

# I Composti di Coordinazione

**COMPLESSI** perché sembrano non ubbidire alle usuali regole di valenza

- Identificati dalla fine del XIX secolo da Alfred Werner (premio Nobel per la chimica nel 1913)
- Egli combinò concetti di isomeria ottica e geometrica, patterns di reazione, dati di conducibilità
- Struttura elettronica cui è collegato il colore rimasero un mistero per Werner e vennero chiarite solo con l'introduzione degli orbitali avvenuta tra il 1930 e il 1960



## **Metallo-organica**

Composti di coordinazione con legami metallo-carbonio

## **Chimica Bioinorganica**

Composti di coordinazione presenti negli esseri viventi

Facciamo un esempio risolto da Werner:

Erano stati scoperti 4 complessi ammoniacali del cloruro di cobalto (III), distinti per il loro colore:

<b>Complesso</b>	<b>colore</b>
<b>CoCl<sub>3</sub>.6NH<sub>3</sub></b>	<b>GIALLO</b>
<b>CoCl<sub>3</sub>.5NH<sub>3</sub></b>	<b>PORPORA</b>
 <b>CoCl<sub>3</sub>.4NH<sub>3</sub></b>	<b>VERDE/VIOLETTO</b>

La reattività degli ioni Cl<sup>-</sup> nei complessi è diversa.

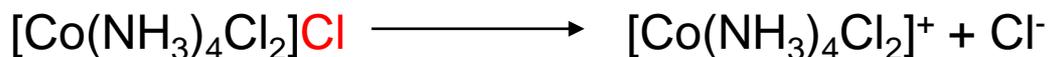
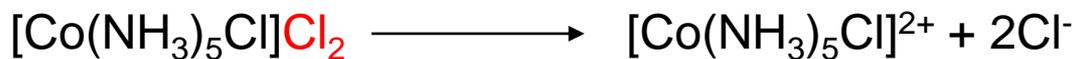
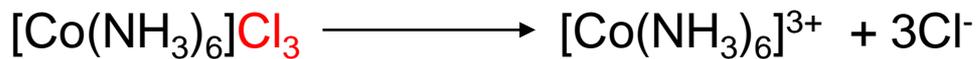
L'aggiunta di AgNO<sub>3</sub> faceva precipitare quantità diverse di AgCl:



Correlazione tra numero di molecole di NH<sub>3</sub> presenti e numero di equivalenti di AgCl precipitato, permise di concludere che:

- Il cloruro che sostituisce ammoniaca si comporta come se fosse legato al cobalto in modo covalente e non si comporta da ione cloruro (non precipita) REATTIVITA' DI CLORURO E' DIVERSA
- Il numero di coordinazione del cobalto (III) è sempre 6

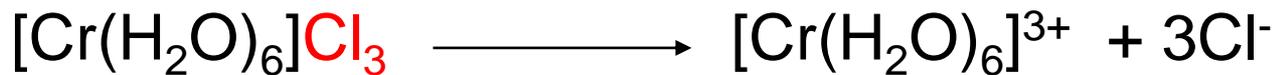
Complesso	Equivalenti di AgCl	Formula	Conducibilità molare
CoCl <sub>3</sub> .6NH <sub>3</sub>	3	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> Cl <sub>3</sub> ]	431,6
CoCl <sub>3</sub> .5NH <sub>3</sub>	2	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> Cl]Cl <sub>2</sub>	261,3
CoCl <sub>3</sub> .4NH <sub>3</sub>	1	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> Cl <sub>2</sub> ]Cl	Che valore attendo?



- Useremo in laboratorio il composto commerciale di Cr(III):



Quando lo sciogliamo misuriamo una conducibilità elevata, analoga a  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$



Werner: i legami tra metallo e legante sono fissi nello spazio. E' possibile applicare principi strutturali, geometrie e isomerie.

In un **composto di coordinazione** c'è uno ione metallico centrale, a cui è legato, coordinato, un set di leganti (ioni negativi o molecole neutre).

Lo ione metallico centrale è un acido di Lewis, è *l'atomo accettore*.

I leganti sono basi di Lewis. L'atomo che nel legante è direttamente coordinato al metallo centrale è chiamato *atomo donatore*.

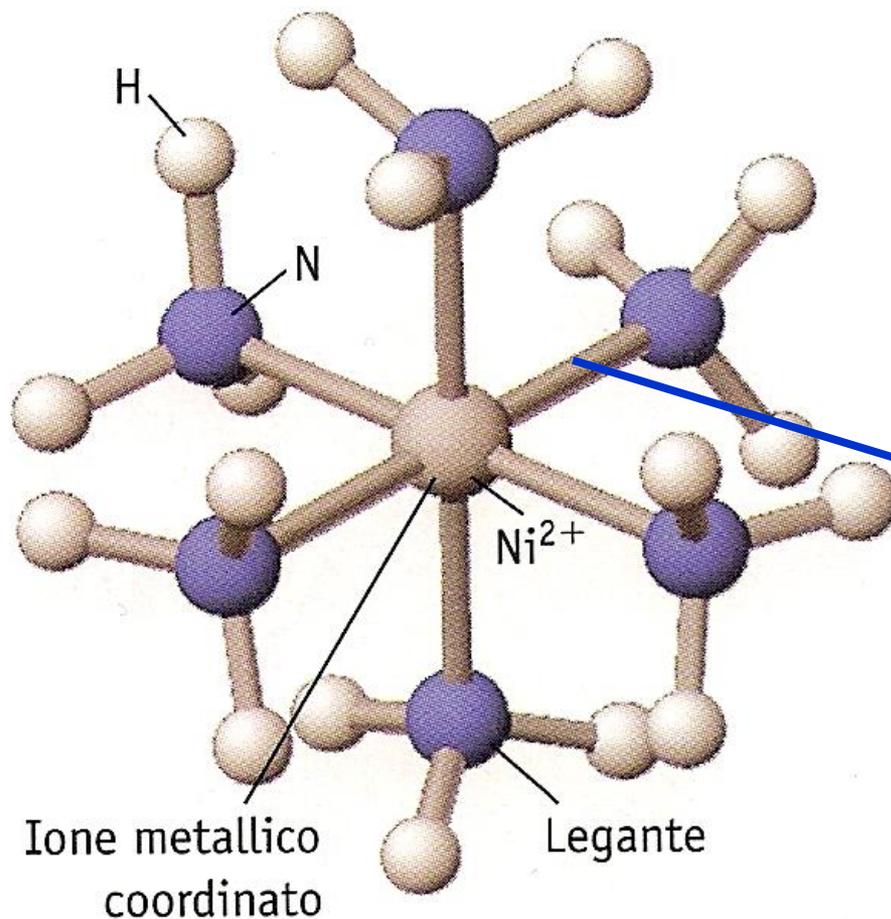
Tutti i metalli sono accettori:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ,  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ,  $[\text{CrF}_6]^{3-}$

I composti di coordinazione possono essere neutri, carichi positivi o negativi (ioni complessi). La carica si ottiene facendo la somma algebrica della carica dello ione metallico e dei leganti.

## INNER-SPHERE

I leganti sono legati direttamente al metallo e formano la prima sfera di coordinazione.

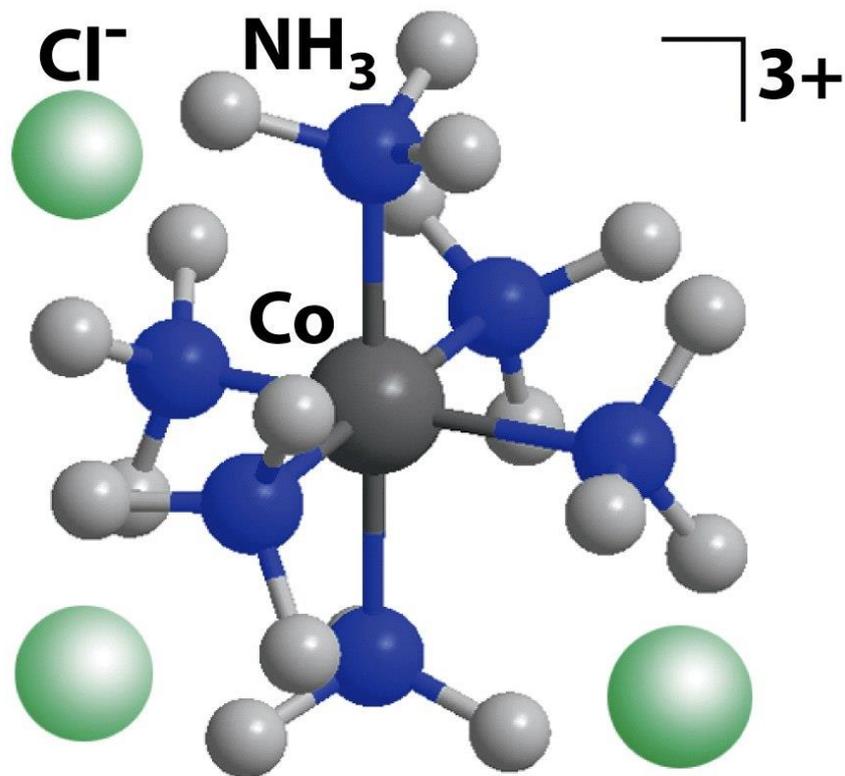
– Complesso di coordinazione –



Legame di coordinazione è legame covalente

## OUTER-SPHERE

Gli ioni complessi si associano elettrostaticamente con leganti anionici senza che i leganti già presenti vengano sostituiti.



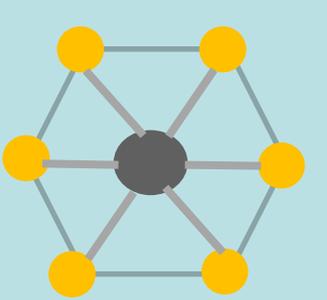
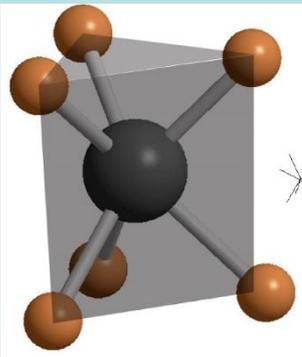
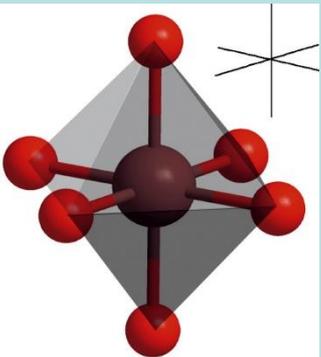
Structure 8-2

Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

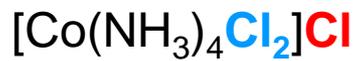
Werner: i legami tra metallo e legante sono fissi nello spazio. E' possibile applicare principi strutturali, geometrie e isomerie.

Assegnazione della struttura a composti di coordinazione sulla base del numero di isomeri ottenuti

Formula	 Planare	 Prisma trigonale	 Ottaedrico	Sperimentale
$MA_5B$	1	1	1	1
$MA_4B_2$	3	3	2	2
$MA_3B_3$	3	3	2	2

Formula	Planare	Prisma trigonale	Ottaedrico	Sperimentale
$MA_5B$	1	1	1	1
$MA_4B_2$	3	3	2	2
$MA_3B_3$	3	3	2	2

Complesso	colore
$CoCl_3 \cdot 6NH_3$	GIALLO
$CoCl_3 \cdot 5NH_3$	PORPORA
$CoCl_3 \cdot 4NH_3$	VERDE/VIOLETTO



# I Metalli

# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Elementi di transizione:

- orbitali *d* parzialmente occupati
- metalli

1	1 H	2 He											13 B	14 C	15 N	16 O	17 F	18 Ne
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg							

LANTANIDI

cerio	praseodimio	neodimio	promezio	samario	europio	gadolinio	terbio	disprosio	olmio	erbio	tulio	itterbio	lutetio
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu

ATTINIDI

torio	protattinio	uranio	nettunio	plutonio	americio	curio	berkelio	californio	einsteinio	fermio	mendelevio	nobelio	laurencio
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

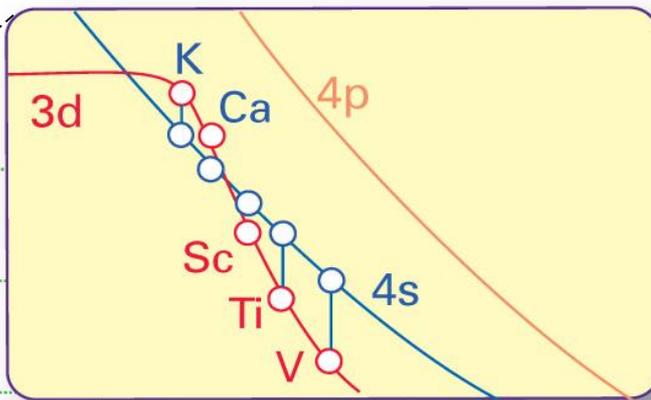
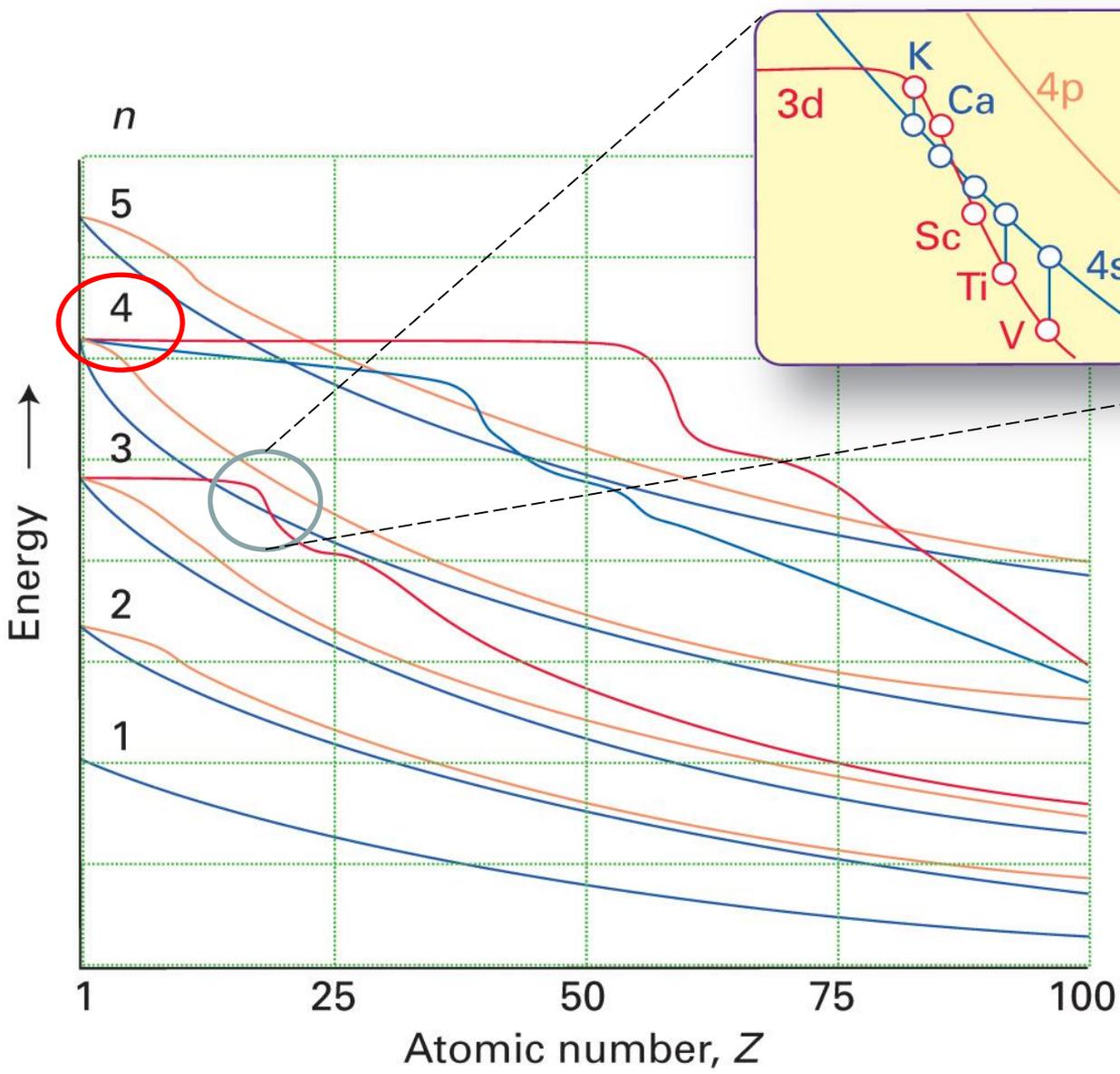
Elementi I riga di transizione:



