

Tema 2

BIOINORGÁNICA

COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

1ra Parte

Objetivos de la sesión:

Al finalizar este tema los alumnos tendrán claros los conceptos siguientes:

- a) Compuesto de coordinación,
- b) ligante,
- c) carga de un complejo,
- d) Tipos de ligantes según su denticidad,
- e) números de coordinación
- f) geometrías relacionadas,
- g) nomenclatura de ligantes y complejos
- h) Tipos de isomería que presentan los compuestos de coordinación
- i) Los alumnos deberán realizar un resumen de lo visto en la Sesión al finalizar la misma**

Compuesto de coordinación o complejo: *Es el compuesto formado por un átomo o ión central unido a uno o más ligantes, L, L',....etc.*

El átomo o ión central y el ligante deben ser capaces de existir en condiciones químicas significativas.

Ejemplos: $[\text{AlF}_6]^{3+}$, $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, $[\text{Tl I}_4]^-$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, etc..

La mayor parte de los complejos o compuestos de Coordinación involucran **metales de transición** como átomo o ión central, sin embargo, los complejos desempeñan un papel importante en la química de todos los **elementos electropositivos**.

Casi toda la química de los cationes en solución involucra la formación de iones complejos: $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
etc....

fórmula general: $[M(L)_m]^{n(+, -, 0)}$

M = ión central

L= ligandos

m = número de ligandos coordinados al
metal

n = carga del ión complejo

CARGA

$[Co(NH_3)_6]^{3+}$, complejo catiónico

$[PtCl_6]^{2-}$, complejo aniónico

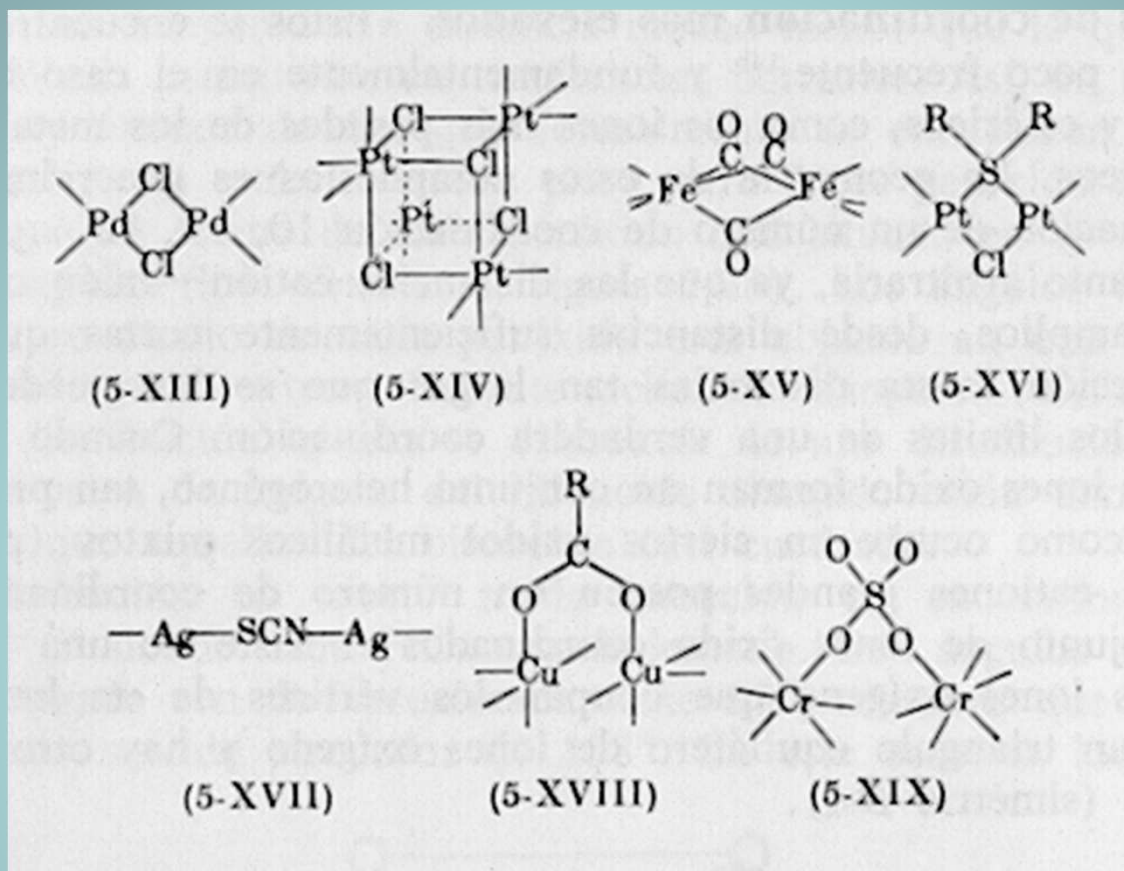
$Ni(OH)_2$, complejo neutro

LIGANDOS

En principio es todo ión o molécula capaz de actuar como donador de electrones en una o más uniones coordinadas.

Monodentados: *Emplean sólo un átomo por vez* (y consecuentemente sólo un par de electrones) ocupando una sola posición en la esfera de coordinación del átomo o ión central (Ejemplos: **halogenuros**, **CN⁻**, **SCN⁻**, **NO₂⁻**, etc.)

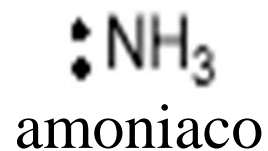
Un ligante monodentado puede además ocupar posiciones en dos y aún tres iones metálicos diferentes (puente).



Algunos ligandos poliatómicos monodentados pueden utilizar más de un átomo como donores, p. ej. SCN^- , R-COO^{2-} , SO_4^{2-}

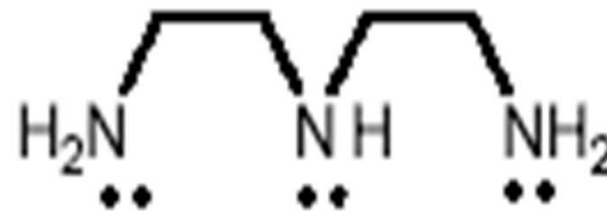
Polidentados: *Ligantes que poseen dos o más átomos que pueden servir simultáneamente como donores.*

Algunos ejemplos de ligantes *mono-* y *polidentados* conteniendo átomos de N como donador



en

etilendiamina



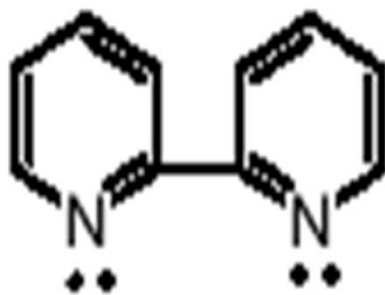
dien

dietilendiamina



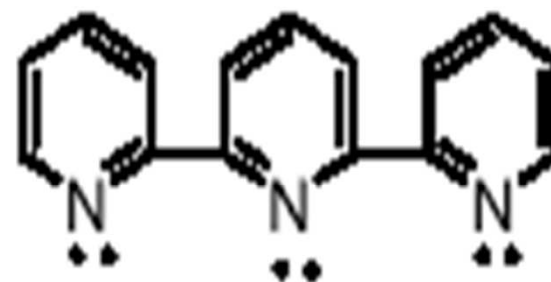
py

piridina



bpy

bipiridina



tpy

terpiridina

TABLA 5-2

ALGUNOS LIGANTES POLIDENTADOS

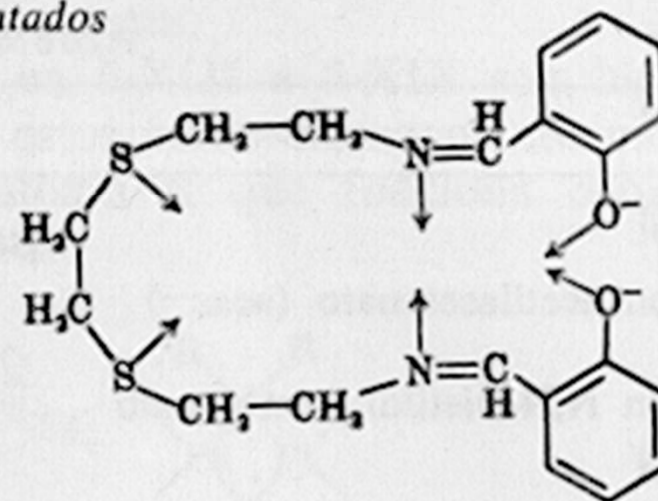
Nombre	Fórmula
<i>Algunos Ligantes Bidentados</i>	
Ion acetilacetonato (acac ⁻)	
Ion N,N-Dietilditiocarbamato	
2,2'-Dipiridilo (dipy)	
o-Fenilenbisdimetilarsina (dirs)	
<i>Algunos Ligantes Tridentados</i>	
Dietilentriamina (dien)	
Anión del ácido iminodiacético	
<i>Algunos Ligantes Tetradentados</i>	
Trietilentetramina (trien)	
Anión del ácido nitrilotriacético	
<i>Ligante Pentadentado</i>	
Anión del ácido etilendiaminotriacético	

Nombre

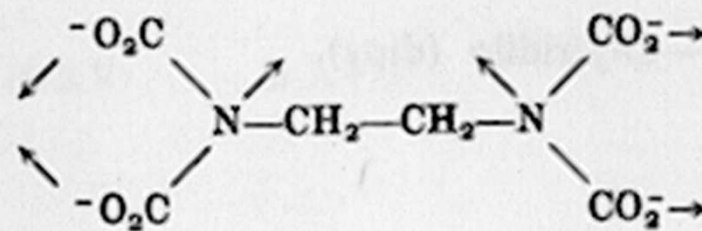
Fórmula

Algunos Ligantes Hexadentados

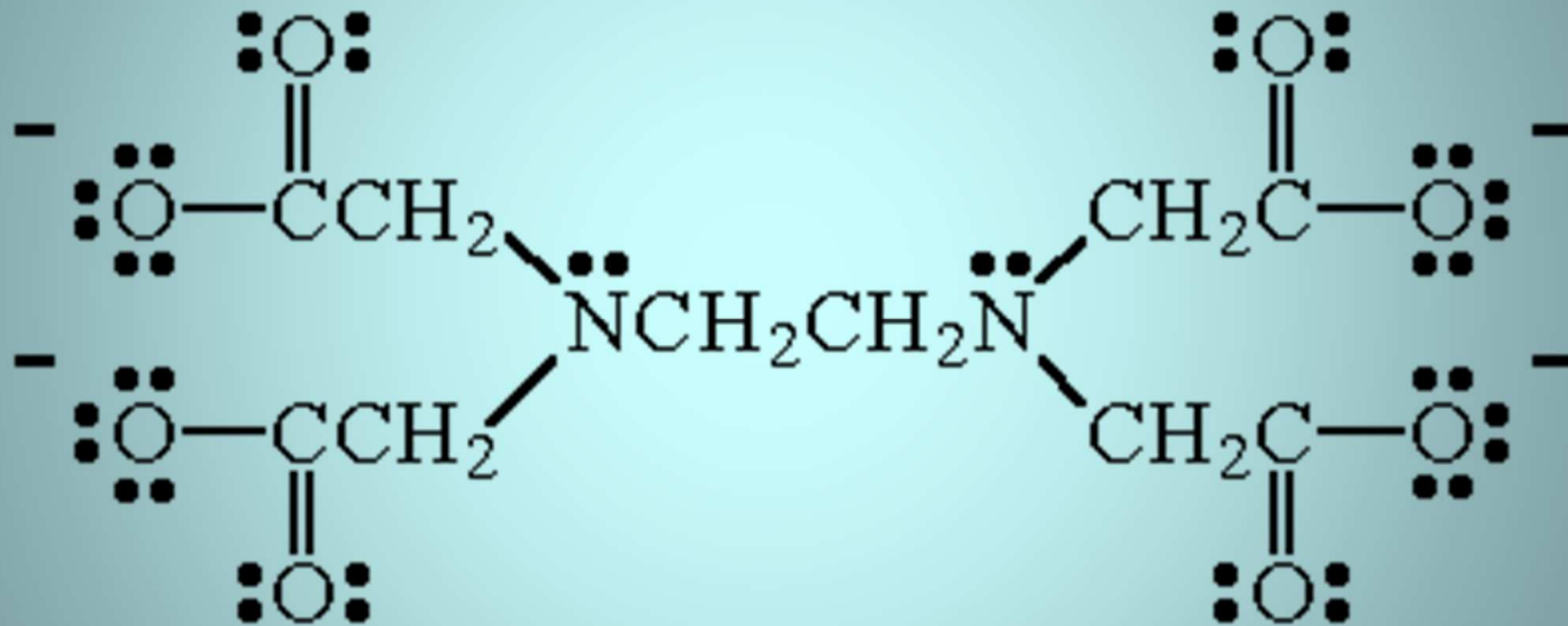
1,8-bis (salicilidenamino) -3,6-ditiaoctano



Anión del ácido etilendiamintetracético (EDTA)



EDTA



TAREA 1

Usos del ácido etilendiamino tetraacético (EDTA)

Tipos de Ligantes, según carga

Los ligantes se clasifican en: **Ligantes Aniónicos** y **Ligante Neutros.**

➤ LIGANTES NEUTROS:

H_2O : Acuo CO : Carbonil $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$: Piridin

NH_3 : Amino N_3 : Azida

➤ LIGANTES ANIÓNICOS:

Br^- : Bromo Cl^- : Cloro CN^- : Ciano OH^- : Hidroxo

CO_3^{2-} : Carbonato $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$: Oxalato O^{2-} : Oxo

O_2^{2-} : Peroxo HS^- : Mercapto S_2^{2-} : Tio

Quelatante: Ligantes polidentados cuya estructura permite la combinación de dos o más do-nantes al mismo ión metálico.

