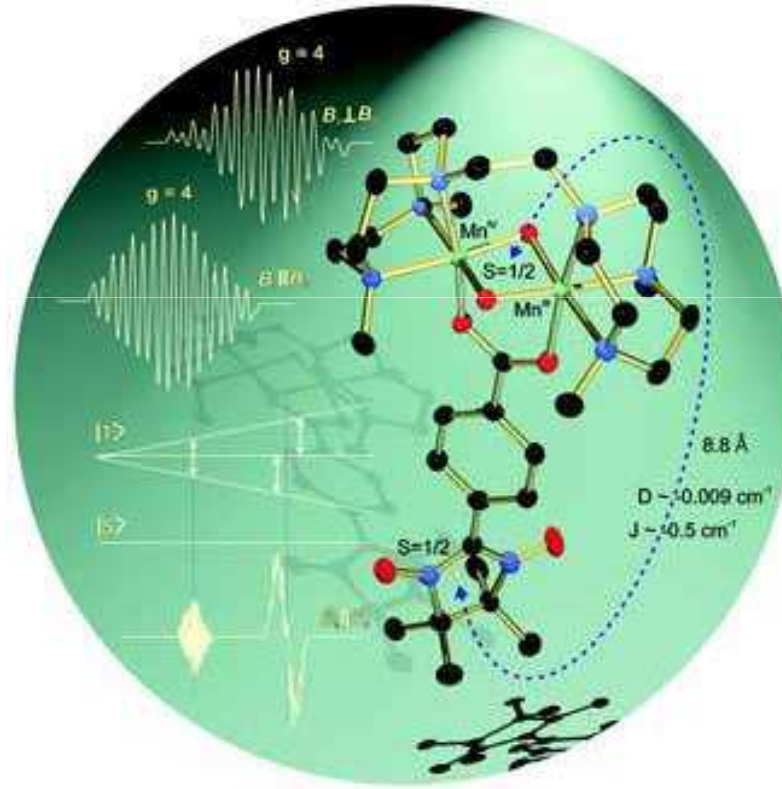


GEÇİŞ METALLERİ ve KOORDİNASYON BİLEŞİKLERİ



Yrd.Doç.Dr. İbrahim İsmet ÖZTÜRK

Geçiş Metalleri

Geçiş metalleri periyodik çizelgenin d bloğu olarak adlandırılan bölgesinde yer alır. Bu metallerin sık rastlanan değerliklerinde kısmen dolu d orbitalleri vardır.

1 H																	2 He															
3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne											
11 Na	12 Mg															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	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		
87 Fr	88 Ra	89 Ac	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																
(119)	(120)	(121)	(122)	(123)	(124)	(125)	(126)	(127)	(128)	(129)	(130)	(131)	(132)	(133)	(134)	(135)	(136)	(137)	(138)	(139)	(140)	(141)	(142)	(143)	(144)	(145)	(146)	(147)	(148)	(149)	(150)	

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
----------	----------	---------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------	-----------	-----------	-----------

Birinci sıra geçiş elementleri için $[Ar]3d^n4s^2$ genel elektron dizilişi verilebilir. Ağır geçiş metalleri olarakta adlandırılan ikinci ve üçüncü sıra geçiş metalleri sırasıyla $[Kr]4d^n5s^2$ ve $[Xe]4f^{14}5d^n6s^2$ elektron dizilişindedir.

	3d	4s
21Sc	↑	↑↓
22Ti	↑↑	↑↓
23V	↑↑↑	↑↓
24Cr	↑↑↑↑↑	↑
25Mn	↑↑↑↑↑	↑↓
26Fe	↑↓↑↑↑↑	↑↓
27Co	↑↓↑↓↑↑↑	↑↓
28Ni	↑↓↑↓↑↓↑↑	↑↓
29Cu	↑↓↑↓↑↓↑↓↑	↑
30Zn	↑↓↑↓↑↓↑↓↑↓	↑↓

**4th row
transition elements**

Geçiş metallerinin genel özellikleri şu şekildedir;

- 1- Her geçiş metali çoğunlukla birden fazla değerlikte bulunabilir.
- 2- Bileşikleri genellikle renklidir.
- 3- Bileşiklerinin çoğu paramanyetiktir.
- 4- Metal iyonları değişik molekül veya iyonlarla kompleks bileşikler veya iyonlar oluşturabilirler.
- 5- Metalin kendisi veya bileşikler çoğunlukla katalitik etki gösterir.

Değerlik:

Geçiş metallerinin sahip olabilecekleri değerliklerin çok çeşitli olması d orbitallerindeki elektronları verebilmelerinde ileri gelmektedir.

Periyodik cetvelde geçiş metallerinin her sırası incelendiğinde, sıraların orta bölgesindeki geçiş metallerinin çok daha fazla sayıda değişik değerliklere sahip olabildiği görülmektedir.

Değerlik konusunda dikkat çeken bir diğer nokta ise ikinci ve üçüncü sıra geçiş metallerinde yüksek değerliklerin daha kararlı olmasıdır.

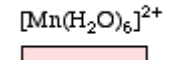
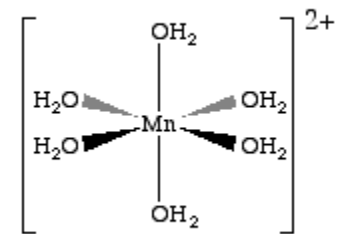
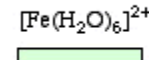
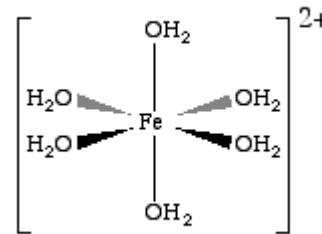
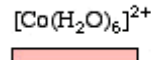
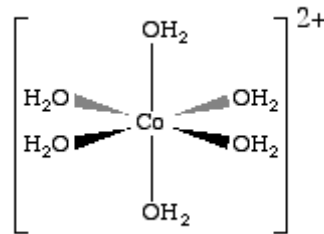
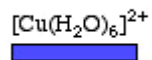
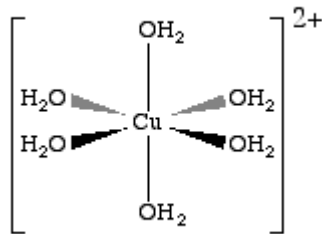
Çizelge 7.1 Geçiş metallerinin değerlikleri (En yaygın değerlikler koyu puntolarla gösterilmiştir).

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

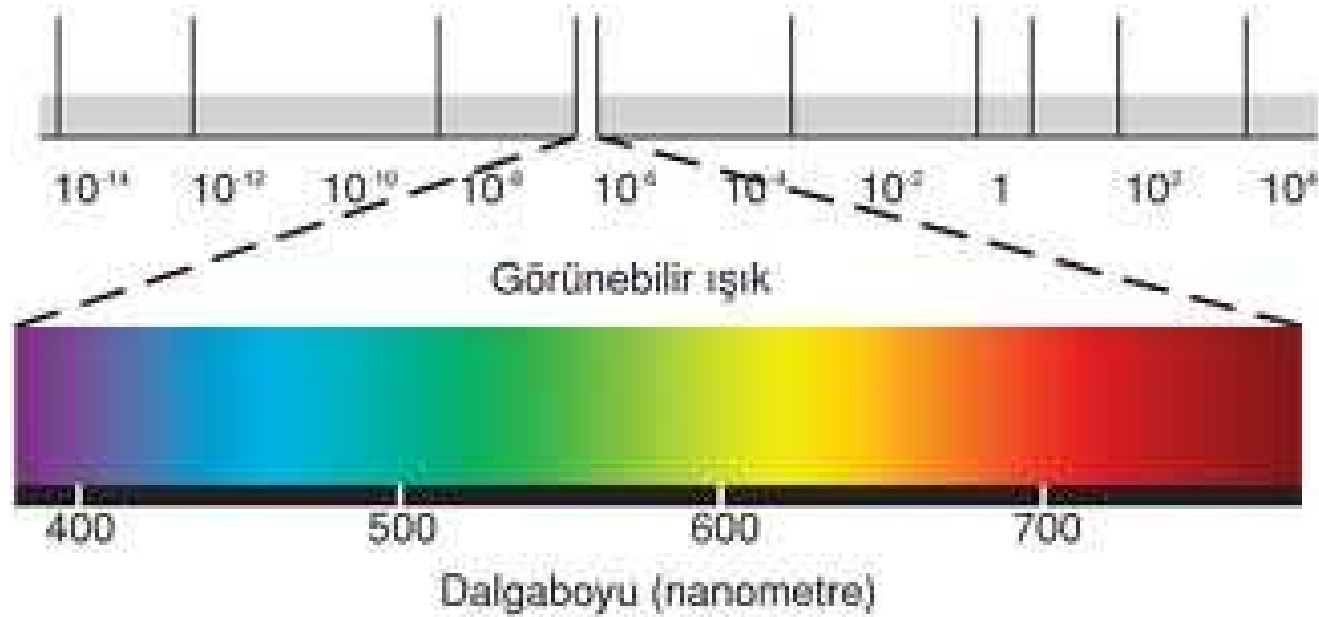
Bu yüksek değerklikler, basit iyon bileşiklerinden çok kovalent moleküler veya makromoleküler yapılarda görülmektedir. Birinci sıra geçiş metallerinde genellikle 2+ veya 3+ yüklü iyonlar ve daha yüksek değerkliği olan okso iyonlar oluşur. İkinci ve üçüncü sıra geçiş metallerinin düşük değerklikli bileşiklerinde genellikle metal-metal bağları vardır.

Renk:

Geçiş metallerinin hidratlaşmış iyonları genellikle renklidir. Ancak d^0 ve d^{10} yapısındaki iyonlar renksizdir. Renkli iyonlara örnek olarak;



Geçiş metali bileşiklerinin renkli olmasının sebebi, d orbitalindeki elektron geçişlerinden ileri geldiği söylenebilir. Elektron geçişleri ile ilgili enerjinin, ışık spektrumunun görünür bölgesine (380-760 nm) rastlaması halinde bileşikler renkli olarak görülür.



Elektron geçişleri başlıca iki türdür. Bunlardan birincisinde metalin d orbitallerinin birindeki elektron, yine metalin diğeri bir d orbitaline geçer. Böyle geçişlere ***d-d geçişi*** denir. d-d geçişlerinde, atomdan atoma elektron göçü söz konusu değildir.