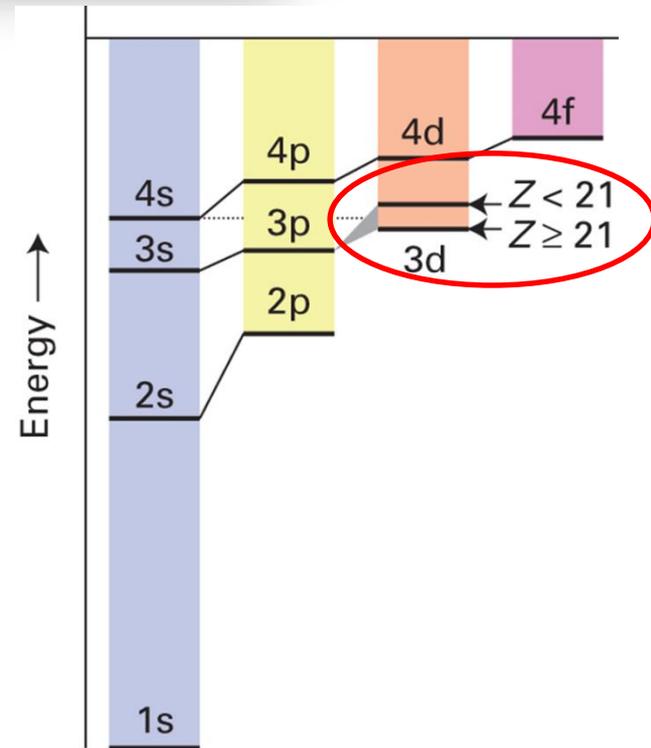
$n = 1(\text{Sc}), 2(\text{Ti}), 3(\text{V}), 4(\text{Cr}), 5(\text{Mn}), 6(\text{Fe}), 7(\text{Co}), 8(\text{Ni}),$   
 $9(\text{Cu}), 10(\text{Zn})$  nel rispettivo stato ox "0"

Nella serie degli elementi di transizione, si ha il progressivo riempimento degli orbitali d del livello energetico **N-1**

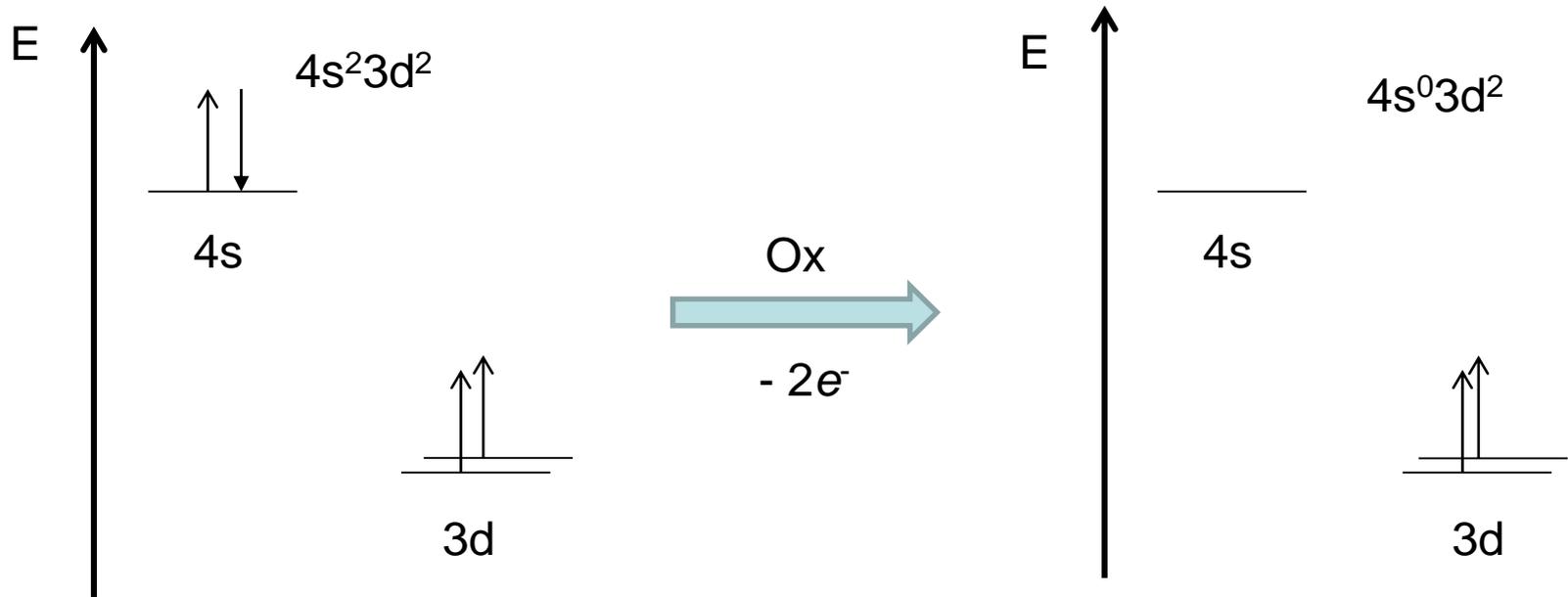
# Livelli energetici degli orbitali s, p, d in funzione del numero atomico (Z).



Energia di 3d e 4s è molto simile. Configurazioni elettroniche fondamentali dipendono anche da repulsioni inter-elettroniche



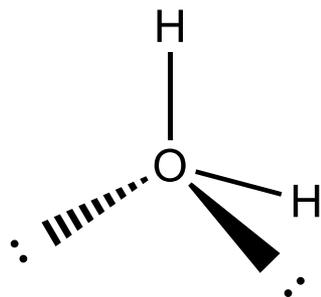
In generale si può affermare che: ogni elemento della I riga di transizione che ha configurazione elettronica  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^n$  ha **uno stato di ossidazione +2 stabile** ( $3d^n 4s^0$ )



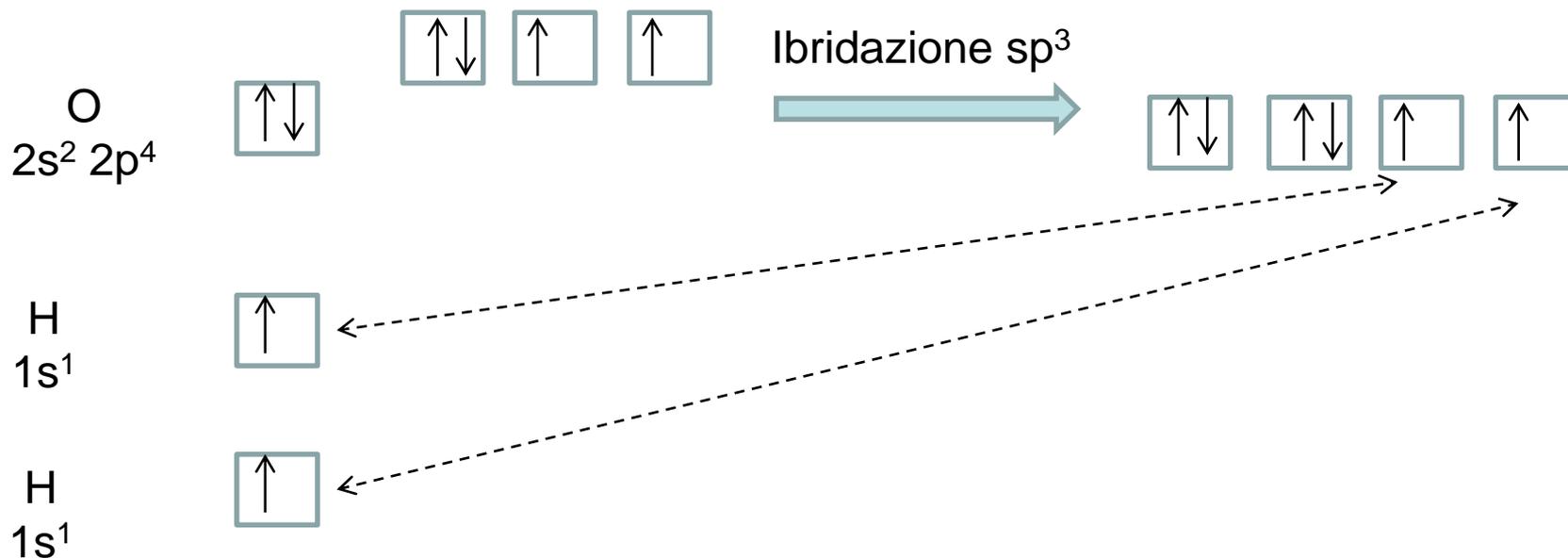
A seconda dell'elemento di transizione considerato, ci sono anche stati di ossidazione più alti e più bassi

**I LEGANTI**

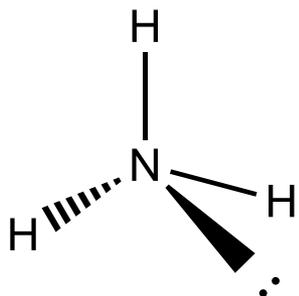
Legante H<sub>2</sub>O



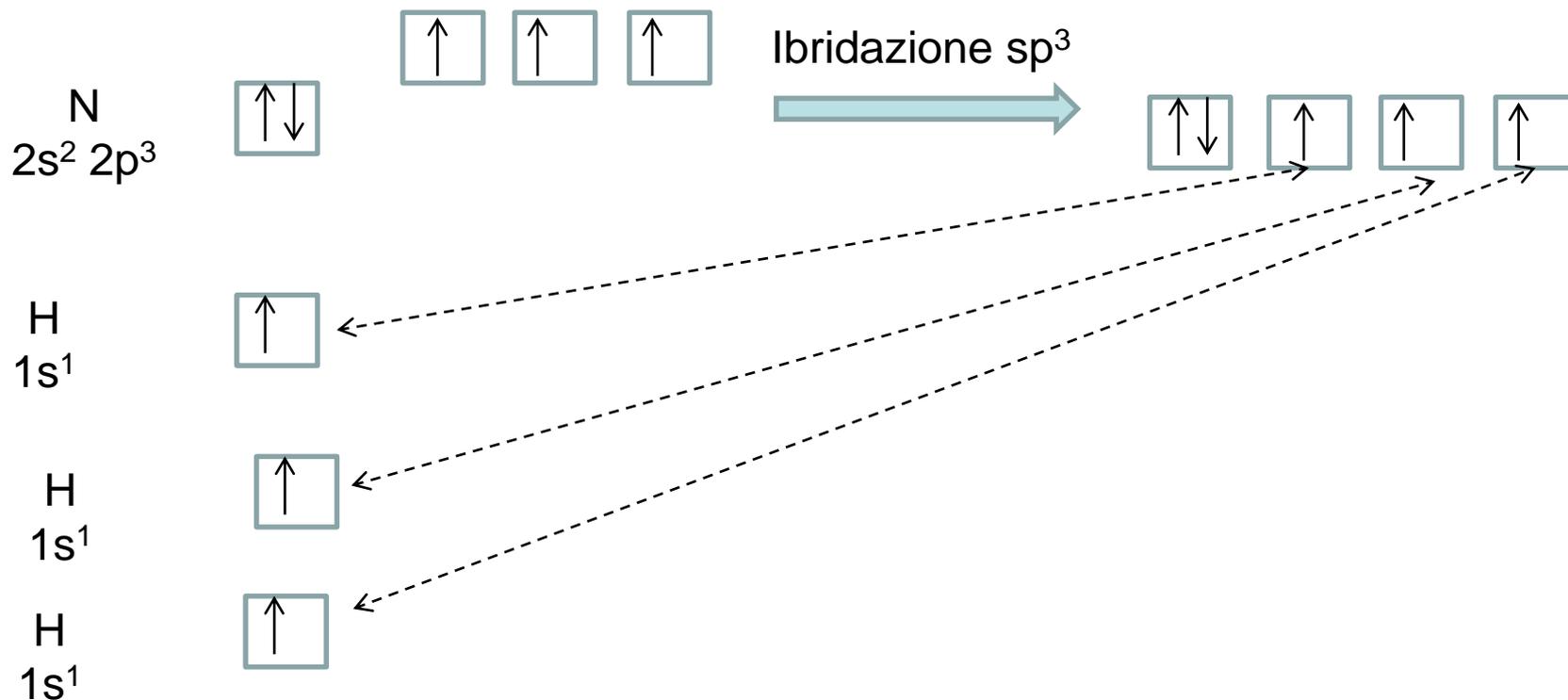
Struttura corretta: tetraedro con due doppietti elettronici di non-legame



