



Universidad Autónoma del Estado de México
Unidad Académica Profesional Tlanguistenco

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO

Unidad Académica Profesional Tlanguistenco

Programa educativo:
Ingeniería en Plásticos

Unidad de Aprendizaje: **Química Inorgánica**

Unidad 4. Metales de transición

Por: M. en C. Isaias Alcalde Segundo

Febrero de 2017



UNIDAD 4.- ASPECTOS BÁSICOS DE LA QUÍMICA DE LOS METALES DE TRANSICIÓN

Main groups												Main groups					
1	2											13	14	15	16	17	18
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H	2 He											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3 Li	4 Be	Transition-metal groups										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
11 Na	12 Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
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
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112		114		116		

Lanthanides	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
Actinides	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



UNIDAD 4.- ASPECTOS BÁSICOS DE LA QUÍMICA DE LOS METALES DE TRANSICIÓN

4.1 Propiedades generales de los metales de transición y características estructurales

4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

4.1.2.- Estados de oxidación a lo largo de una serie

4.1.3.- Estados de oxidación al descender en un grupo

4.1.4.- Tendencias estructurales

4.1.4.- Carácter noble

4.2 Modelos de enlace de compuestos de metales de transición

4.2.1.- Complejos de transición: generalidades

4.2.2.- Nomenclatura de los compuestos de transición

4.2.3.- La regla de los 18 electrones

4.3 Compuestos químicos de elementos de transición de interés industrial



Elementos de transición y transición interna

a) Bloque d (elementos de transición interna):

- Elementos con electrones en sus niveles 3d, 4d ó 5d.
- Los elementos 12 o 2B no cumplen estrictamente las características de los elementos de este bloque.

b) Bloque f (elementos de transición interna):

- **Elementos con electrones en sus niveles 4f ó 5f.**
- La primera fila de ellos se llama lantánidos o tierras raras.
- La segunda fila se compone de los actínidos y tienen como característica de ser radiactivos.
- Los elementos químicos con número atómico mayor a 92 están hechas por el hombre en los reactores nucleares o aceleradores.



4.1 Propiedades generales de los metales de transición y características estructurales

4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

4.1.2.- Estados de oxidación a lo largo de una serie

4.1.3.- Estados de oxidación al descender en un grupo

4.1.4.- Tendencias estructurales

4.1.4.- Carácter noble



4.1 Propiedades generales de los metales de transición y características estructurales

- Son metales (excepto Hg)
 - Dúctiles y maleables
 - Puntos de fusión altos
 - Brillo
 - Plateados o grises (excepto Cu y Au)
 - Conductores del calor y la electricidad.
- Forman aleaciones
- Tienen varios estados de oxidación
- Pueden presentar varias estructuras cristalinas (polimorfismo)
- Suelen formar compuestos de coordinación y organometálicos.
- A menudo son paramagnético



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

Elemento	Abundancia	Método de obtención
Escandio	2.5 X 10 ⁻³ % de la corteza terrestre en masa	Electrolisis del cloruro de escandio, ScCl ₃
Titanio	0.63% de la corteza terrestre en masa. Se presenta como rutilo, TiO ₂ y como ilmenita, FeTiO ₃ .	El metal se prepara por calentamiento de TiO ₂ con coque (C) y cloro gaseoso a 900 °C: $\text{TiO}_2(\text{s}) + 2\text{C}(\text{s}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{TiCl}_4(\text{l}) + 2\text{CO}_2(\text{g})$ La reducción del TiCl ₄ , con magnesio entre 950 y 1150 °C produce titanio metálico: $\text{TiCl}_4(\text{g}) + 2\text{Mg}(\text{l}) \rightarrow \text{Ti}(\text{s}) + 2\text{MgCl}_2(\text{l})$
Vanadio	0.014% de la corteza terrestre en masa Existe como vanadinita, Pb ₅ (VO ₄) ₃ Cl, y patronita, VS ₄	



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

Elemento	Abundancia	Método de obtención
Cromo	El cromo es relativamente raro (0.0122% de la corteza terrestre en masa) Su mina más importante es la crocoita, $\text{FeO Cr}_2\text{O}_3$	El metal se extrae por reacción con aluminio a alta temperatura: $2\text{Al(s)} + \text{Cr}_2\text{O}_3\text{(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)} + 2\text{Cr(l)}$
Manganeso	El manganeso es un elemento relativamente abundante (0.11% de la corteza terrestre en masa). La fuente principal del manganeso es la pirolusita, MnO_2 , pero también se encuentra en nódulos de manganeso.	El metal se prepara por un proceso de aluminotermia. $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$ $\text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Mn} + \text{Al}_2\text{O}_3$
Hierro	Después del aluminio, el hierro es el metal más abundante en la corteza terrestre (6.2% en masa). Menas importantes son: hematita, Fe_2O_3 ; siderita, FeCO_3 ; y magnetita, Fe_3O_4 .	



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

ESCANDIO

- El escandio, un elemento raro ($2.5 \times 10^{-3} \%$ de la corteza terrestre en masa).
- Se encuentra en los minerales de euxenita, gadalinita y thortveitita.
- La thortveitita es la principal mena de escandio.
- Es difícil de obtener en su forma pura.
- El metal se obtiene industrialmente por reducción del fluoruro de escandio con calcio.
- Se puede obtener por electrolisis de una mezcla fundida de ScCl_3 , KCl y LiCl .



Escandio puro



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

Titanio

- El titanio es el más abundante de los metales de transición después del hierro (0.63% de la corteza terrestre en masa).
- Se presenta como rutilo, TiO_2 y como ilmenita, FeTiO_3 .
- El metal se prepara por calentamiento de TiO_2 con coque (C) y cloro gaseoso a 900°C :
$$\text{TiO}_{2(s)} + 2\text{C}_{(s)} + 2\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{TiCl}_{4(l)} + 2\text{CO}_{2(g)}$$
- La reducción del TiCl_4 , con magnesio entre 950 y 1150°C produce titanio metálico:
$$\text{TiCl}_{4(g)} + 2\text{Mg}(l) \rightarrow \text{Ti}(s) + 2\text{MgCl}(l)$$





4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

Vanadio

- El vanadio constituye el 0.014% de la corteza terrestre en masa.
- Existe como vanadinita, $Pb_5(VO_4)_3Cl$, y patronita, VS_4 .



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

Cromo

- El cromo es relativamente raro (0.0122% de la corteza terrestre en masa).
- Su mina más importante es la crocoita, $\text{FeO Cr}_2\text{O}_3$
- El metal se extrae por reacción con aluminio a alta temperatura:
$$2\text{Al}(s) + \text{Cr}_2\text{O}_3(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + 2\text{Cr}(l)$$



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

MANGANESO

- El manganeso es un elemento relativamente abundante (0.11% de la corteza terrestre en masa).
- La fuente principal del manganeso es la pirolusita, MnO_2 , pero también se encuentra en nódulos de manganeso.
- El metal se prepara por un proceso de aluminotermia. $MnO_2 \rightarrow Mn_3O_4 + O_2$
- $Mn_3O_4 + Al \rightarrow Mn + Al_2O_3$



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

HIERRO

- Después del aluminio, el hierro es el metal más abundante en la corteza terrestre (6.2% en masa).
- Menas importantes son: hematita, Fe_2O_3 ; siderita, FeCO_3 ; y magnetita, Fe_3O_4 .



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

COBALTO

- El cobalto es un elemento raro (3 x 10⁻³ % de la corteza terrestre en masa).
- Se encuentra asociado con el hierro, el níquel y la plata. Sus principales menas son esmaltita, CoAs₂ , y cobaltita, CoAsS.
- El metal se prepara por tostación de CoAsS en aire y posterior reducción del óxido metálico con carbón.



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

NÍQUEL

- El níquel es un elemento raro (1.0 x 10⁻² % de la corteza terrestre en masa).
- La mena millerita, NiS, se asocia con pirita, FeS₂, y calcopirita, CuFeS₂.
- El metal se obtiene por tostación de la masa en aire en primera instancia, y posterior reducción con hidrógeno gaseoso.



4.1.1.- Presencia en la naturaleza y métodos de obtención

COBRE

- El cobre, un elemento raro (6.8×10^{-2} % de la corteza terrestre en masa).
- Se encuentra formando menas como la calcopirita, CuFeS_2 .
- El metal se obtiene por tostación de la mena para dar Cu_2S y después cobre metálico;
- $2\text{CuFeS}_2(\text{s}) + 4\text{O}_2(\text{g}) \text{ --- } \text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) + 2\text{FeO}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$
- $\text{Cu}_2\text{S}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \text{ ----- } 2\text{Cu}(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g})$



Propiedades de los elementos de transición

	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
Atomic number	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Electron config. ^a	$3d^14s^2$	$3d^24s^2$	$3d^34s^2$	$3d^54s^1$	$3d^54s^2$	$3d^64s^2$	$3d^74s^2$	$3d^84s^2$	$3d^{10}4s^1$	$3d^{10}4s^2$
Metallic radius, pm	161	145	132	125	124	124	125	125	128	133
Ioniz energy, kJ/mol										
First	631	658	650	653	717	759	758	737	745	906
Second	1235	1310	1414	1592	1509	1561	1646	1753	1958	1733
Third	2389	2653	2828	2987	3248	2957	3232	3393	3554	3833
E° , V ^b	-2.03	-1.63	-1.13	-0.90	-1.18	-0.440	-0.277	-0.257	+0.340	-0.763
Common positive oxidation states ^c	3	2, 3, 4	2, 3, 4, 5	2, 3, 6	2, 3, 4, 7	2, 3, 6	2, 3	2, 3	1, 2	2
mp, °C	1397	1672	1710	1900	1244	1530	1495	1455	1083	420
Density, g/cm ³	3.00	4.50	6.11	7.14	7.43	7.87	8.90	8.91	8.95	7.14
Hardness ^d	—	—	—	9.0	5.0	4.5	—	—	2.8	2.5
Electrical conductivity ^e	3	4	6	12	1	16	25	23	93	27

^aEach atom has an argon inner-core configuration.

^bFor the reduction process, $M^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow M(s)$ [except for scandium, where the ion is $Sc^{3+}(aq)$].

^cThe most important oxidation states are printed in red.

^dHardness values are on the Mohs scale (see Table 22.2).

^eElectrical conductivity compared with an arbitrarily assigned value of 100 for silver.



Estructura cristalina de los elementos de transición

Elemento	Red cristalina	Radio atómico (Å)	Dimensión de la red, a (Å)
Aluminio	FCC	1,431	4,049
Berilio	HCP	1,142	2,286
Cromo	BCC	1,249	2,884
Cobalto	HCP	1,254	2,507
Cobre	FCC	1,278	3,615
Oro	FCC	1,441	4,079
Hierro	BCC	1,241	2,866
Plomo	FCC	1,750	4,951
Magnesio	HCP	1,604	3,209
Níquel	FCC	1,246	3,524
Paladio	FCC	1,375	3,890
Platino	FCC	1,388	3,923
Potasio	BCC	2,312	5,334
Plata	FCC	1,444	4,086
Titanio	HCP	1,475	2,950
Vanadio	BCC	1,316	3,039
Cinc	HCP	1,332	2,665



Radio covalente e iónico: contracción lantánida

- El radio covalente de los elementos del bloque d es menor que los metales del bloque s de su periodo. Los valores disminuyen poco a lo largo de una serie, hasta llegar a la mitad. A partir de ese momento suben ligeramente.