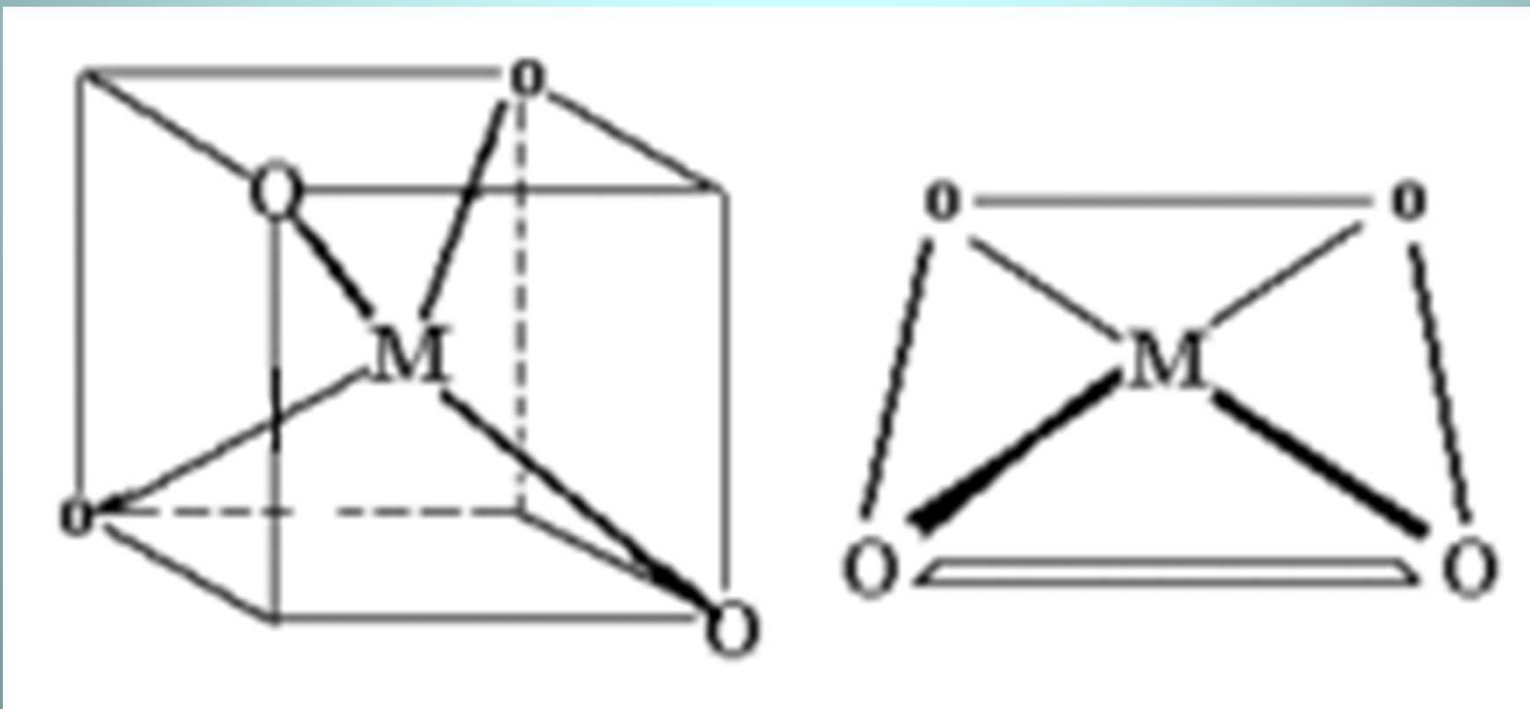
El **número de coordinación** en el caso de los complejos metálicos es el número de **ÁTOMOS COORDINANTES** unidos al ion metálico central.

NÚMEROS DE COORDINACIÓN

Coordinación dos: Lineal. Ejemplo: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

Coordinación cuatro: Plana cuadrada o tetraédrica.

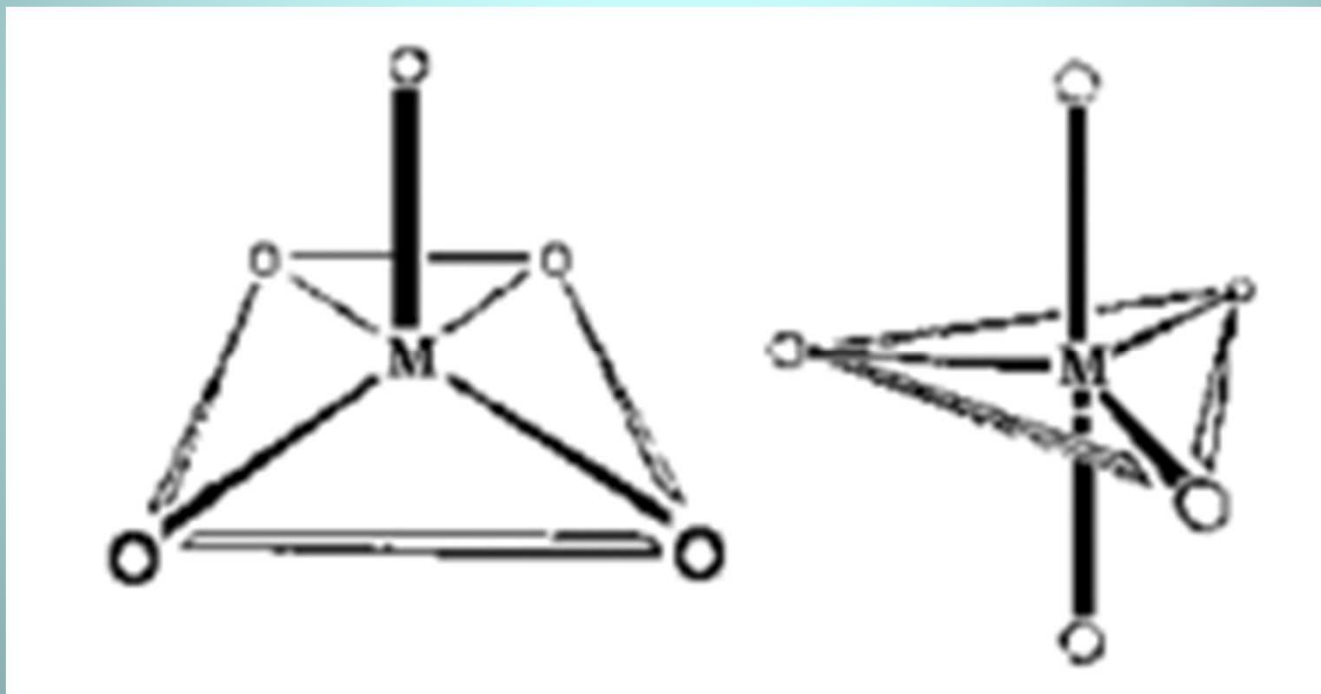
Ejemplos: $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ (plana cuadrada), $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ (tetraédrica)



Coordinación cinco: Piramidal cuadrada o bipyramidal trigonal.

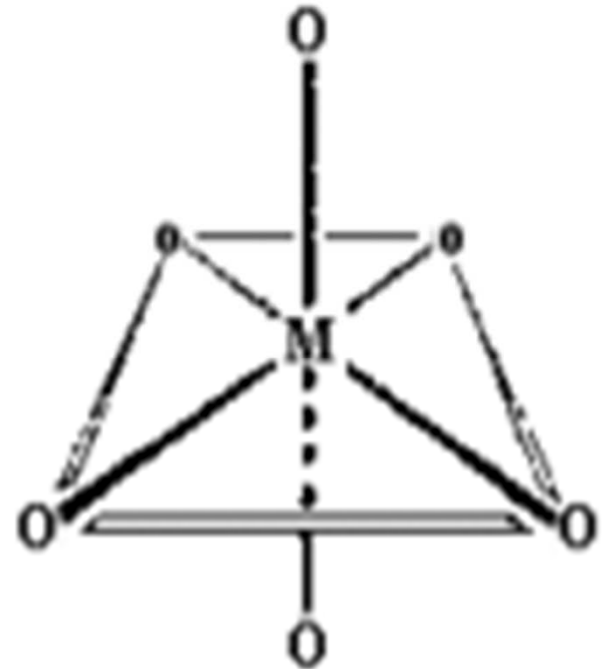
Ejemplo: $[\text{Ni}(\text{CN})_5] \cdot 1,5 \text{H}_2\text{O}$

(exhibe ambos tipos de coordinación en la misma estructura cristalina)



Coordinación seis: Octaédrica, prisma trigonal y hexagonal
La más común es la octaédrica regular.

Ejemplo: $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

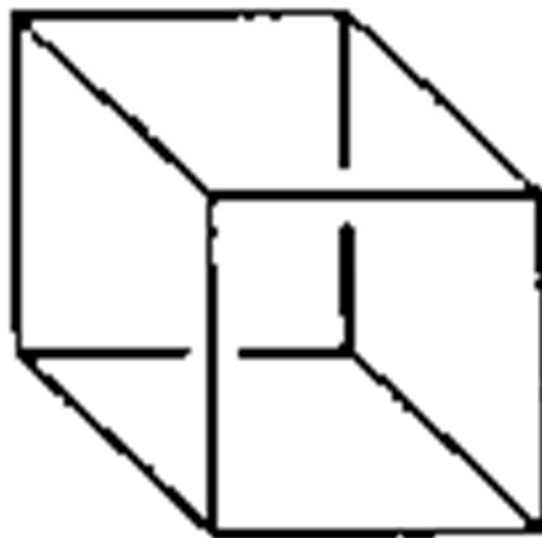


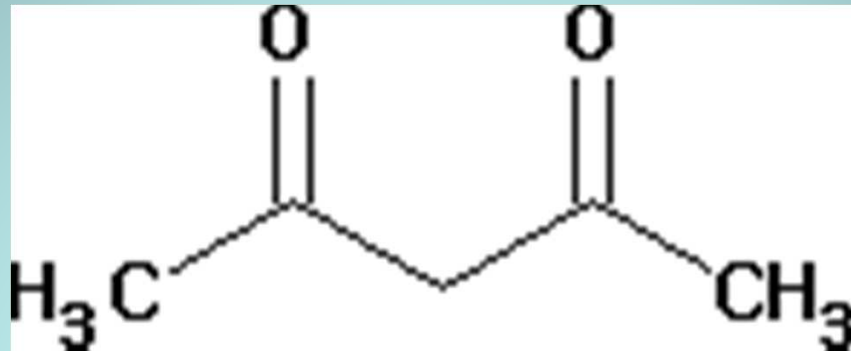
Coordinación ocho: Dodecaédrica, cúbica o antiprisma cuadrado.

Ejemplos:

Antiprisma cuadrado: $[\text{ReF}_8]^{2-}$

Dodecaédrica: $\text{Zr}(\text{acac})_2(\text{NO}_3)_2$





ACAC (acetil acetona)

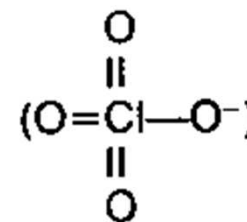
Reglas de Formulación y Nomenclatura...

- Para *escribir la fórmula* de los complejos se coloca en primer lugar el símbolo del átomo o ion central y a su derecha se van anotando primero los ligandos iónicos y luego los neutros, siguiendo dentro de cada clase un orden alfabético (orden basado en el símbolo de los átomos enlazados al ion central):

$[\text{Fe}(\text{CN})_5(\text{H}_2\text{O})]^{2-}$ los iones CN^- ($-\text{C} \equiv \text{N}$) antes que la molécula neutra de H_2O

$[\text{NiCl}_3(\text{ClO}_4)]^{2-}$ los iones Cl^- antes que el ion ClO_4^-

$[\text{CrF}_4\text{O}]^-$ los iones F^- antes que el ion O^{2-}



- Al nombrar dichos compuestos, primero se mencionan los ligandos en orden alfabético: los ligando aniónicos se citan como tales (H⁻, hidruro; HSO₃⁻, hidrógenosulfito; ClO₄⁻, perclorato, etc..). Sin embargo, algunos tienen nombres algo modificado:

ANION	NOMBRE
F ⁻	Fluoro
Cl ⁻	Cloro
Br ⁻	Bromo
I ⁻	Yodo
O ²⁻	Oxo
OH ⁻	Hidroxo
O ₂ ²⁻	Peroxo
HS ⁻	Mercapto
S ²⁻	Tio
CN ⁻	ciano

NOMENCLATURA

Forma de nombrar los ligantes:

Los **ligantes aniónicos** terminan en “o”.

Ejemplos: Cl^- (cloro), SCN^- (tiocianato), SO_4^{2-} (sulfato), OH^- (hidroxo), CN^- (ciano), NH_2^- (amido), O_2^{2-} (peroxo), etc.

Casos particulares: El SCN^- puede coordinar por el N (tiocianato-N) o por el S (tiocianato-S). El NO_2^- puede coordinar por el N (nitro) o por el O (nitrito).

Ejemplos:

$(NH_4)_3[Cr(NCS)_6]$ hexa(tiocianato-N) cromato (III) de amonio.

$(NH_4)_2[Pt(SCN)_6]$ hexa(tiocianato-S) platinato (IV) de amonio.

Para los **ligantes neutros** los nombres no son sistemáticos.

Ejemplos: H_2O (acu), NH_3 (amino), CO (carbonilo), NO (nitrosilo), etc

Para despertar

Ejercicios...



- 1. ¿Cuál es el número de oxidación del metal central en $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$?
- 2. ¿Cuál es la carga del complejo formado por un ion metálico de platino (IV) rodeado por tres moléculas de amoniacó y tres iones bromuro?. Escriba además la fórmula del ion complejo.
- 3. Dado que un ion complejo contiene un cromo (III) enlazado a cuatro moléculas de agua y a dos iones cloruro, escriba la fórmula.

Forma de nombrar iones complejos :

- a. Si el complejo es iónico, los cationes se mencionan al final (sean o no complejos).
- b. Al nombrar un complejo, sea catiónico o neutro, se enumeran los ligantes, comenzando por los más negativos, después se menciona el átomo central, seguido por un numeral romano entre paréntesis que indica su número de oxidación. Para el estado de oxidación cero se emplea (0).
- c. Si el complejo es un anión, se agrega al nombre del átomo central el sufijo *-ato*, siguiendo el número de oxidación.
- d. El número de ligantes se especifica por: *di-*, *tri-*, *tetra-*, *penta-* y *hexa-*.

¿Como se trata con ligantes complicados?

Si los ligantes tienen nombres polisilábicos y contienen prefijos numéricos, se les encierra entre paréntesis y el número se indica mediante los prefijos *bis*, *tris*, *tetraquis*, *pentaquis*, *hexaquis*.

Ejemplos:

$[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$; Cloruro de tris(etilendiamina)cobalto(III)

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_2](\text{NO}_3)_3$; Nitrato de bis(dietilentriamina)cobalto(III)

Ejemplos de nomenclatura:

$[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; Cloruro de cloropentaminrutenio(III)

$\text{K}_3[\text{Mn}(\text{CN})_6]$; Hexacianomanganato(III) de potasio

$[\text{Fe}(\text{PPh}_3)_3\text{Cl}_2]$; Cloruro de tris(trifenilfosfina)hierro(II)

$\text{K}[\text{PtCl}_3(\text{CH}_2=\text{CH}_2)]$; Tricloroetilenplatinato(II) de potasio

$[\text{Rh}(\text{CO})(\text{Cl})(\text{PPh}_3)_2]$; Clorocarbonilobis(trifenilfosfina)-rodio(I)

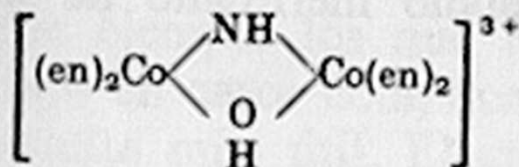
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})](\text{NO}_3)$; nitrato de hidroxotriacuodiamincromo(II)

Complejos polinucleares con puentes

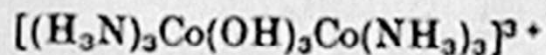
Un ligante que funciona como puente se indica con el símbolo μ - antes de su nombre. El símbolo μ - debe repetirse delante de cada grupo puente.