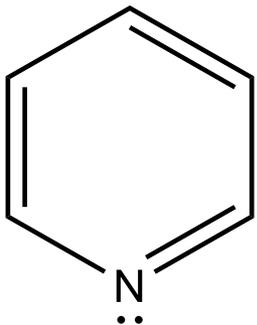
Legante NH<sub>3</sub>



Struttura corretta: tetraedro con un doppietto elettronico di non-legame



# Legante Piridina



Struttura corretta: sistema aromatico con elettroni  $\pi$  delocalizzati sopra e sotto il piano

N  
 $2s^2 2p^3$



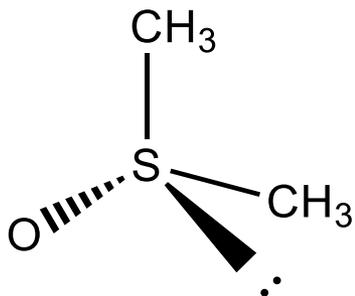
Ibridazione  $sp^2$



Ibridi  $sp^2$ : due di essi concorrono alla formazione dei legami  $\sigma$  coi due atomi di carbonio adiacenti, uno contiene invece il doppietto di non-legame

Elettrone in un orbitale p puro che concorre alla formazione del legame  $\pi$  delocalizzato sull'anello

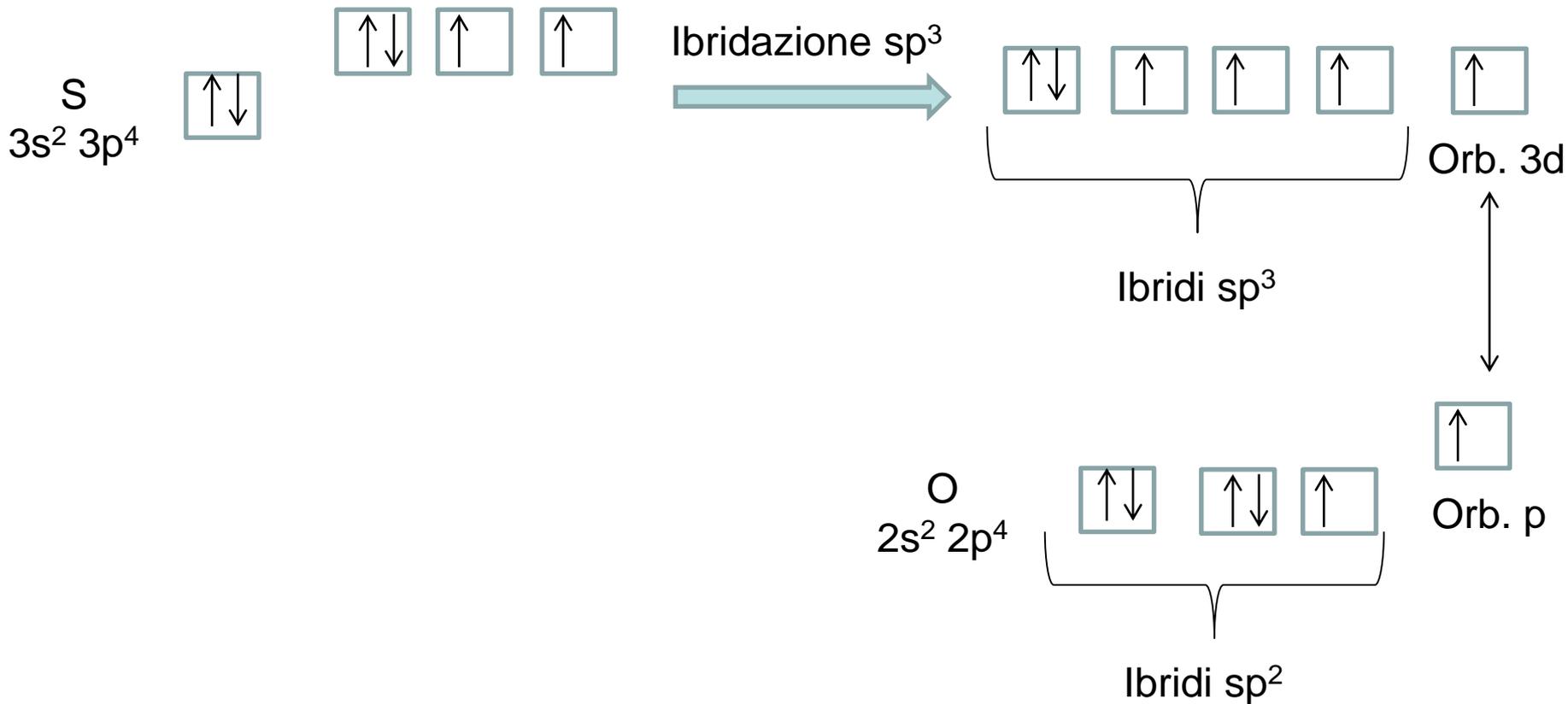
Legante dmsso



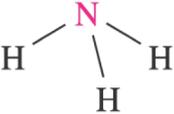
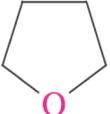
Struttura corretta: tetraedro con un doppietto elettronico di non-legame

zolfo

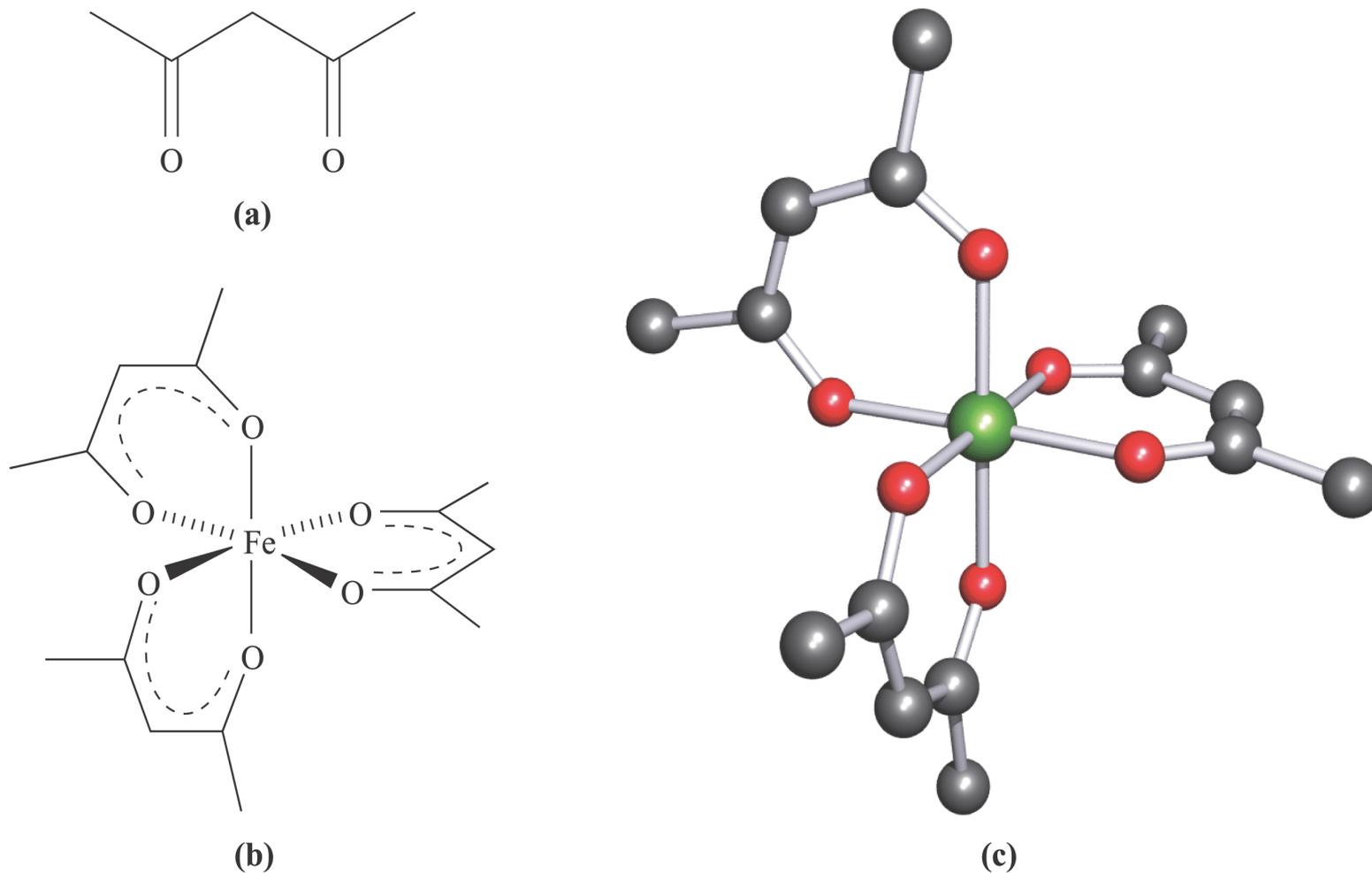
- 2 legami  $\sigma$  con 2  $\text{CH}_3$  e 1 legame  $\sigma$  con O
- 1 legame  $d\pi-p\pi$  con O



Oss.: abbiamo già definito i leganti come donatori di doppietti elettronici o, semplicemente, come basi di Lewis.

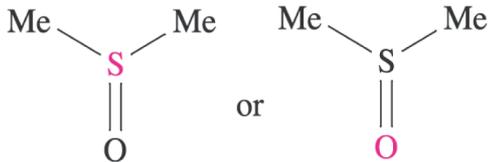
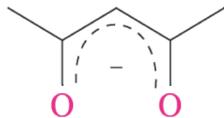
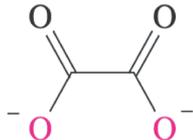
Name of ligand	Abbreviation (if any)	Denticity	Structure with donor atoms marked in red
Water		Monodentate	
Ammonia		Monodentate	
Tetrahydrofuran	THF	Monodentate	
Pyridine	py	Monodentate	
1,2-Ethanediamine <sup>†</sup>	en	Bidentate	

I termini monodentato, bidentato, tridentato etc. si riferiscono alla possibilità di un legante di coordinare contemporaneamente lo stesso ione metallico utilizzando uno, due, tre atomi donatori rispettivamente.

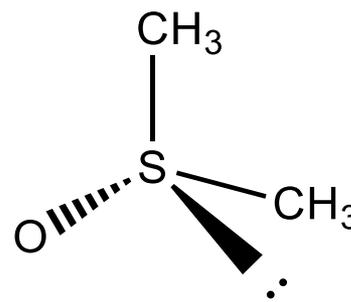


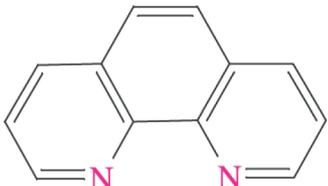
**Fig. 7.10** (a) The structure of pentane-2,4-dione (acetylacetonone), Hacac; (b) Fe(III) forms an octahedral complex with  $[\text{acac}]^-$ ; (c) the structure of the coordination complex  $[\text{Fe}(\text{acac})_3]$ , determined by X-ray diffraction [J. Iball *et al.* (1967) *Acta Crystallogr.*, vol. 23, p. 239]. Colour code: Fe, green; C, grey; O, red.

Oss.: DMSO in realtà si dice **ambidentato**, in quanto può coordinare sia tramite l'atomo di zolfo sia tramite l'atomo di ossigeno (alternativamente)

Name of ligand	Abbreviation (if any)	Denticity	Structure with donor atoms marked in red
Dimethylsulfoxide	DMSO	Monodentate	
Acetylacetonate ion	[acac] <sup>-</sup>	Bidentate	
Oxalate or ethanedioate ion	[ox] <sup>2-</sup>	Bidentate	
2,2'-Bipyridine	bpy or bipy	Bidentate	