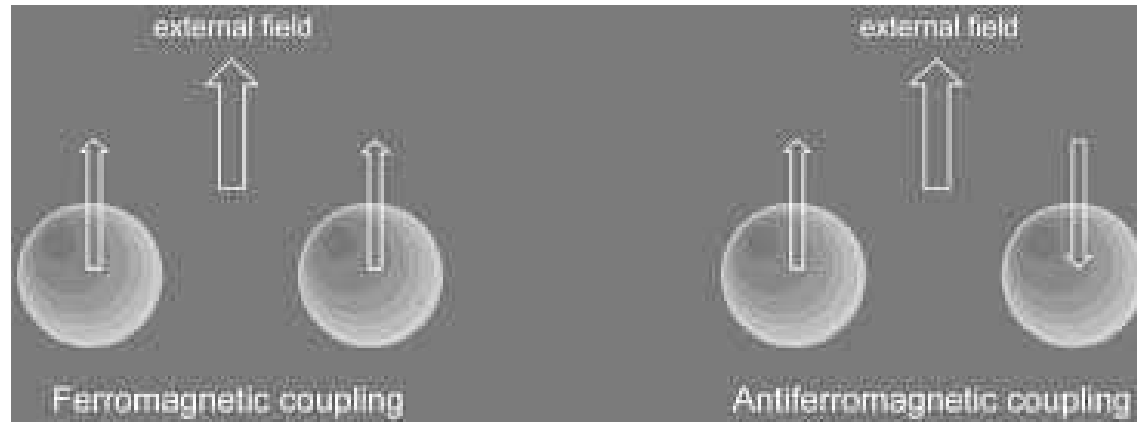
İkinci tür elektron geçişlerine ***yük aktarımı geçişi*** denir. Bu geçişler iki türdür. Birincisinde metal ağırlıklı bir orbitalden ligand ağırlıklı bir orbitale (***M → L***) elektron geçişi olur. Diğeri ise ligand ağırlıklı bir orbitalden metal ağırlıklı bir orbitale (***L → M***) elektron geçişi olur. Yük aktarımı geçişlerinde atomların başlangıç ve son hallerindeki yüklerinde önemli ölçüde değışiklik olur.

Yük aktarımı geçişleri izinli geçişler olduğundan olasılığı fazladır ve buna karşılık olan ışık soğurmasında çok şiddetlidir. d-d geçişleri ise genelde yasaklı geçişlerdir. Onun içinde ışık soğurması zayıftır. Kaba bir karşılaştırma yapılırsa, d-d geçişleri soluk renklere, yük aktarımı geçişleri de belirgin renklere neden olur.

Manyetik Özellikler:

Elektronun spininden ileri gelen manyetik moment dış manyetik alandan etkilendiğinden, elektronların orbitallere dağılımı maddenin manyetik özelliğini belirler. Orbitallerinde çiftlenmemiş elektronları bulunan maddeler ***paramanyetik***, bütün elektronları orbitallerde çiftlenmiş olarak bulunan maddeler ise ***diyamanyetik*** özellik gösterir.

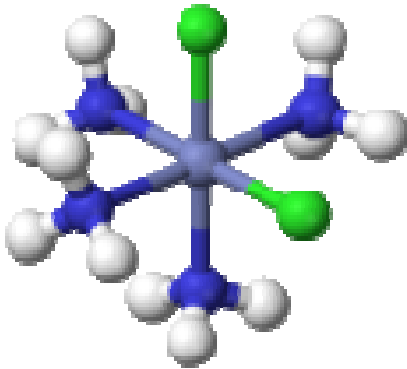
Bir kristal yapıda yinelenen paramanyetik atomların çiftlenmemiş elektronları paralel spinli olarak yönelirse, birbirine paralel olan spin manyetik moment vektörlerinin bileşkesinden çok kuvvetli bir manyetik alan oluşur. Böyle maddelere ***ferromanyetik madde*** denir. Kristal yapıdaki paramanyetik atomlar, spin manyetik momentleri birbirinin etkisini yok edecek şekilde dizilmişse, madde ***antiferromanyetik özellik*** gösterir. Geçiş metallerinin kısmen dolu d orbitallerindeki elektronlar bu özelliklere sahip maddelerin oluşmasına neden olur. Bir geçiş metal bileşiğinin manyetik özelliğinin bilinmesi, maddenin yapısı hakkında bilgi verir.



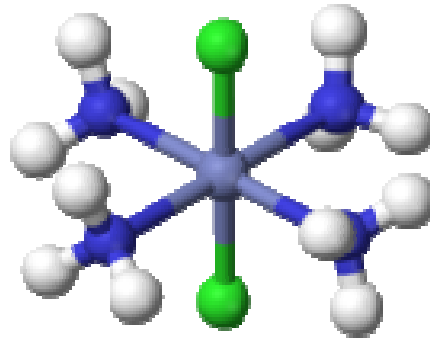
Bileşiklerin Geometrisi:



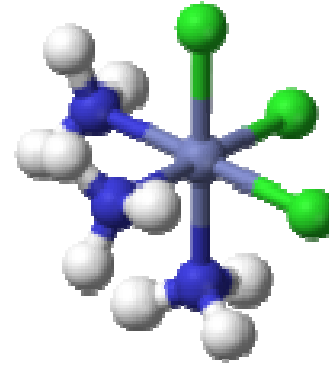
Geçiş metal bileşiklerinin yapılarının anlaşılması yönündeki çalışmaları ile ünlü iki bilim adamı **A. Werner** ve **S.M. Jorgensen**'dir.



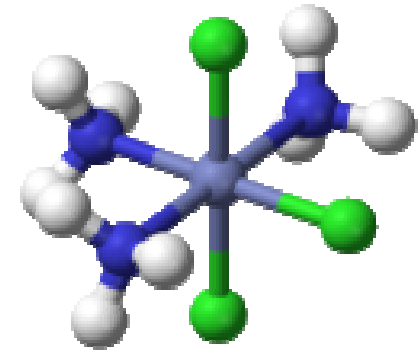
cis-[CoCl₂(NH₃)₄]⁺



trans-[CoCl₂(NH₃)₄]⁺

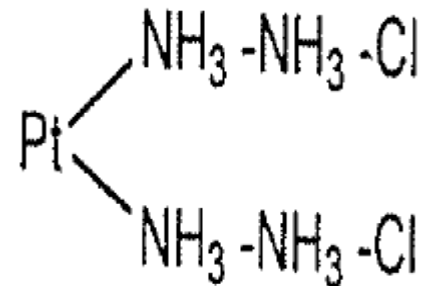
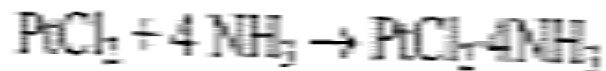
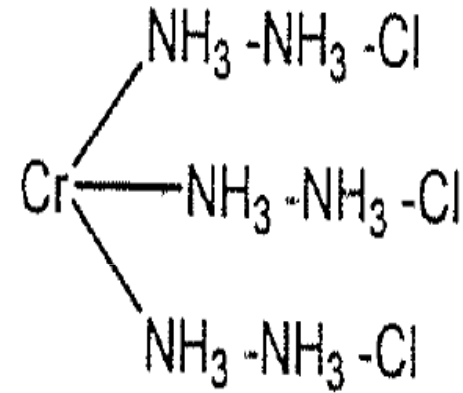
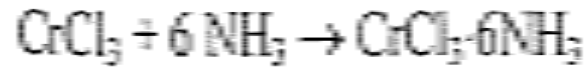


fac-[CoCl₃(NH₃)₃]



mer-[CoCl₃(NH₃)₃]

Jorgensen aşağıdaki tepkimelerden oluşan bileşikler için şu formülleri önermiştir. Bugünkü bilgiler azot çevresinde beş bağın bulunması nedeniyle, yapının kabul edilmesindeki güçlüğü göstermektedir.



A.Werner'in geçiş metal bileşiklerinin yapısı konusundaki önerisi bugünde kabul edilmektedir. Bu alandaki çalışmaları ona 1913 yılında Nobel Kimya Ödülünü kazandırmıştır. Kobalt(III) klorür'ün amonyakla oluşturduğu dört farklı bileşik konusundaki araştırmaları, bir problemin çözümü için bilimsel yaklaşımın nasıl yürütüldüğünü göstermesi açısından önemlidir.

Bileşik	Adı
$\text{CoCl}_3.6\text{NH}_3$	Sarı kompleks
$\text{CoCl}_3.5\text{NH}_3$	Mor kompleks
$\text{CoCl}_3.4\text{NH}_3$	Yeşil kompleks
$\text{CoCl}_3.4\text{NH}_3$	Menekşe kompleks

Werner, sarı, mor, yeşil ve menekşe renkli bu bileşiklerin birer molünün gümüş nitrat çözeltisi ile sırasıyla 3, 2, 1 ve 1 mol gümüş klorür çökeltisi verdiğini gözlemiştir. Bu sonuçlara göre, bileşimlerinde aynı sayıda klor atomu bulunduğu halde, bileşiklerin her birinde çözeltiye geçebilen farklı sayıda serbest klorür iyonu vardır. Werner ayrıca bu bileşiklerin sudaki çözeltilerinin iletkenliklerini incelemiş ve serbest klorür iyonu en fazla olan çözeltinin iletkenliğinin en yüksek olduğu gözlemlemiştir. Bu deneyler sonucunda Werner, merkez iyonu çevresinde altı molekül veya iyonun bağlanmış olduğunu ve çözünme sırasında bu bağların kırılmadığını söylemiştir. Werner'e göre bileşiklerin bu davranışlarını açıklayabilen formülleri olmalıdır.

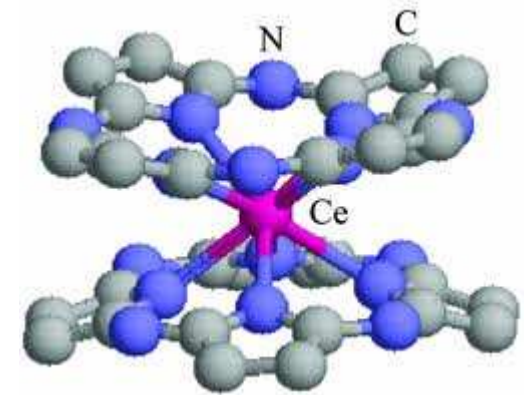
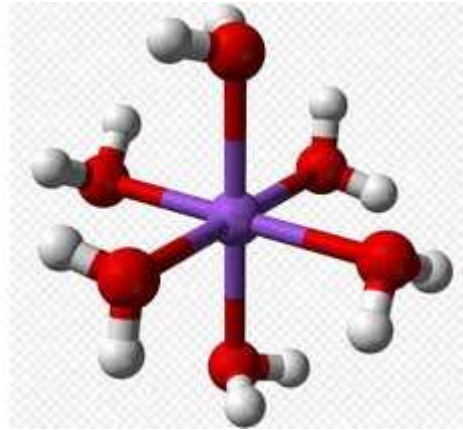
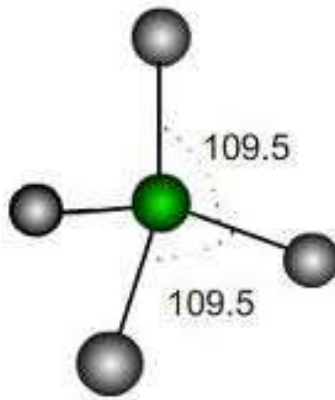
Böylece Werner, değerlik kavramının dışında koordinasyon sayısı ve birincil koordinasyon küresi kavramlarını önermiştir. Birincil koordinasyon küresinde altı molekül veya iyonun bulunması, geometrinin belirlenmesi zorunluluğunu getirmiştir.

