrito- <i>O</i>	nitrito

També hi ha lligands que es poden coordinar mitjançant més d'un àtom coordinador. D'aquests compostos se n'anomenen quelats. Els lligands poden ser didentats, tridentats, tetridentats, etc, segons el nombre d'àtoms que es poden enllaçar per formar el quelat.

En els compostos de coordinació és important la isomeria geomètrica, que es refereix a la disposició dels lligands al voltant de l'àtom central. Els exemples més senzills, però més freqüents es troben en els complexos plano-quadrats (isòmers *cis*- i *trans*-) i els octaèdrics (isòmers *mer*- i *fac*-)