**Table 7.7b** Names and structures of selected ligands. (Continued)



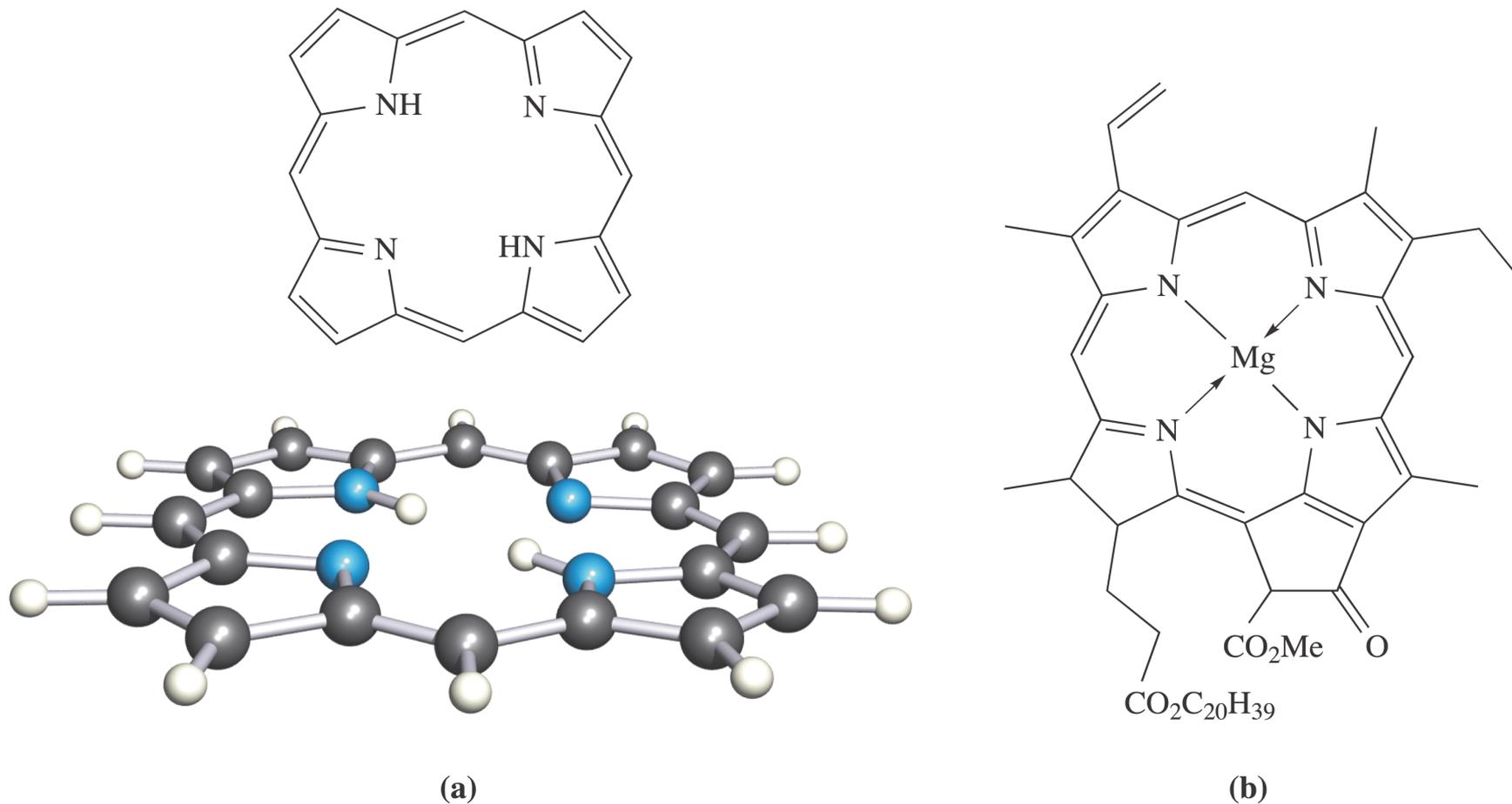
Name of ligand	Abbreviation (if any)	Denticity	Structure with donor atoms marked in red
1,10-Phenanthroline	phen	Bidentate	
1,4,7-Triazaheptane <sup>†</sup>	dien	Tridentate	
1,4,7,10-Tetraazadecane <sup>†</sup>	trien	Tetradentate	
<i>N,N,N',N'</i> -Ethylenediaminetetraacetate ion <sup>‡</sup>	[EDTA] <sup>4-</sup>	Hexadentate	See equation 7.75

<sup>†</sup> The older names (still in use) for 1,2-ethanediamine, 1,4,7-triazaheptane and 1,4,7,10-tetraazadecane are ethylenediamine, diethylenetriamine and triethylenetetramine.

<sup>‡</sup> Although not systematic by the IUPAC rules, this is the commonly accepted name for this anion.

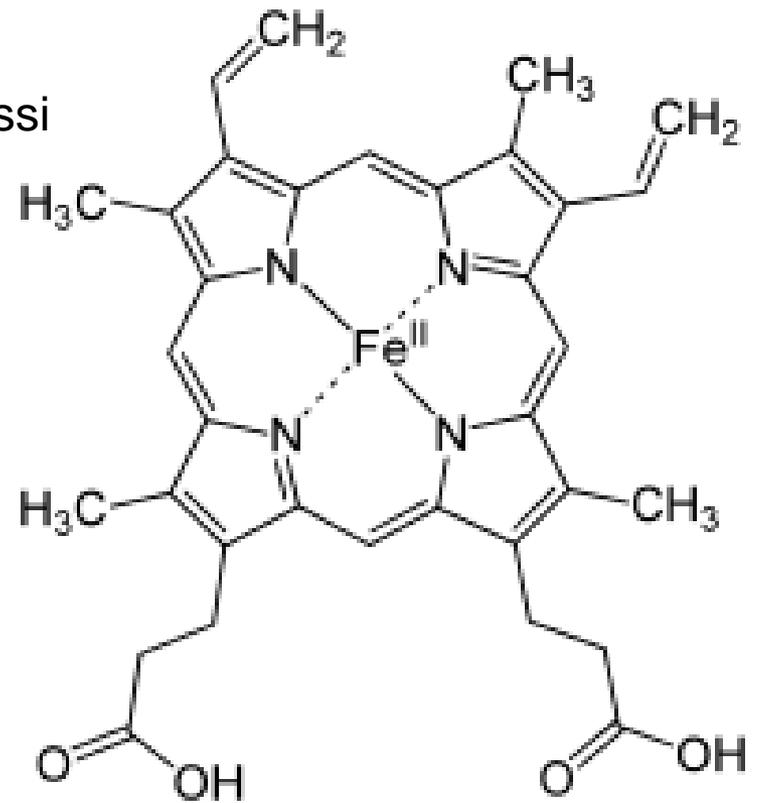
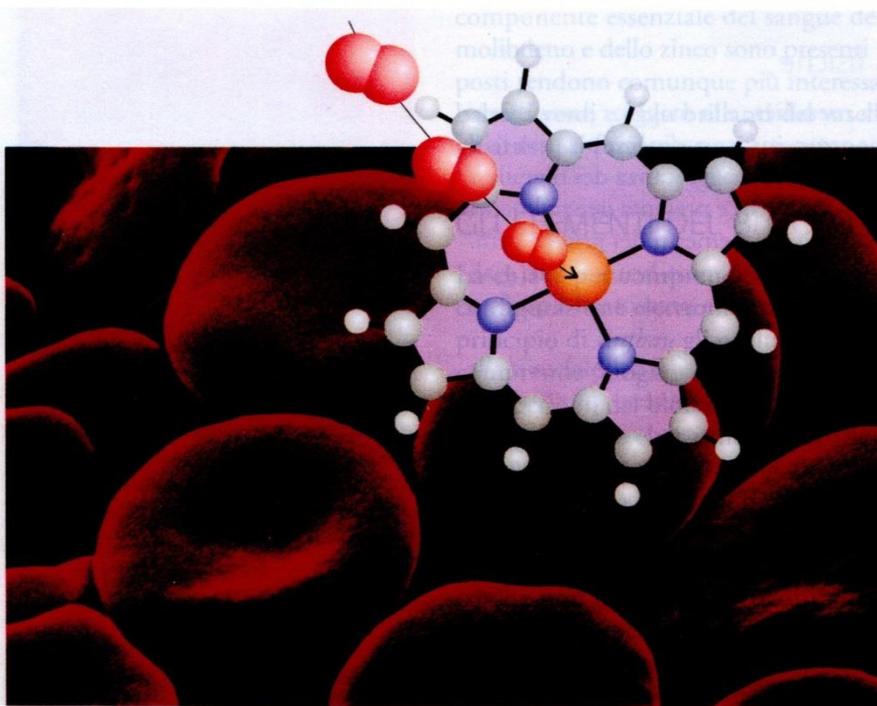
**Table 7.7c** Names and structures of selected ligands. (Continued)

## CHELANTI



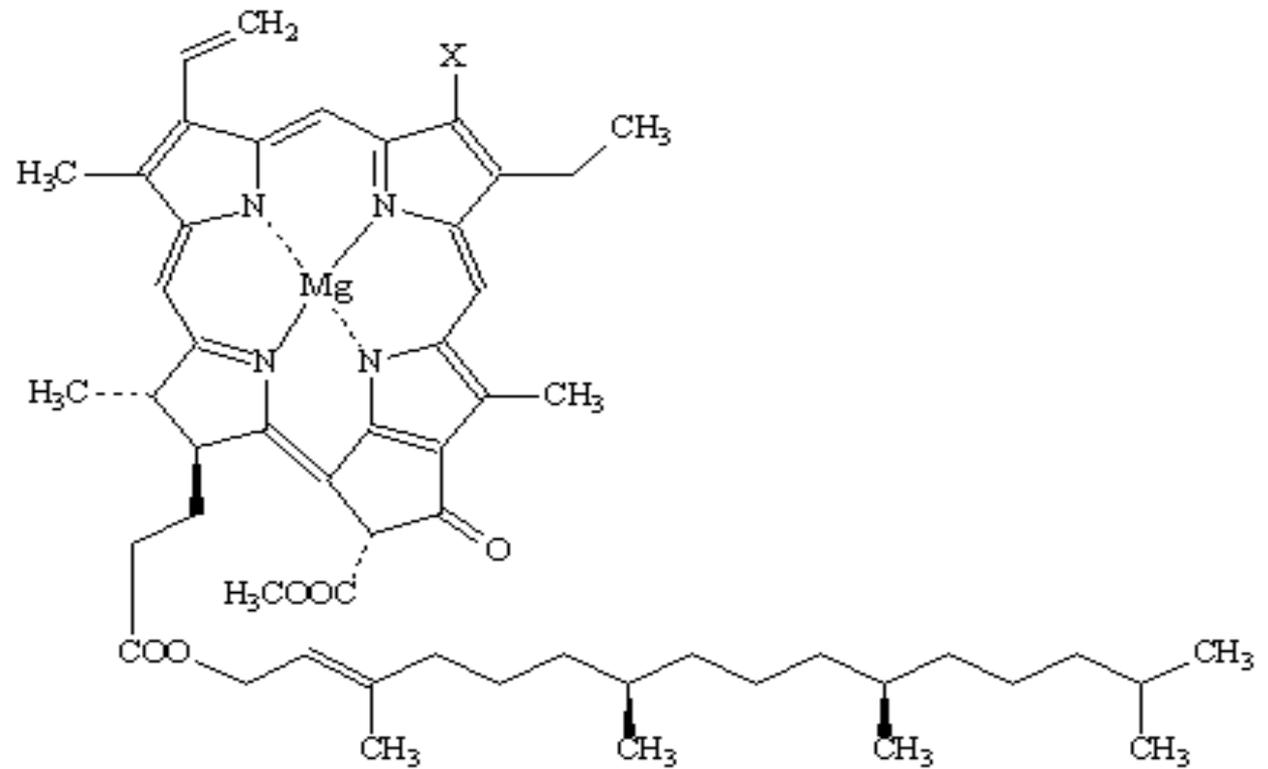
**Fig. 12.9** The structures of (a) porphyrin and (b) chlorophyll *a*.

Emoglobina: trasporto ossigeno nei globuli rossi



EME: ferro-porfirina

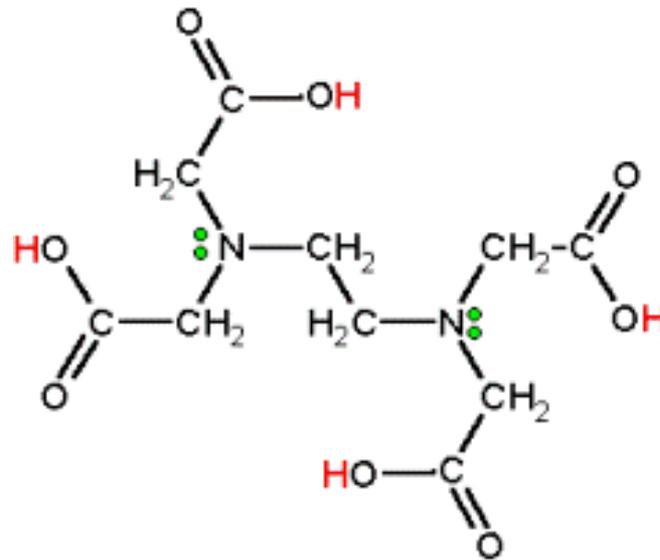
clorofilla: produzione di ossigeno nei vegetali



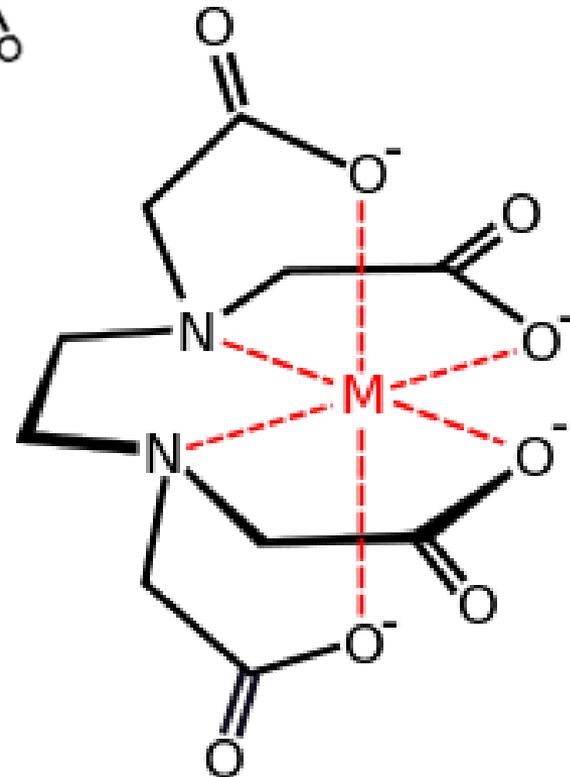
magnesio-porfirina

# CHELANTI

EDTA: legante esadentato, forma complessi molto stabili con ioni metallici

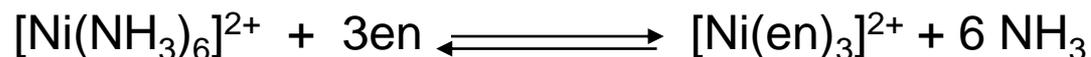


Metallo	logK
Fe <sup>3+</sup>	25,1
Hg <sup>2+</sup>	21,7
Cu <sup>2+</sup>	18,8
Pb <sup>2+</sup>	18,0
Zn <sup>2+</sup>	16,5
Al <sup>3+</sup>	16,3
Fe <sup>2+</sup>	14,3
Ca <sup>2+</sup>	10,7
Mg <sup>2+</sup>	8,8
Na <sup>+</sup>	1,7
K <sup>+</sup>	0,8



## EFFETTO CHELATO

è un aumento di stabilità termodinamica dei complessi quando il legante è multidentato.



$\Delta S$  è proporzionale alla differenza tra il numero di particelle presenti all'inizio e alla fine della reazione.  $\Delta S$  è collegato all'idea di «disordine»

### Effetti entropici

- i. Se una molecola di ammoniaca si dissocia dal complesso, si allontana nella soluzione e la probabilità che ritorni a coordinare è molto bassa.
- ii. Se uno dei gruppi amminici di etilendiammina si dissocia dal complesso, il legante rimane attaccato dall'altra estremità e la probabilità che ritorni a coordinare è molto più elevata.