Los electrones d son poco apantallantes: aumenta la carga nuclear efectiva

- Los valores son mayores para la segunda y tercera serie (llenado de periodos superiores)

son similares para la segunda y tercera serie para un mismo grupo

- Tendencias semejantes para los radios iónicos

Contracción lantánida: disminución del radio atómico en la serie de los lantánidos (La-Hf) Esto se debe al llenado de orbitales 4f, muy poco apantallantes

- Prácticamente cancela el aumento de radio esperable conforme se baja en un grupo de transición

una consecuencia importante de la similitud de radios iónicos entre la segunda y tercera serie es que muestran muchas semejanzas en cuanto a reactividad química



Configuraciones electrónicas: estados de oxidación

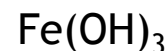
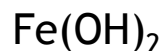
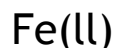
- Los elementos de la izquierda de la T.P. presentan mayor reactividad.
- Al aumentar la carga del catión, aumenta su poder polarizante, lo que favorece el carácter covalente del enlace.
- Por el contrario, los cationes en estado de oxidación bajo, favorecen interacciones de tipo iónico.
- La disposición de orbitales d favorece la formación de complejos de coordinación.
- Las configuraciones habituales son $(n-1)d^xns^2$, $(n-1)d^{x+1}ns^1$, y $(n-1)d^{x+2}ns^0$ (Pd)
- Esto genera diferentes estados de oxidación posibles.
 - Estado de oxidación II: mejor para la primera serie y hacia la derecha.
 - Pueden llegar a alcanzar el EO del grupo, no se suele superar el e.o. VIII.
 - La estabilidad del máximo e.o. aumenta al bajar en el grupo.
 - Los elementos más pesados de cada serie tienen menor tendencia a usar todos sus electrones
 - Estado de oxidación 1: posible para $(n-1)d^{x+1}ns^1$, por ejemplo G 11.
 - Existen combinaciones en e.o. 0 y negativos.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	
3+	4+	5+	6+	7+	3+	3+	2+	2+	2+	
	3+	4+	3+	4+	2+	2+		1+		
		3+		3+						
				2+						
Y	Zr	Nb	Mo					Ag	Cd	
3+	4+	5+	6+					1+	2+	
La	Hf	Ta	W					Pt	Au	Hg
+3	+4	+5	+6					4+	+3	+2
								2+	+1	+1



Configuraciones electrónicas: estados de oxidación

- **Estado de oxidación del grupo:** estado de oxidación que se corresponde con el número total de electrones d y s. Coincide con el no. del grupo.
- Los estados de oxidación más altos se estabilizan con fluoruros y óxidos.
- Los estados de oxidación altos posibles se favorecen en medio básico:



- Los haluros y óxidos en los e.o. bajos (II y III) presentan un mayor carácter iónico.
- Esto favorece el carácter básico de los óxidos.
- Conforme aumenta el e.o., aumenta el carácter polarizante y la covalencia del enlace. Esto aumenta el carácter ácido de los óxidos. Favorece la hidrólisis de óxidos y haluros.
- Los cationes de haluros iónicos son ácidos de Lewis débiles. Forman acuocomplejos en disolución: $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+3}$ (ácidos), $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$ (neutros)



Configuraciones electrónicas: estados de oxidación

- Reaccionan con ácidos minerales dando H_2
- Reacción con $HCl_{(ac)}$: algunos forman acuocomplejos y otros clorocomplejos
- Con ácidos oxidantes suelen pasivarse por formación del óxido en la superficie
- Muy reactivos en exceso de oxígeno, especialmente si están finamente divididos (pirofóricos). Algunos se pasivan.
- En general, reaccionan con los halógenos.
- Gran capacidad para combinarse con otros no metales, dando lugar a compuestos con propiedades metálicas (carburos, nitruros, boruros y siliciuros). Frecuentemente, son no estequiométricos. Materiales muy útiles.
- Algunos tienen carácter noble: Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt (Elementos del G. del Pt), Au.
- Sus puntos de fusión son mayores que los del bloque s. Típicamente, por encima de $1000^\circ C$. Hay excepciones (G 12: los orbitales d no participan en el enlace metálico).



Configuraciones electrónicas: Estados de oxidación

1 ^a	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
	d ¹ s ²	d ² s ²	d ³ s ²	d ⁵ s ¹	d ⁵ s ²	d ⁶ s ²	d ⁷ s ²	d ⁸ s ²	d ¹⁰ s ¹	d ¹⁰ s ²
2 ^a	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
	d ¹ s ²	d ² s ²	d ⁴ s ¹	d ⁴ s ²	d ⁶ s ¹	d ⁷ s ¹	d ⁸ s ¹	d ¹⁰ s ⁰	d ¹⁰ s ¹	d ¹⁰ s ²
3 ^a	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
	d ¹ s ²	d ² s ²	d ³ s ²	d ⁴ s ²	d ⁵ s ²	d ⁶ s ²	d ⁷ s ²	d ⁹ s ¹	d ¹⁰ s ¹	d ¹⁰ s ²



Compuestos de coordinación

El estudio de los compuestos de coordinación (complejos) se inicia con Alfred Wegner (1866-1919) quien en 1893 demostró que las moléculas neutras que participaban en la formación de un complejo estaban directamente enlazados al metal



Compuestos de coordinación

Los colores que se asocian con la química no sólo son hermosos, sino que son informativos y proporcionan percepciones de la estructura y enlaces de la materia.

Un grupo importante de compuestos coloridos lo constituyen los de los metales de transición. Algunas de estas sustancias se usan en pigmentos para pintura; otros producen los colores del vidrio y las piedras preciosas. ¿Por qué tienen color estas sustancias, y por qué cambian estos colores cuando lo hacen los iones o moléculas unidas al metal?.

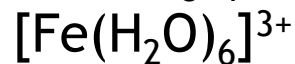
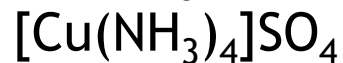


Estructura de los complejos

Complejos metálicos o sencillamente complejos: Especies químicas o conjuntos de un ion metálico central unido a un grupo de moléculas o iones que lo rodean.

Las moléculas o iones que rodean el ion metálico en un complejo se conocen como **agentes acomplejantes o ligandos** (de la palabra latina ligare, que significa “unir”). Un ligando tiene al menos un par de electrones de valencia no compartido.

Ejemplo:





Algunos ligando comunes

Ligando	Símbolo	Nombre del ligando	Ligante
Azida	N_3^-	Azido	Monodentado
Bromuro	Br^-	Bromo	Monodentado
Cloruro	Cl^-	Cloro	Monodentado
Cianuro	CN^-	Ciano	Monodentado
Hidroxido	OH^-	Hidroxo	Monodentado
Carbonato	CO_3^{2-}	Carbonato	Monodentado o bidentado
Oxalato	$C_2O_4^{2-}$	Oxalato	Bidentado
Amoniaco	NH_3	Amino	Monodentado
Etilendiamina	en	Etlendiamino	Bidentado
Piridina	C_5H_5N	Piridino	Monodentado
Agua	H_2O	Acuo	Monodentado



Algunos ligando comunes

Ligando	Símbolo	Nombre del ligando	Ligante
Carbonilo	CO	Carbonilo	Monodentado (O)
Oxido	O ²⁻	Oxo	Monodentado (O)
Sulfocianuro	SCN ⁻	Tiocianato	Monodentado (S)
Sulfocianuro	SCN ⁻	Isocianato	Monodentado (N)
Nitrito	NO ₂ ⁻	Nitrito	Monodentado (O)
Nitrito	NO ₂ ⁻	Nitro	Monodentado (N)



Nomenclatura de los compuestos de transición

1. Para nombrar las sales, se da primero el nombre del anión y luego el nombre del catión.
2. Dentro de un ion o molécula complejos, los ligandos se nombran antes que el metal. Los ligandos se enuncian en orden alfabético; los prefijos que indican el número de ligandos no se consideran como parte del nombre del ligando para determinar el orden alfabético.
3. Los nombres de los ligandos aniónicos terminan en la letra o, en tanto que los neutros llevan ordinariamente el nombre de la molécula.
4. Se emplea un prefijo griego (por ejemplo, di-, ti-, tetra-, penta- y hexa-) para indicar el número de cada tipo de ligando cuando hay más de uno. Si el nombre del ligando mismo contiene un prefijo griego, como mono-, di- o tri-, el nombre del ligando se encierra entre paréntesis y se utilizan prefijos alternos (bis-, tris-, tetrakis -, pentakis- y hexakis-). Si el complejo es un anión, el nombre termina en -ato.
5. El número de oxidación del metal se da entre paréntesis en números romanos, a continuación del nombre del metal.
6. La carga de un complejo es la suma de las cargas del metal central y de los ligandos que lo rodean.
7. A los ligandos puentes se les antepone el prefijo m.



Ejemplos de nomenclatura

$[\text{Ni}(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})_6]\text{Br}_2$	Bromuro de hexapirironíquel (II)
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})\text{CN}]\text{Cl}_2$	Cloruro de acuotetraaminoacinocobalto (III)
$\text{Na}_2[\text{MoOCl}_4]$	Tetraclorooxomolibdato de sodio (IV)
$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$	Tetrahidroxoaluminato de sodio
$[\text{Co}(\text{en})_2\text{F}_2]\text{ClO}_4$	Perclorato de bis(etilendiamino)difluorocobalto (III)
$\text{Na}[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$	Diacuodioxalatorutenato(III) de sodio
$[\text{Mo}(\text{NH}_3)_3\text{Br}_3]\text{NO}_3$	Nitrato de triaminotibromomolibdeno (IV)
$(\text{NH}_4)_2[\text{CuBr}_4]$	Tetrabromocuprato (II) de amonio
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$	Cloruro de tetraacuodiclorocromo(III)
$\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_4]$	Tetracianoniquelato (0) de potasio
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$	Cloruro de pentaaminoclorocobalto(III)
$[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$	Cloruro de tris(etilendiamino)cobalto(III)
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Hexacianoferrato(II) de potasio

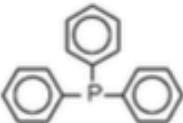



Clasificación de los ligandos (según el número de átomos dadores)

- a) Monodentados
- b) Bidentados
- c) Tridentados
- d) Polidentados

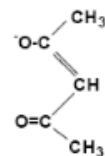
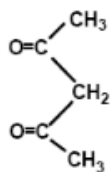


Ligantes monodentados

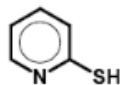
Fórmula	Nombre cuando actúa como ligando (abreviatura)
Monodentados:	
H ₂ O	Aquo
OH ⁻	Hidroxo
NH ₃	Ammino (y derivados: NR ₃)
NH ₂ ⁻	Amido
F ⁻	Fluoro
Cl ⁻	Cloro
Br ⁻	Bromo
I ⁻	Yodo
O ²⁻	Oxo
O ₂ ²⁻	Peroxo
S ²⁻	Tio
HS ⁻	Mercapto
CN ⁻	Ciano
CO	Carbonil
NO	Nitrosil
PH ₃	Fosfina (y derivados: PR ₃)
	Trifenil fosfina (y derivados)
	Piridina (pv)



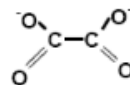
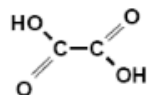
Ligantes bidentados y tridentados



Acetilacetato (acac)



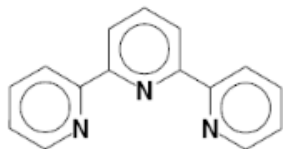
Piridintiol ; 2-mercaptopiridina.
(y su anión piridintiolato)



Oxalato (el ligando es
habitualmente C₂O₄²⁻);

Tridentados:

H₂N-CH₂-CH₂-NH-CH₂-CH₂-NH₂ Etilenotriamina (trien)



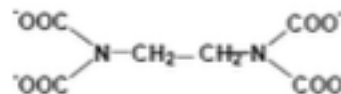
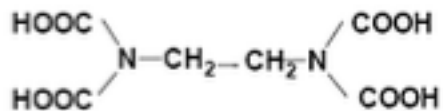
Terpiridilo (Terpy)

H₂N-CH₂-CH₂-O-CH₂-CH₂-NH₂ Di(2 aminoetil)éter.
H₂N-CH₂-CH₂-S-CH₂-CH₂-NH₂ Di(2 aminoetil)tioéter.