Altılı koordinasyon için düzlem altıgen, üçgen prizma ve düzgün sekizyüzlü düşünülmüştür. Bu yapıların her biri için amonyak ve klor atomlarının dağılımından ileri gelen olası izomerlerin sayısı belirlenmiş ve deneysel sonuçlarla karşılaştırılmıştır. Deney sonuçlarının düzgün sekizyüzlü yapı ile uyum içinde olduğunu gören Werner, temel yapının düzgün sekizyüzlü olduğu sonucuna varmıştır.

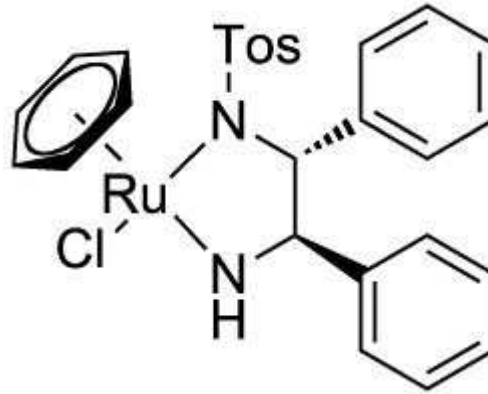
<u>Werner'in önerdiği formül</u>	<u>İzomer sayısı</u>
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{+3} \cdot 3\text{Cl}^-$	1
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^{+2} \cdot 2\text{Cl}^-$	1
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^+ \cdot \text{Cl}^-$	2

Koordinasyon Bileşikleri ile İlgili Bazı Kavramlar:

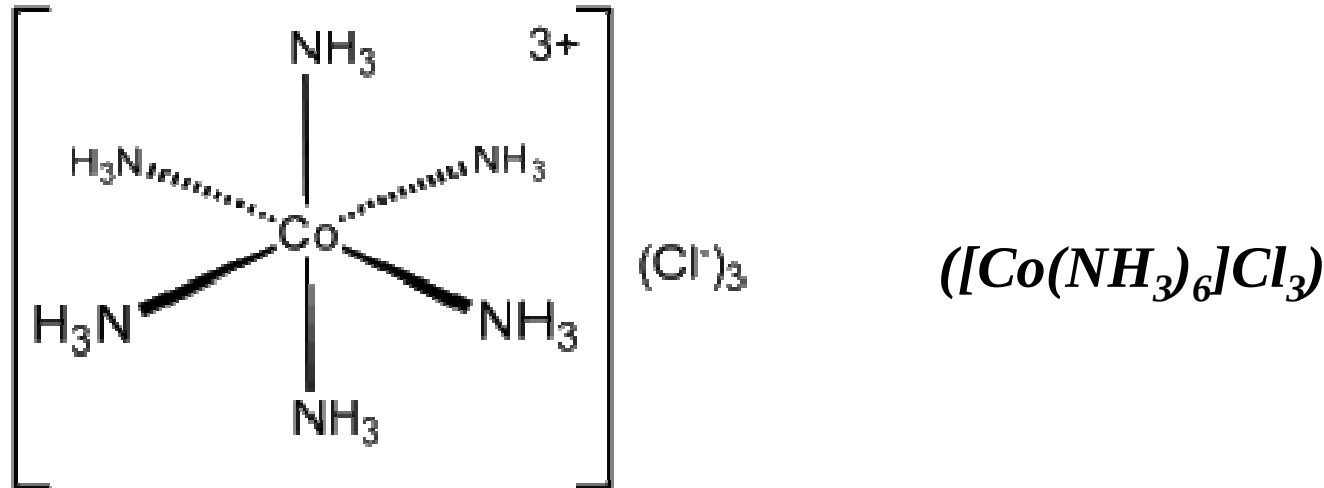
Merkez Atomu veya Merkez İyonu: Koordinasyon bileşiğinin merkezinde yer alan ve diğer yan gruplara bağlı olan atom veya iyon **merkez atomu** veya **merkez iyonu** denir. Bunlar genellikle metal atomu veya katyonlarıdır. Koordinasyon bileşiğinin merkezinde eksi yüklü bir iyon yer almaz. Yan atomlara bağlanırken elektron çifti aldıkları düşünüldüğünden, merkez atomları veya iyonları Lewis asididir.



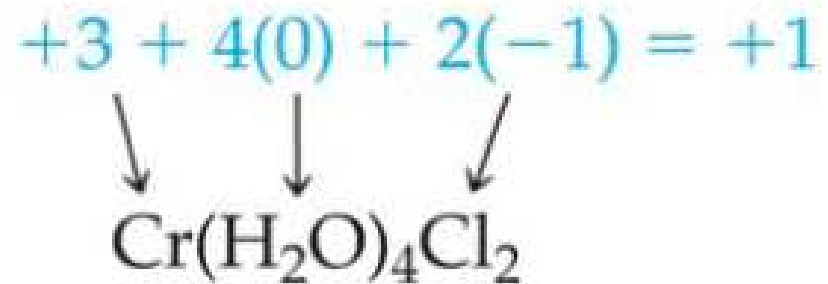
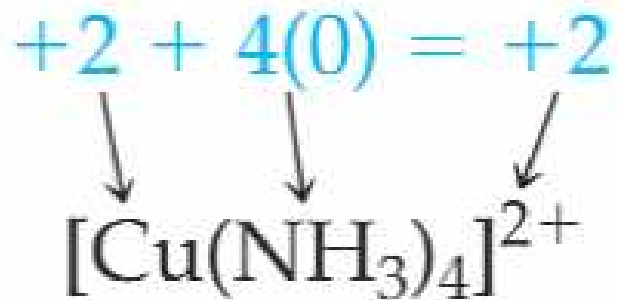
Ligant: Merkez atomuna bağlı olan nötür molekül veya anyonlara **ligant** denir. Ligant moleküllerinde merkez atomuna bağlanan atoma **verici (donör) atom** denir. Bu sözcüğün kullanılmasının sebebi ligandların Lewis bazları olarak elektron çifti verdiklerinin düşünülmesidir.



Birincil Koordinasyon Küresi: Merkez atomuna kimyasal bağlarla bağlı ligandların oluşturduğu bölgeye ***birincil koordinasyon küresi*** denir. Bileşiklerin formülleri yazılırken birincil koordinasyon küresi oluşturan atom ve moleküller köşeli parantez içine alınır. Birincil koordinasyon küresi nötr, artı yüklü veya eksi yüklü olabilir. Birincil koordinasyon küresinin dışında, çözücü moleküllerinin oluşturduğu ikincil, üçüncül koordinasyon kürelerinin olabileceği düşünülmelidir.



Koordinasyon Sayısı: Merkez atomuna bağlı verici atomların sayısına **koordinasyon sayısı** denir. Aşağıda verilen örneklerde nikel ve bakırın koordinasyon sayısı 4, demirin ise 6'dır. Değerlik ile koordinasyon sayısı farklı anlamlar taşımaktadır. Aşağıda koordinasyon sayıları dört olan komplekslerden nikelin değeri 0, bakırın 2+'dır. Koordinasyon sayısı 6 olan 4- yüklü komplekste demirin değeri 2+'dır.



Tekdişli ve Çokdişli Ligantlar: Ligandlarda bir veya daha çok sayıda verici atom bulunabilir. Tek verici atomlu ligandlar sadece bir atom ile merkez atomuna bağlanacaklarından böyle ligandlara **tekdişli ligant** denir.

Bazı ligantlarda iki veya daha fazla sayıda verici atom bulunur. Böyle ligantlara, iki veya daha çok sayıda uçları ile merkez atomuna bağlanabileceklerinden, **ikidişli, üçdişli, ... çokdişli ligantlar** denir. İki veya daha çok dişli ligantlara **şelat** denir.

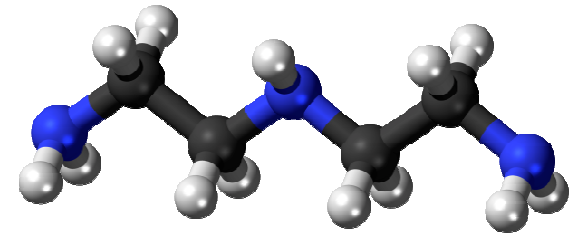
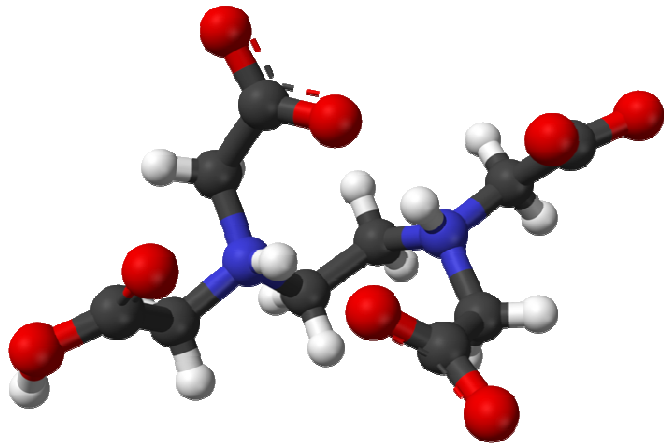
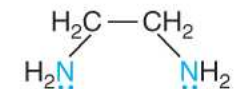
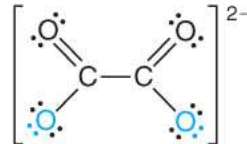
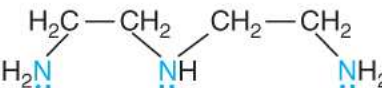
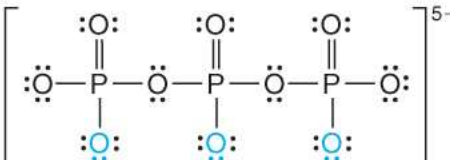
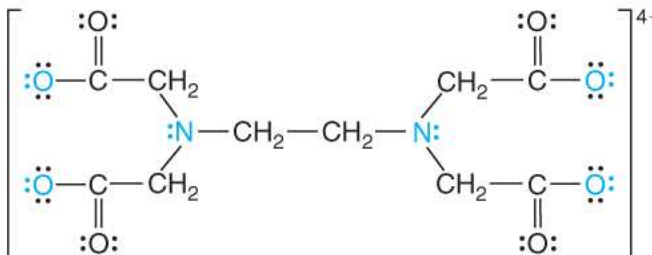
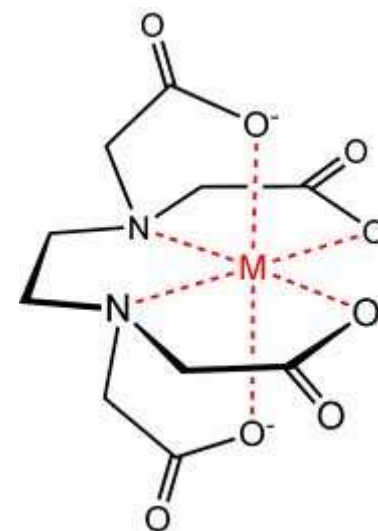
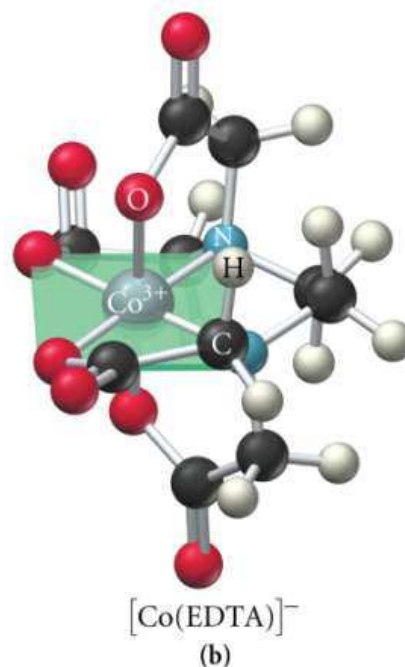
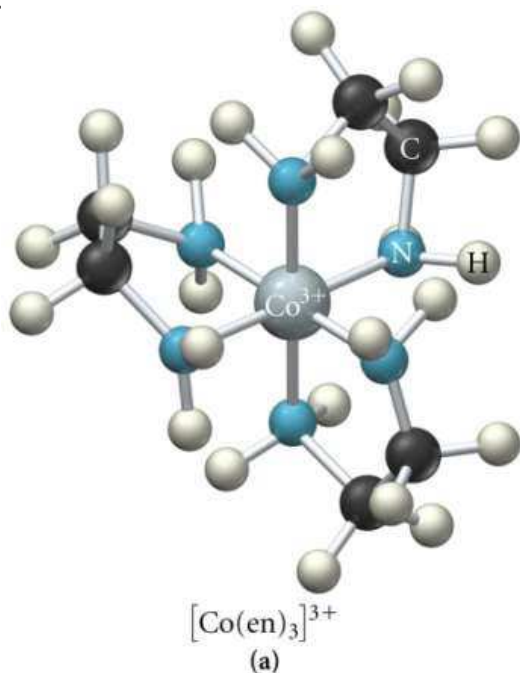