**Il complesso ha probabilità di dissociarsi più piccola quindi è più stabile**



$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\begin{aligned}\Delta G &= -50.0 \text{ kJ/mole} \\ \Delta H &= -17 \text{ kJ/mole} \\ \Delta S &= 121 \text{ J/(molK)}\end{aligned}$$



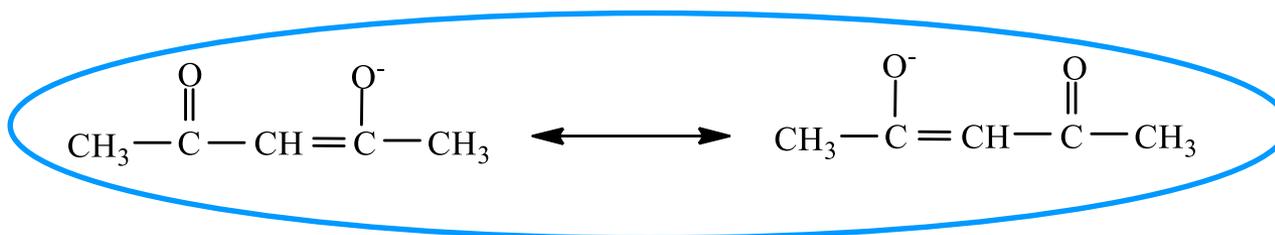
Vi è un importante guadagno di stabilità termodinamica

### Effetti entalpici

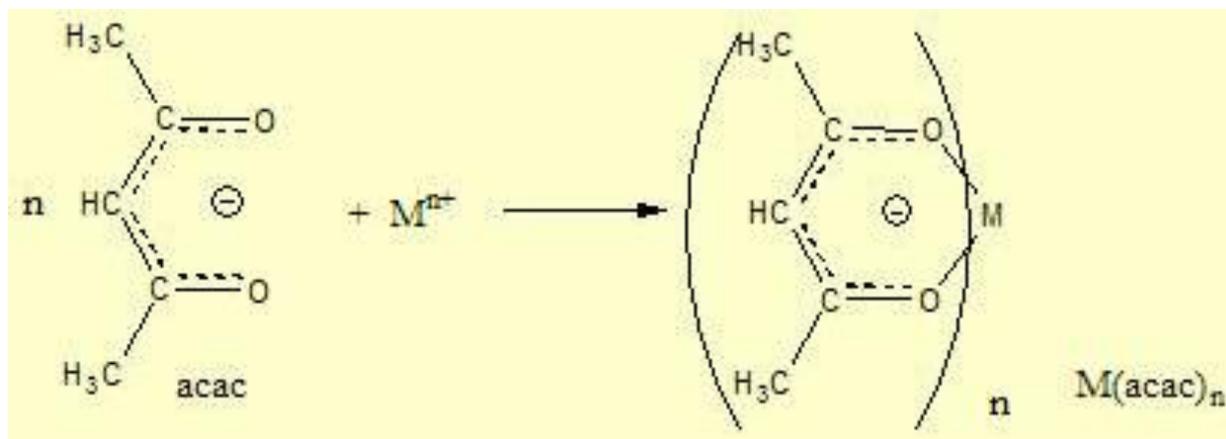
- i. Interferenza sterica tra leganti monodentati
- ii. Formazione di anelli a 5 o 6 termini

Formazione di anelli con un certo carattere aromatico.  
 Più anelli si formano maggiore è la stabilità termodinamica.

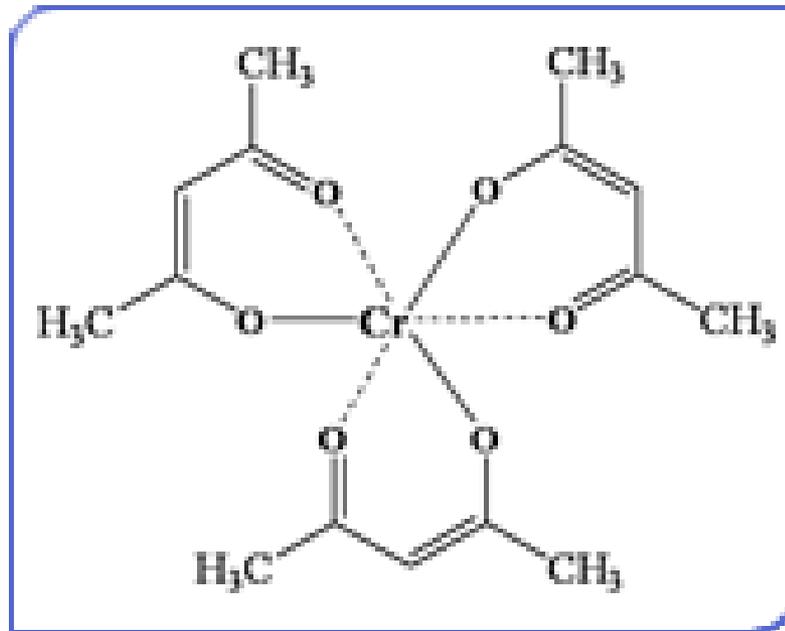
Acetilacetone si coordina come **legante anionico enolato**



Acetilacetato (acac)  
 beneficia della stabilizzazione  
 dovuta alla risonanza come  
 risultato della formazione di  
 anelli a sei termini



Con metalli trivalenti, l'acetilacetato forma complessi neutri come:  
[Al(acac)<sub>3</sub>], [Cr(acac)<sub>3</sub>], [Co(acac)<sub>3</sub>]



Per effetto della  
risonanza:  
I 2 legami M-O sono  
uguali.

E così pure i 2 legami O-  
C e C-C dell'anello,  
determinando una  
struttura simmetrica

## Vi sono ANDAMENTI nella stabilità termodinamica dei complessi

### Classificazione degli Acidi di Lewis

Hard	Borderline	Soft
<i>Acids</i>		
$H^+, Li^+, Na^+, K^+$	$Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$	$Cu^+, Au^+, Ag^+, Tl^+, Hg_2^{2+}$
$Be^{2+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}$	$Cu^{2+}, Zn^{2+}, Pb^{2+}$	$Pd^{2+}, Cd^{2+}, Pt^{2+}, Hg^{2+}$
$Cr^{2+}, Cr^{3+}, Al^{3+}$	$SO_2, BBr_3$	$BH_3$
$SO_3, BF_3, Fe^{3+}$		



Metalli alcalini,  
alcalino terrosi e  
metalli di transizione  
più leggeri in stati di  
ossidazione elevati



Metalli di transizione più  
pesanti e quelli in stati di  
ossidazione più bassi

# Acidi di Lewis

## Classificazione: *hard* e *soft*

In genere  
si definisce

**HARD: Catione piccolo**, non facilmente polarizzabile. Esso tende a formare complessi con anioni di piccole dimensioni.

**SOFT: Catione grande**, facilmente polarizzabile. Esso tende a formare complessi con anioni di grandi dimensioni.

Sono **hard**: ioni di metalli alcalini e alcalino terrosi, metalli di transizione leggeri negli stati di ossidazione più alti ( $\text{Ti}^{4+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$ )

Sono **soft**: ioni di metalli di transizione pesanti e quelli negli stati di ossidazione più bassi ( $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ )

## Classificazione delle Basi di Lewis

Hard	Borderline	Soft
<i>Bases</i>		
$F^-$ , $OH^-$ , $H_2O$ , $NH_3$	$NO_2^-$ , $SO_3^{2-}$ , $Br^-$	$H^-$ , $R^-$ , $\underline{C}N^-$ , $CO$ , $I^-$
$CO_3^{2-}$ , $NO_3^-$ , $O^{2-}$	$N_3^-$ , $N_2$	$\underline{S}CN^-$ , $R_3P$ , $C_6H_5$
$SO_4^{2-}$ , $PO_4^{3-}$ , $ClO_4^-$	$C_6H_5N$ , $SCN^-$	$R_2S$

\* The underlined element is the site of attachment to which the classification refers.

Alogenuri

Atomo donatore ossigeno

Atomo donatore zolfo/fosforo

Atomo donatore azoto

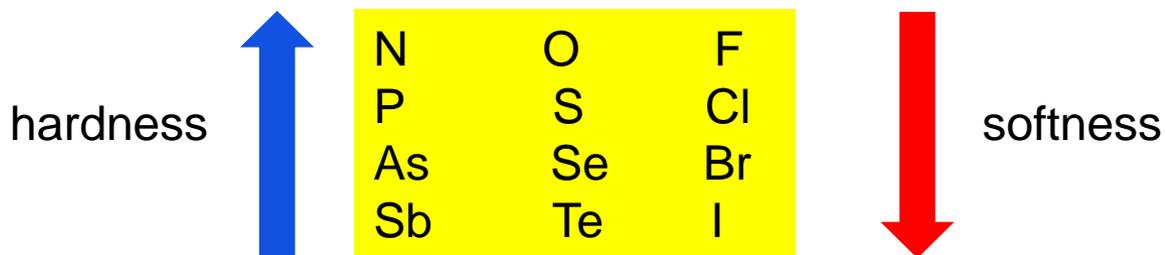
# Basi di Lewis

## Classificazione: *hard* e *soft*

In genere  
si definisce

**HARD: un legante**, il cui atomo donatore è piccolo e non facilmente polarizzabile (es.,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{R}_3\text{N}$ )

**SOFT: un legante**, il cui atomo donatore è grande e facilmente polarizzabile (es.  $\text{R}_3\text{P}$ ,  $\text{R}_2\text{S}$ ,  $\text{I}^-$ )



# Chi complessa con chi?

**Regola empirica:** *gli acidi hard preferiscono legarsi con basi hard e gli acidi soft preferiscono legarsi con basi soft*

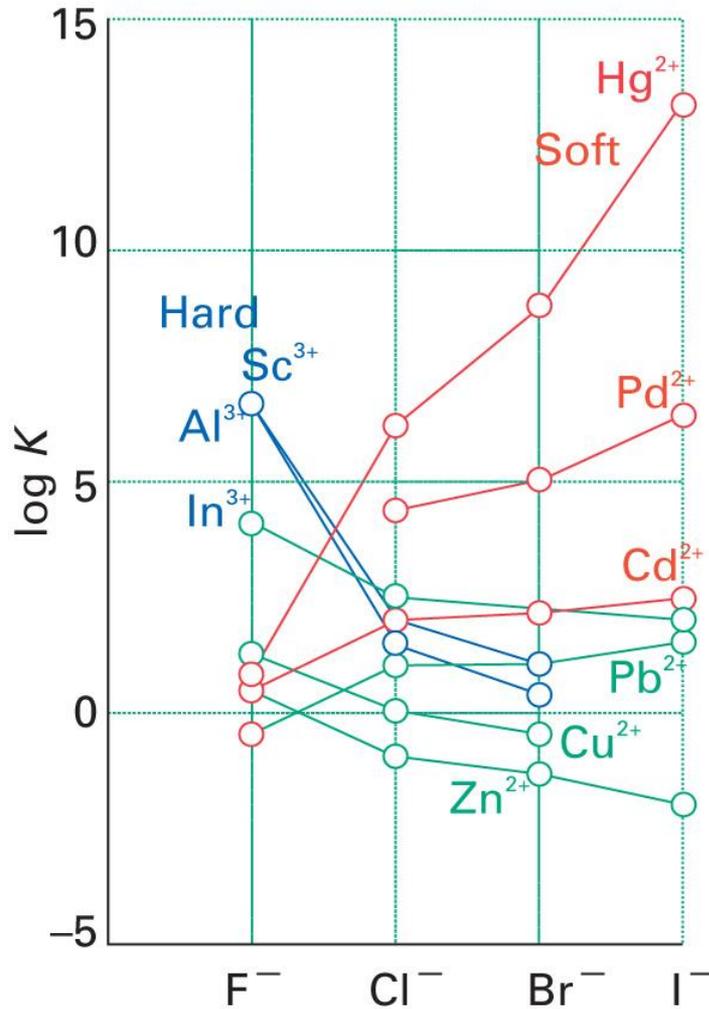
Così si prevede la stabilità di un composto di coordinazione guardando la natura hard/soft di metallo e legante.



# Chi complessa con chi?

$$\Delta G = -RT \ln K_{eq}$$

Stabilità dei complessi formati con gli alogenuri



Per Hg<sup>2+</sup>



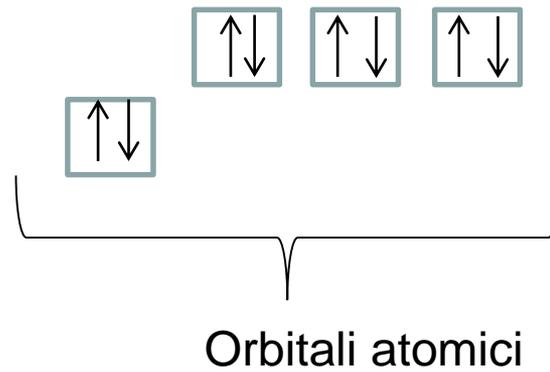
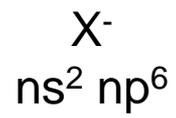
Pb<sup>2+</sup>: *borderline*

Zn<sup>2+</sup>: *borderline*

Per Al<sup>3+</sup>



Leganti alogenuri  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$



Situazione simile per il legante osso  $O^{2-}$  perché è isoelettronico

# Numeri di Coordinazione e Geometrie

*Numero di coordinazione (CN)* è definito come il numero di leganti coordinati al metallo che costituiscono la «inner sphere»

Principali fattori che determinano il **CN**:

- le dimensioni dell'atomo centrale
- interazioni steriche ed elettrostatiche tra i leganti
- fattori elettronici (configurazione elettronica del metallo centrale)

# Numeri di Coordinazione e Geometrie

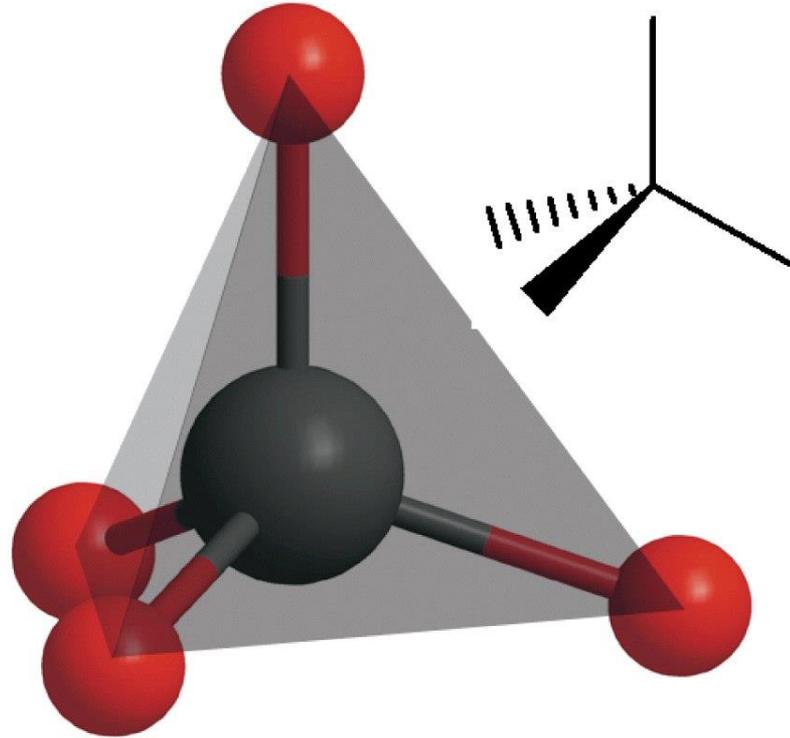
## **CN** alto:

- *Metalli* in stati di ossidazione alti (hard o con pochi elettroni di valenza) sono poveri di elettroni e cercano molti leganti per massimizzare il contributo elettrostatico.
- *Leganti* con atomi donatori hard a elettronegatività elevata che sono piccoli e hanno requisiti sterici meno importanti. Quindi attorno ad uno ione metallico ce ne possono stare molti.