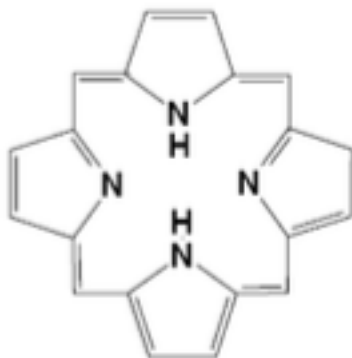
Ligantes polidentados

Tetradentados:



AEDT; EDTA;

El ligando suele ser el anión :
Etilendiamintetraacetato



Porfirina (porfirinato)


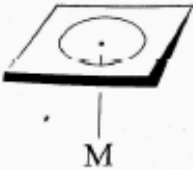

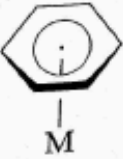



Ligandos orgánicos

TABLA 16.1 Ligandos orgánicos			
Electrones disponibles*	Hapticidad	Ligando	Estructura metal-ligando
1	η^1	Metilo, alquilo $\cdot\text{CH}_3$, $\cdot\text{CH}_2\text{R}$	$\text{M}-\text{CH}_3$
2	η^1	Alquilideno (carbeno)	$\text{M}=\text{C}\begin{matrix} \text{R} \\ \text{R} \end{matrix}$
2	η^2	Alqueno $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	$\begin{matrix} \diagup & \text{C}=\text{C} & \diagdown \\ & & \\ & \text{M} & \end{matrix}$
3	η^3	π -Alilo C_3H_5	$\begin{matrix} & & \\ & \text{C} & \\ \text{---} & \text{C} & \text{---} \\ & & \\ & \text{M} & \end{matrix}$
3	η^1	Alquilidino (carbino) $\text{C}-\text{R}$	$\text{M}\equiv\text{C}-\text{R}$





Ligandos orgánicos

4	η^4	1,3-Butadieno C_4H_6	
4	η^4	Ciclobutadieno C_4H_4	
5 (3) (1)	η^5 η^3 η^1	Ciclopentadienilo C_5H_5 (Cp)	
6	η^6	Benceno C_6H_6	
6	η^7	Tropilio $C_7H_7^+$	



Ligandos orgánicos

TABLA 16.1 (Continuación)

<i>Electrones disponibles*</i>	<i>Hapticidad</i>	<i>Ligando</i>	<i>Estructura metal-ligando</i>
6	η^6	Cicloheptatrieno C_7H_8	
8† (6) (4)	η^8 η^6 η^4	Ciclooctatetraeno C_8H_8 (cot)	

* Para los ligandos neutros.

† Al igual que otros ligandos polieno de esta lista, el ligando cot puede enlazarse a un metal por medio de solamente algunos de los pares de electrones disponibles. En el cot es corriente una hapticidad variable.



Regla de los 16 y 18 electrones

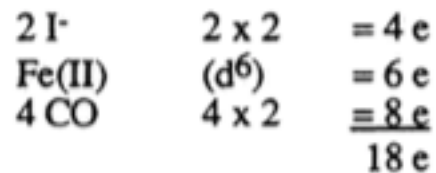
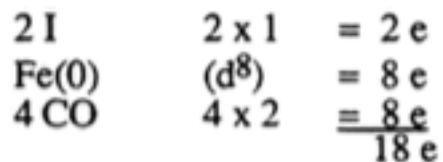
En la década de 1920, N. V. Sidwick se percató que el átomo metálico de un carbonilo $\text{Ni}(\text{CO})_4$, tiene el mismo número de electrones de valencia (18) que el gas noble en el que finaliza el periodo largo al que pertenece al metal; en sus inicios se conoció como la “regla del gas inerte”. Actualmente, se le denomina como la **regla de los 18 electrones**.

- Para aplicar la regla hay que contabilizar los electrones que aporta el metal y los que aportan los ligandos.
- Cuando se cuentan los electrones, todos los átomos metálicos y los ligandos se consideran neutros.
- El metal aporta un número de electrones igual al grupo al que pertenece menos su estado formal de oxidación.
- Si el complejo es portador de carga, entonces se añade o resta el número apropiado de electrones al total.



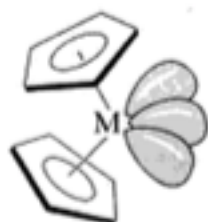
Regla de los 16 y 18 electrones Ejemplo

Para compuesto de formula $[\text{FeI}_2(\text{CO})_4]$ hay dos posibles soluciones, según como se tome al yodo como átomo neutro donde el Fe toma un estado de oxidación de 0 y ó como ión yoduro y el estado de oxidación del fierro será 2+.

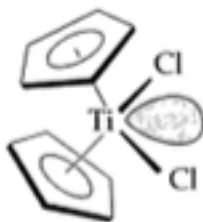




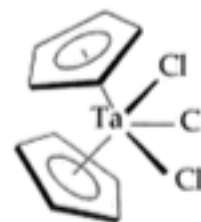
Regla de los 16 y 18 electrones Compuestos sandwich angulares



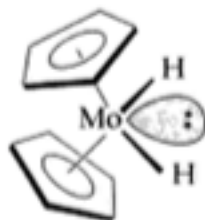
Forma general



16 electrones



18 electrones



18 electrones

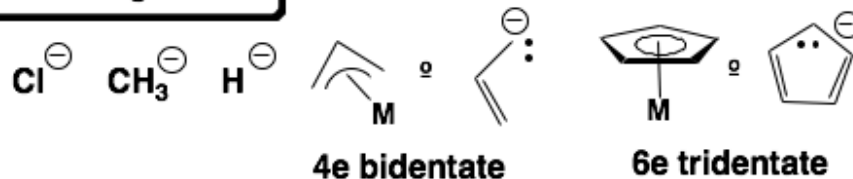


18 electrones

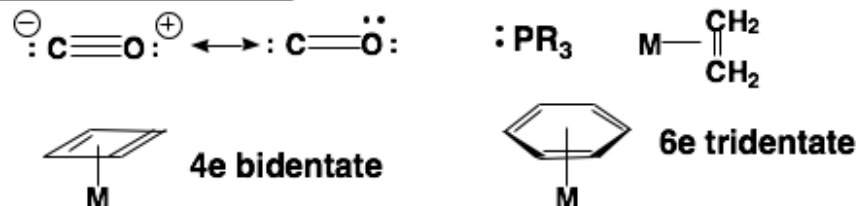


Regla de los 16 y 18 electrones Conteo de electrones

Anionic Ligands



Neutral Ligands



Special Cases











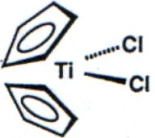


Regla de los 16 y 18 electrones Conteo de electrones

TABLE 2.2 Common Ligands and Their Electron Counts

Ligand	Type	Covalent Model	Ionic Model
Me, Cl, Ph, Cl, η^1 -allyl, NO (bent) ^a	X	1e	2e
Lone pair donors: CO, NH ₃	L	2e	2e
π -Bond donors: C ₂ H ₄	L	2e	2e
σ -Bond donors: (H ₂)	L	2e	2e
η^3 -Allyl, η^3 -acetate	LX	3e	4e
NO (linear) ^a	LX	3e	2e
η^4 -Butadiene	L ₂ ^b	4e	4e
η^5 -Cp	L ₂ X	5e	6e
η^6 -Benzene	L ₃	6e	6e



Universidad Autónoma del Estado de México
 Unidad Académica Profesional Tlanguistenco

Ionic Model			Covalent Model	
$C_5H_5^-$	6e		$C_5H_5^\bullet$	5e
$C_5H_5^-$	6e	Fe	$C_5H_5^\bullet$	5e
Fe^{2+}	<u>6e</u>		Fe	<u>8e</u>
	18e	2.7		18e
Mo^{4+}	2e	$MoH_4(PR_3)_4$	Mo	6e
$4 \times H^-$	8e	2.8	$4 \times H^\bullet$	4e
$4 \times PR_3$	<u>8e</u>		$4 \times PR_3$	<u>8e</u>
	18e			18e
Ni^{2+}	8e		Ni	10e
$2 \times C_3H_5^-$	<u>8e</u>		$2 \times C_3H_5^\bullet$	<u>6e</u>
	16e	2.9		16e
Mo	6e		Mo	6e
$2 \times C_6H_6$	<u>12e</u>	Mo	$2 \times C_6H_6$	<u>12e</u>
	18e			18e
		2.10		
$2 \times Cl^-$	4e		$2 \times Cl$	2e
Ti^{4+}	0e		Ti	4e
$2 \times C_5H_5^-$	<u>12e</u>		$2 \times C_5H_5^\bullet$	<u>10e</u>
	16e	2.11		16e
Co^{3+}	6e		Co	9e
$2 \times C_5H_5^-$	<u>12e</u>	Co	$2 \times C_5H_5^\bullet$	10e
	18e		Positive charge ^a	<u>-1e</u>
				18e



Fórmulas y número de electrones de carbonilos del periodo 4

Grupo	Fórmula	Electrones de valencia	Estructura	
6	$\text{Cr}(\text{CO})_6$	Cr 6(CO)	$\frac{6}{12}$ 18	
7	$\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}$	Mn 5(CO) M—M	$\frac{7}{10}$ $\frac{1}{18}$	
8	$\text{Fe}(\text{CO})_5$	Fe 5(CO)	$\frac{8}{10}$ 18	



Fórmulas y número de electrones de carbonilos del periodo 4

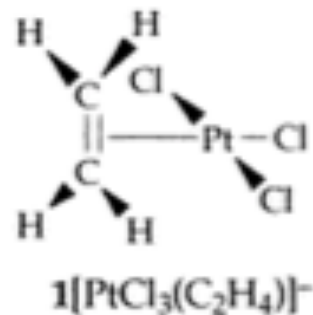
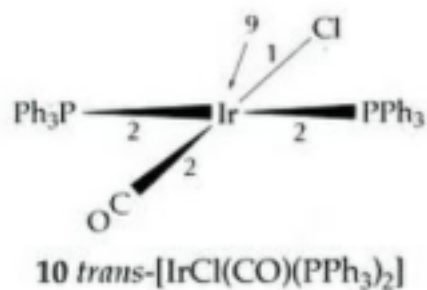
TABLA 16.2 (Continuación)

Grupo	Fórmula	Electrones de valencia	Estructura
9	$\text{Co}_2(\text{CO})_8$	Co 9 4(CO) 8 M—M 1 18	
10	$\text{Ni}(\text{CO})_4$	Ni 10 4(CO) 8 18	



Complejos de 16 electrones

- Elementos de la parte derecha de la series d , grupos 9 y 10.
- La geometría de estos complejos por lo regular son cuadrados planos, d^8 .



Anión de la sal de Zeise



Excepciones a la regla de 16/18 electrones

- Las excepciones a esta regla son frecuentes en la parte izquierda de las series d .
- Principalmente, los factores estéricos y electrónicos entran en competencia, y no es posible colocar suficientes ligandos alrededor del metal.
- La regla de los 18 electrones es fiable solamente cuando el átomo metálico central tiene carga baja, que determina que los orbitales 3d, 4s y 4p tengan energías semejantes.