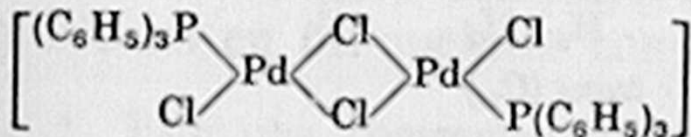
Triclorotalio (III) - μ -triclorotriclorotalio-
de potasio o hexacloro- μ -triclorodita-
lio(III) de potasio



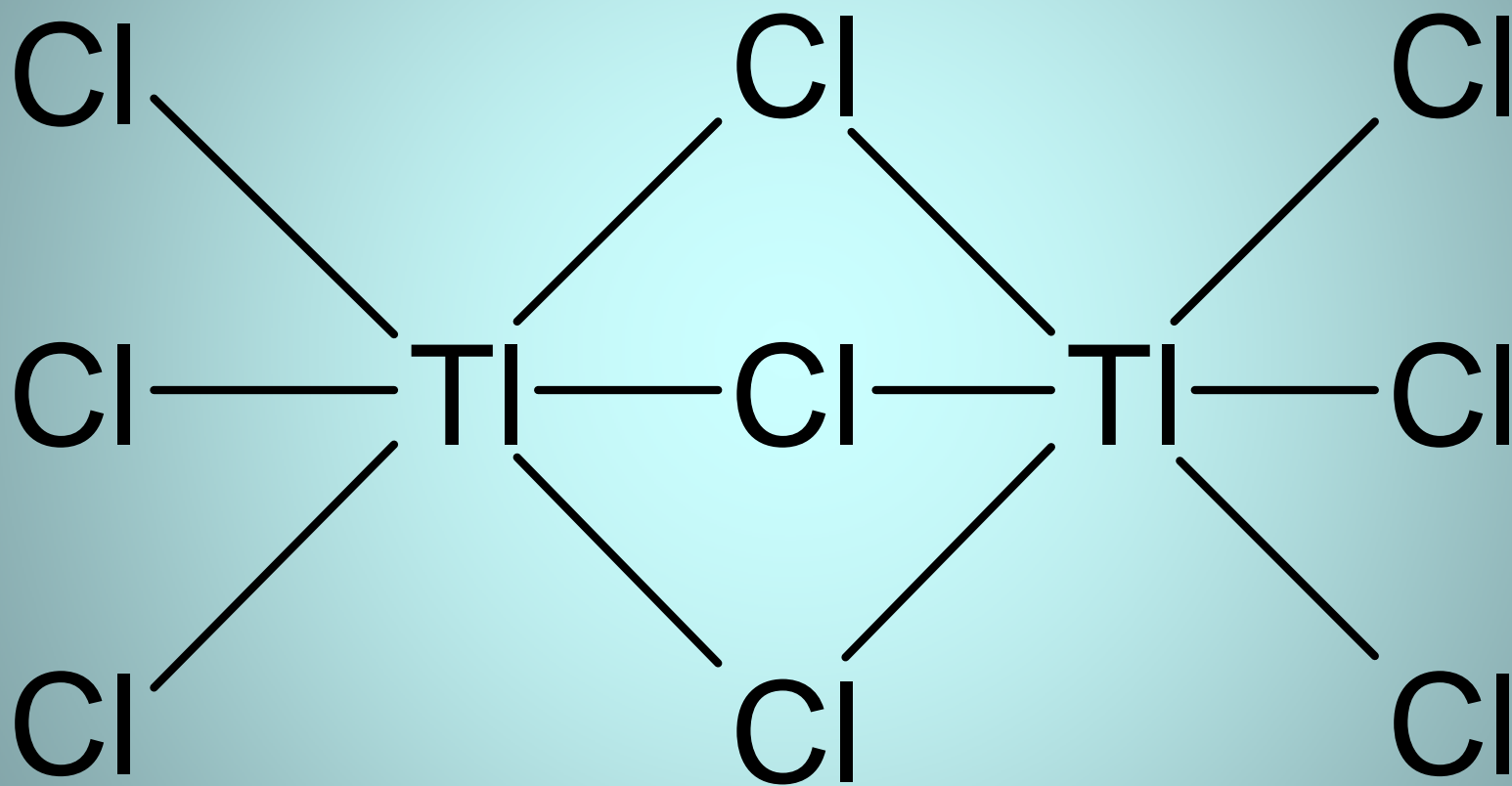
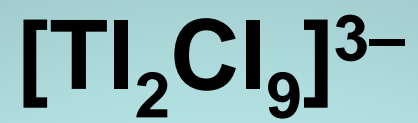
Bis(etilendiamina) cobalto (III) - μ -imido-
 μ -hidroxobis-(etilendiamina)
cobalto (III)



Triamincobalto (III) - μ -trihidroxotri-
amincobalto (III)



Clorotrifenílfosfinpaladio (II) - μ -
dicloroclorotrifeníl-
fosfinpaladio (II)



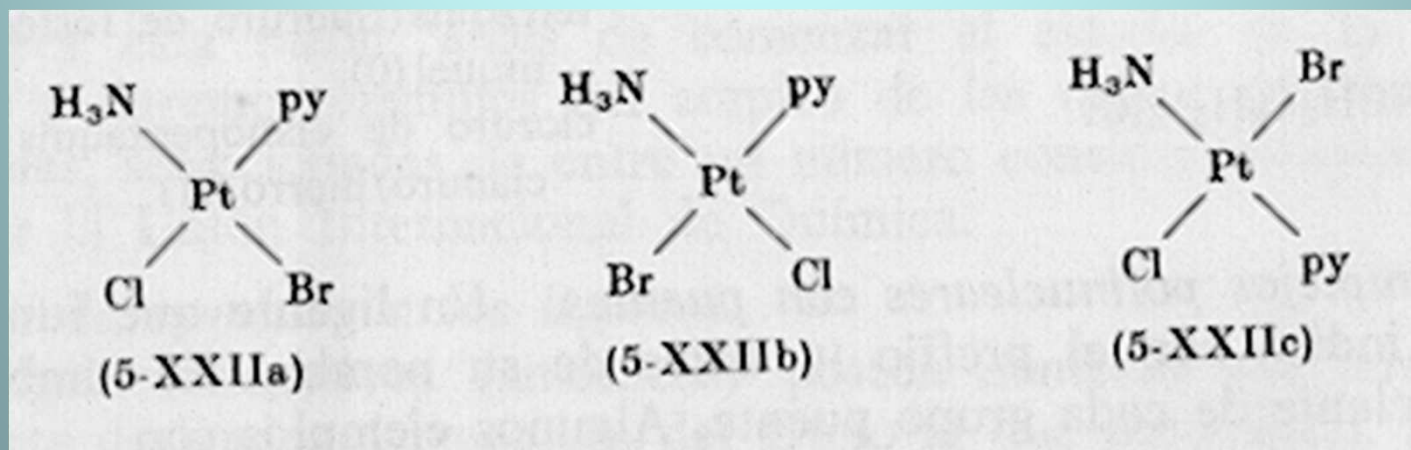
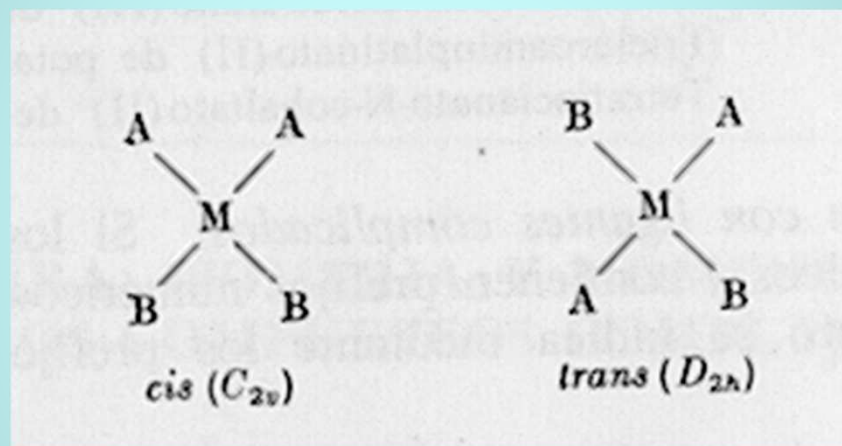
Algo de práctica?

1. Hexacianovanadato (II) de calcio
2. tetracloroplatinato (II) de potasio
3. carboniltris(tiocianato)cobaltato (I) de sodio
4. hexacianoferrato (II) de amonio
5. hexacianoferrato (III) de amonio
6. Pentacianonitrosilferrato (III) de amonio
7. cloruro de pentaamminaclorocromo (III)
8. cloruro de tetraamminadichlorocromo (III)
9. sulfato de hexaaquazinc
10. nitrato de tetraamminacadmio

ISOMERÍA

Isomería Geométrica:

Complejos **planos cuadrados** del tipo MA_2B_2 , MA_2BC y $MABCD$ presentan isomería *cis-trans*

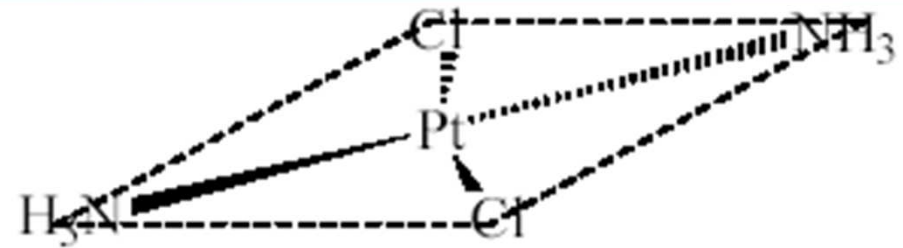


Cis-diamindicloroplatino (II)

Trans-diamindicloroplatino (II)



Isómero Cis

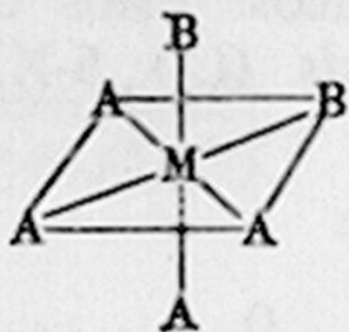


Isómero trans

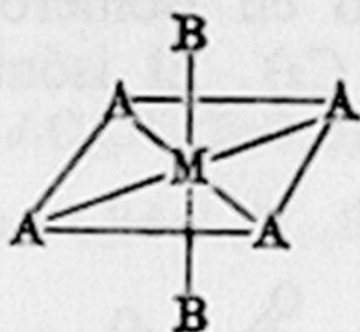
Barnett et al descubrieron en 1967 que el cisplatino era activo contra cáncer testicular mientras que su isómero trans era inactivo.

El isómero trans es biológicamente inactivo

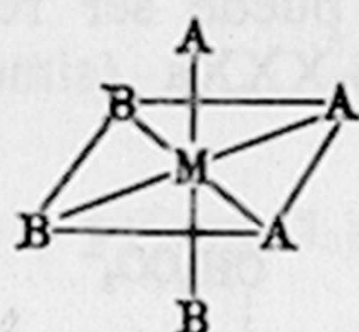
Complejos **octaédricos** del tipo MA₄B₂ y MA₃B₃ presentan isomería *cis-trans*



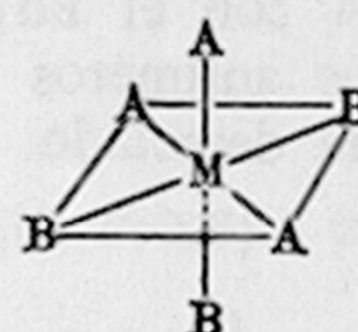
(5-XXVa)



(5-XXVb)



(5-XXVIa)

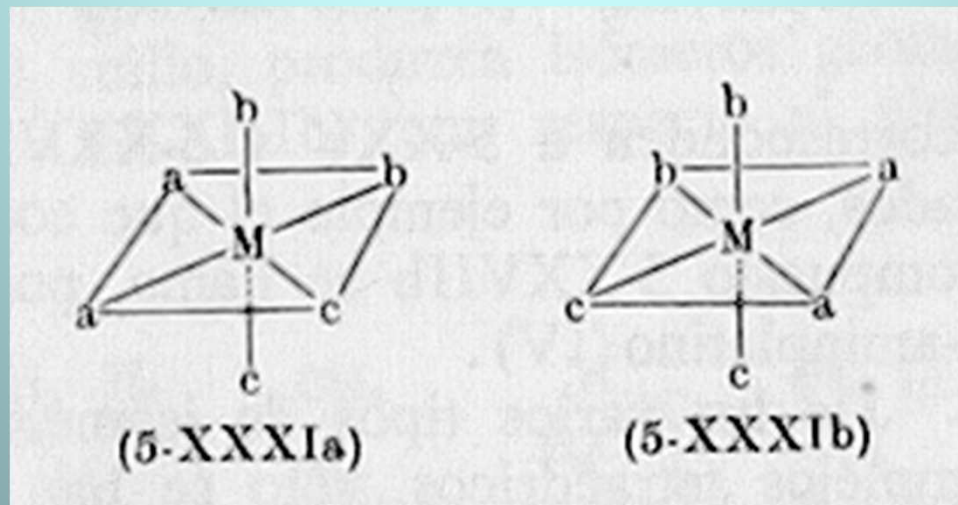


(5-XXVIb)

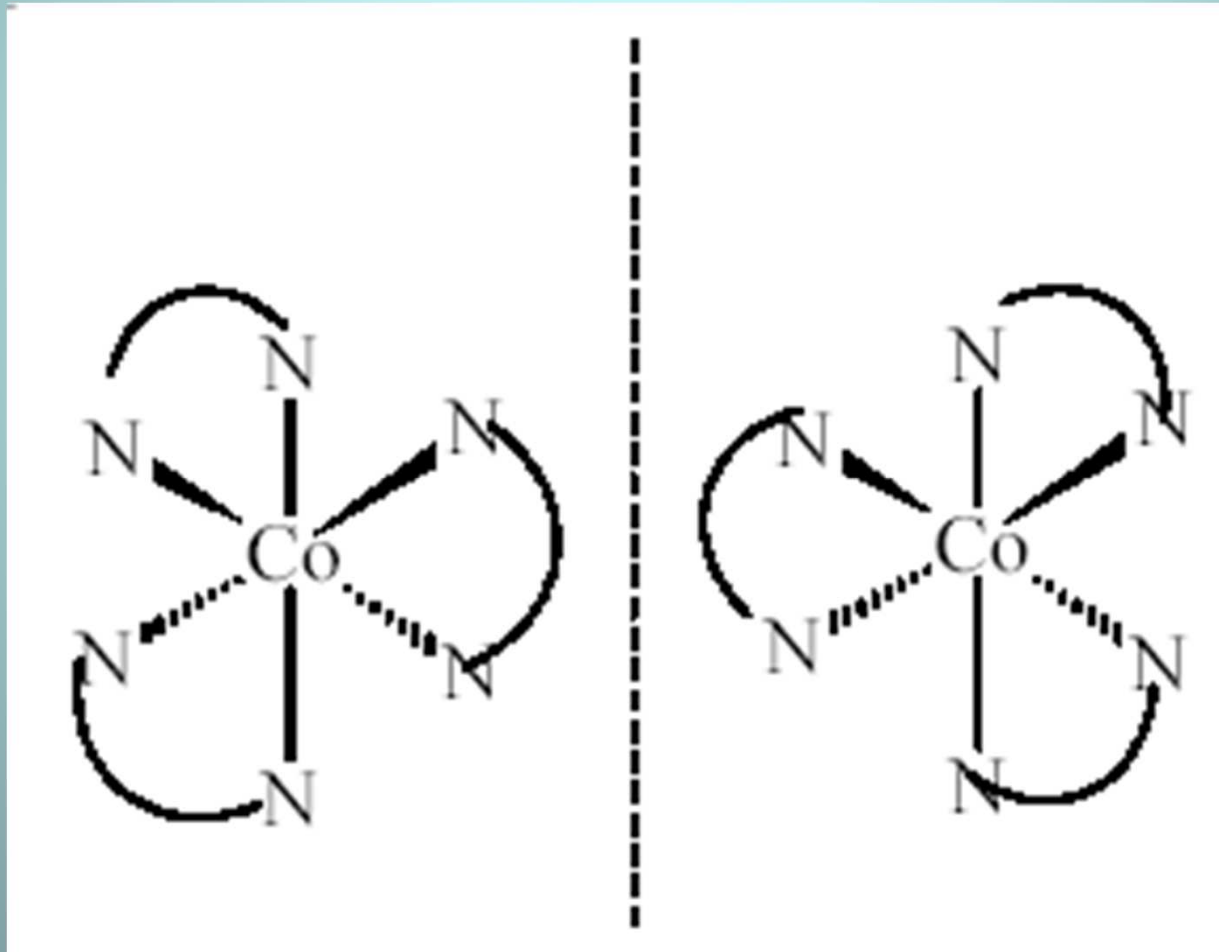
Isomería óptica:

Los más importantes se encuentran entre los **complejos octaédricos**.