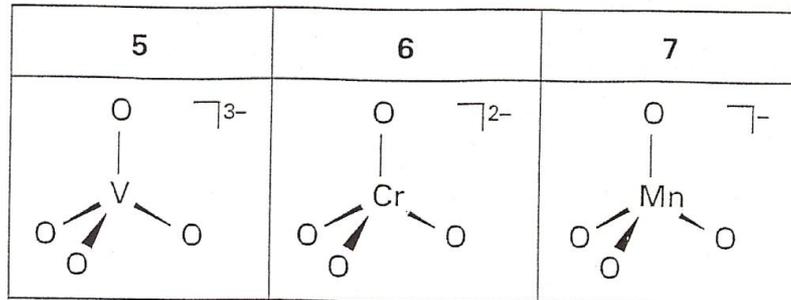
## **CN** basso:

- *Metalli* in stati di ossidazione bassi (soft) sono «ricchi» di elettroni e non cercano contributi aggiuntivi di densità elettronica dai leganti
- *Leganti* con atomi donatori soft, grandi, polarizzabili a bassa elettronegatività.

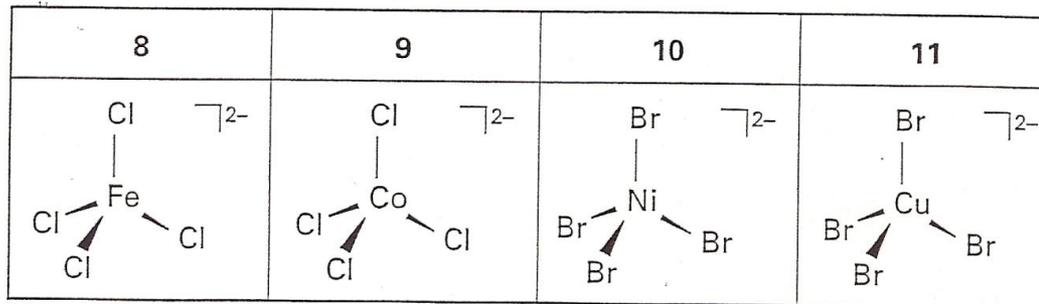
# **$CN = 4$ - GEOMETRIA TETRAEDRICA**



# Complessi tetraedrici



Sono potenzialmente chirali (isomeria ottica), come lo è l'atomo di C tetraedrico. Non si isola mai enantiomero puro perché i leganti sono spesso labili e i complessi racemizzano prima di essere risolti



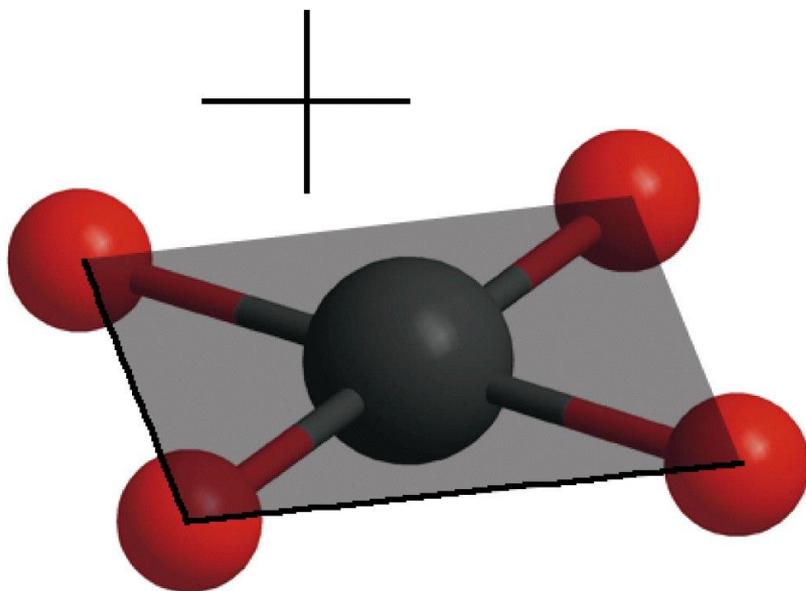
Summary chart 2 Tetrahedral complexes.



Anche  $\text{NiCl}_4^{2-}$  mentre  $\text{PdCl}_4^{2-}$  e  $\text{PtCl}_4^{2-}$  sono planari quadrati

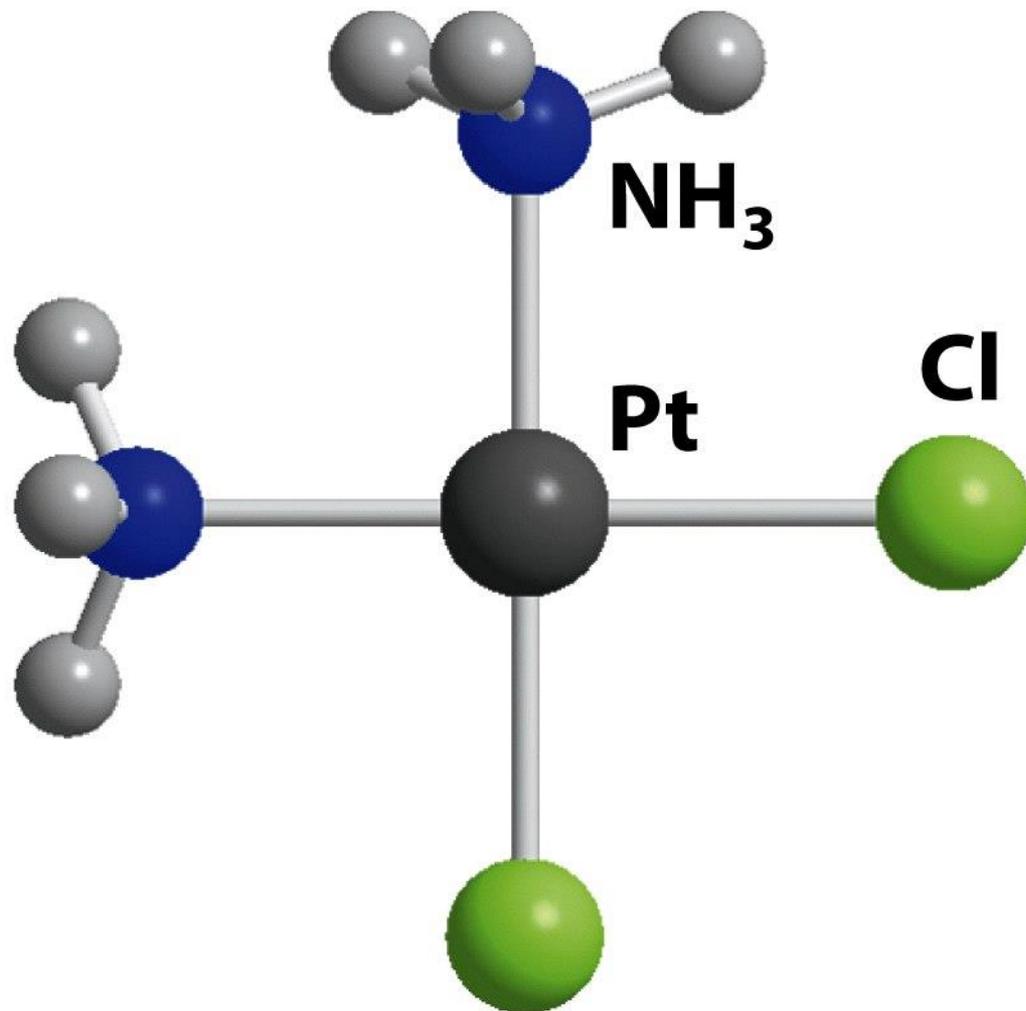


# CN = 4 GEOMETRIA PIANO QUADRATA



Complessi planari quadrati si hanno con:

- **Leganti non voluminosi** (a campo forte, si veda più avanti teoria CFT, ad es.  $\text{CN}^-$ )
- **Ioni metallici con configurazione  $d^8$**  ( $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Pd}^{2+}$ ,  $\text{Pt}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$ ) **o  $d^9$**  ( $\text{Cu}^{2+}$ )