Excepciones a la regla de 16/18 electrones

Complejo	No. de electrones
$V(CO)_6$	17
$[V(CO)_6]^-$	18
$W(CH_3)_6$	12
$Cr(CO)_2(h^5-C_5H_5)(PPh_3)$	17
$Co(h^5-C_5H_5)_2$	19
$[Co(h^5-C_5H_5)_2]^+$	18
$[IrCl_6]^{2-}$	17
$[Mo(CN)_8]^{3-}$	17



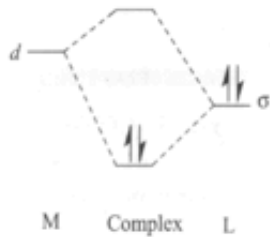
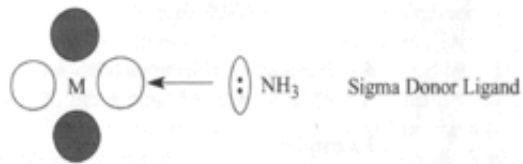
Conclusiones a la regla de 16/18 electrones

- a) *Los que no la cumplen nunca, a no ser de modo casual.*
- b) *Los que la cumplen, en tanto que nunca pasan de los 18 electrones.*
- c) *Los que la cumplen siempre.*
- d) *Los que tienen 16 electrones, en vez de 18.*

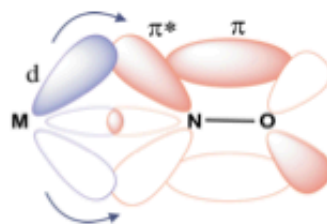


TIPOS DE INTERACCION

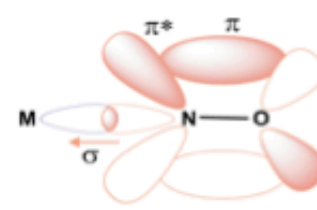
DONOR SIGMA (SIMILAR PARA DONACION PI)



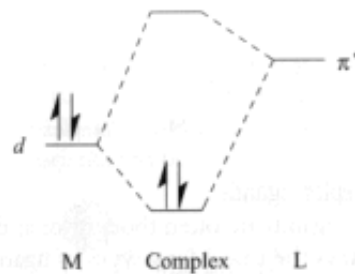
ACEPTOR PI



SIGMA

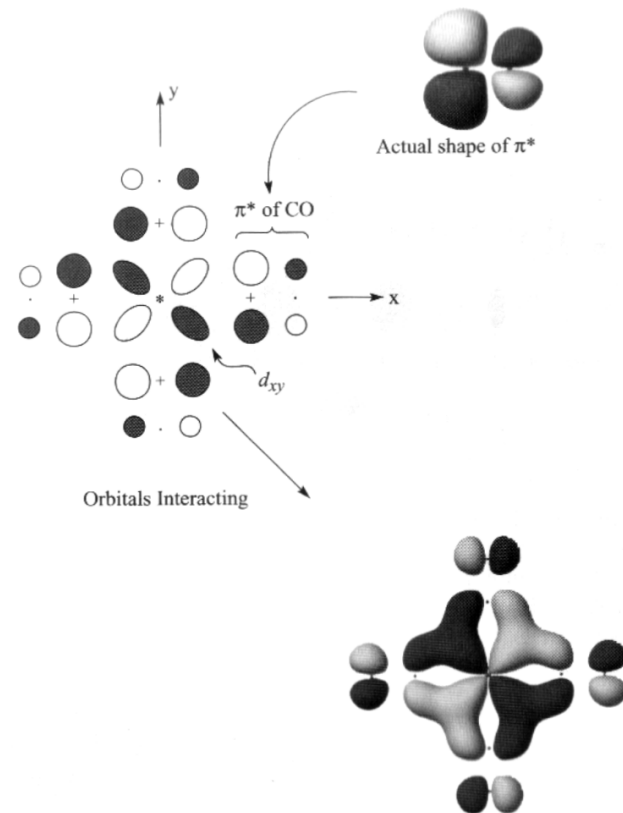
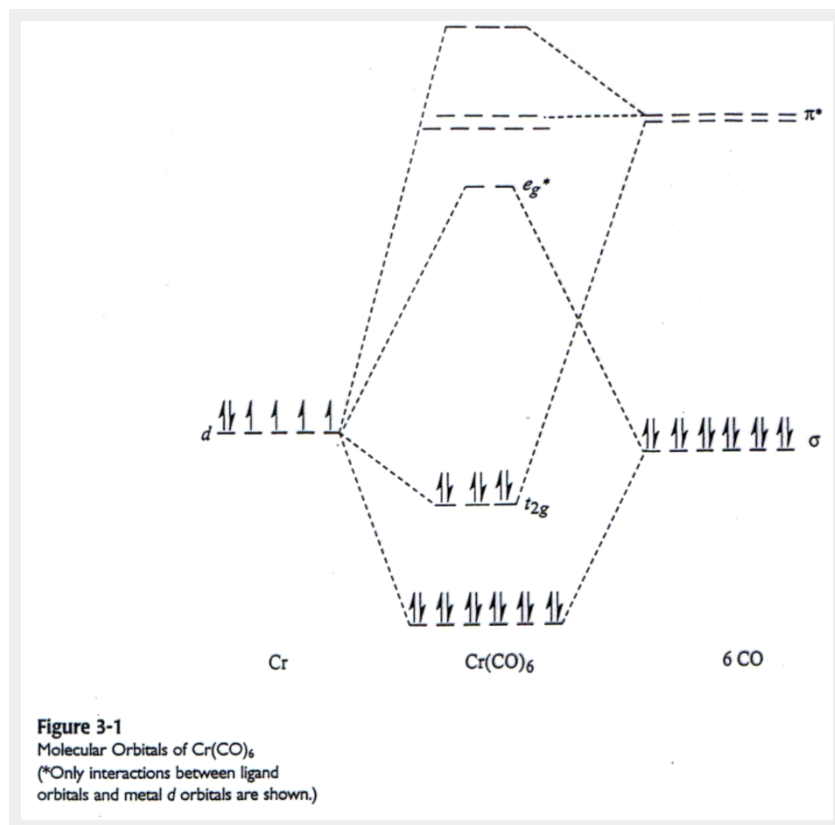


sinergia





Cr(CO)₆

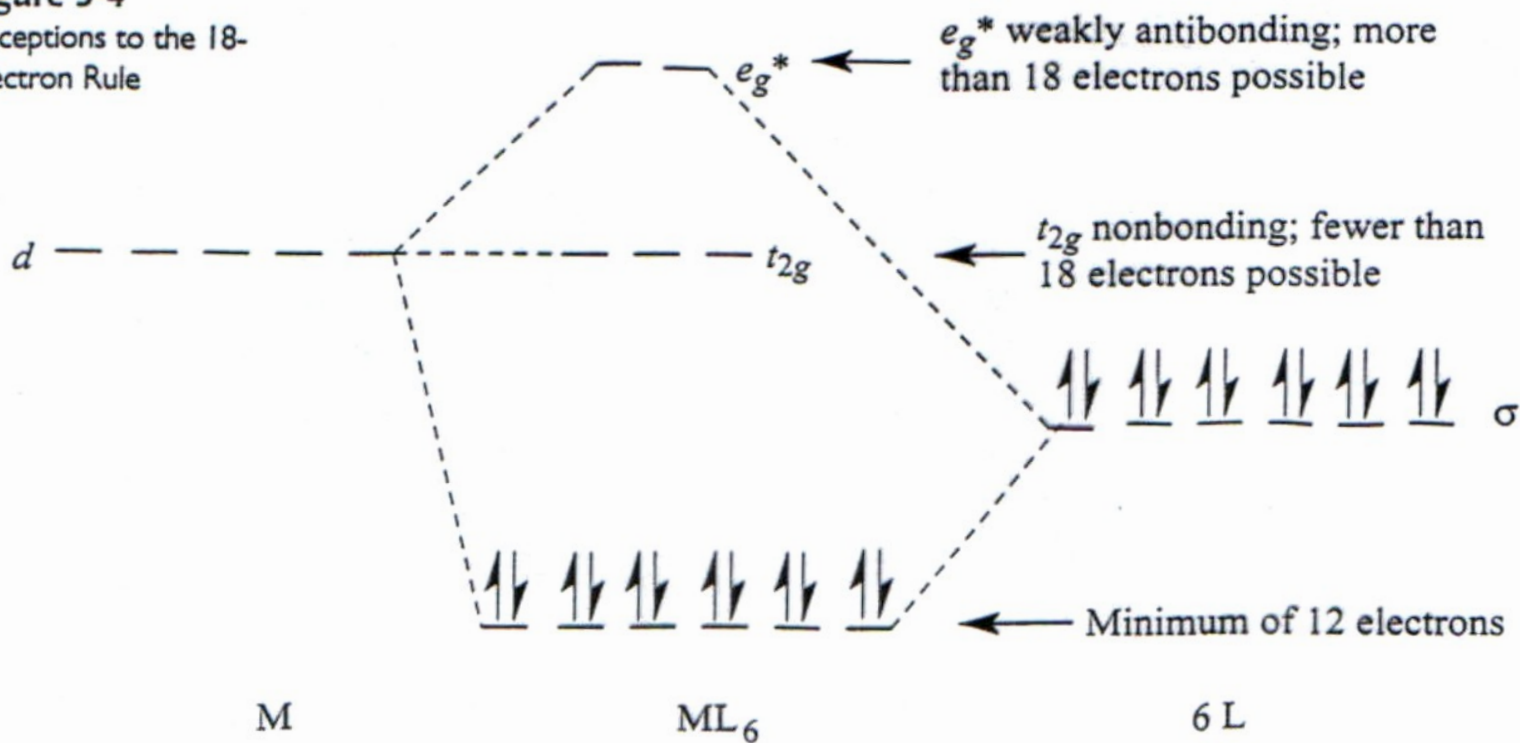




Excepciones a la regla de 18 e-

Figure 3-4

Exceptions to the 18-Electron Rule



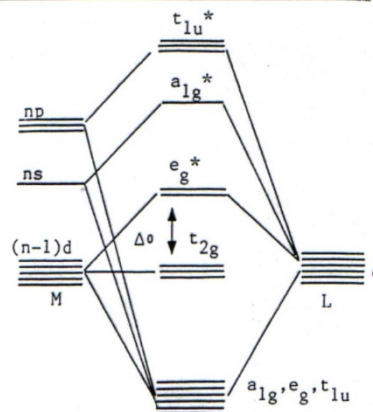
12. The 18 Valence Electron (18 VE) Rule

Typical transition-metal complexes and their assignment to classes I-III

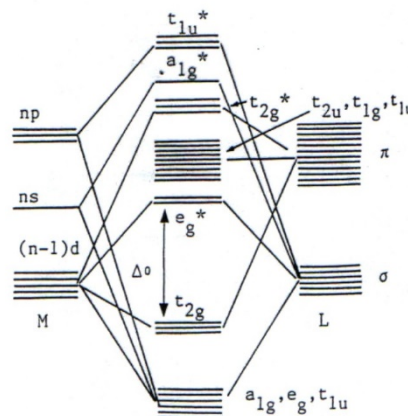
Class I	$n(\text{VE}) \cong 18$	
	$n(d)$	$n(\text{VE})$
TiF_6^{2-}	0	12
VCl_6^{2-}	1	13
$\text{V}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$	2	14
$\text{Cr}(\text{NCS})_6^{3-}$	3	15
$\text{Mn}(\text{acac})_3$	4	16
$\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3^{3-}$	5	17
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	6	18
$\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	7	19
$\text{Ni}(\text{en})_3^{2+}$	8	20
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	9	21
$\text{Zn}(\text{en})_3^{2+}$	10	22

Class II	$n(\text{VE}) \leq 18$	
	$n(d)$	$n(\text{VE})$
ZrF_6^{2-}	0	12
WCl_6	0	12
WCl_6^-	1	13
WCl_6^{2-}	2	14
TcF_6^-	3	15
OsCl_6^{2-}	4	16
$\text{W}(\text{CN})_8^{3-}$	1	17
$\text{W}(\text{CN})_8^{4-}$	2	18
PtF_6	4	16
PtF_6^-	5	17
PtF_6^{2-}	6	18
PtCl_4^{2-}	8	16

Class III	$n = 18$		
	$n(d)$	$n(L)$	$n(\text{VE})$
$\text{V}(\text{CO})_6^-$	6	12	18
$\text{CpMn}(\text{CO})_3$	7	11	18
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	6	12	18
$\text{Fe}(\text{PF}_3)_5$	8	10	18
$\text{Fe}(\text{CO})_5^{2-}$	10	8	18
$\text{CH}_3\text{Co}(\text{CO})_4$	9	9	18
$\text{Ni}(\text{CNR})_4$	10	8	18
$\text{Fe}_2(\text{CO})_9$	8	10	18
$[\text{CpCr}(\text{CO})_3]_2$	6	12	18



Molecular orbital diagram for an octahedral complex (simplified), σ -bonding only

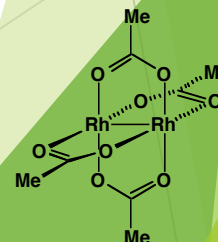
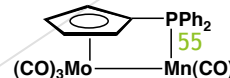
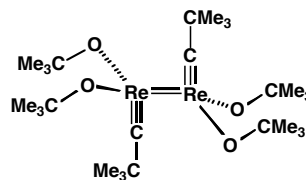
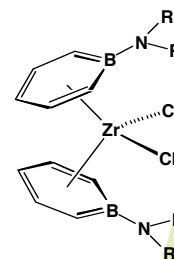
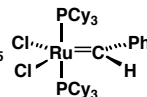
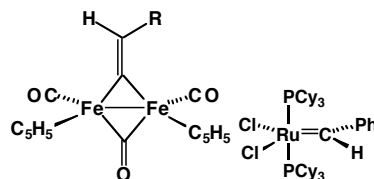
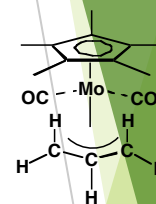
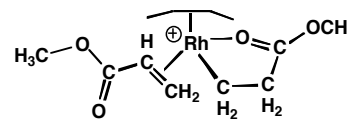
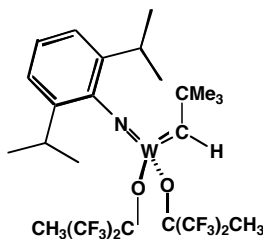
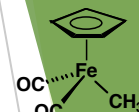
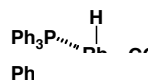
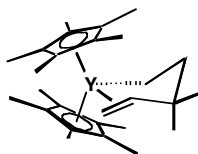


Molecular orbital diagram for an octahedral complex (simplified), σ - and π -bonding

adapted from P. R. Mitchell, R. V. Parish, *J. Chem. Ed.* 46 (1969) 811.