En complejos **no quelatados** se pueden producir isómeros ópticos con tres o más diferentes clases de ligantes y con no más de dos de una misma clase, esto es: $[Ma_2b_2c_2]$, $[Ma_2b_2cd]$, $[Ma_2bcde]$ y $[Mabcdef]$.



Isomería óptica: ocurre cuando una molécula y su imagen no son superponibles. Cada isómero recibe el nombre de enantiómero y se dice que la molécula es quiral.



Isomería de ionización:

Compuestos que tienen la misma composición pero que en solución dan distintos iones.

Ejemplos:

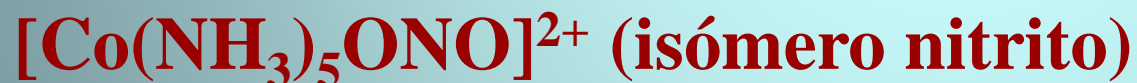
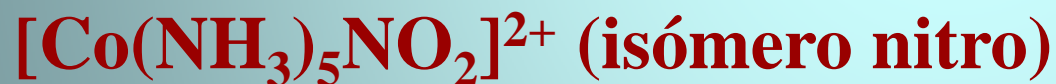




Isomería de enlace:

Se presenta con ligantes que pueden coordinarse en más de una forma.

Ejemplos:



Isomería de Coordinación:

En compuestos en los que tanto el anión como el catión son complejos, puede variar la distribución de los ligantes.

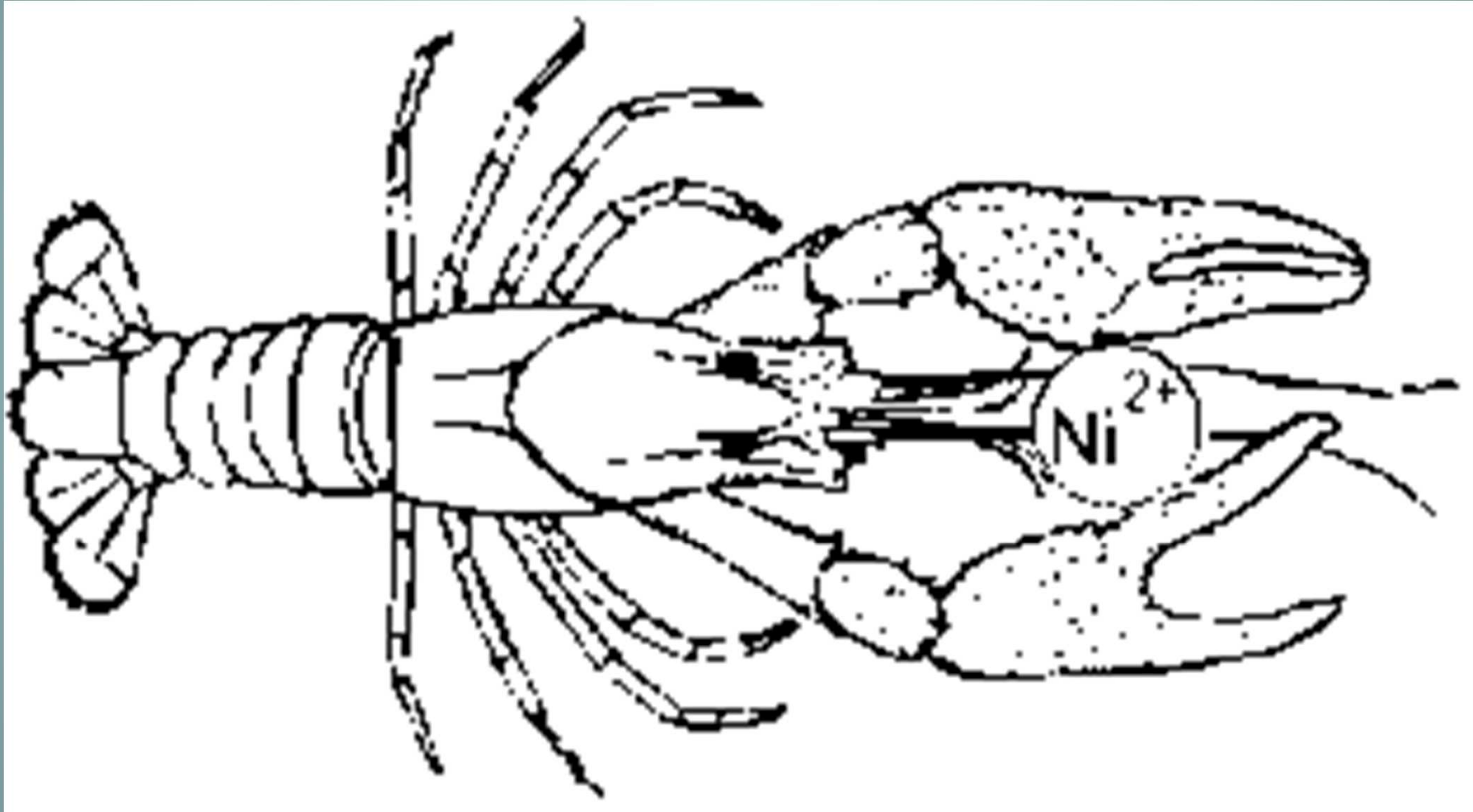
Ejemplos:



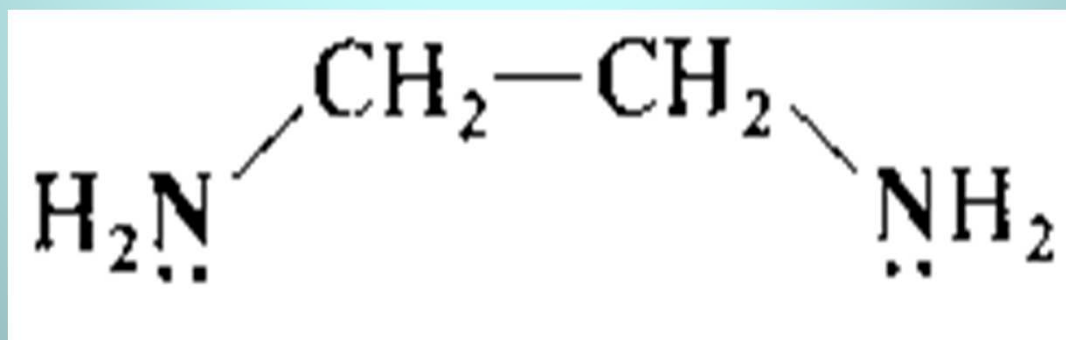
Quelatos.

- Los ligandos como NH_3 y Cl^- se denominan **ligandos monodentados** (latin, “un diente”).
- Estos ligandos tienen un átomo donador simple y son capaces de ocupar solamente un sitio en una esfera de coordinación.
- Algunos ligandos tienen **dos o más átomos donadores** que pueden coordinarse simultáneamente a un ion metálico, ocupando por lo tanto, **dos o más sitios de coordinación.**

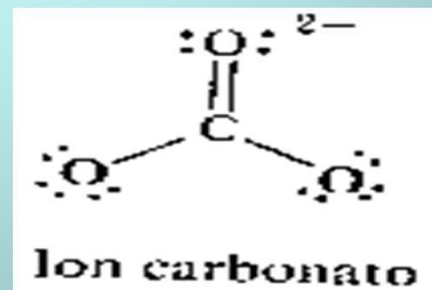
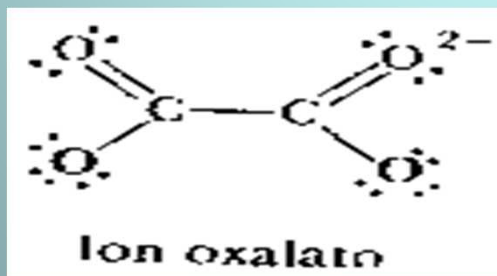
**Chely (griego) → Chela (inglés) → Quelato (español)
Pinzas de la langosta de mar**



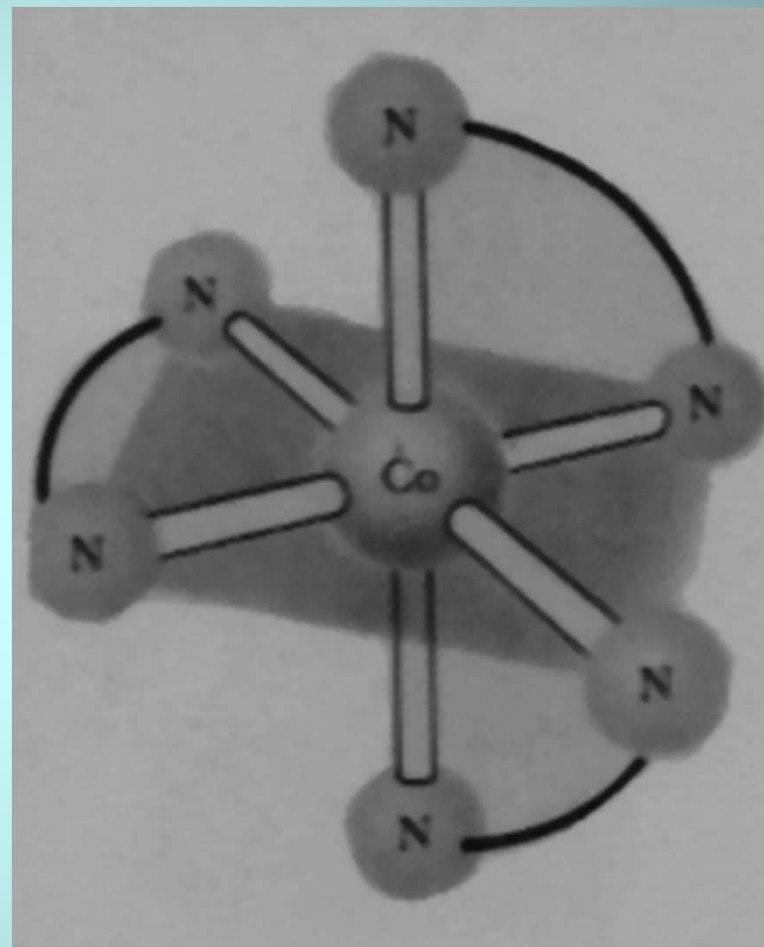
- Se denominan ligandos polidentados.
- Como parecen fijar el metal entre dos o más átomos donadores, los ligandos polidentados se llaman también agentes quelantes (griego Kele, “pinza”).
- P. ej., etiléndiamina:



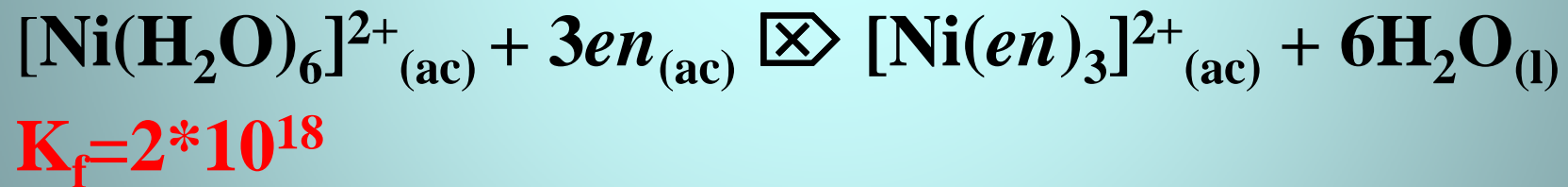
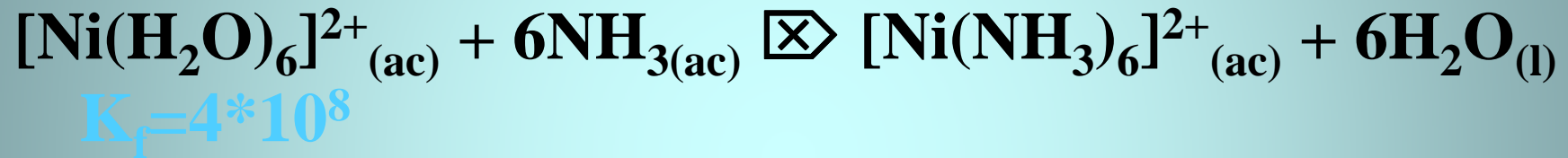
- Este ligando, que se abrevia como *en*, tiene 2 átomos de N que tienen pares de electrones no compartidos.
- Estos átomos donadores están apartados y permiten que el ligando se envuelva alrededor del ion metálico, con los 2 átomos de N acomplejándose simultáneamente con el metal en posiciones adyacentes.
- Es un ligando *bidentado* así como:



- El ion $[\text{Co}(\text{en})_3]^{3+}$ que contiene 3 ligandos de etiléndiamina en la esfera octaédrica de coordinación del cobalto(III).



- En general los agentes quelantes forman complejos más estables que los ligandos monodentados. Esto se ilustra por las K_f para:



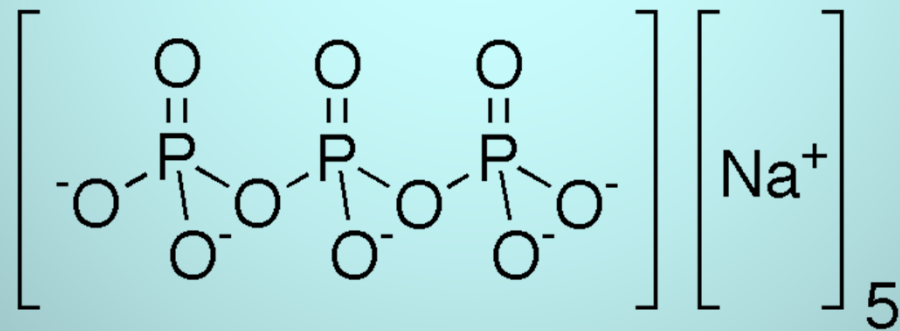
- Aunque en ambos casos el átomo donador es N, $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}_{(\text{ac})}$ tiene una K_f casi 10^{10} veces la del $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}_{(\text{ac})}$

Algunos usos...

- Se usan en alimentos (EDTA) para acomplejar los iones metálicos que se encuentran en muy pequeñas cantidades. (¿?)
- Se usan en medicina para remover iones como Hg^{2+} , Pb^{2+} y Cd^{2+} . . (¿?)
- Se usan en tratamientos de envenenamiento por plomo (administración de $\text{Na}_2[\text{CaEDTA}]$). (¿?)

- Los agentes quelantes se emplean para evitar las reacciones acostumbradas de un ion metálico, sin tener que eliminarlo de la solución.
- P. ej., si un ion metálico interfiere con un análisis químico, se puede acomplejar eliminando su interferencia. El agente quelante encubre al ion.
- También se llaman *agentes secuestrantes*

- Los fosfatos (como tripolifosfato de sodio (**Na₅P₃O₁₀**)) se utiliza para secuestrar iones metálicos del agua dura para que no interfieran con la acción del jabón o detergentes. preservante. Mútageno para el ser humano y letal para algunos ecosistemas acuáticos.



Metales y Quelatos en Sistemas Vivos.

- De 26 elementos que son indispensables para la vida (H, Na, K, C, N, O, S, Ca, etc..), 9 son metales de transición (V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn y Mo).
- Muchas enzimas requieren iones metálicos para actuar.