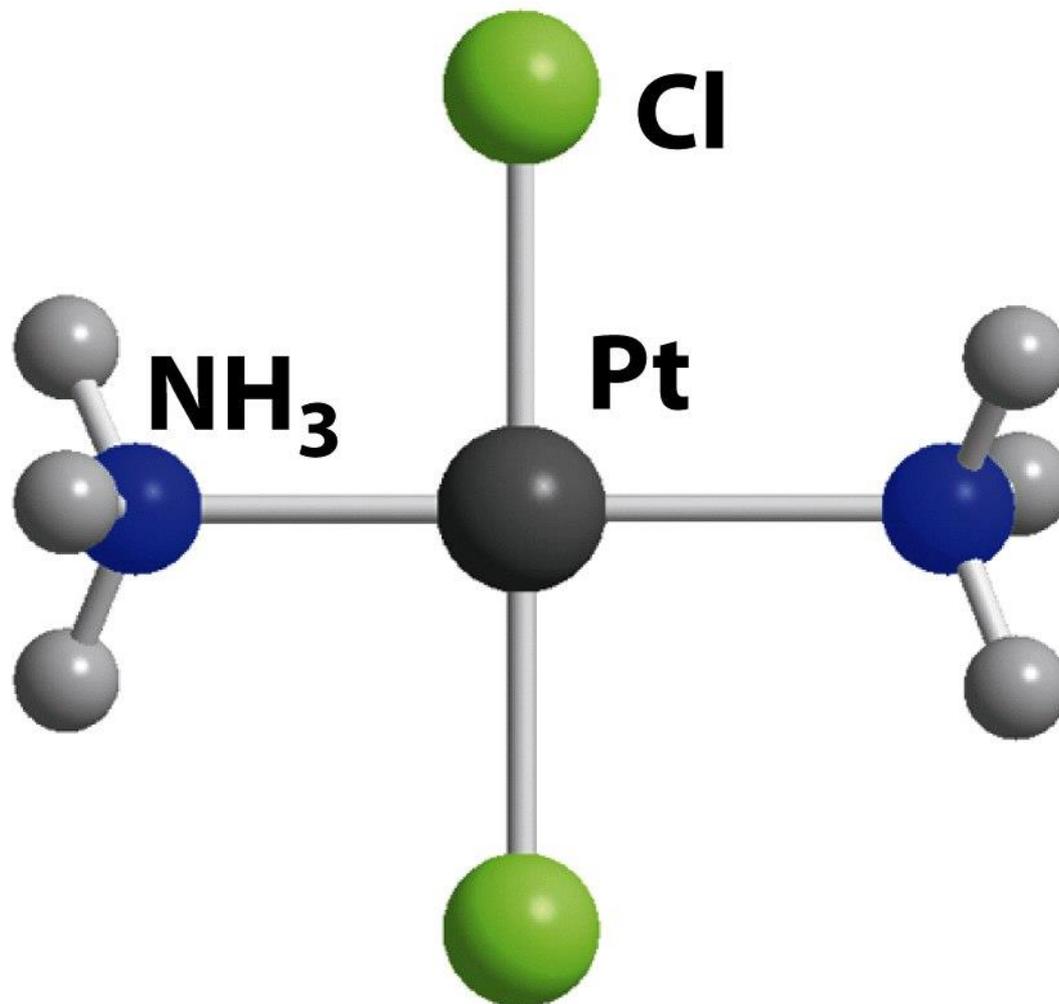
Isometria  
geometrica



Structure 8-6

*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong



Isometria  
geometrica



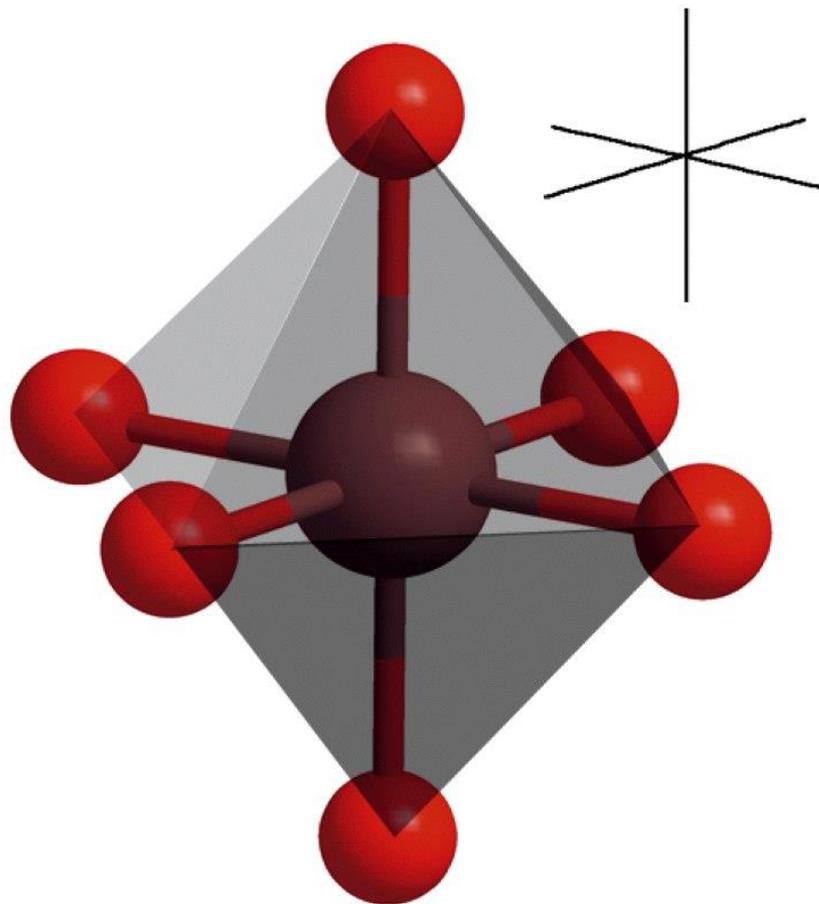
Structure 8-7

*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

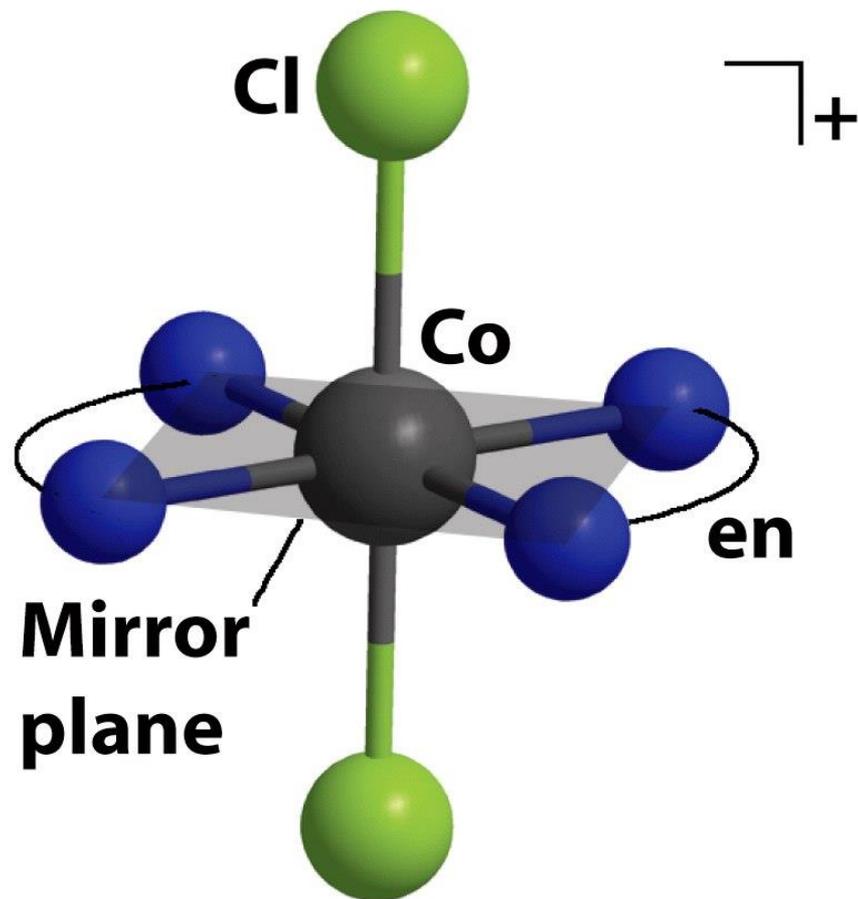
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

# **CN = 6 GEOMETRIA OTTAEDRICA**

Quando i 6 leganti sono uguali ho un ottaedro (figura regolare)



# Ottaedro distorto (distorsione tetragonale)



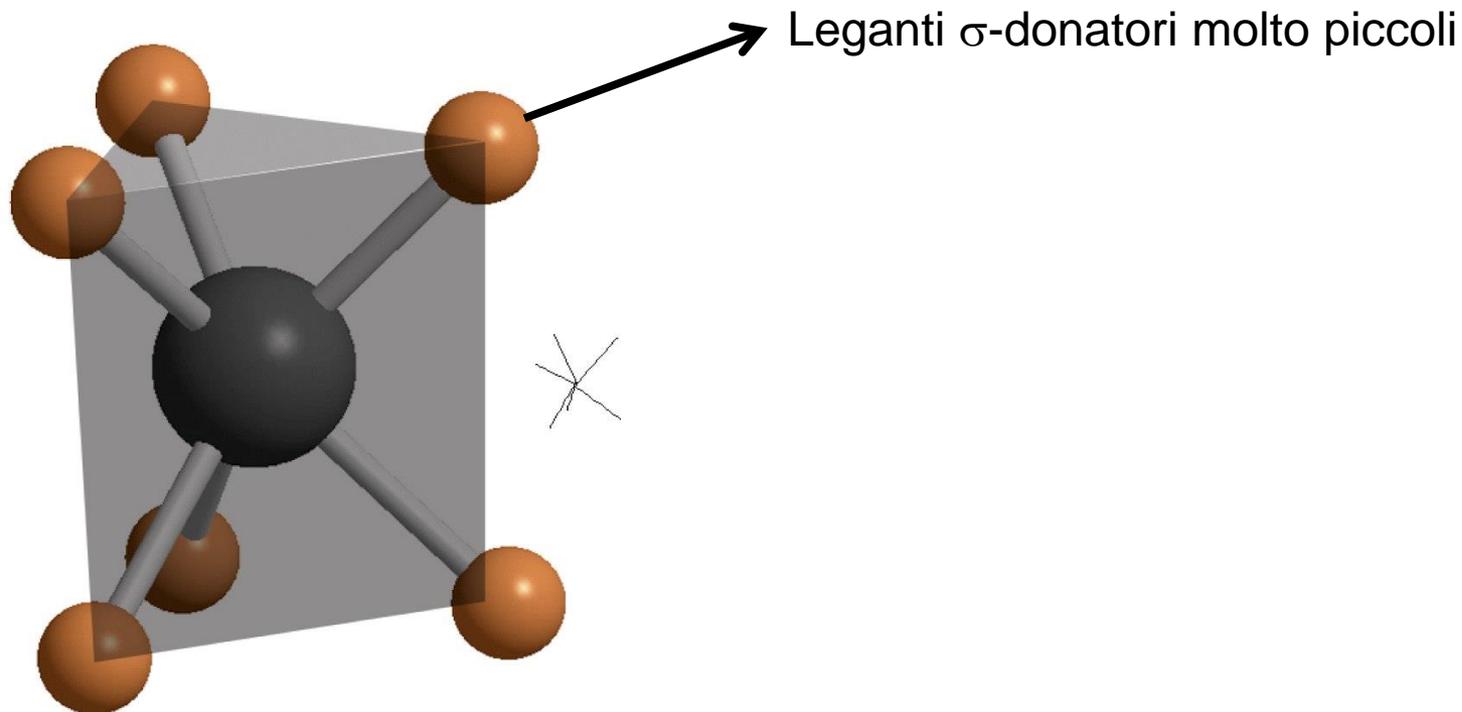
Structure 8-67

*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

# CN = 6 PRISMA TRIGONALE

Rara:  $[\text{Zr}(\text{CH}_3)_6]^{2-}$



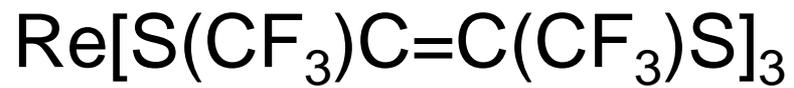
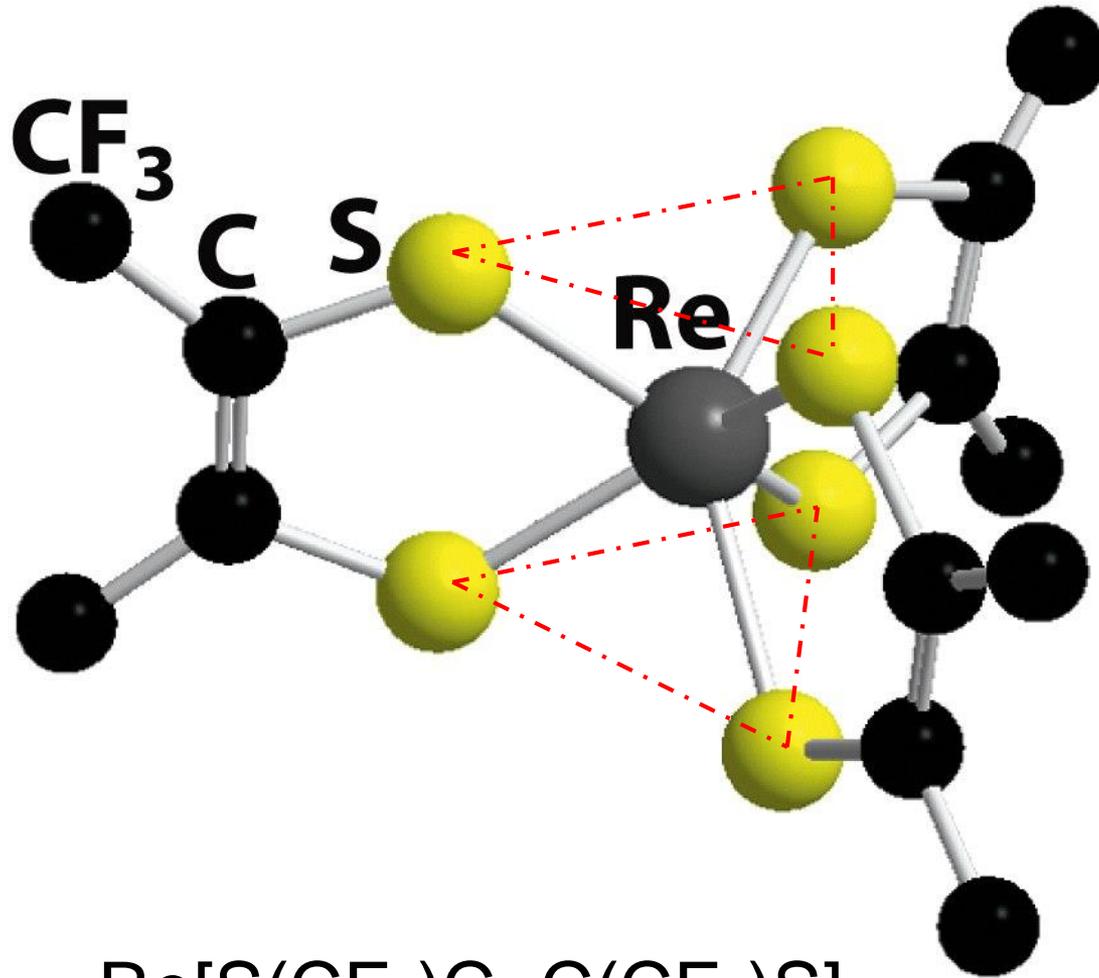
## 14 Trigonal prism, $D_{3h}$

Structure 8-14

Shriver & Atkins *Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

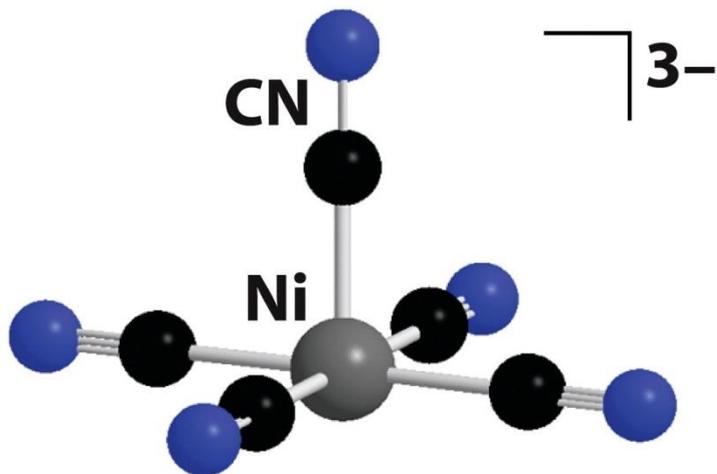
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

*esempio*



**CN = 5**

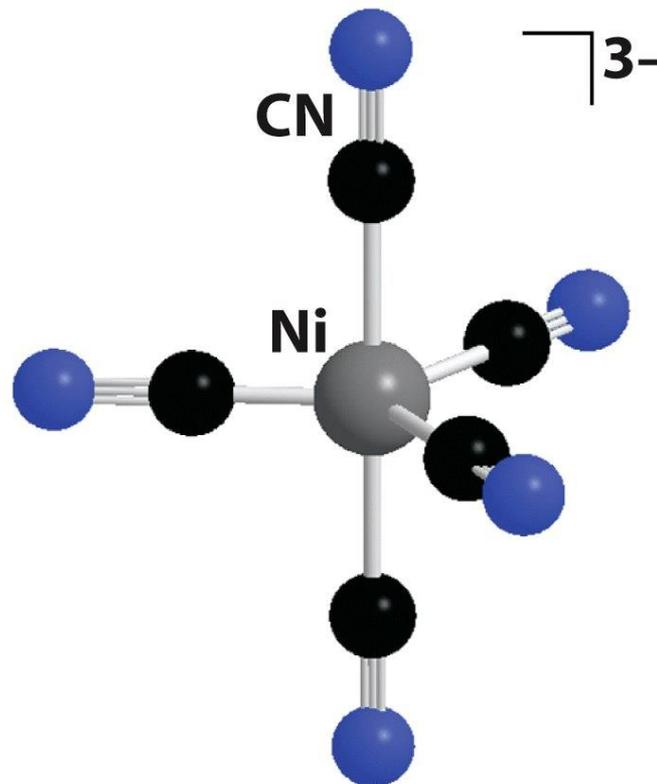
geometria piramidale a base quadrata o bipyramidale a base triangolare



**11**  $[\text{Ni}(\text{CN})_5]^{3-}$ , square pyramidal

Structure 8-11  
*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*  
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