Table 22.5 Some Common Ligands in Coordination Compounds

Ligand Type	Examples			
Monodentate	$\text{H}_2\ddot{\text{O}}:$ water	$:\ddot{\text{F}}:^-$ fluoride ion	$[:\text{C}\equiv\text{N}:]^-$ cyanide ion	$[:\ddot{\text{O}}-\text{H}]^-$ hydroxide ion
	$:\text{NH}_3$ ammonia	$:\ddot{\text{Cl}}:^-$ chloride ion	$[\ddot{\text{S}}=\text{C}=\ddot{\text{N}}:]^-$ or $[\text{N}=\text{C}=\ddot{\text{S}}:]^-$ thiocyanate ion	$[:\ddot{\text{O}}-\text{N}=\ddot{\text{O}}:]^-$ or $[\text{N}=\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}:]^-$ nitrite ion
Bidentate	 ethylenediamine (en)	 oxalate ion		
Polydentate	 diethylenetriamine	 triphosphate ion	 ethylenediaminetetraacetate ion (EDTA^{4-})	



Koordinasyon Bileşiklerinin Geometrisi

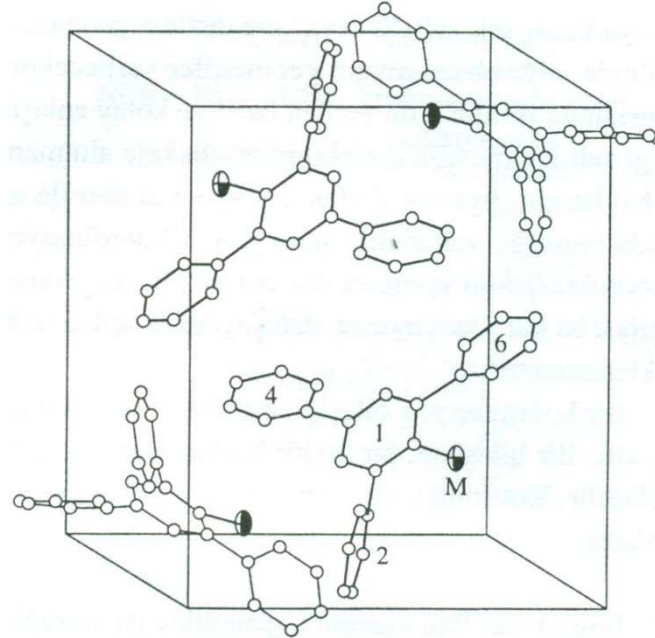
Oldukça geniş bir uygulama alanı bulunan Değerlik Kabuğu elektron Çifti İtmesi (VSEPR) Kuramı'na göre d orbitallerinde farklı sayıda elektron bulunan merkez atomlarının oluşturdukları komplekslerin geometrileri farklı olmalıdır. Halbuki $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$ (d^2), $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+3}$ (d^4), $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+3}$ (d^6), $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$ (d^8) ve $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+2}$ (d^{10}) iyonlarının merkez atomlarının d orbitallerinde farklı sayıda elektron olduğu halde hepsi düzgün sekizyüzlü yapıdadır. Geçiş metal komplekslerinin yapılarını etkileyen faktörler şunlardır;

- 1- Metalin elektron diziliş, değerklik ve enerji bakımından bağ oluşumuna katılabilecek orbital sayısı.
- 2- Elektronların çiftlenmiş veya çiftlenmemiş olmaları.
- 3- Ligandların özellikleri.
- 4- Ligandların büyüklükleri ve siterik etkileri.

Geçiş metal komplekslerinin geometrilerini açıklarken verilen örneklerin, X-ışınları kırınımı yöntemi ile yapılarının belirlenmiş olması tercih edilir. Spektroskopik yöntemlerle yapı hakkında önemli bulgu ve kanıtlar elde edildiği halde, mutlak yapı X-ışınları kırınımı ile belirlenir. Bileşiklerin geometrisi merkez atomun koordinasyon sayısı ile yakından ilgilidir. Bu bakımdan bileşiklerin geometrisini koordinasyon sayılarına göre gruplandırarak incelemek mümkündür.

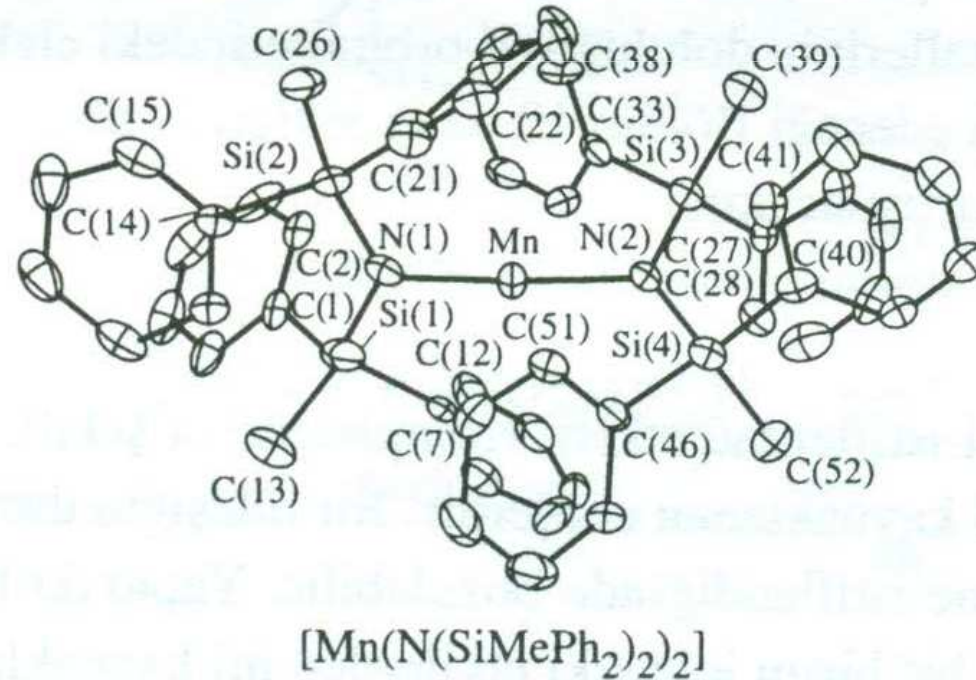
Koordinasyon Sayısı 1:

Gaz fazındaki iyon çiftleri dışında koordinasyon sayısı 1'e çok az rastlanır. Tek koordinasyonlu olarak bilinen bileşikler bile sulu çözeltilerinde genellikle su moleküllerini bağlayarak koordinasyon sayısını arttırırlar. Aşağıdaki örnekte koordinasyon sayısı bir olan organometalik bileşik örnek olarak verilmiştir.



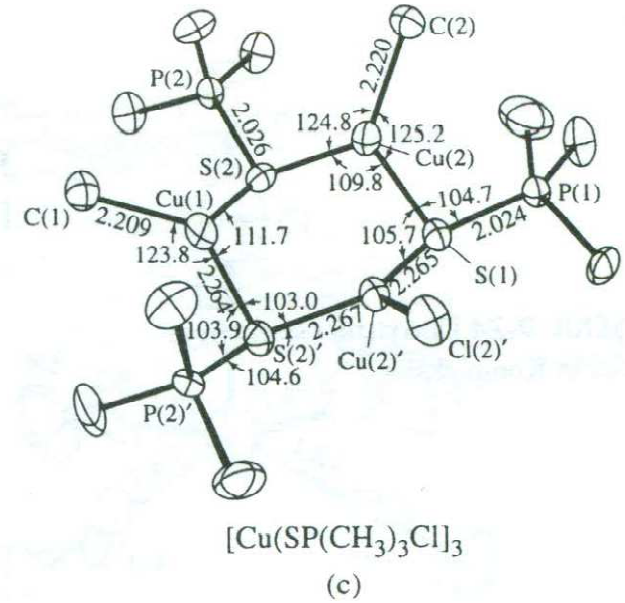
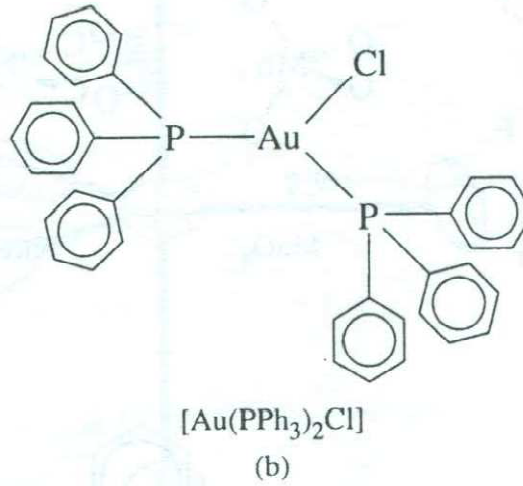
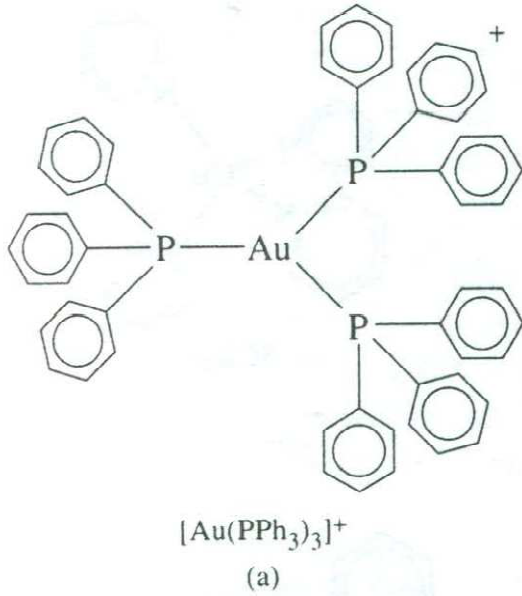
Koordinasyon Sayısı 2:

Periyodik çizelgede Grup 1B elementlerinin +1 değerlikli iyonları ve Hg^{+2} bileşiklerinde koordinasyon sayısı genel olarak ikidir. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{AgCl}_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ ve $[\text{Hg}(\text{CN})_2]$ kompleksleri bu yapıya örnek olarak verilebilir.