- Aunque necesitamos pequeñas cantidades, la deficiencia puede provocar enfermedades graves (P. ej., anemia ferropénica).
- La *anemia ferropénica*, corresponde a la más común de las anemias, y se produce por deficiencia de hierro, el cual es necesario para la formación de los hematíes.
- P. ej., deficiencia de Mn en la dieta puede provocar trastornos convulsivos.

ANEMIAS PREMEDULARES (FERROPÉNICAS)



HIERRO EN
EL
ORGANISMO



Eritropoyesis
medular
normal

La capacidad de trabajo disminuye acompañada
de debilidad y fatiga fácil.

publicado en
www.PortalesMedicos.com

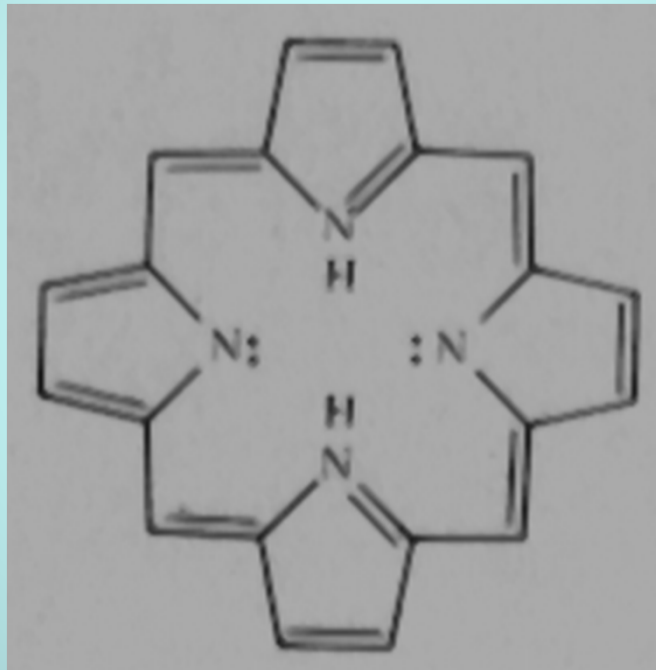
FÁRMACOS UTILIZADOS EN LAS ANEMIAS FERROPÉNICAS

Preparados
ORALES de
hierro

Formas
PARENTERALES

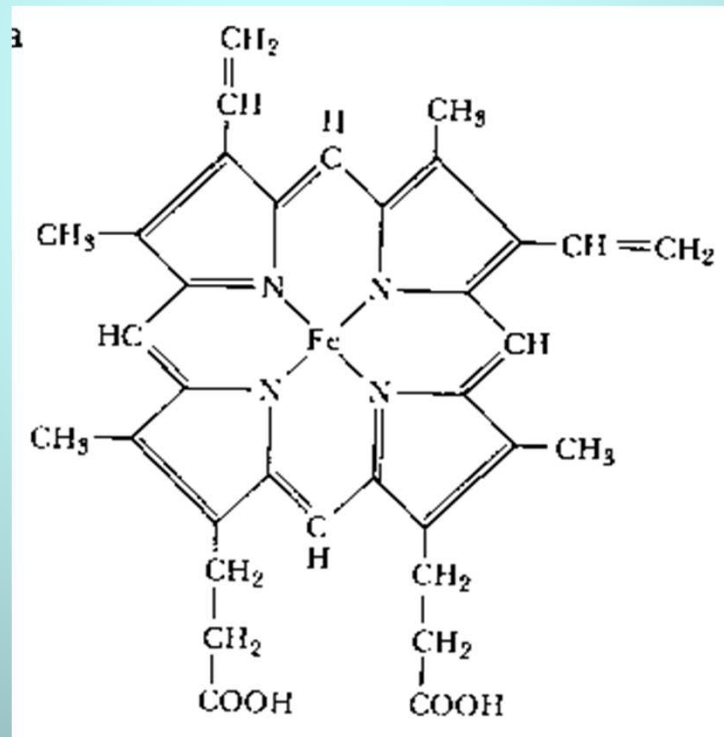
publicado en
www.PortalesMedicos.com

Entre los agentes quelantes más importantes en la naturaleza están los que derivan de la molécula de porfina:



- Esta molécula puede coordinar a un metal utilizando los 4 átomos de N como donadores.
- Al coordinarse a un metal, los dos H⁺ enlazados con el N son desplazados.
- Los complejos que derivan de la porfina se llaman porfirinas.
- Porfirinas diferentes contienen metales diferentes.

- Dos de las porfirinas más importantes son el grupo hemo que contiene hierro(II) y la clorofila que contiene magnesio(II).
- La hemoglobina contiene 4 subunidades heme:



- El hierro está coordinado a los 4 átomos de N de la porfirina y también a un átomo de N de la proteína que compone la mayor parte de la hemoglobina.
- La sexta posición alrededor del Fe está ocupada ya sea por O₂ (oxihemoglobina, rojo brillante) o H₂O (desoxihemoglobina, rojo púrpura)

¡FELICIDADES!

**YA APRENDISTE UN POCO MAS SOBRE LOS
FUNDAMENTOS DE LA BIOINORGANICA**

Ahora comenzaremos nuestro estudio sobre una de las teorías de enlace más aceptadas...

Teoría del Campo Cristalino

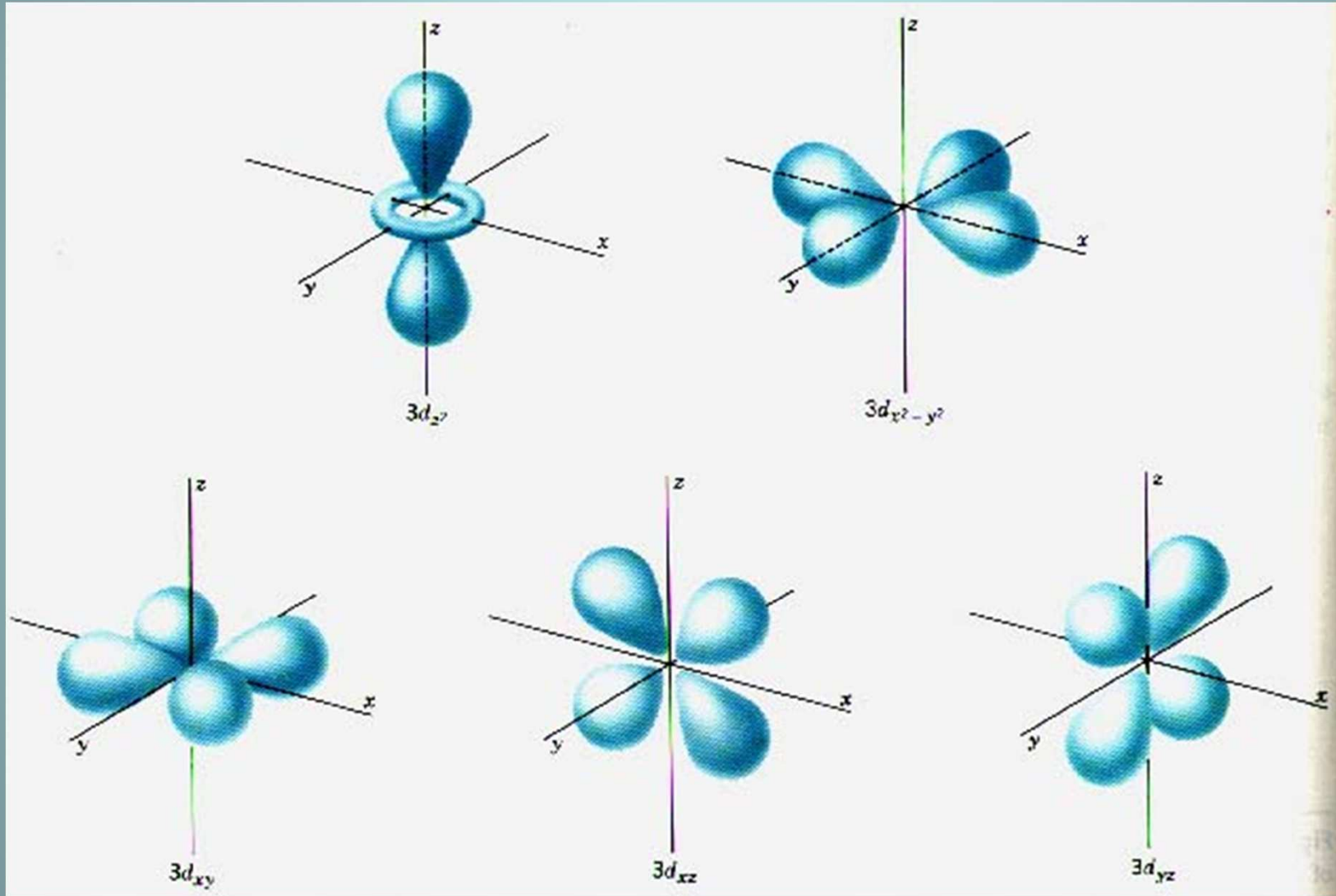
Teoría del Campo Cristalino

- Considera a los ligantes como cargas negativas puntuales que se acercan al metal central.
- Supone que la interacción entre el metal central y los ligantes puede considerarse como puramente electrostática.

En los metales de transición...

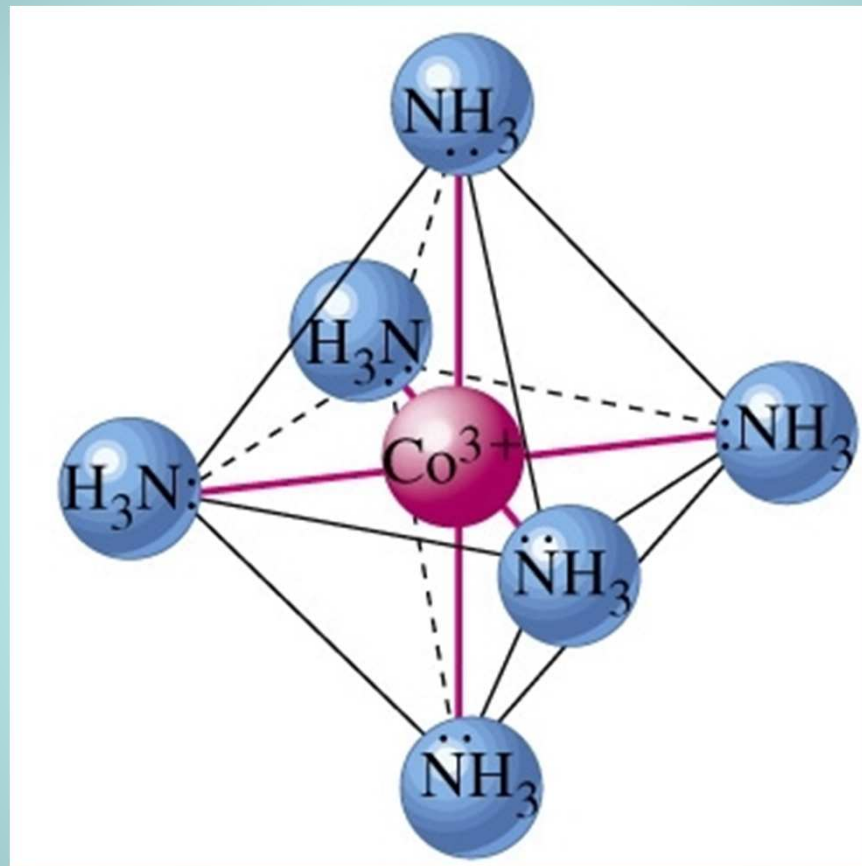
- Hay dos tipos de orbitales d:
- Los que tienen concentrada la densidad de carga **sobre** los ejes de coordenadas.
- Los que tienen concentrada la densidad de carga **entre** los ejes de coordenadas.