ALGUNOS CASOS DIFICILES...





Carga, número de coordinación y geometría

La carga de un complejo es la suma de las cargas del metal central y de los ligandos que lo rodean.

En el $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, la carga del ion sulfato es de 2^- . Puesto que el compuesto es neutro, el ion complejo debe tener una carga de 2^+ , $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Puesto que los ligandos NH_3 son neutros, el número de oxidación del cobre debe ser $+2$.

¿Cuál es el número de oxidación del metal central en el $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$?

¿Cuál es la carga del complejo formado por un ion platino(II) rodeado de dos moléculas de amoníaco y dos iones bromuro? Respuesta: cero
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]$

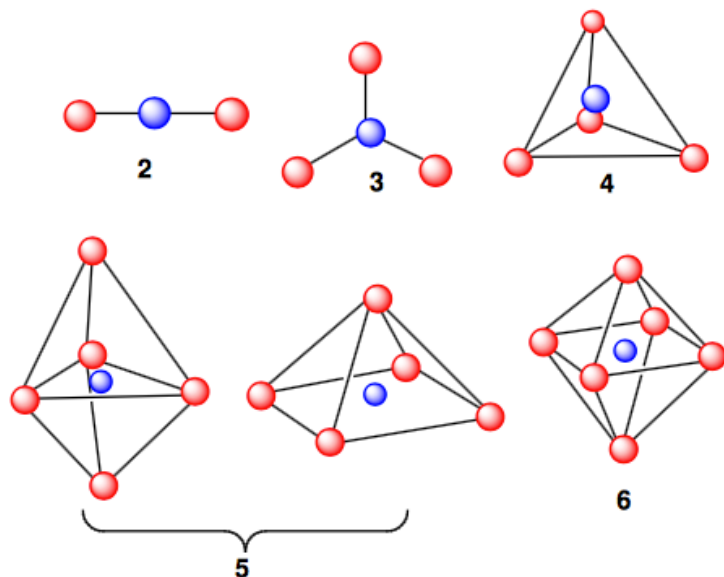
Dado un complejo que contiene un cromo(III) unido a cuatro moléculas de agua y dos iones cloruro, escriba su fórmula. Por tanto, la carga del ion es 1^+ , $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$.



Índice de coordinación y estructuras

Predicción de geometrías

Modelo de Kepert: *los ligandos son cargas puntuales que tienen que distribuirse alrededor del metal de forma que minimicen su repulsión estérica*

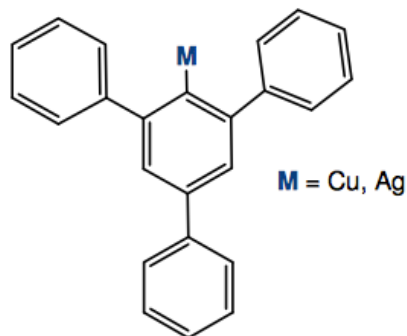


Geometrías de mínima repulsión para I.C.: 2-6



Factores que determinan el índice de coordinación

- Índices de coordinación conocidos entre 1-12 (1, 11 y 12 se consideran valores extremos)
- Índice de coordinación = 1. Sólo compuestos organometálicos con ligandos muy impedidos
- El I.C. = 6 establece el límite entre coordinación alta y baja





Factores que determinan el índice de coordinación

a) Coordinación baja: $1 < I.C. < 6$

- Metales no muy voluminosos (1a serie de transición)
- Ligandos voluminosos
- Ligandos blandos y metales en bajo estado de oxidación
- Contraiones con poca capacidad coordinante (NO_3^- , ClO_4^- , CF_3SO_3^- , BF_4^- , PF_6^-).

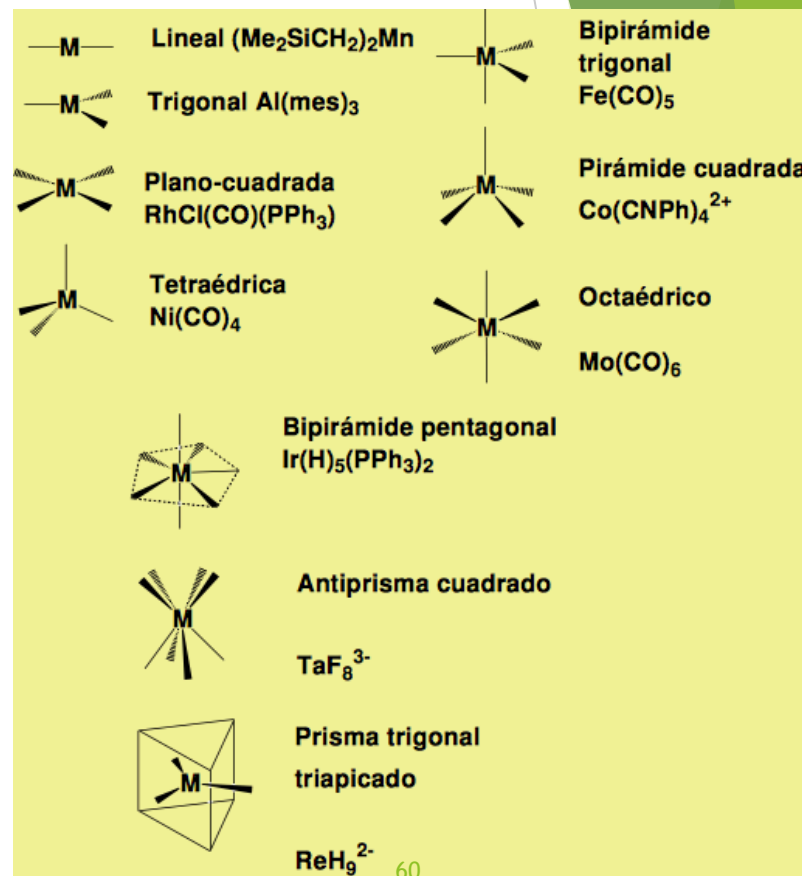
b) Coordinación alta: $IC > 6$

- Metales grandes (2a y 3a series de transición, lantánidos, actínidos)
- Ligandos poco voluminosos
- Alto estado de oxidación y ligandos duros



Hibridación y geometría de los compuestos de coordinación

Hibridación	Geometría
sp	Lineal
sp ²	Triangular
sp ³	Tetraédrica
sp ² d	Cuadrada
sp ² d ²	Bipirámide triangular
sp ³ d	Pirámide triangular
sp ³ d ²	Octaédrica
sp ³ d ³	Bipirámide pentagonal
sp ³ d ⁴	Dedecaédrica





No. de coordinación 2: Geometría lineal

Elementos del grupo 11 y 12 con configuración d^{10} :
 Cu(I) , Ag(I) , Au(I) , Hg(II)

11	12
$\text{Cu(I)} \quad \text{X} - \text{Cu} - \text{X}^{\ominus}$ $\text{X} = \text{Cl, Br}$	
$\text{Ag(I)} \quad \text{H}_3\text{N} - \text{Ag} - \text{NH}_3^{\oplus}$	
$\text{Au(I)} \quad \text{R}_3\text{P} - \text{Au} - \text{PR}_3^{\oplus}$	$\text{H}_3\text{C} - \text{Hg} - \text{CH}_3$



No. de coordinación 3: Geometría trigonal plana

- Elementos con configuración d^{10} :
- Es poco común.
- Ligandos con gran tamaño estérico o restricciones topológicas

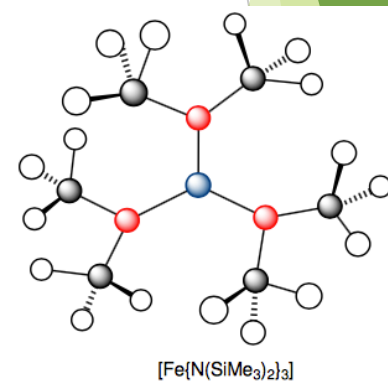
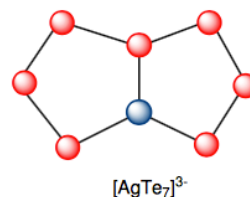
Cu (I): $[\text{Cu}(\text{CN})_3]^{2-}$, $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$

Ag (I): $[\text{AgTe}_7]^{3-}$, $[\text{Ag}(\text{PPh}_3)_3]^+$

Au (I): $[\text{Au}(\text{PCy}_3)_3]^+$

Hg (II): $[\text{HgI}_3]^-$, $[\text{Hg}(\text{SPh}_3)_3]^-$

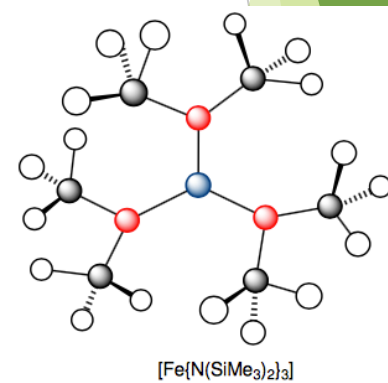
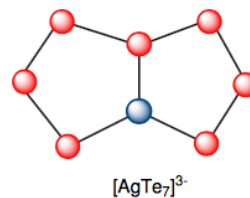
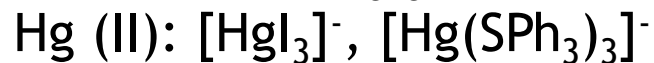
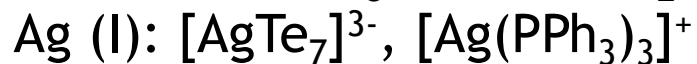
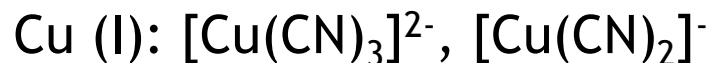
Pt (0): $[\text{Pt}(\text{PPh}_3)_3]$





No. de coordinación 3: Geometría trigonal plana

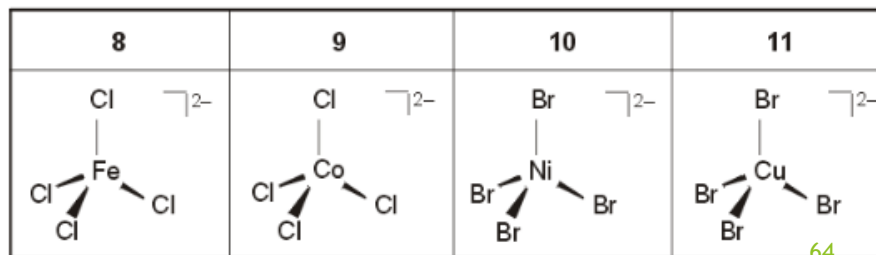
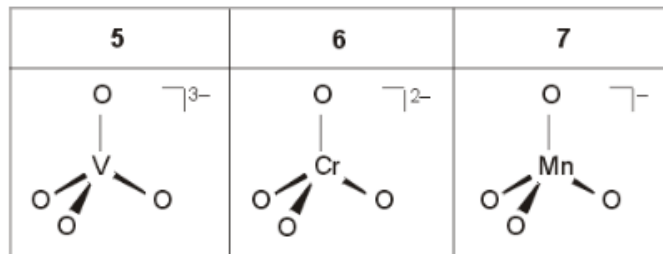
- Elementos con configuración d^{10} :
- Es poco común.
- Ligandos con gran tamaño estérico o restricciones topológicas