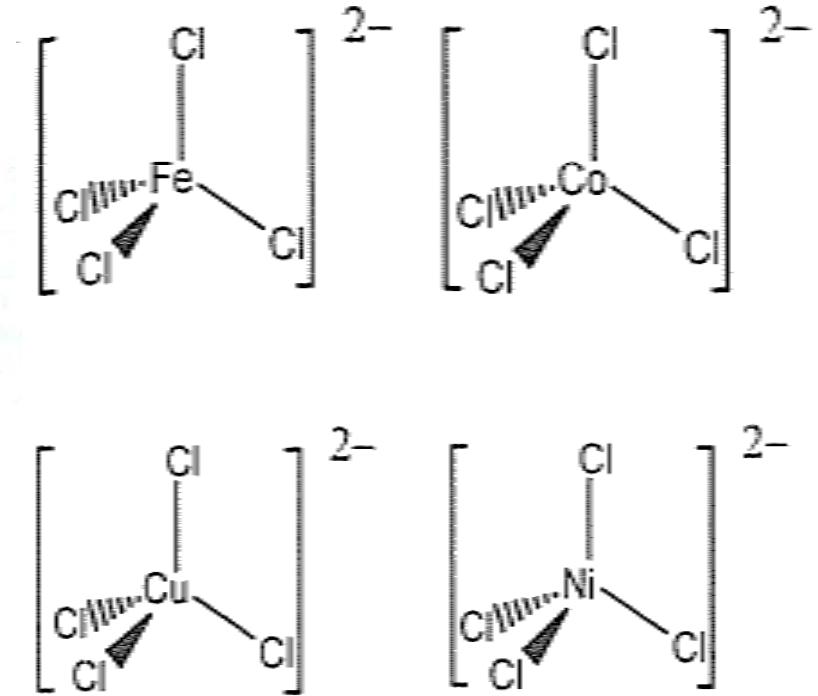
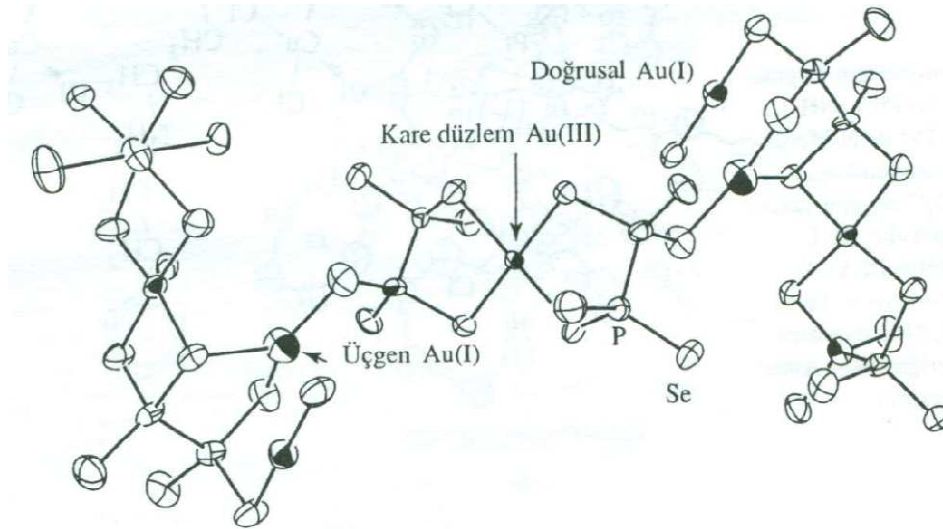
Koordinasyon Sayısı 3:

Bu koordinasyon sayısına metal komplekslerinde çok az rastlanır. Koordinasyon sayısı 3 de d^{10} elektron dizilişindeki iyonlarla ilişkilidir ve en yaygın yapı düzlem üçgendir. Üç koordinasyonlu yapılara örnek olarak Au(I) ve Cu(I) iyonlarının kompleksleri verilebilir.



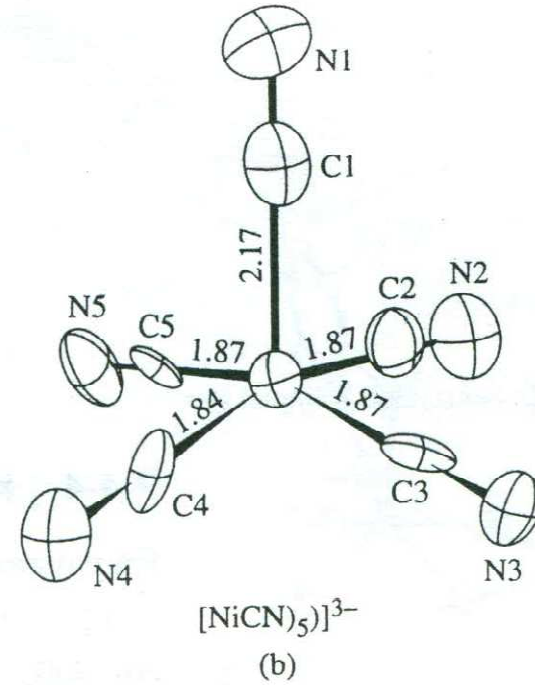
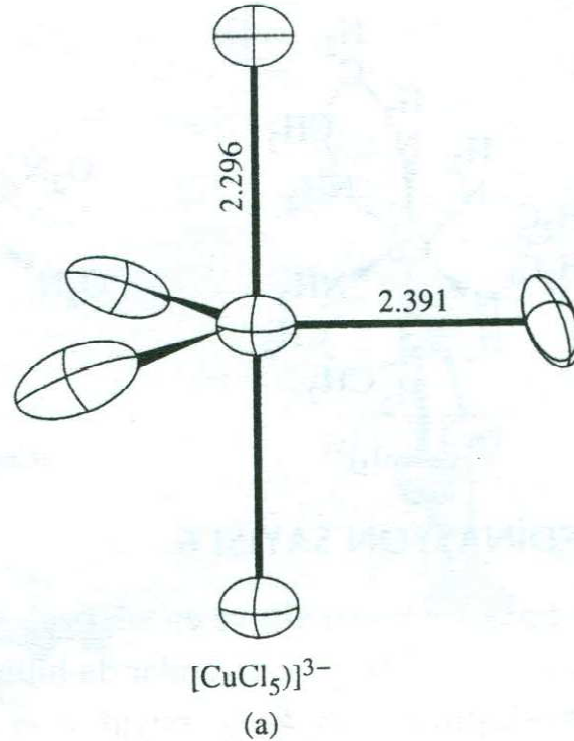
Koordinasyon Sayısı 4:

Koordinasyon sayısı 4 olan bileşikler için iki yaygın geometri vardır, dörtyüzlü ve karedüzlem. En sık rastlanan koordinasyon sayılarından biridir.



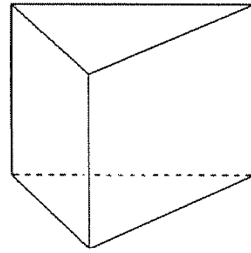
Koordinasyon Sayısı 5:

Koordinasyon sayısı 5 için olası yapılar, üçgen çiftpiramit, kare piramit ve beşgen düzlemdir. Ligandlar için gerekli hacim sağlanamadığından beşgen düzlem yapı bilinmemektedir. Üçgen çiftpiramit ve kare piramit yapılar arasındaki enerji farkı çok küçüktür.

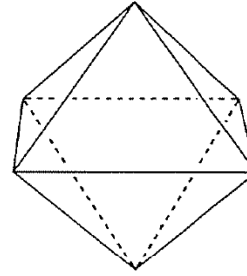


Koordinasyon Sayısı 6:

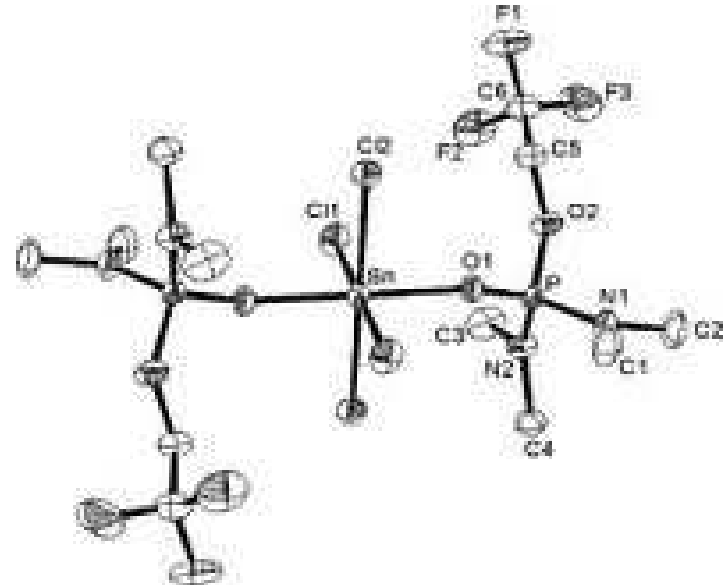
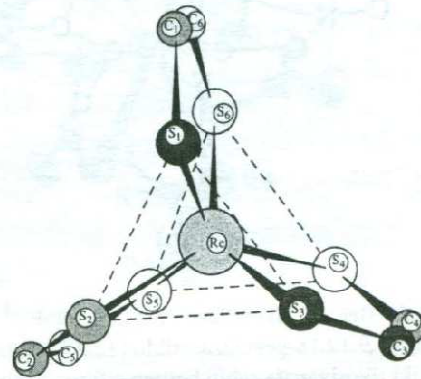
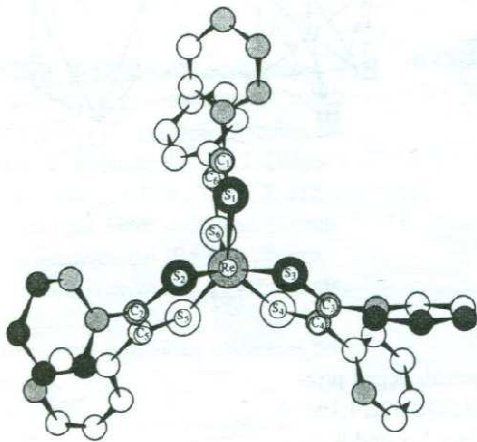
En yaygın koordinasyon sayısı 6 'dır. En sık rastlanan yapı sekizyüzlüdür, ancak üçgen prizma geometrisine sahip bazı yapılarda bilinmektedir.