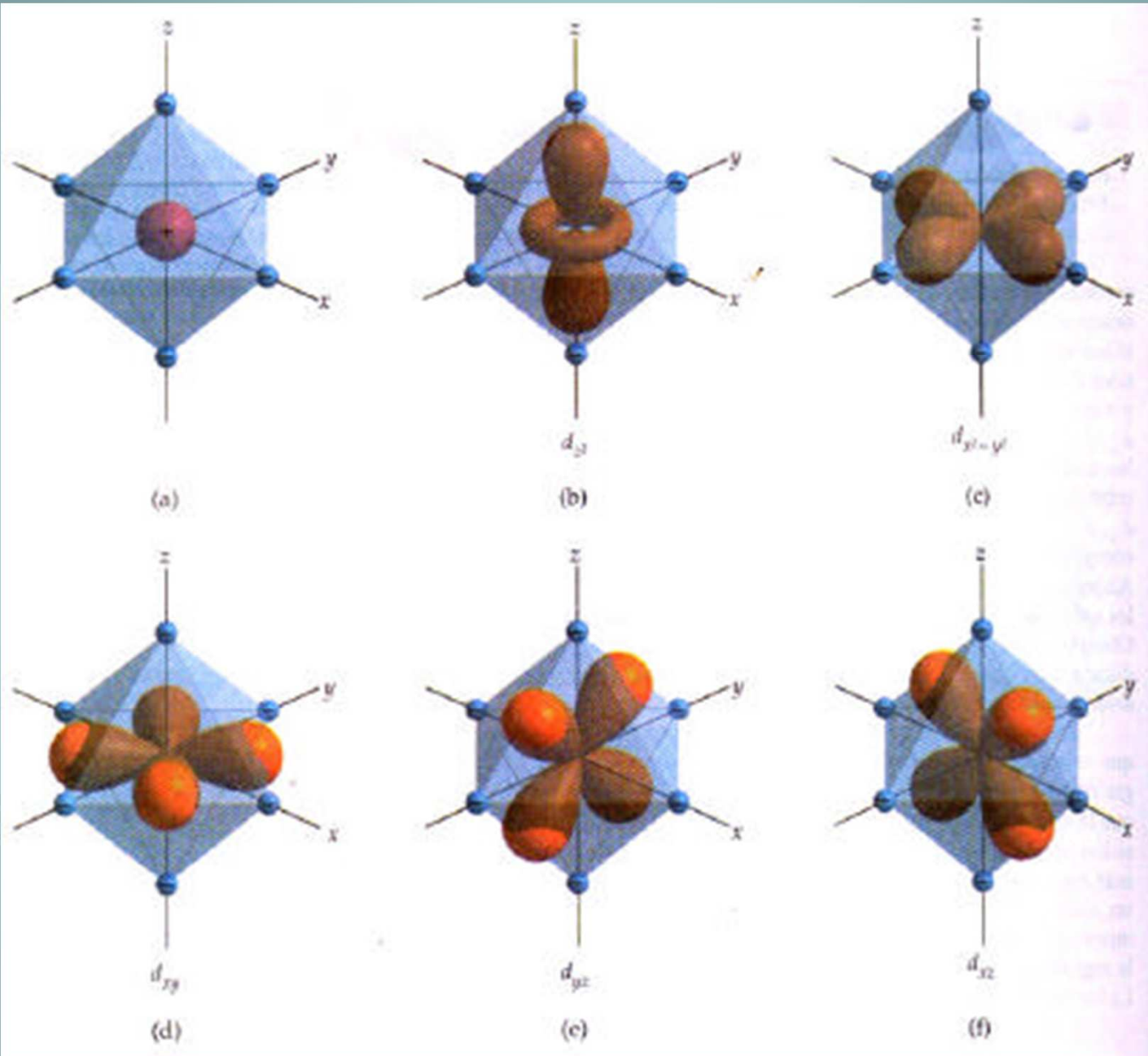
Orbitales d



e_{g}

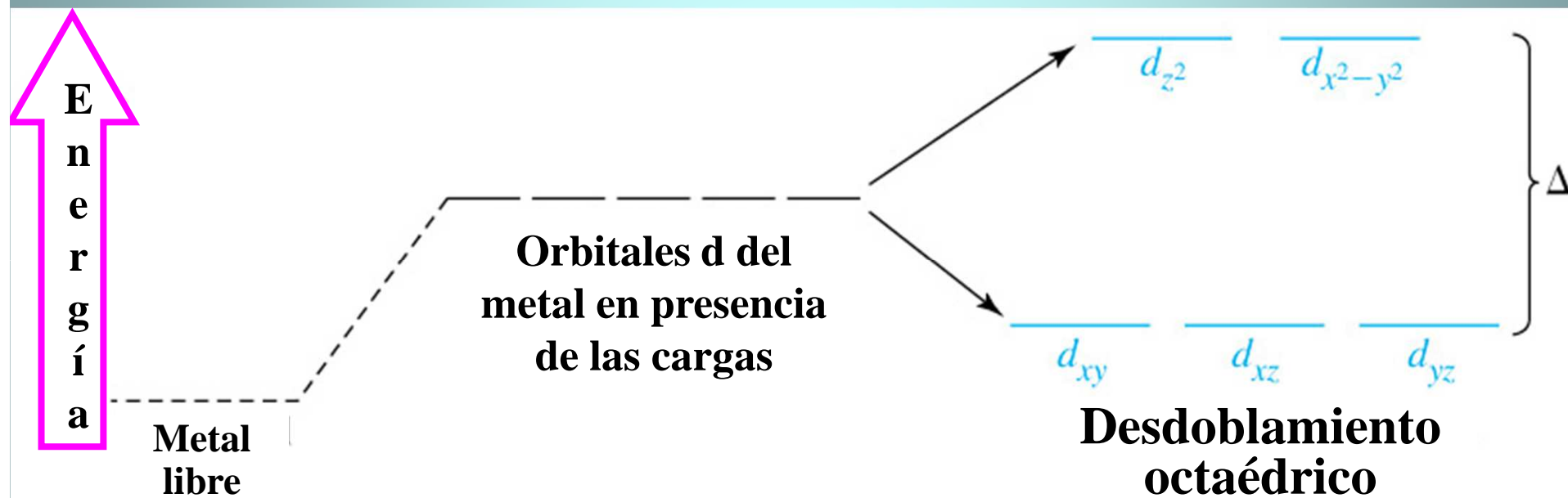
t_{2g}





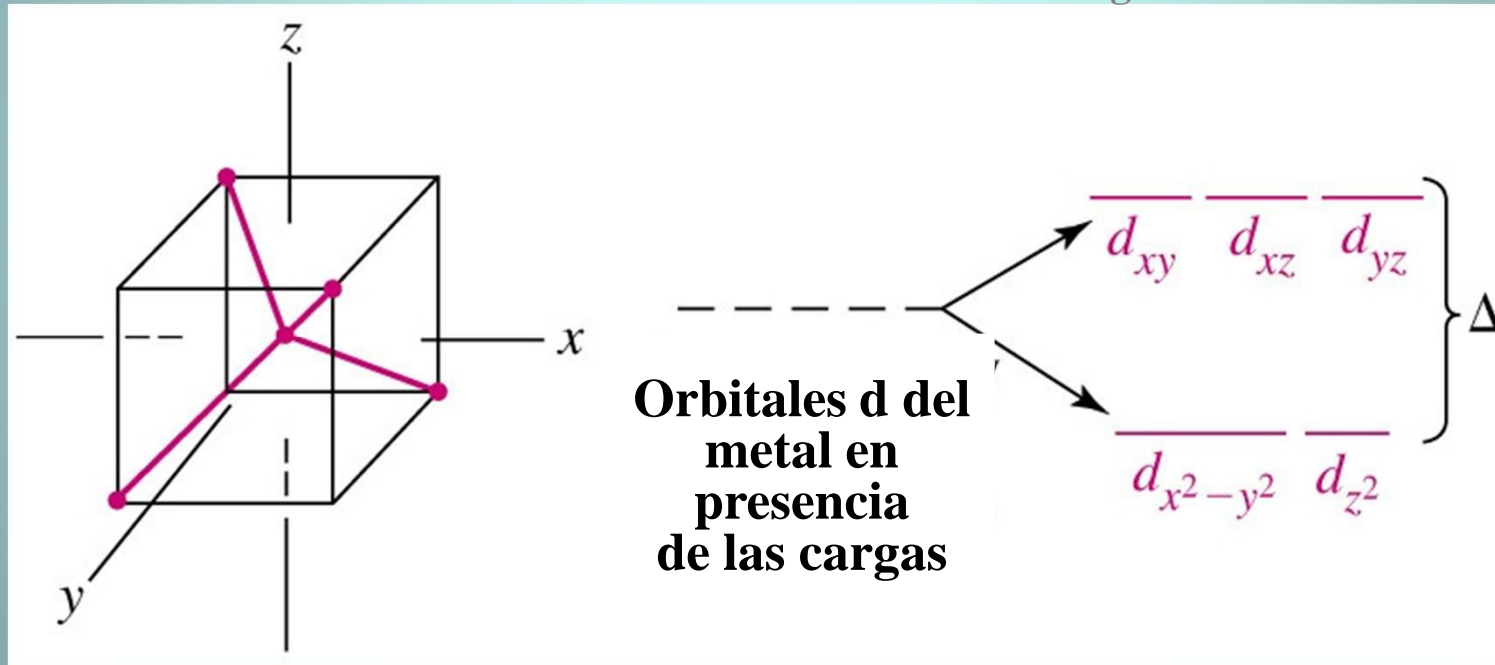
Campo octaédrico

Los orbitales e_g tendrán mayor energía con respecto al campo esférico y los t_{2g} menor

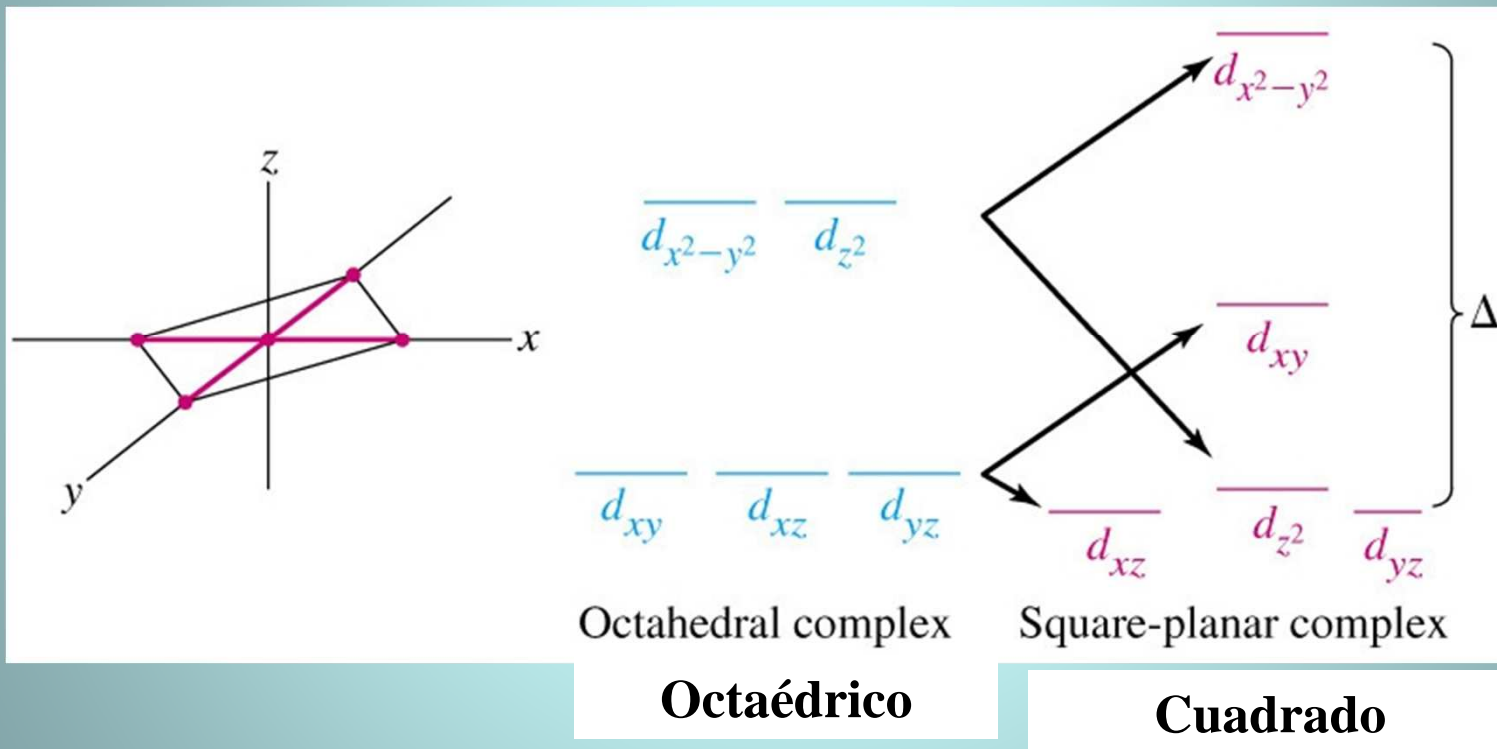


Campo tetraédrico

Los orbitales t_{2g} tendrán mayor energía con respecto al campo esférico y los e_g menor



Campo cuadrado



Que se puede decir sobre el valor energético de la separación orbital en los compuestos de coordinación octaédricos?

- Los valores típicos de Δ son de entre 20 y 80 kcal/mol.
- En algunos casos, las energías de apareamiento pueden estar entre 40 y 70 Kcal/mol.

COMPLEJOS DE ALTO Y BAJO SPIN

·SI EL VALOR DEL DESDOBLAMIENTO ES MENOR QUE LA ENERGÍA DE APAREAMIENTO, SE SIGUE EL PRINCIPIO DE AUF-BAU, DE MÁXIMO DESAPAREAMIENTO.

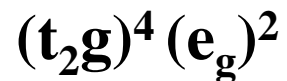
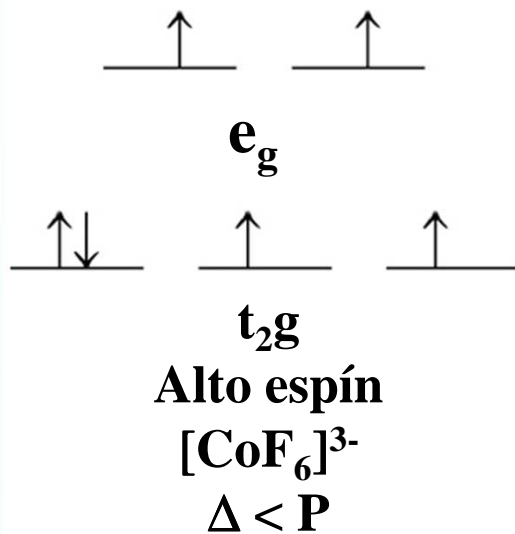
EL RESULTADO ES UN COMPLEJO **DE ALTO SPIN**.

·SI EL VALOR ES MAYOR, SE OCUPAN PRIMERO LOS NIVELES INFERIORES Y LUEGO LOS SUPERIORES.

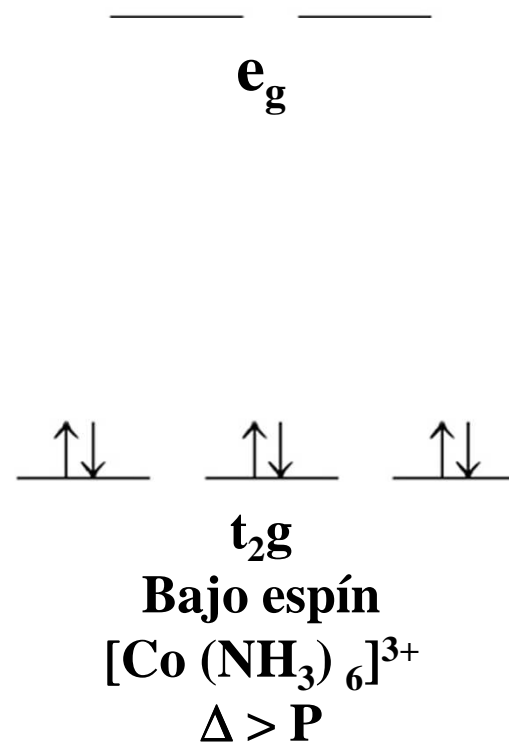
EL RESULTADO ES UN COMPLEJO **DE BAJO SPIN**.