No. de coordinación 4: Geometría tetraédrica y cuadrada plana

- Es muy común.
- La geometría tetraédrica se favorece con ligandos grandes (Cl, Br y I) y metales pequeños





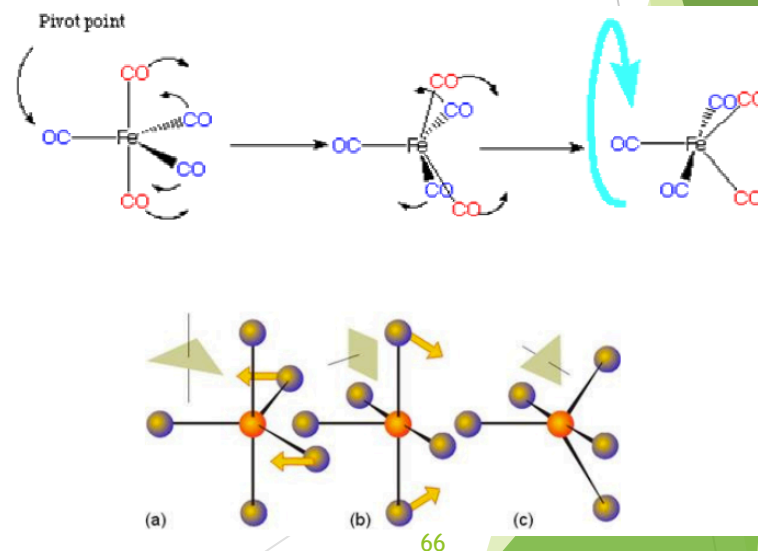
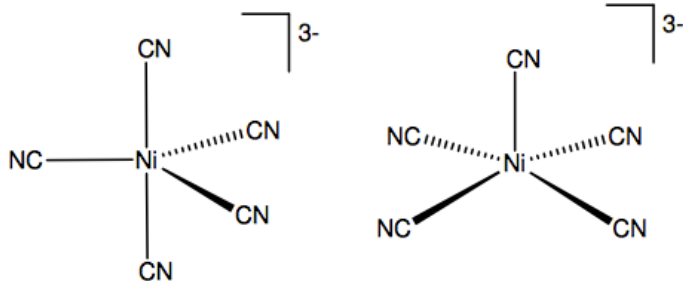
No. de coordinación 4: Geometría tetraédrica y cuadrada plana

9	10	11
<p>Rh(I)</p>	<p>Ni(II)*</p>	
<p>Ir(I)</p>	<p>Pd(II)</p>	
	<p>Pt(II)</p>	<p>Au(III)</p>



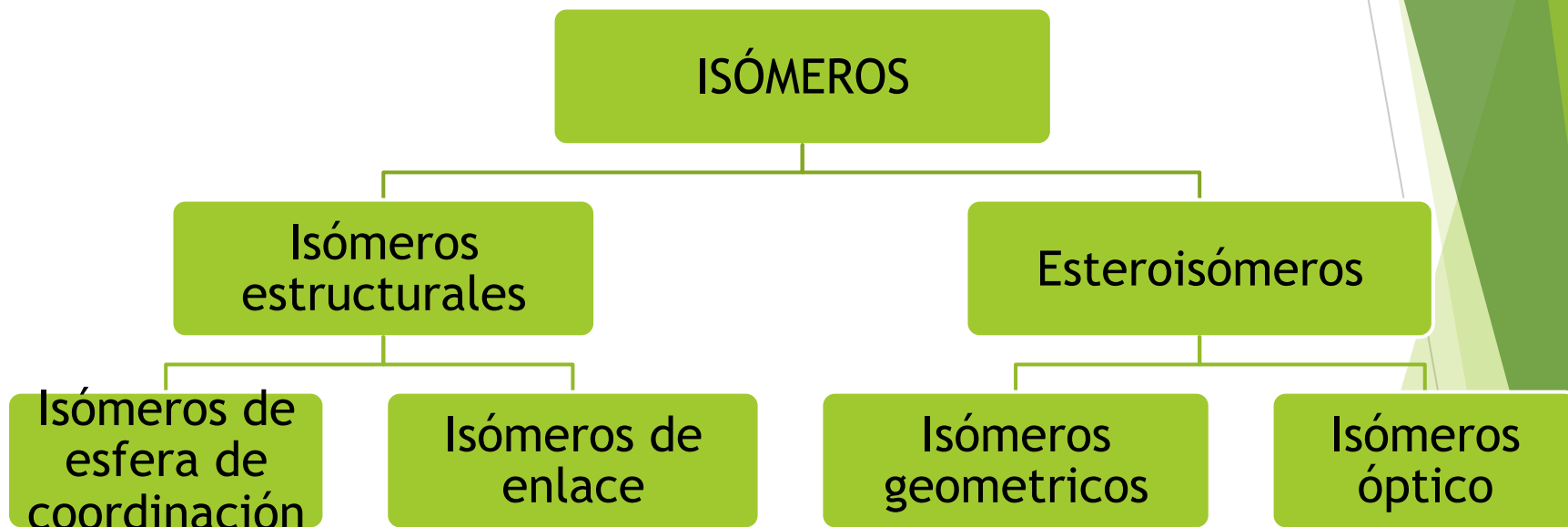
No. de coordinación 5: Geometría bipirámide trigonal (bpt) y pirámide de base cuadrada plana (pbc)

- Los compuestos *bpt* con ligandos monodentados suelen ser fluxionales en disolución
- Mecanismo de *pseudo-rotación de Berry* en $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$





ISOMERÍA EN COMPUESTOS DE COORDINACIÓN



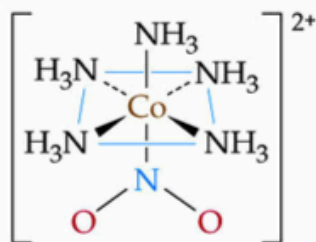


a) Isómeros de esfera de coordinación

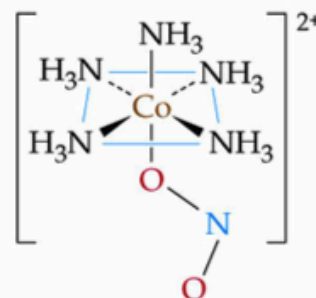
Complejo	Color
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	Violeta
$[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Verde
$[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Verde
<i>trans</i> - $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2](\text{NO}_2)$	Verde
<i>trans</i> - $[\text{Co}(\text{en})_2(\text{NO}_2)\text{Cl}]\text{Cl}$	Rojo



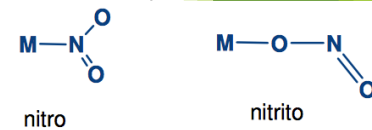
b) Isómeros de enlace: $[\text{Co NO}_2(\text{NH}_3)_5]^{2+}$



a) Ión pentaaminonitrocobalto(III)
(Amarillo)

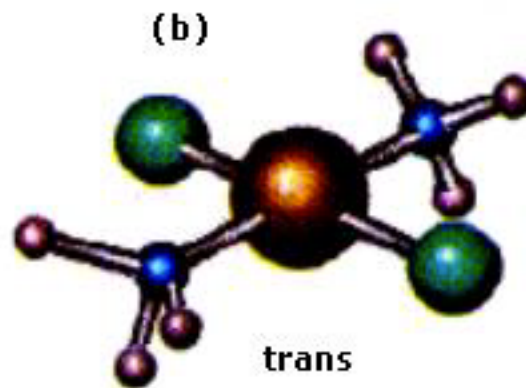
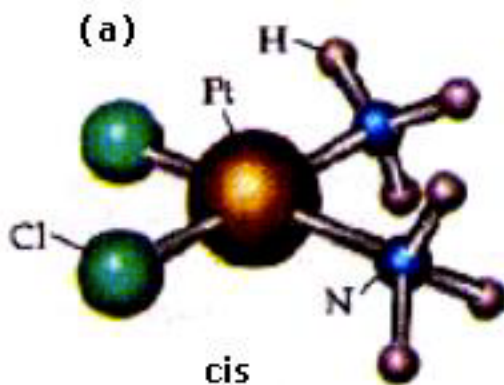


b) Ión pentaaminonitritocobalto(III)
(rojo)





c) Isómeros geométricos: [PtCl₂(NH₃)₂]

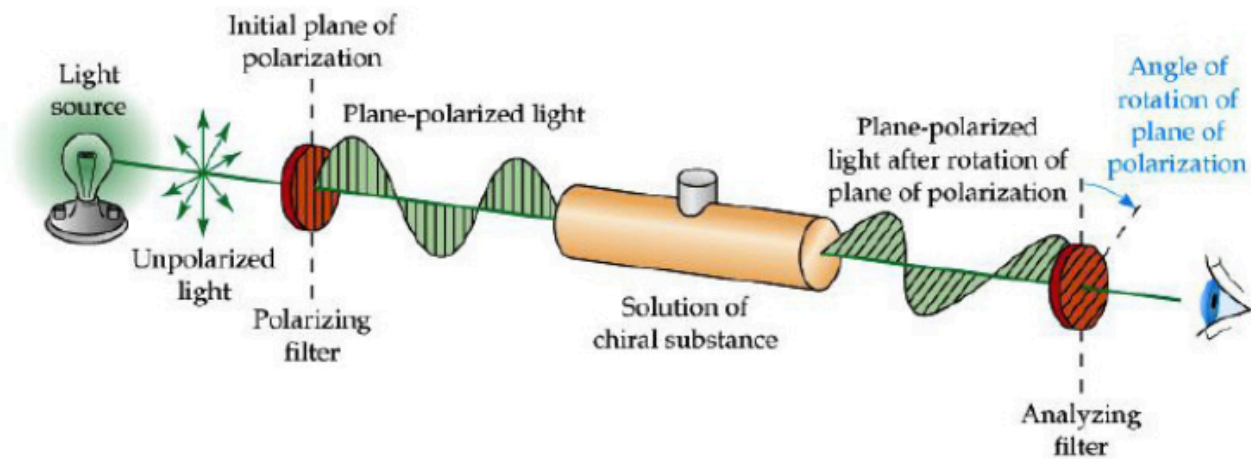


a) *cis*-diaminodichloroplatino (II)
cisplatino

b) *trans*-diaminodichloroplatino (II)

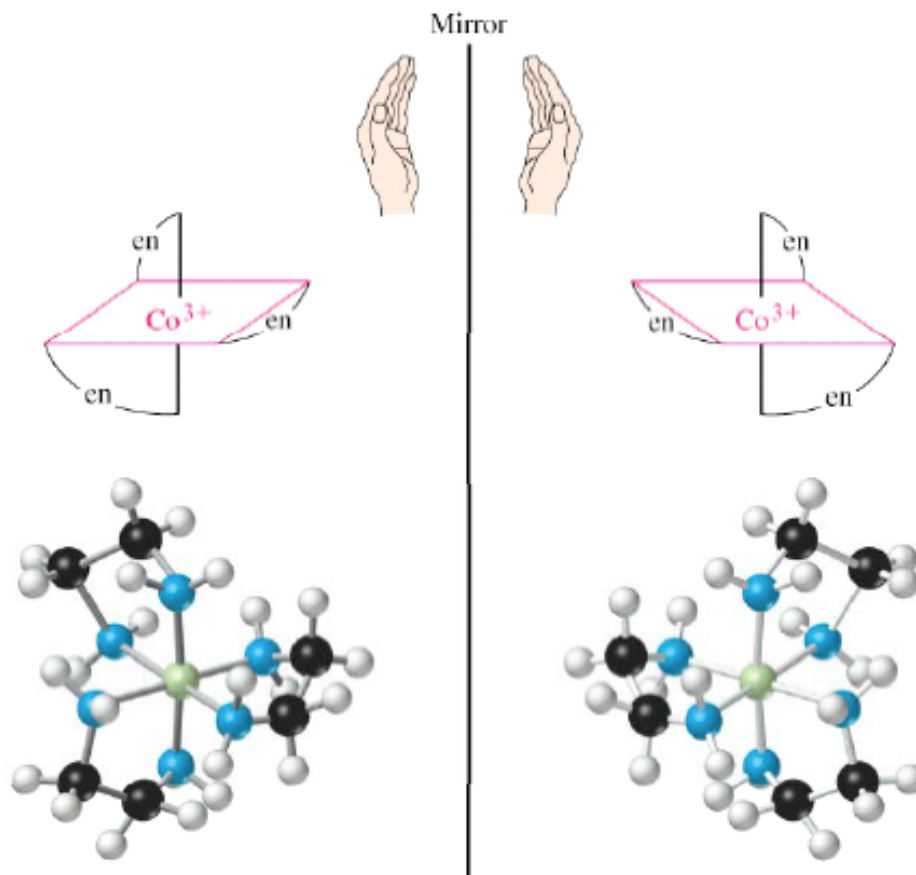


d) Isómeros ópticos:





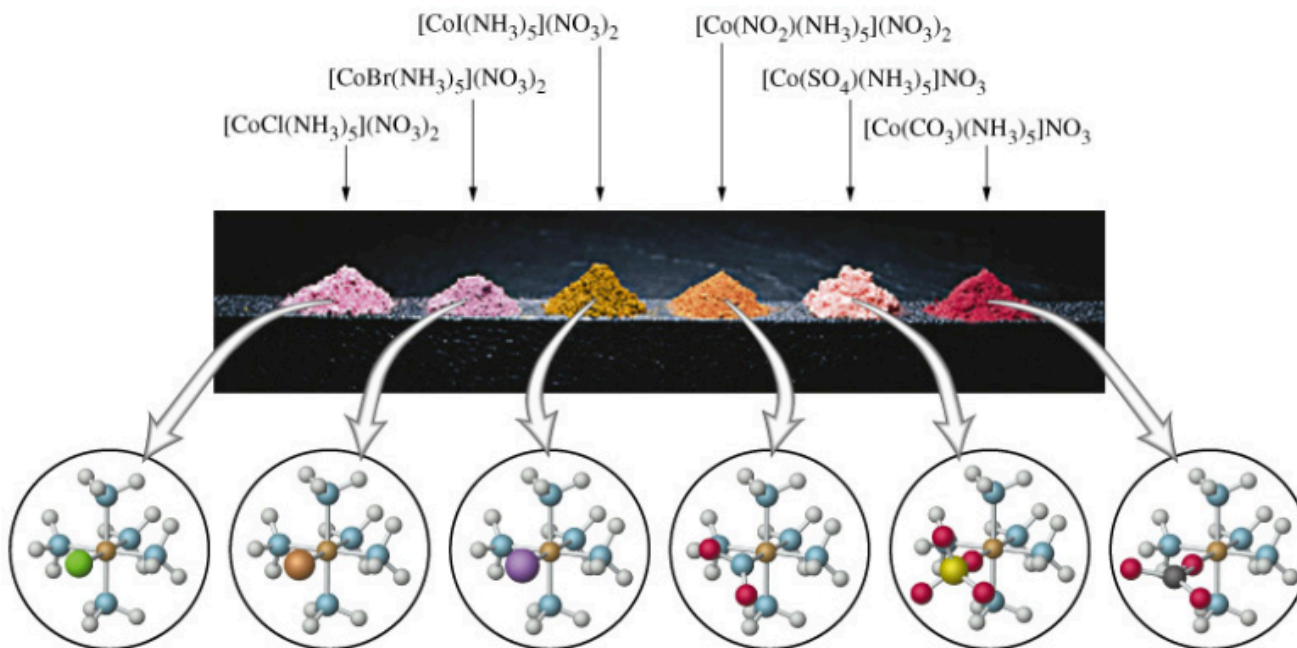
d) Isómeros ópticos:





El color en los elementos de transición

En general, el color de un complejo depende del metal específico, su estado de oxidación y los ligandos unidos al metal.





El color en los elementos de transición



Turquesa
 $\text{CuAl}_6(\text{PO}_4)_4(\text{OH})_8 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$



Crisicola
 $(\text{Cu, Al})_4\text{H}_4(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10} \cdot n\text{H}_2\text{O}$



Sugilita
 $\text{KNa}_2(\text{Fe}^{3+})_2(\text{Li}_3\text{Si}_{12})\text{O}_{30}$



El color en los elementos de transición



Malaquita
 $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$



Rubi
 $\text{Al}_2\text{O}_3:\text{Cr}$



Amatista
 $\text{SiO}_2::\text{Fe}^{+3}$



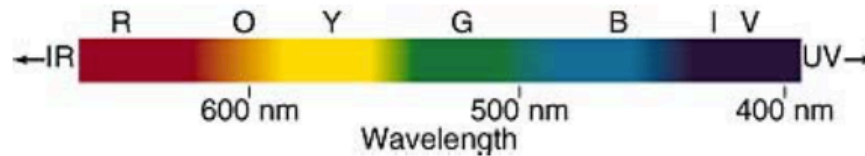
El color, como lo observamos y por que

- Una subcapa d parcialmente llena en el metal es necesaria para que un complejo muestre color.
- Los iones que tienen subcapas d totalmente vacías (como el Al^{3+} y Ti^{4+}) o subcapas d completamente llenas (como el Zn^{2+} , $3d^{10}$) son por lo general incoloros.
- Por lo tanto un objeto tiene un color específico por una de dos razones:
 - a) refleja o transmite luz de ese color;
 - b) absorbe luz del color complementario.

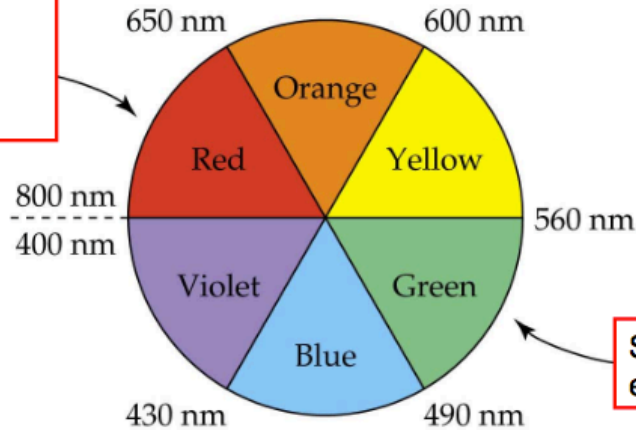


El color, como lo observamos y por que

$$E = h\nu = h\left(\frac{c}{\lambda}\right)$$



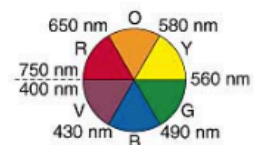
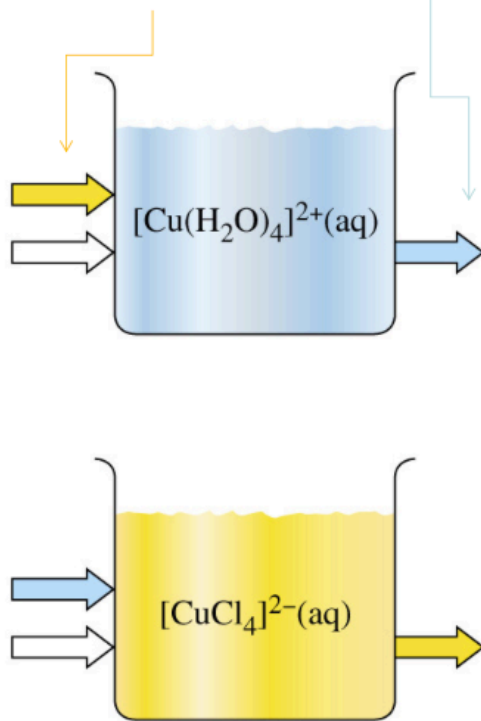
Si una sustancia absorbe una radiación de esta longitud de onda



Su color aparece en esta zona



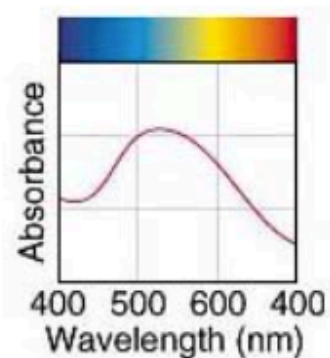
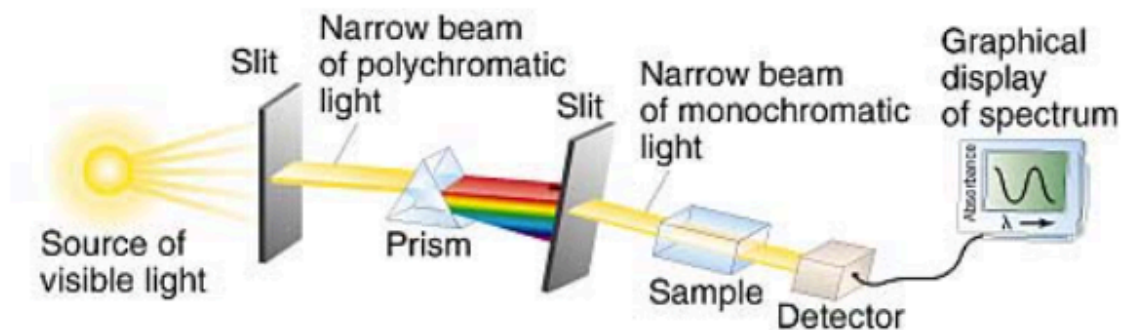
Color absorbido y Observado



Color(s) absorbed	Absorbing species	Color transmitted
Yellow	$[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$	Green
Blue	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Blue
Green	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Red
Orange	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Orange
Yellow	CrO_4^{2-}	Yellow

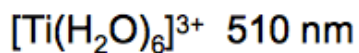
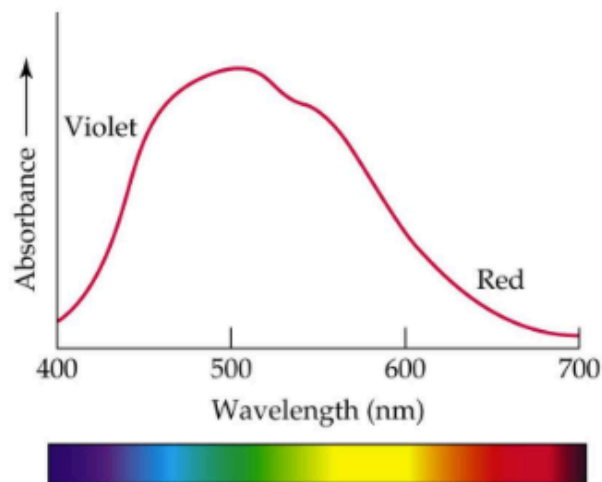