üçgen prizma

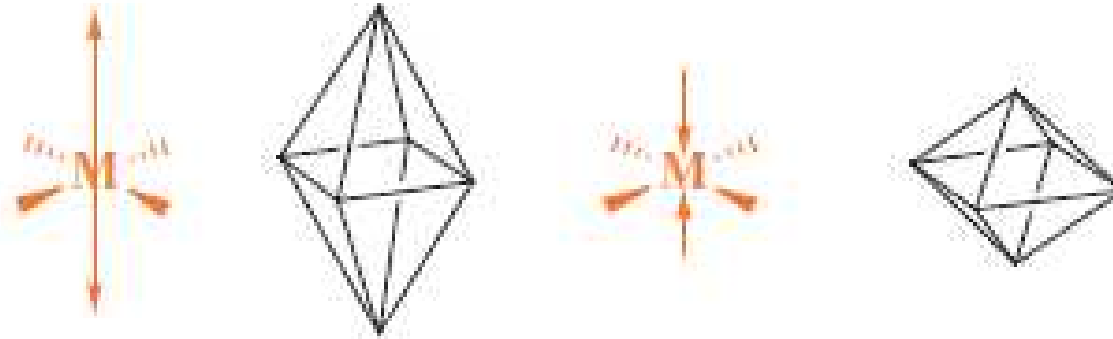


düzgün sekizyüzlü



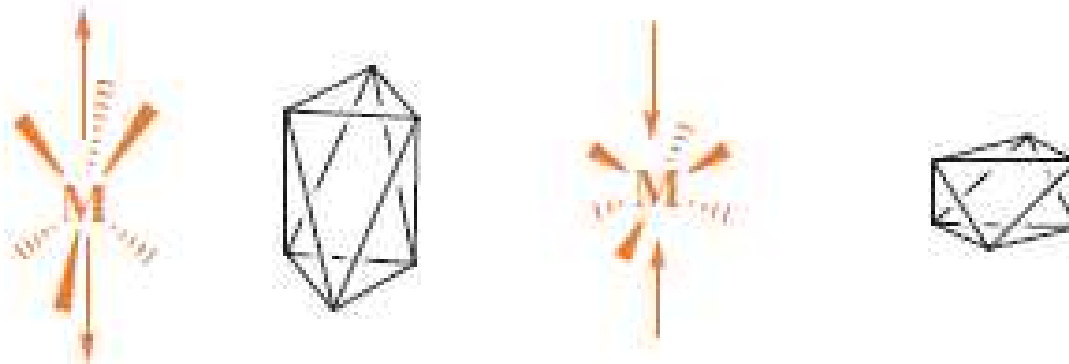
Sekizyüzlü yapılarda birkaç çeşit bozunma olasıdır. Tetragonal bozunmada molekül C_4 trigonal bozunmada ise C_3 eksenı boyunca uzar veya yassılaşıır.

(a) Tetragonal



Elongate or compress along a fourfold rotation (C_4) axis

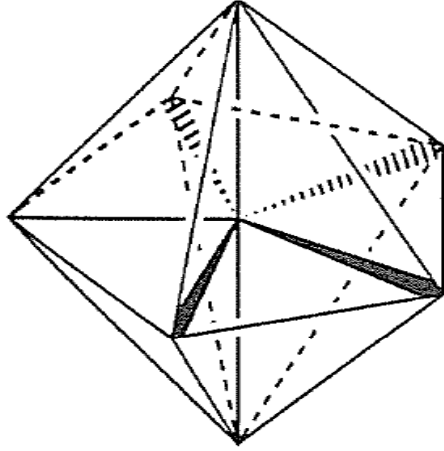
(b) Trigonal



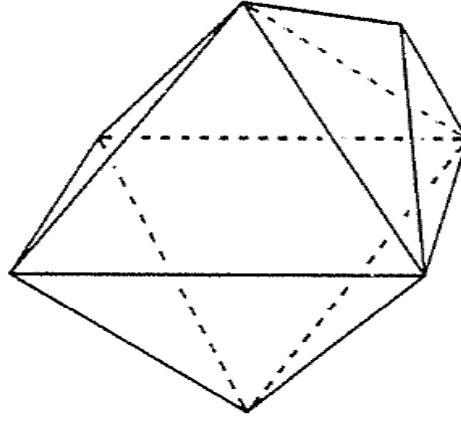
Elongate or compress along a threefold rotation (C_3) axis

Yüksek Koordinasyon Sayıları:

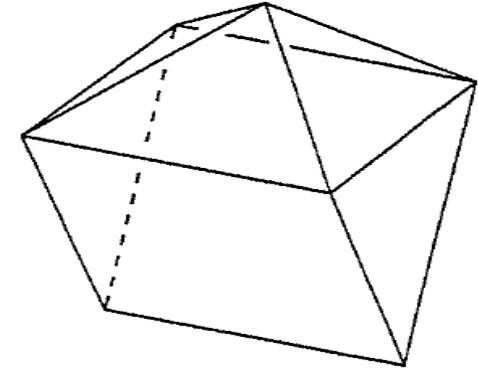
Ligantlar arası sterik itmeden dolayı, altıdan fazla ligand içeren komplekslerin sayısı oldukça azdır. Yedili koordinasyon için üç geometri önerilir. Bunlardan biri beşgen çiftpiramit, diğer ikisi ise şapkalı düzgün sekizyüzlü ve şapkalı üçgen prizmadır.



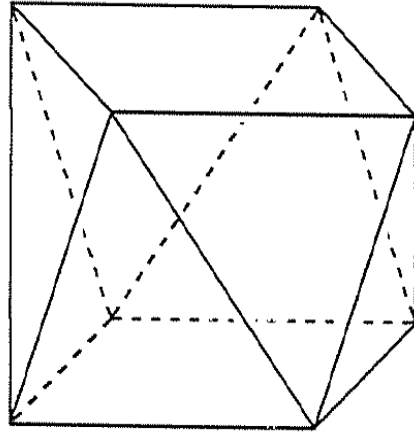
beşgen çiftpiramit



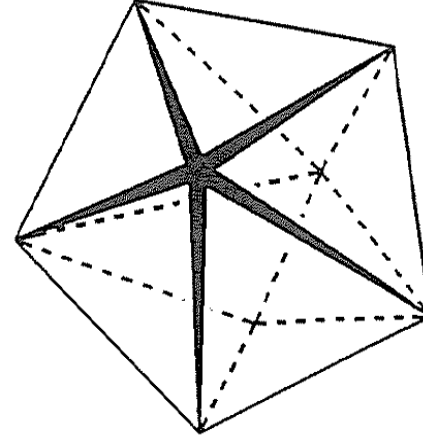
şapkalı düzgün sekizyüzlü



şapkalı üçgen prizma



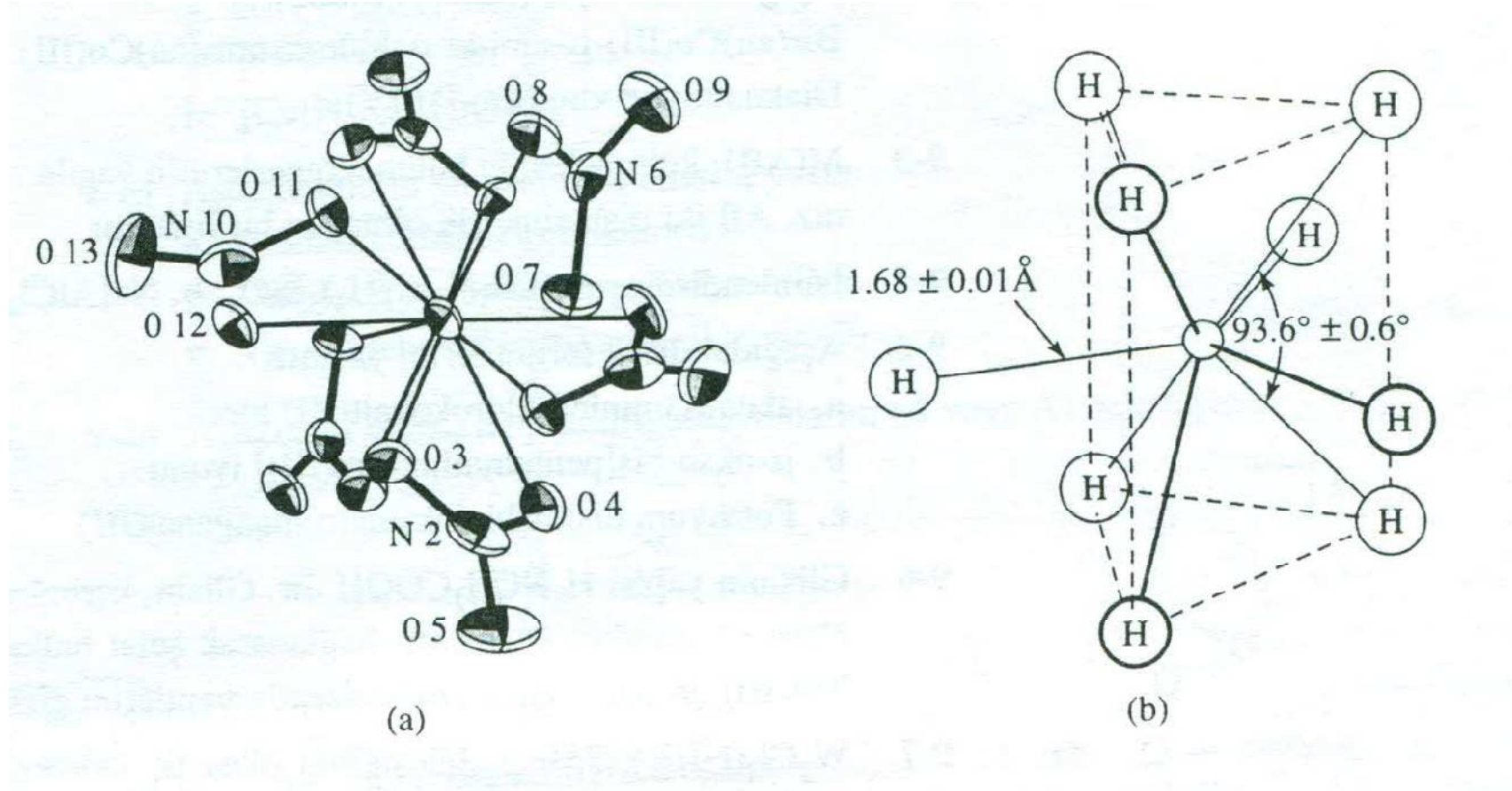
kare antiprizma



dodekahedron

Özellikle lantanit ve aktinit elementlerinin bileşikleri arasında koordinasyon sayısı 8 oldukça sık görülmektedir. Sekizli koordinasyonun tercih edilmesine neden olan iki faktörden biri metal iyonunun büyüklüğü diğeri ise metalin yüksek değerlikli olmasıdır. Geçiş metallerinin sekiz koordinasyonlu bileşikleri için iki yaygın geometri vardır, kare prizma ve dodekahedron.