In soluzione, le due forme si interconvertono rapidamente

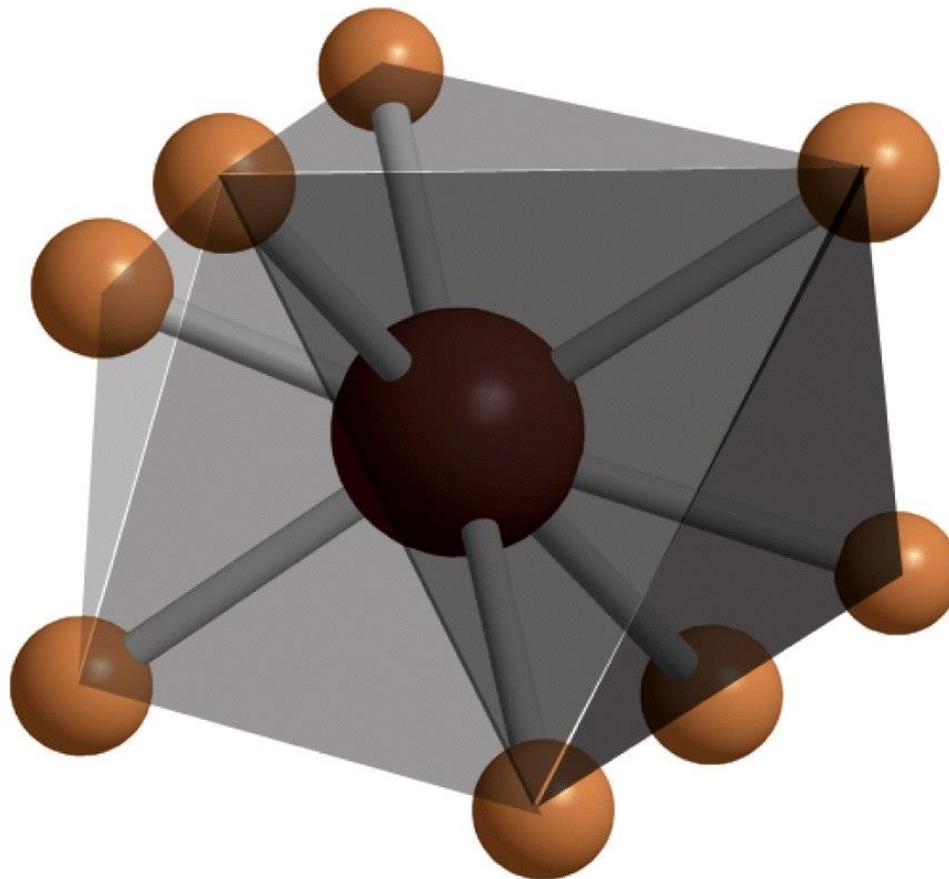


**12**  $[\text{Ni}(\text{CN})_5]^{3-}$ , trigonal bipyramidal

Structure 8-12  
*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*  
© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

# Numeri di coordinazione più alti

CN = 8

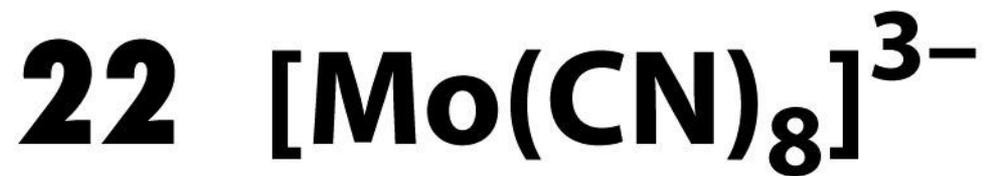
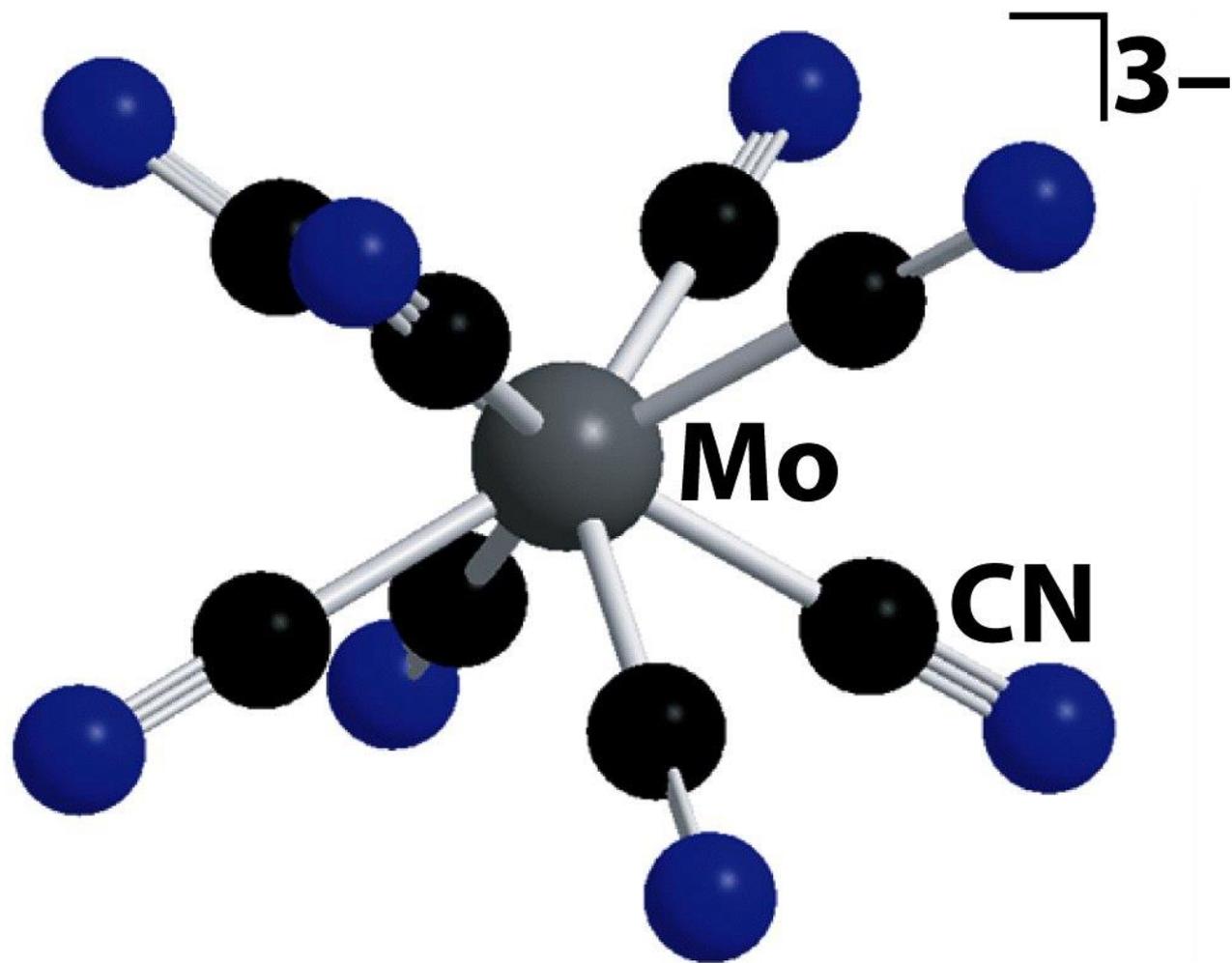


## 21 Dodecahedron

Structure 8-21

*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

© 2006 by D.F. Shriver, P.W. Atkins, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller, and F.A. Armstrong



Structure 8-22

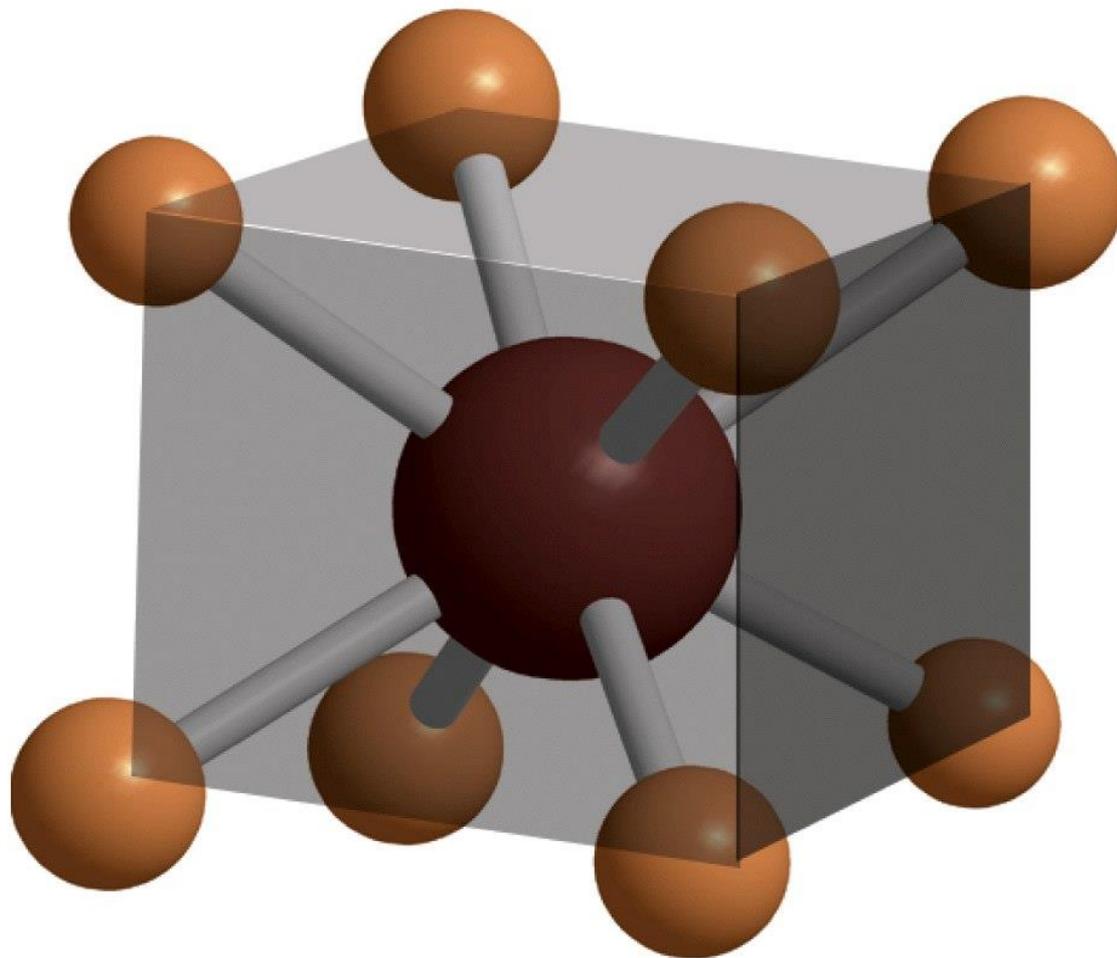
*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

**$CN = 8$**

**Geometria cubica**

**molto rara nei  
complessi**



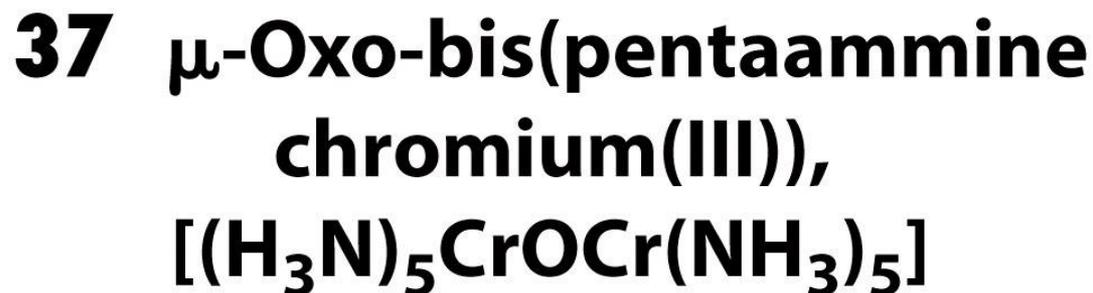
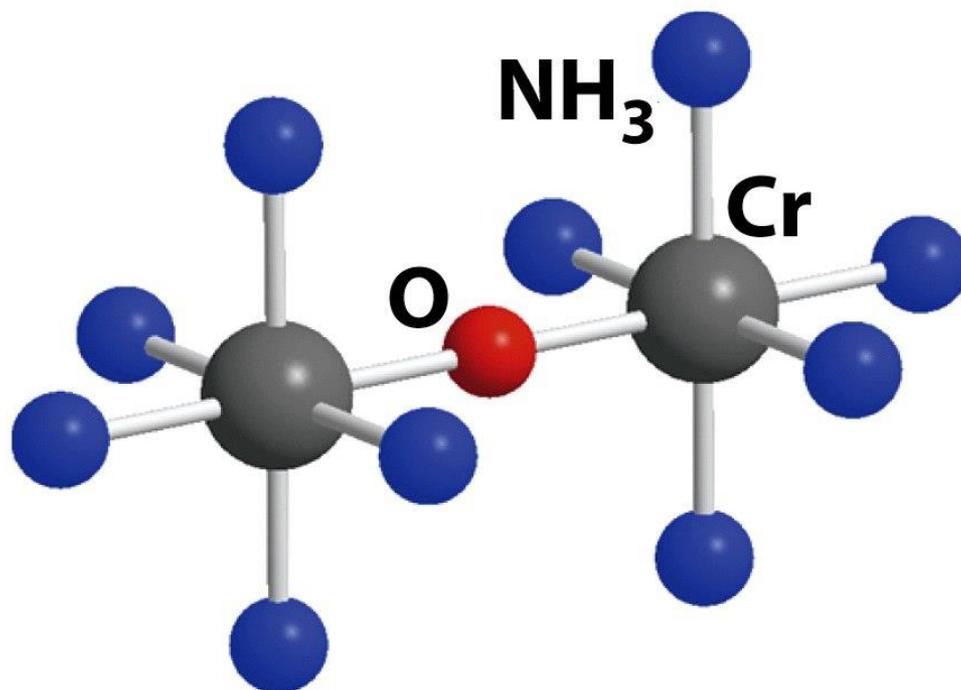
**24 Cube**

**Structure 8-24**

***Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition***

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

# Complessi polinuclearari



Structure 8-37

*Shriver & Atkins Inorganic Chemistry, Fourth Edition*

© 2006 by D. F. Shriver, P. W. Atkins, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, and F. A. Armstrong

# Principali Tecniche per analisi

- Diffrazione a raggi X (distanze di legame e angoli di legame)
- NMR (risonanza magnetica nucleare)
- ESR (risonanza paramagnetica elettronica)
- Spettroscopia vibrazionale (IR)
- Spettroscopia elettronica (UV-vis): assorbimento ed emissione
- Tecniche elettrochimiche: voltammetria ciclica
- Spettrometria di massa: ESI