El color y los espectros electrónicos de los elementos de transición

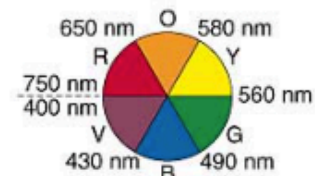




El color y los espectros electrónicos de los elementos de transición

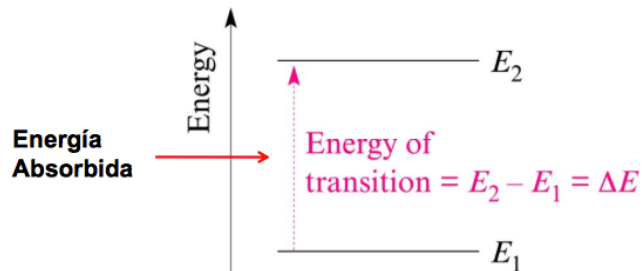


Como absorbe amarillo-verde se ve de color púrpura

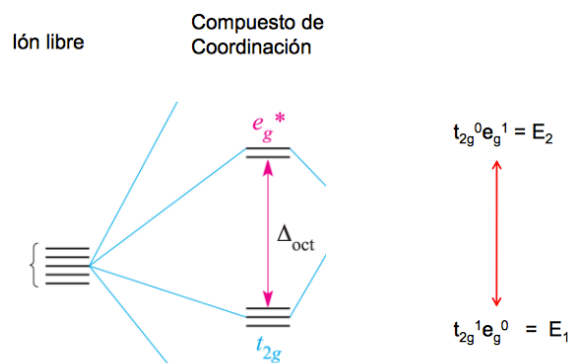




Espectros electrónicos y saltos electrónicos



$$E = h\nu = h(c/\lambda)$$



$$E_2 - E_1 = \Delta_o$$

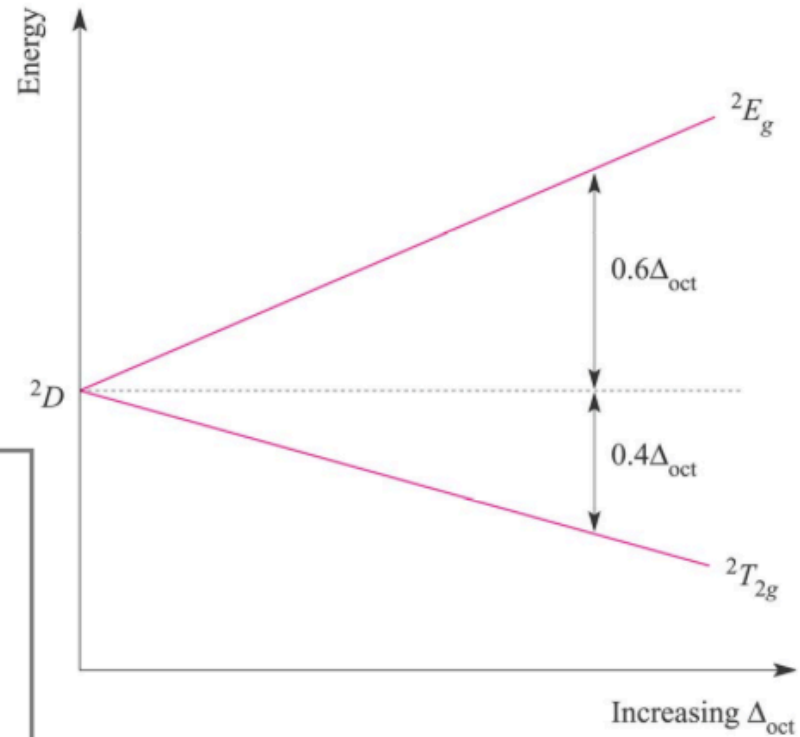


Diagrama de niveles de energía para un ion d^1

Reglas de selección:

De spin: las transiciones deben de ocurrir con $\Delta S = 0$

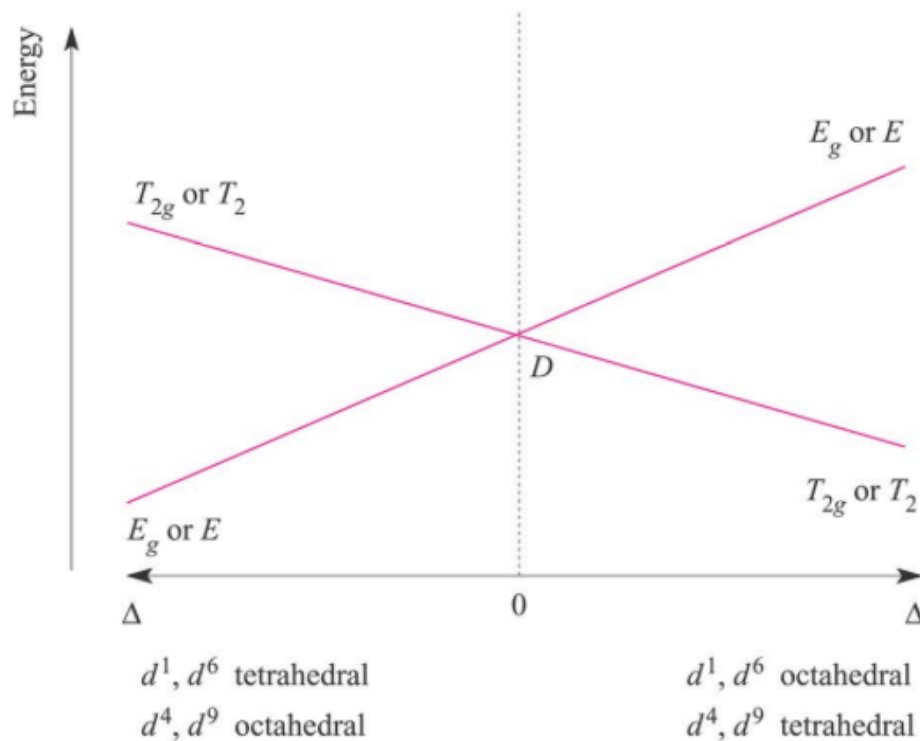
Término	Componente Oh
S	A_{1g}
P	T_{1g}
D	$E_g + T_{2g}$
F	$A_{2g} + T_{2g} + T_{1g}$
G	$A_{1g} + E_g + T_{2g} + T_{1g}$





**Diagramas de Orgel
para iones octaédricos
 d^1, d^6, d^4 y d^9 de alto
spin**

**¡Repasar el concepto
de hueco positivo!**





**Diagramas de Orgel
 para iones octaédricos
 d^2, d^7, d^3 y d^8 de alto spin**

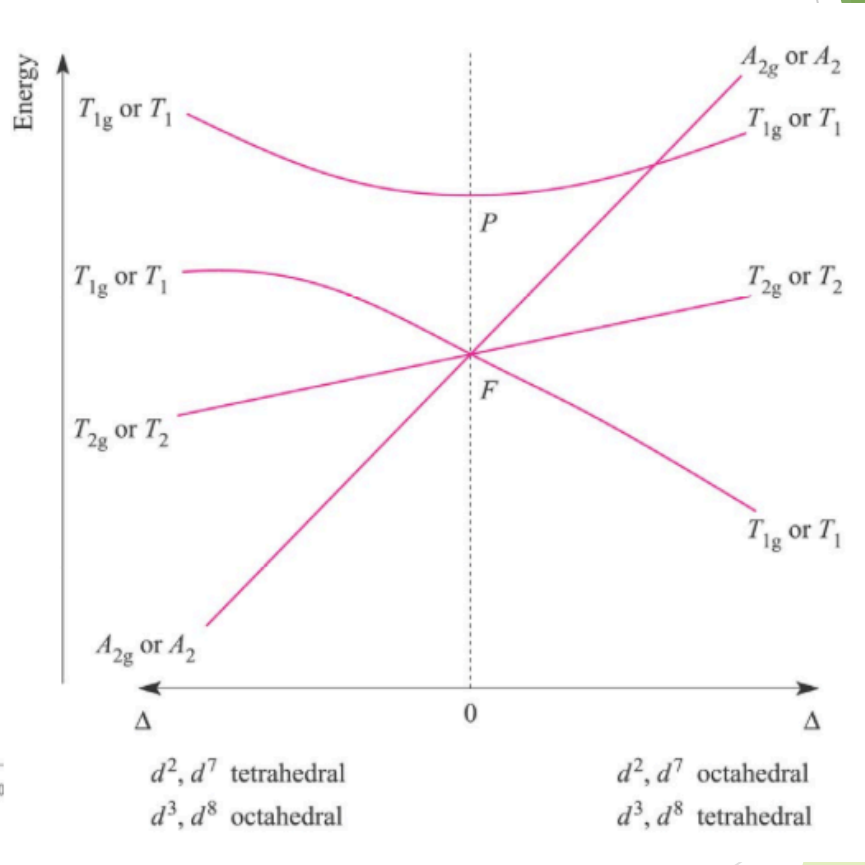
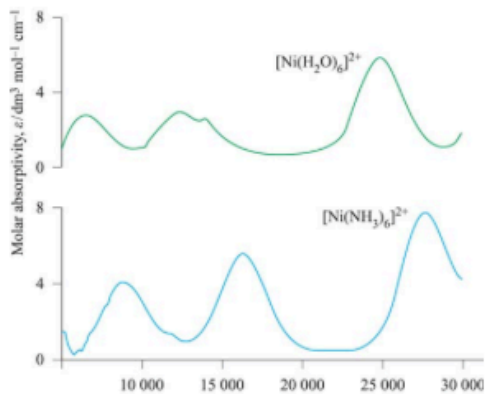
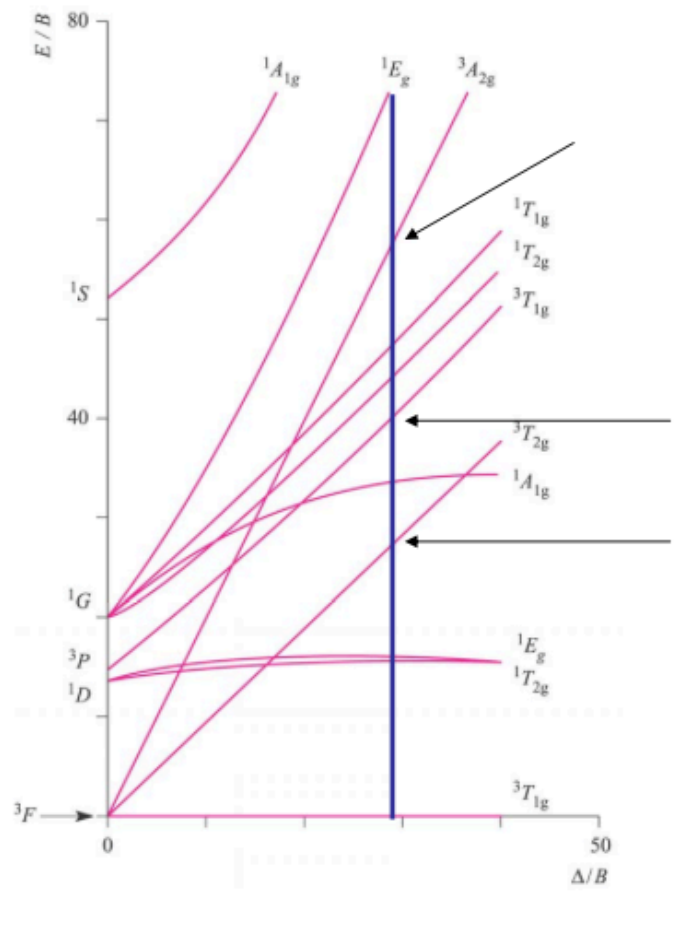




Diagrama de Tanabe-Sugano para iones d^2 en un entorno octaédrico de alto spin

Los puntos marcados señalan las transiciones permitidas por tener $\Delta S = 0$

Las disoluciones de $[V(H_2O)_6]^{3+}$ muestran absorciones a 17200 y 25600 cm^{-1} que se asignan a transiciones ${}^3T_{2g}(F) \rightarrow {}^3T_{1g}(F)$ y ${}^3T_{1g}(P) \rightarrow {}^3T_{1g}(F)$





ENLACE QUÍMICO EN LOS COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

En la actualidad se emplean tres teorías para describir las naturaleza del enlace en los complejos metálicos:

- 1.- La teoría del enlace de valencia (TEV)
- 2.- La teoría electrostática del campo cristalino (TCC)
- 3.- La teoría de los orbitales moleculares (TOM)



Bibliografía

Básica:

- Purcell, K. F y Kotz, J. C. (1979). Química Inorgánica. España: Reverté, S.A.
- Shriver, D. F., Atkins, P. W., Langford, C.H. (2002). Química Inorgánica Vols. I y II. España: Reverté, S. A..
- Atkins, P. (2010). Química Inorgánica. México: Editorial McGraw Hill.
- Casabó J. (2007). Estructura atómica y enlace químico. España: Reverté, S. A.
- Carriedo, G. A. (2015). Química Inorgánica: vol. I.- Elementos representativos. España: Editorial Síntesis, S. A.
- Carriedo, G. A. (2015). Química Inorgánica: vol. II.- Elementos de transición. España: Editorial Síntesis, S. A.
- Cotton y Wilkinson. (2001). Química Inorgánica Avanzada. México: Limusa.
- Gutiérrez, R. E. (2000). Química Inorgánica. España: Reverté, S. A.
- Huheey, J. (2007). Química Inorgánica. México: Alfaomega.
- Housecroft, C. y Sharpe, A. (2006). Química Inorgánica. México: Pearson-Educación.
- Carriedo, G. A. (2015). Curso de iniciación a la química organometálica. España: Servicio de Publicaciones. Universidad de Oviedo.

Complementaria:

- Douglas, B. (2008) Problemas de Química Inorgánica Resueltos. Thomson.
- Rodríguez, Higuera, X. (2007). Nomenclatura Química Inorgánica: reglas y ejercicios. Trillas.