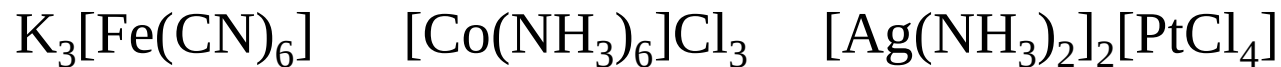
Koordinasyon sayısı 9 olan bileşiklerin sayısı çok azdır. Bu bileşikleri için biline yapı üç şapkalı üçgen prizmadır.



Koordinasyon Bileşiklerinin Adlandırılması

Anorganik bileşiklerin formüllerinin yazılmasında ve adlandırılmasında Uluslararası Teorik ve Uygulamalı Kimya Birliği (IUPAC) tarafından belirlenen kurallar uygulanır. Kompleks formüllerinin yazılmasında aşağıdaki kurallar geçerlidir.

1- Koordinasyon küresi köşeli parantez içine alınır ve katyon anyondan önce yazılır.



2- Koordinasyon küresinde önce merkez atom daha sonra ligandlar yazılır. Ligandlar negatif, nötr ve pozitif ligandlar şeklinde sıralanır. Aynı kategorideki ligandlarda, ligand formülündeki ilk simgenin alfabetik sırası izlenir. Çok atomlu ligandlar parantez içine alınır ve sayısı sağ alt köşeye yazılır. Büyük moleküllü ligandların genellikle kısaltılmış simgeleri kullanılır ve parantez içine alınır.



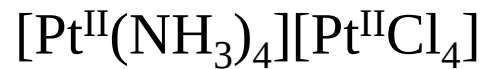
3- Tuz yapısında olmayan (iyonlaşmayan) kompleksler için genellikle köşeli parantez kullanılmaz.



4- Kompleks iyonlarının yükü, koordinasyon küresinin sağ üst köşesine yazılır.



5- Merkez atomun yükseltgenme basamağı belirtilmek istendiğinde, merkezi atomun sağ üst köşesine Romen rakamı ile yazılır.



Son yıllarda çok sayıda kompleksin sentezlenmesi üzerine, sistematik bir adlandırmaya gereksinim duyulmuştur. IUPAC tarafından önerilen kurallar şu şekildedir;

1- Kayton anyondan önce okunur.

$K_3[Fe(CN)_6]$: Potasyum hekzasiyanoferrat(II)

$[Ag(NH_3)_2]Cl$: Diamingümüş(I)klorür

2- Koordinasyon küresinde önce ligandlar, daha sonra merkez atom adlandırılır. Ligandlar ön eklerine bakılmaksızın alfabetik sıraya göre okunur.

$[PtBrCl(NH_3)_2]$: Diaminbromokloroplatin(II)

$[Co(NO_2)Cl(NH_3)_4]NO_3$: Tetraaminkloronitrokobalt(II) nitrat

3- Bir koordinasyon küresinde aynı ligandların sayısını belirlemek için aşağıdaki örnekler kullanılır. İkinci önekler, adında ilk ön ekleri içeren ligandlar için kullanılır. İkinci önekleri alan ligandların adları parantez içine alınır.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$: Tetraaminplatin(II) tetrakloroplatinat(II)

$[\text{CoCl}_2(\text{en})_2]\text{Cl}$: Bis(etilendiamin)diklorokobalt(III) klorür

$[\text{Co}(\text{dien})_2]\text{Cl}_3$: Bis(dietilentriamin)kobalt(II)klorür

4- Nötr ve pozitif koordinasyon kürelerindeki merkez atomlar olduğu gibi okunur. Negatif koordinasyon kürelerindeki adların sonuna –at eki getirilir.

Bazı merkez atomlarının –at eki ile adlandırılmaları şu şekildedir:

Aluminyum (Al) : Aluminat Kurşun (Pb) : Plumbat

5- Merkezi atomun yükseltgenme basamağını belirtmede iki sistem kullanılır. İlk sistemde merkez atomun yükseltgenme basamağı, adından sonra parantez içinde Romen rakamı ile yazılır. Bu sistem en yaygın sistemdir.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$: Tetraaminplatin(II) iyonu

$[\text{PtCl}_6]^{-2}$: Hekzakloroplatinat(IV) iyonu

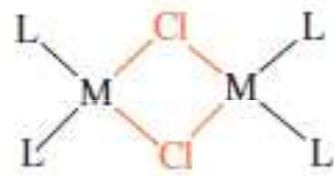
İkinci sistemde, merkezi atomun adından sonra koordinasyon küresinin yükü parantez içinde yazılır.

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{+2}$: Tetraaminplatin(+2) iyonu

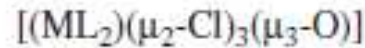
$[\text{PtCl}_6]^{-2}$: Hekzakloroplatinat(-2) iyonu

6- Köprülü bileşiklerde köprü ligandlarının önüne μ - simgesi yazılır ve köprü sayısı alt indis olarak yazılır, μ_2 -, μ_3 -, μ_4 -

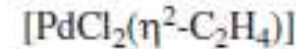
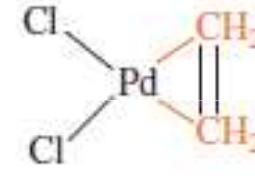
7- Organik ligandlarda merkez atomla etkileşen atom sayısını belirlemek için ligandın önüne η - simgesi konulur ve etkileşen atom sayısı üs olarak yazılır.



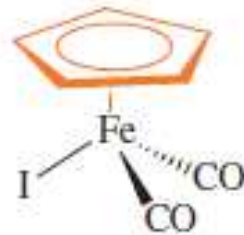
4.1



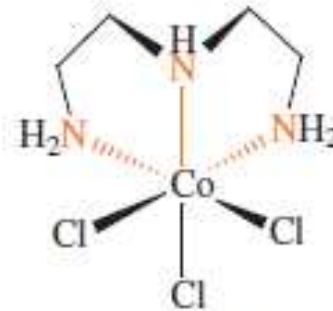
4.2



4.3



4.4



4.5

ÇİZELGE 9-2
Yaygın Ligandlar

Yaygın ismi	IUPAC ismi	Kısaltma	Yapılar
floro, F ⁻	floro	F ⁻	acac
kloro, Cl ⁻	kloro	Cl ⁻	
bromo, Br ⁻	bromo	Br ⁻	
iyodo, I ⁻	iyodo	I ⁻	
siyano, CN ⁻	siyodo	CN ⁻	
tiyosiyano, SCN ⁻	tiyosiyano-S (S-bağlı)	SCN ⁻	bipy
izotiyosiyano, NCS ⁻	tiyosiyano-N (N-bağlı)	NCS ⁻	
hidrokso, OH ⁻	hidrokso	OH ⁻	
akua, H ₂ O	akua	H ₂ O	
karbonil, CO	karbonil	CO	
tiyokarbonil, CS	tiyokarbonil	CS	phen
nitrosil, NO ⁺	nitrosil	NO ⁺	
nitro, NO ₂ ⁻	nitrito-N (N-bağlı)	NO ₂ ⁻	
nitrito, ONO ⁻	nitrito-O (O-bağlı)	ONO ⁻	
fosfin, PR ₃	fosfan	PR ₃	
piridin, C ₅ H ₅ N	piridin	py	dtc
ammin, NH ₃	ammin	NH ₃	
metilamin, CH ₃ NH ₂	metilamin	MeNH ₂	
etilendiamin, NH ₂ CH ₂ CH ₂ NH ₂	1,2-etandiamin	en	
dietilentriamin, NH ₂ CH ₂ CH ₂ NHC ₂ H ₄ NH ₂	2,2'-diaminodietilamin veya 1,4,7-triazaheptan	dien	
trietilentetramin, NH ₂ CH ₂ CH ₂ NHC ₂ H ₄ NHC ₂ H ₄ NH ₂	1,4,7,10-tetrazadekan	trien	dppe
β, β', β''-triaminotrietilamin, N(C ₂ H ₄ NH ₂) ₃	β, β', β''-tris (2-aminoetil) amin	tren	
asetilasetonato, CH ₃ COCHCOCH ₃ ⁻	2,4-pentandiono	acac	
2,2'-bipiridin, C ₅ H ₄ N—C ₅ H ₄ N	2,2'-bipiridil	bipy	
1,10-fenantrolin, C ₁₂ H ₈ N ₂	1,10-diaminofenantren	phen	
dialkilditiyokarbamat, S ₂ CNR ₂ ⁻	dialkilkarbamoditiyoat	dtc	diars
1,2-bis(difenilfosfino)etan, Ph ₂ PC ₂ H ₄ PPh ₂	1,2-etandiilbis (difenilfosfan)	dppe	
o-fenilenbis (dimetilarsin), C ₆ H ₄ (As(CH ₃) ₂) ₂	1,2-fenilenbis (dimetilarsan)	diars	
dimetilglioksim	bütandien dioksim	DMG	
$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{HON}=\text{C}-\text{C}=\text{NOH} \end{array}$			
etilendiamintetraasetat (OOCCH ₂) ₂ NCH ₂ CH ₂ N(CH ₂ COO ⁻) ₂	1,2-etandiil(dinitrilo)tetraasetat	EDTA	EDTA
pirazolilborat	hidrotris-(pirazo-1-il)borat		
$\left[\text{H}-\text{B} \left(\text{N} \begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{---} \quad \text{---} \end{array} \right)_3 \right]$			

F^-	Floro	Cl^-	Kloro	Br^-	Bromo	I^-	İyodo
NH_2^-	Amido	N_3^-	Azido	NH^-	İmido	NO_3^-	Nitrato
NO_2^-	Nitro	ONO^-	Nitrito	O^{-2}	Okso	H^-	Hidro (hidrido)
OH^-	Hidrokso	S^{-2}	Sülfido	SO_4^{-2}	Sülfato	SO_3^{-2}	Sülfito
$S_2O_3^{-2}$	Tiyosülfato	ClO_3^-	Klorato	ClO_2^-	Klorito	O_2^-	Perokso
OCN^-	Siyanato	SCN^-	Tiyosiyanato	CN^-	Siyano	CH_3COO^-	Asetato
CO_3^{-2}	Karbonato	$C_2O_4^{-2}$	Oksalato	H_2O	Akua	NH_3	Amin
CO	Karbonil	NO	Nitrozil	N_2	Diazot	$(C_6H_5)_3P$	Trifenilfosfin
CH_3	Metil	C_6H_5	Fenil	C_2H_4	Etilen		