Compuestos de coordinación octaédricos

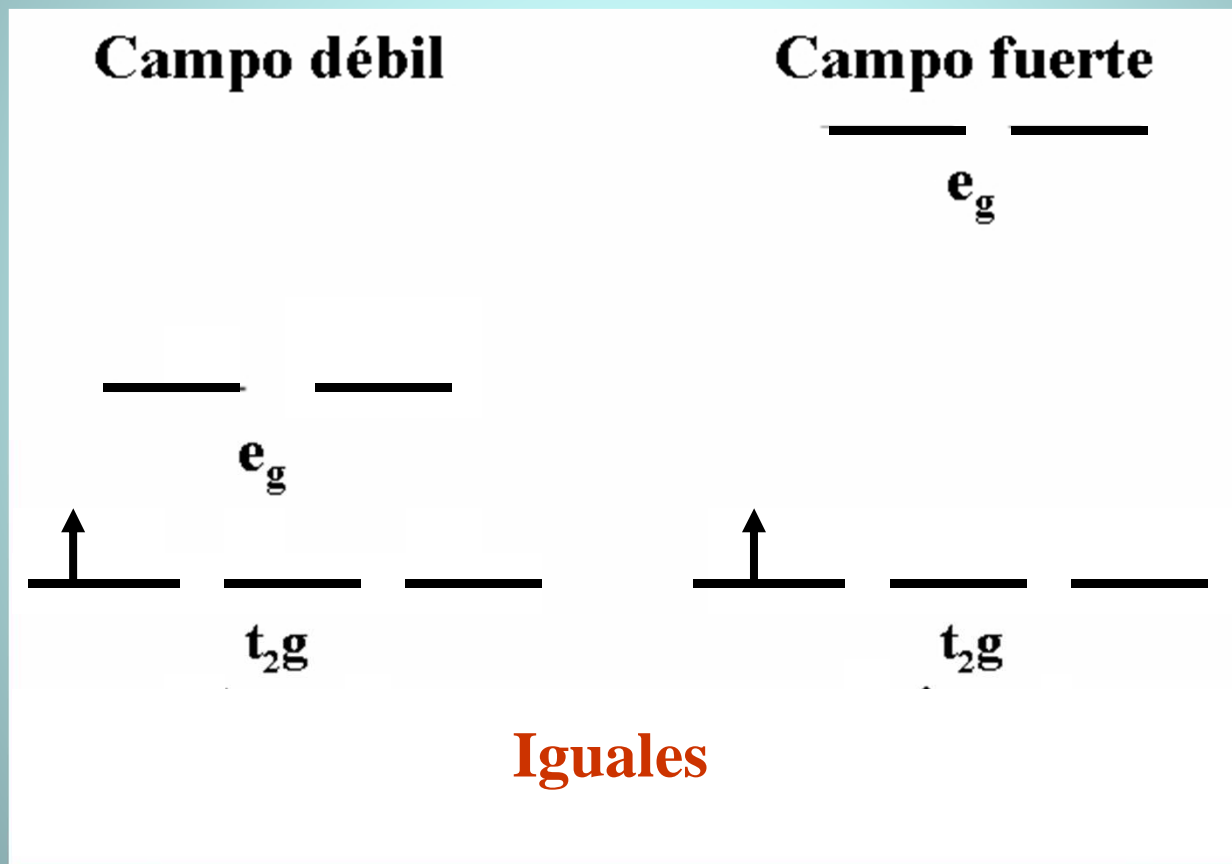
Campo débil



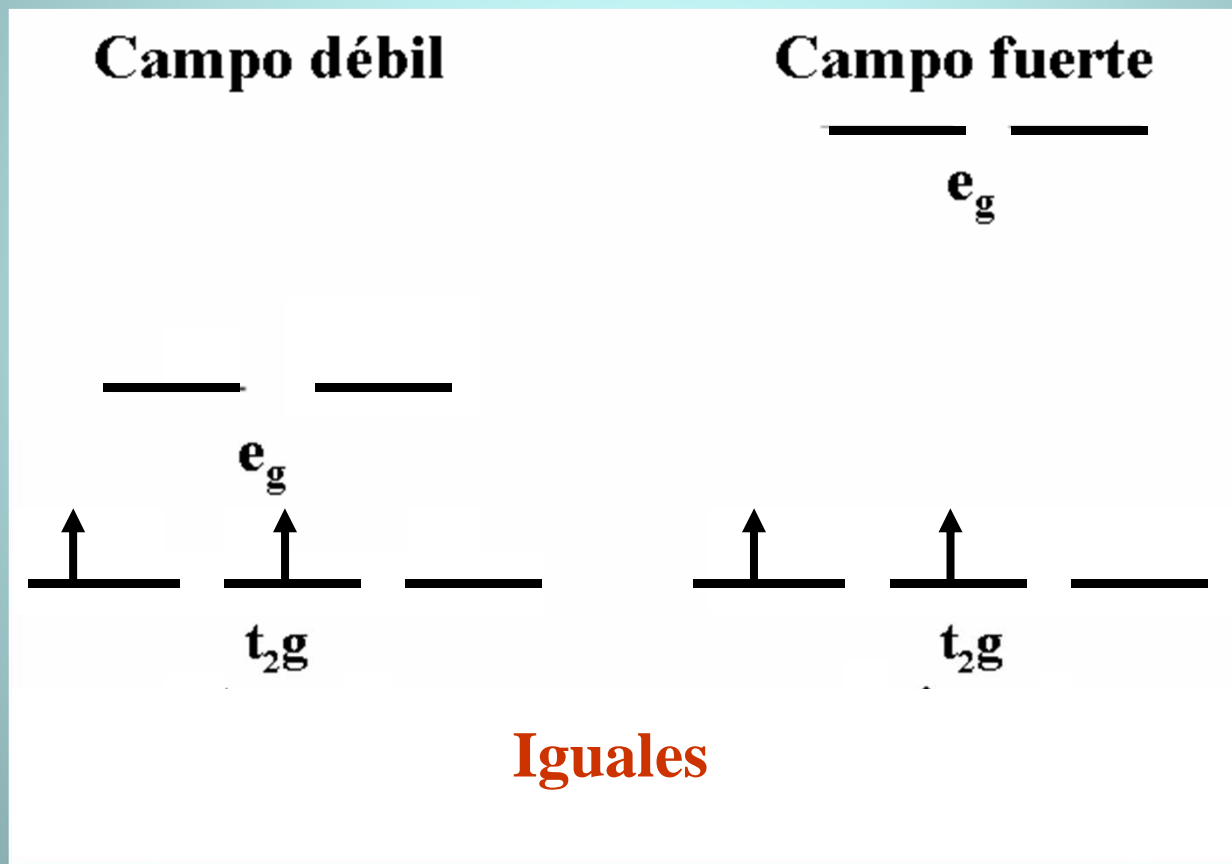
Campo fuerte



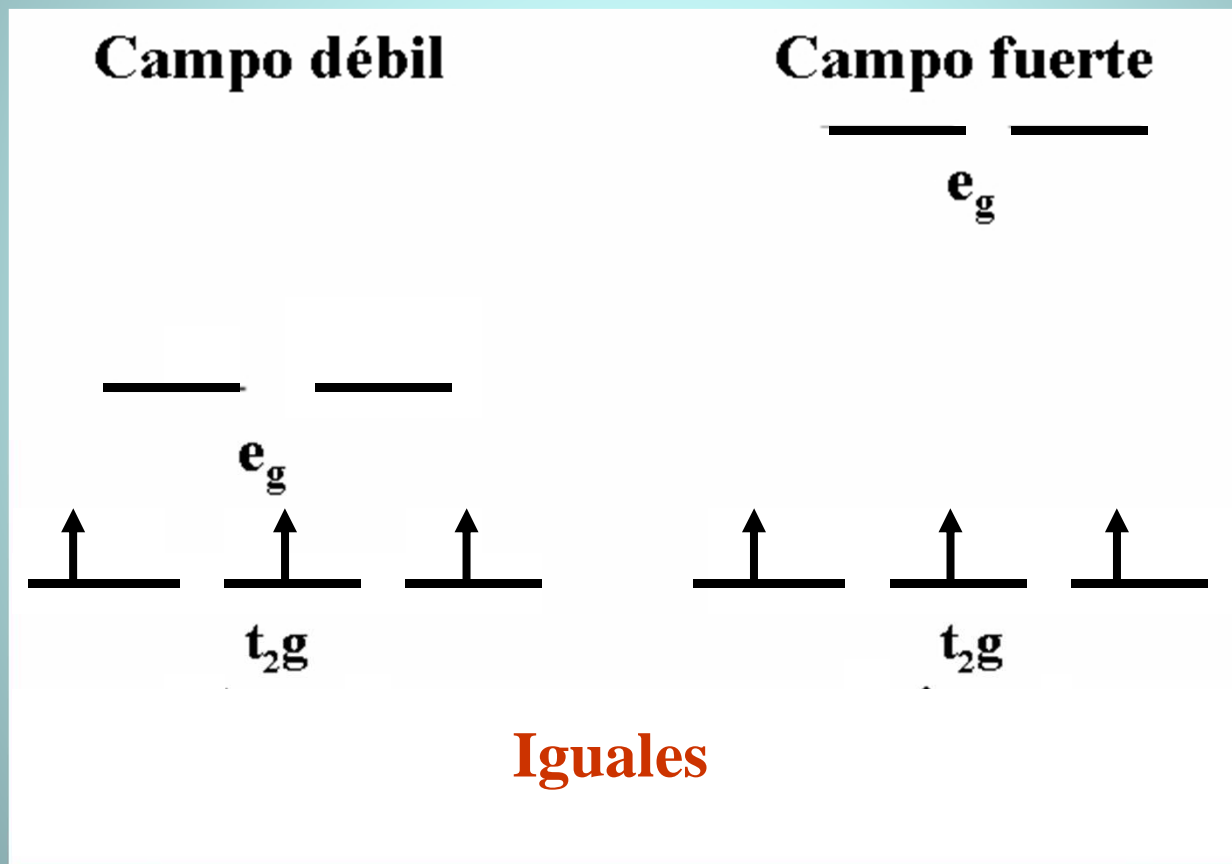
Octaédrico d^1



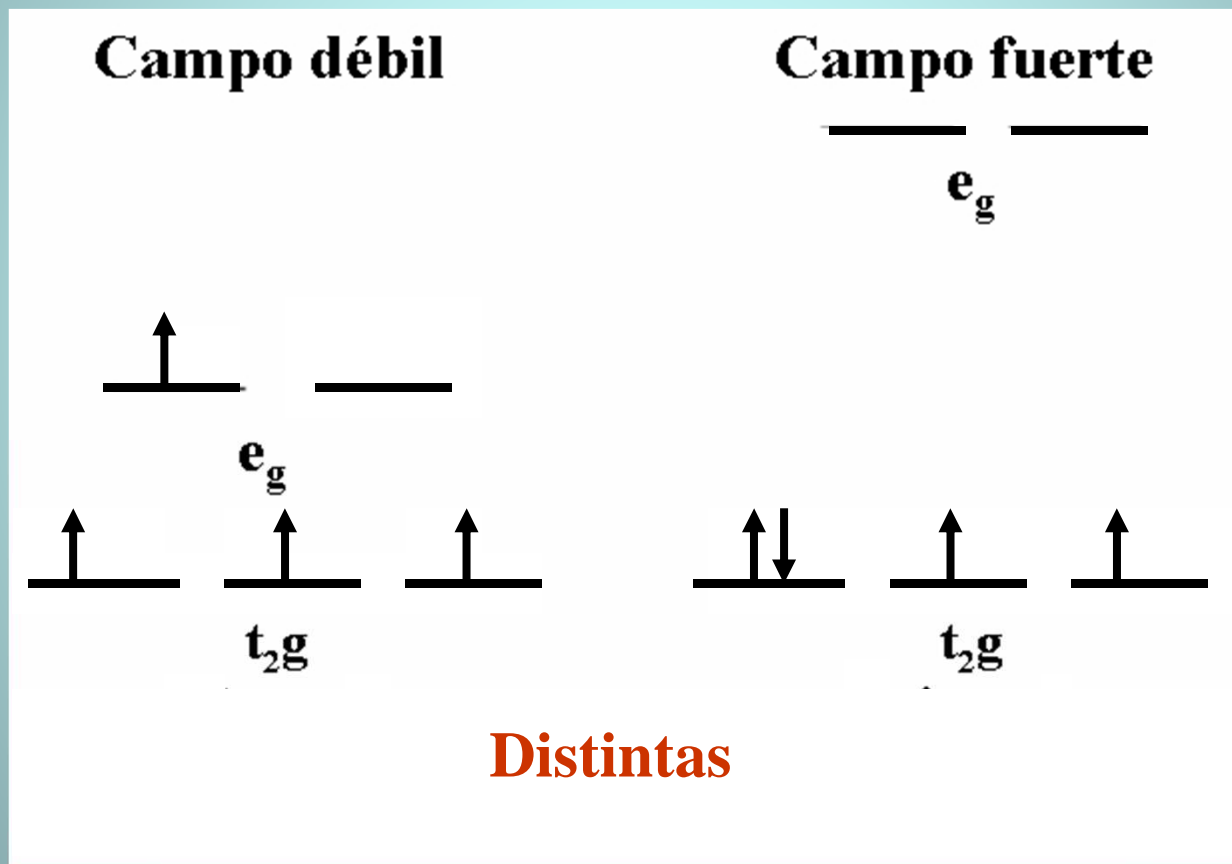
Octaédrico d^2



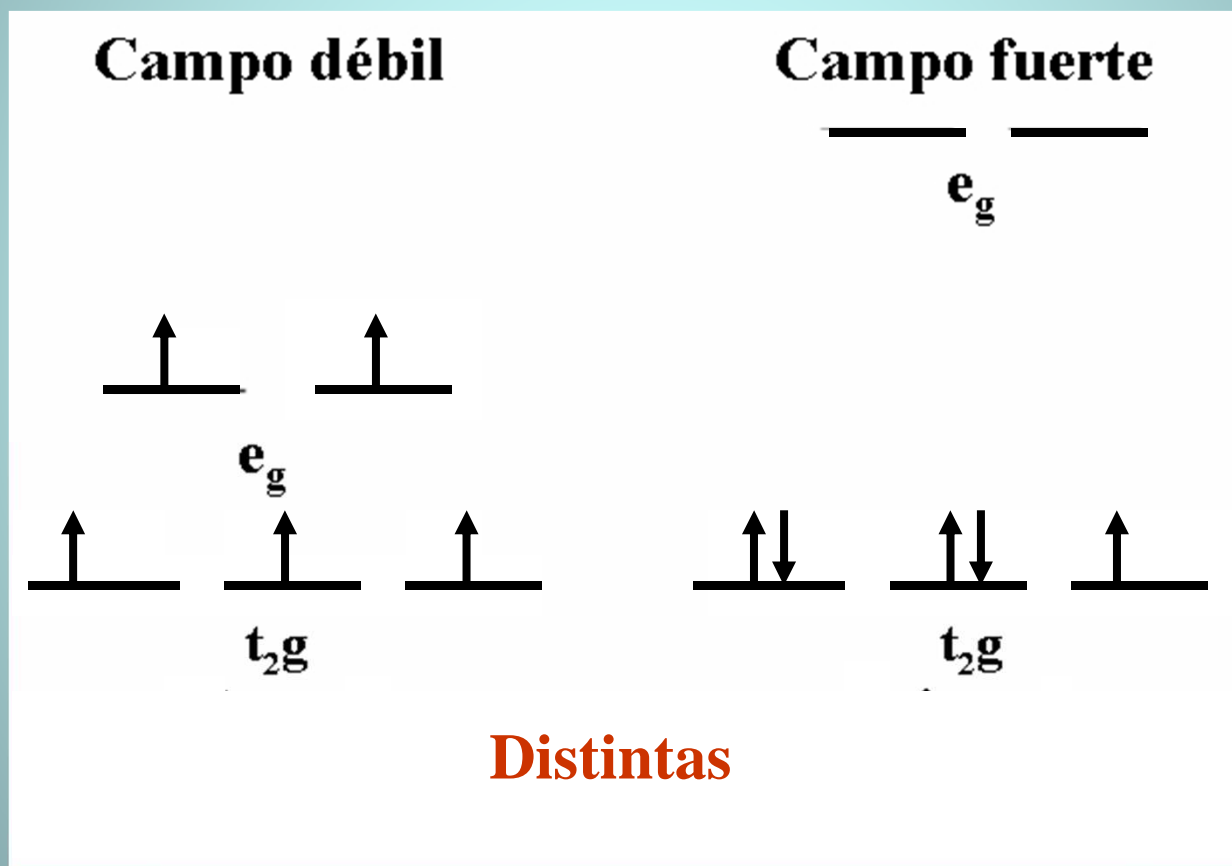
Octaédrico d^3



Octaédrico d^4

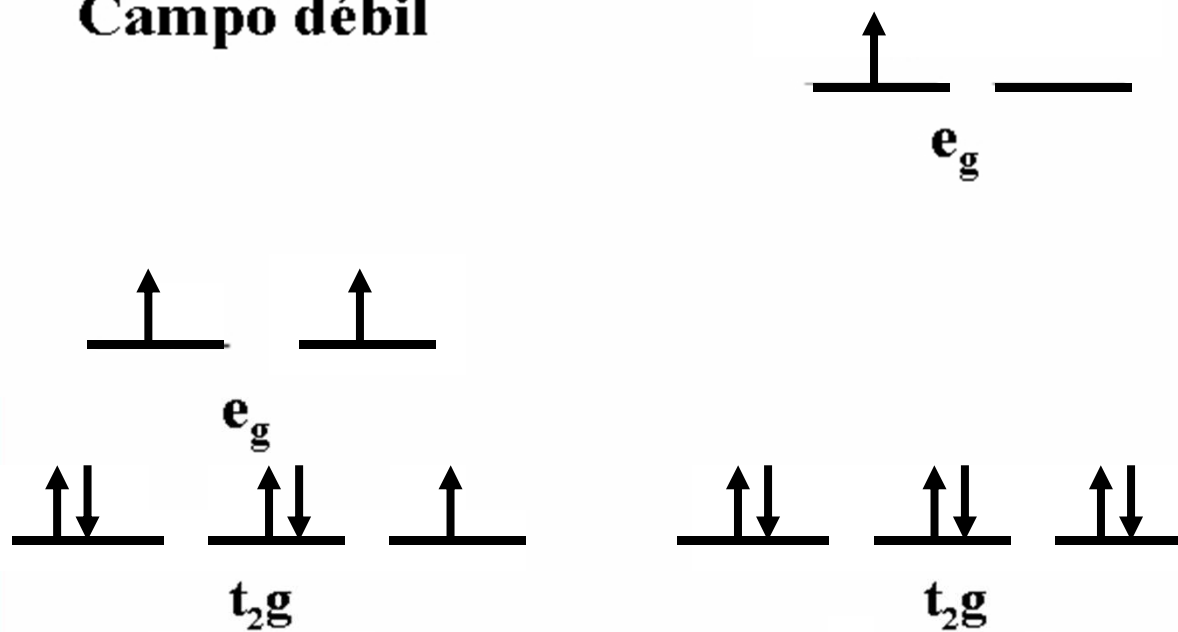


Octaédrico d^5



Octaédrico d^7

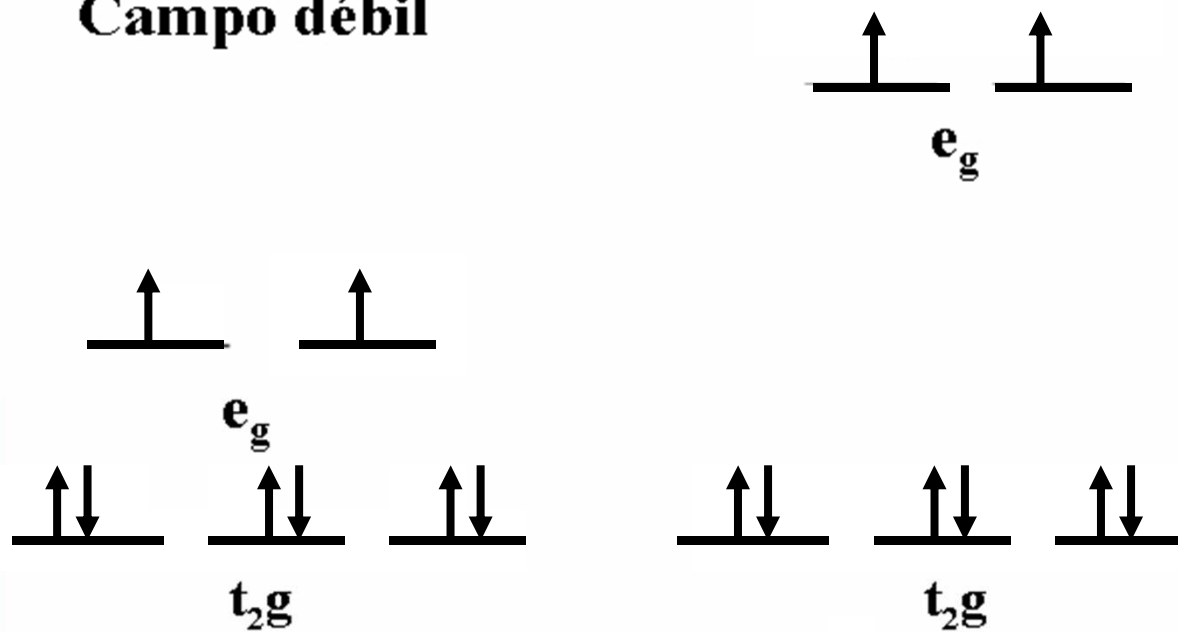
Campo débil



Distintas

Octaédrico d^8

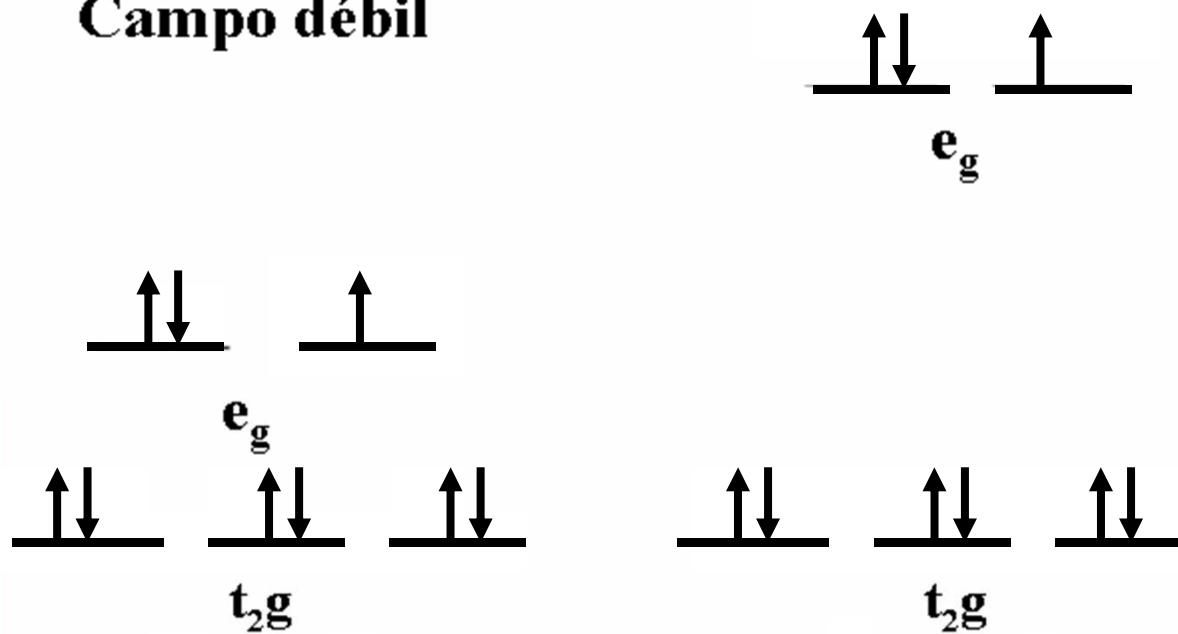
Campo débil



Iguales

Octaédrico d^9

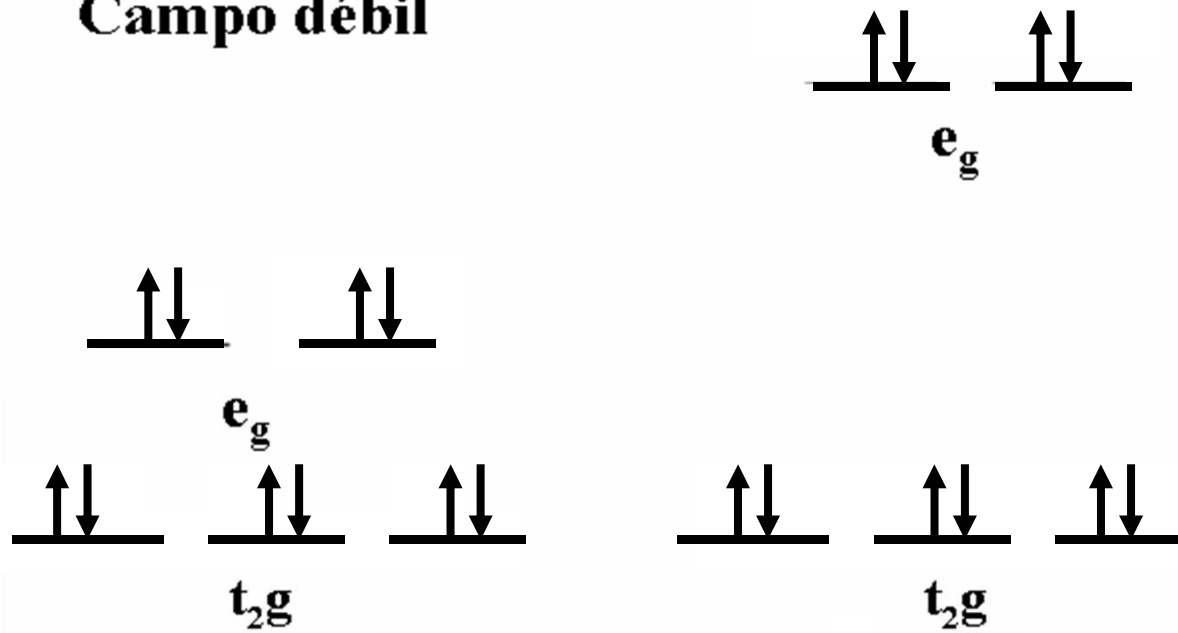
Campo débil



Iguales

Octaédrico d^{10}

Campo débil



Iguales

COMPLEJOS DIAMAGNÉTICOS Y PARAMAGNÉTICOS

CUANDO EL COMPLEJO PRESENTA ELECTRONES DESAPAREADOS, ES PARAMAGNÉTICO. SI NO, ES DIAMAGNÉTICO.

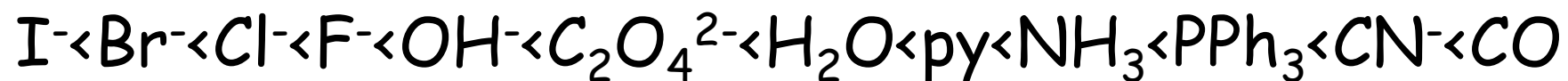
$$\mu = \sqrt{n(n+2)} \text{ MB} \quad n = \text{n}^\circ \text{ electrones desapareados}$$

FACTORES QUE AFECTAN AL DESDOBLAMIENTO

1. LA SERIE A LA PERTENECE EL METAL.
AL BAJAR EN UN GRUPO, AUMENTA Δ
2. EL ESTADO DE OXIDACIÓN DEL METAL.
INFLUYE CUANDO LOS LIGANDOS SON
DADORES. AL AUMENTAR EL E.O.,
AUMENTA Δ .
3. GEOMETRÍA DEL COMPLEJO.

$$\Delta_{pc} > \Delta_o > \Delta_t$$

4. NATURALEZA DEL LIGANDO.



DADORES σ
(DADORES π)

DADORES σ
(ACEPTORES π)

SERIE ESPECTROQUÍMICA (DATOS EXPERIMENTALES)

Δ AUMENTA CON EL CARÁCTER ACEPTOR Y DISMINUYE
CON EL DADOR

Explicando el color de los complejos de transición

Los brillantes colores exhibidos por muchos compuestos de coordinación pueden ser explicados con facilidad por la TCC

$$\Delta E_{\text{electrón}} = E_{\text{fotón}} = h\nu = hc/\lambda$$

Ya que diferentes ligandos producen campos cristalinos de diferente fuerza, es posible observar diferentes colores. Para un metal dado, ligandos de campo débil producen complejos con una Δ pequeña, la cual absorbe luz de baja energía, frecuencia baja y longitud de onda larga. Por otro lado, ligandos de campo fuerte provocan una gran Δ , absorben luz de alta ν y por lo tanto de corta λ .

¿Que color es el que se observa?



Colores complementarios

Esta rueda de colores muestra en los radios opuestos de que color aparecerá un compuesto si sólo absorbe un único color en el espectro visible. Por ejemplo, si el compuesto absorbe la luz de color rojo, aparecerá de color verde.

λ absorbida versus color observado

400 nm Se absorbe violeta, se observa verde-amarillo (λ 560 nm)

450 nm Se absorbe azul, se observa amarillo (λ 600 nm)

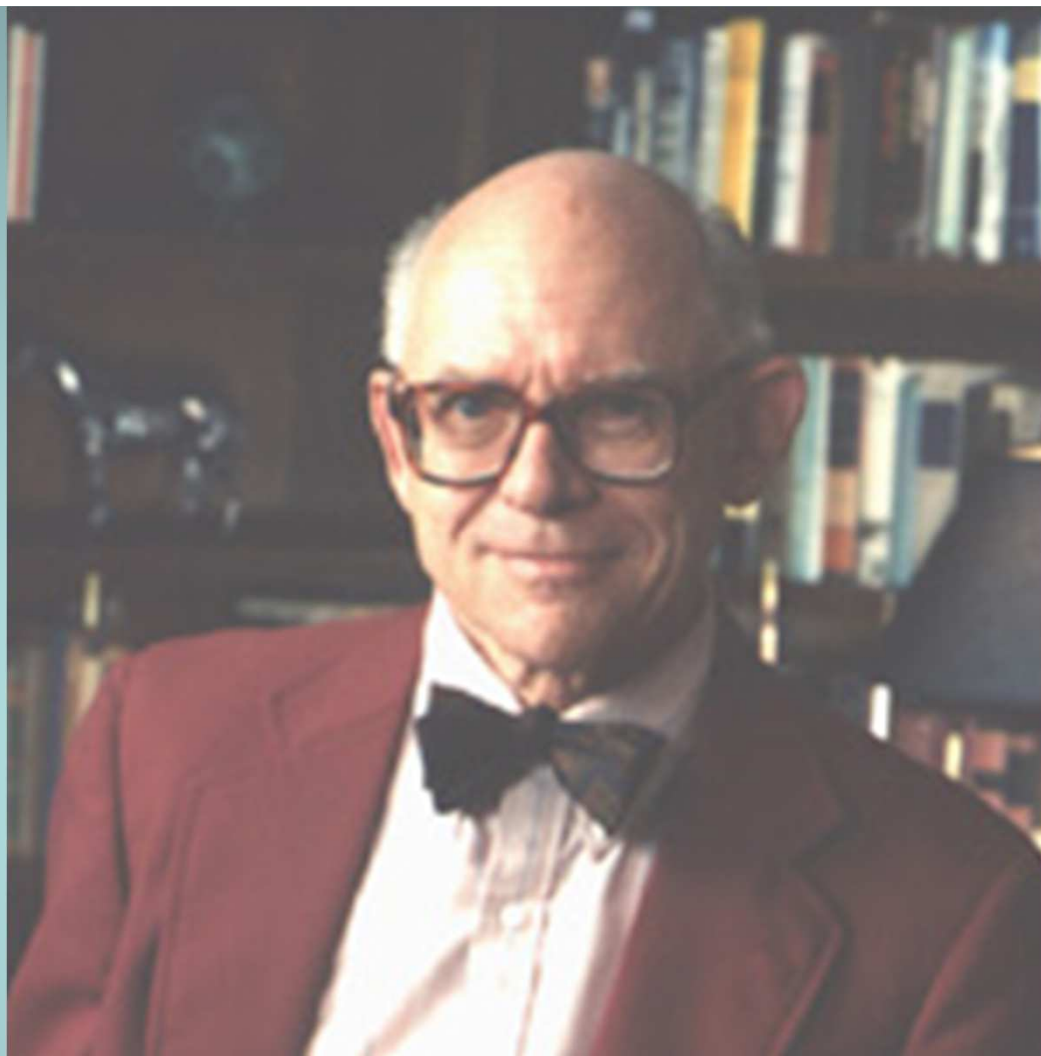
490 nm Se absorbe verde-azul, se observa rojo (λ 620 nm)

570 nm Se absorbe verde-amarillo, se observa violeta (λ 410 nm)

580 nm Se absorbe amarillo, se observa azul oscuro (λ 430 nm)

600 nm Se absorbe naranja, se observa azul (λ 450 nm)

650 nm Se absorbe rojo, se observa verde (λ 520 nm)



F. A. Cotton
Department of Chemistry
Texas A&M University



Sir Geoffrey Wilkinson
Imperial College, London
1921-1996
Premio Nobel de Química 1973

Tarea

Leer la entrevista con Alfred Werner

Buscar la biografía de Cotton y Wilkinson