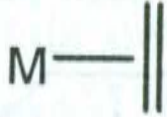
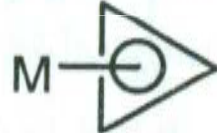
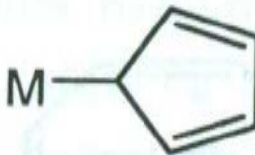
Al	Alüminyum	Alüminat	Cr	Krom	Kromat
Mn	Mangan	Manganat	Fe	Demir	Ferrat
Co	Kobalt	Kobaltat	Ni	Nikel	Nikelat
Zn	Çinko	Çinkat	Ag	Gümüş	Arjantat
Au	Altın	Aurat	Pt	Platin	Platinat
Sn	Kalay	Stannat	Pb	Kurşun	Plumbat
Hg	Civa	Merkürat			

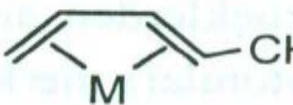
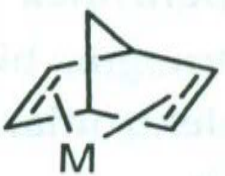
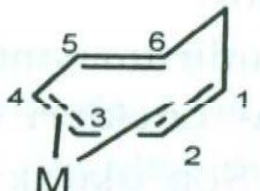
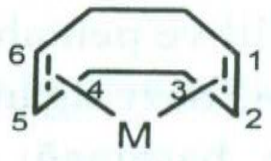
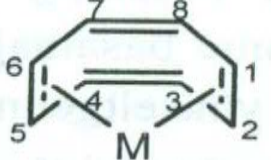
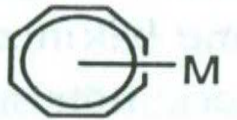
Çizelge Ek 1.1 Bazı çok dişli ligantlar (şelatlar).

Ligant	Dişlilik	Kısaltma
Asetilasetonat	2	acac
Benzen	6	bz
Benzoilasetat	2	bzt
1,2-Bis(difenilfosfino)etan	2	diphos
Siklopentadienil	5	Cp
Dietilentriamin	3	dien
Dietiltiyokarbamat	1	dte
Dietiltiyofosfat	2	dtp
Dimetilglioksim	2	dmg
Bipiridin	2	bpy
Etilendiamin	2	en
Etilendiamintetraasetat	6	edta
Oksalat	2	ox
1,10-Fenantrolin	2	phen
o-Fenilenbis(dimetilarsin)	2	diars
Propilendiamin (1,2-diaminopropan)	2	pn
Trietilentetramin	4	trien
2,2',2''-Tripiridin	3	tripy
Üre	1	ur

Ligand sayısı	Önek (I)	Önek (II)	Ligand sayısı	Önek (I)	Önek (II)
2	di	bis	6	hekza	hekzakis
3	tri	tris	7	hepta	heptakis
4	tetra	tetrakis	8	okta	oktakis
5	penta	pentakis	9	nona	nonakis

Çizelge 8-2. Organik ligandların koordinasyonu ve elektron vericiliği

Ligand*		Koordinasyon*
Formül	Ad	
$\eta^1\text{-C}_3\text{H}_5$	Monohaptoallil	
$\eta^3\text{-C}_3\text{H}_5$	Trihaptoallil	
$\eta^2\text{-C}_2\text{H}_4$	Dihaptoeten	
$\eta^3\text{-C}_3\text{H}_3$	Trihaptosiklopropenil	
$\eta^4\text{-C}_4\text{H}_6$	Tetrahaptobütadien	
$\eta^4\text{-C}_4\text{H}_4$	Tetrahaptosiklobütadien	
$\eta^1\text{-C}_5\text{H}_5$	Monohaptosiklopentadienil	

$\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5$	Pentahaptosiklopentadienil	
$\eta^4\text{-C}_5\text{H}_8$	Tetrahaptopentadien	
$\eta^6\text{-C}_6\text{H}_6$	Hekzahaptobenzen	
$\eta^4\text{-C}_7\text{H}_8$	Tetrahaptobornadien	
$1,2,3,4\text{-}\eta^4\text{-C}_7\text{H}_8$	$1,2,3,4\text{-tetrahaptosikloheptatrien}$	
$1,5\text{-}\eta^4\text{-C}_8\text{H}_{12}$ (1,5-COD)	$1,5\text{-tetrahaptosiklooktadien}$	
$1,2,5,6\text{-}\eta^4\text{-C}_8\text{H}_8$	$1,2,5,6\text{-tetrahaptosiklooktatetraen}$	
$\eta^7\text{-C}_7\text{H}_7$	Heptahaptosikloheptatrienil (tropilyum katyonu)	
$\eta^8\text{-C}_8\text{H}_8$	Oktahaptosiklooktatetraenür	

Koordinasyon Bileşiklerinde İzomerlik

İzomerlik, aynı tür ve sayıdaki atomların farklı düzenlenmesiyle farklı özellikte bileşikler oluşturmalarıdır. Koordinasyon bileşiklerinde izomerlik iki grupta toplanabilir; ***yapısal izomerlik*** ve ***stereoizomerlik***. ***Yapısal izomerlik*** aynı kapalı formüle sahip birden fazla molekülde atom veya grupların farklı düzenlenmesinden kaynaklanır. Yapısal izomerlikte atomların birbirine bağlanma sıralarında farklılık vardır. ***Stereoizomerlik*** ise kapalı formülleri ve atomların birbirine bağlanma sıraları aynı olan bileşiklerde atomların uzayda farklı düzenlenmesinden kaynaklanır.

1. Yapısal İzomerlik

- Hidrat İzomerliği
- İyonlaşma İzomerliği
- Koordinasyon İzomerliği
- Polimerleşme İzomerliği
- Bağlanma İzomerliği

2. Stereoizomerlik

- Enantiyomerlik
- Diyastromerlik
 - Geometrik İzomerlik
 - Konformasyon İzomerliği

Hidrat İzomerliği:

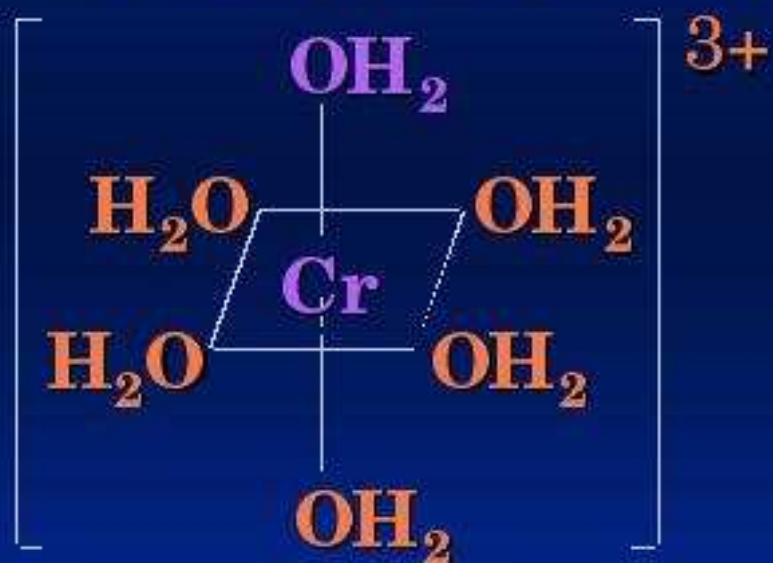
Koordinasyon küresi içinde ve dışındaki H_2O molekülleri sayısının farklı olmasından ortaya çıkan izomerliktir. $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ formülüne sahip bileşiğin üç hidrat izomeri vardır.

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ Hekzaakuakrom(III) klorür

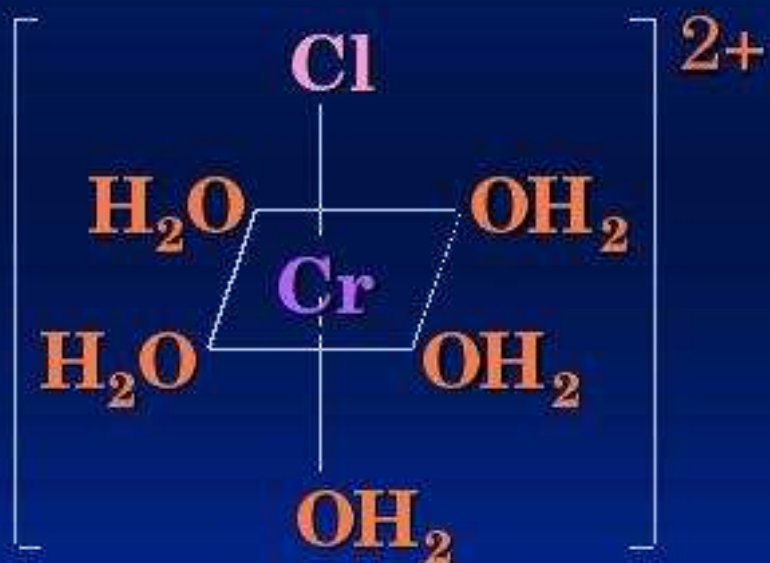
$[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ Pentaakuaklorokrom(III) klorür monohidrat

$[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ Tetraakuadiklorokrom(III) klorür dihidrat

Koordinasyon küresi dışındaki H_2O molekülleri, uygun kurutucu kullanılarak ve hafif ısıtma ile yapıdan uzaklaştırılabilir.



3 Cl⁻

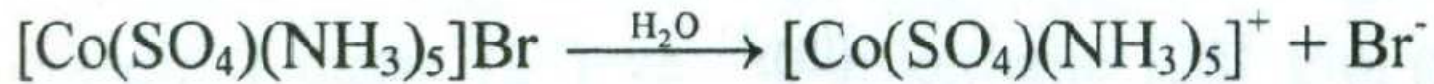
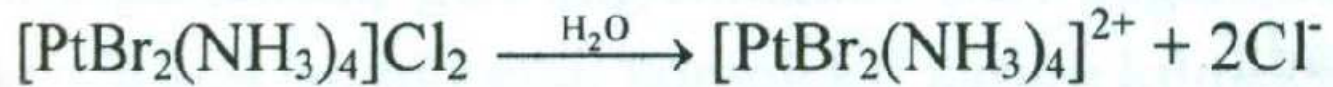
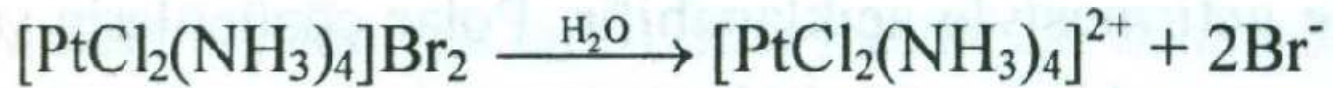


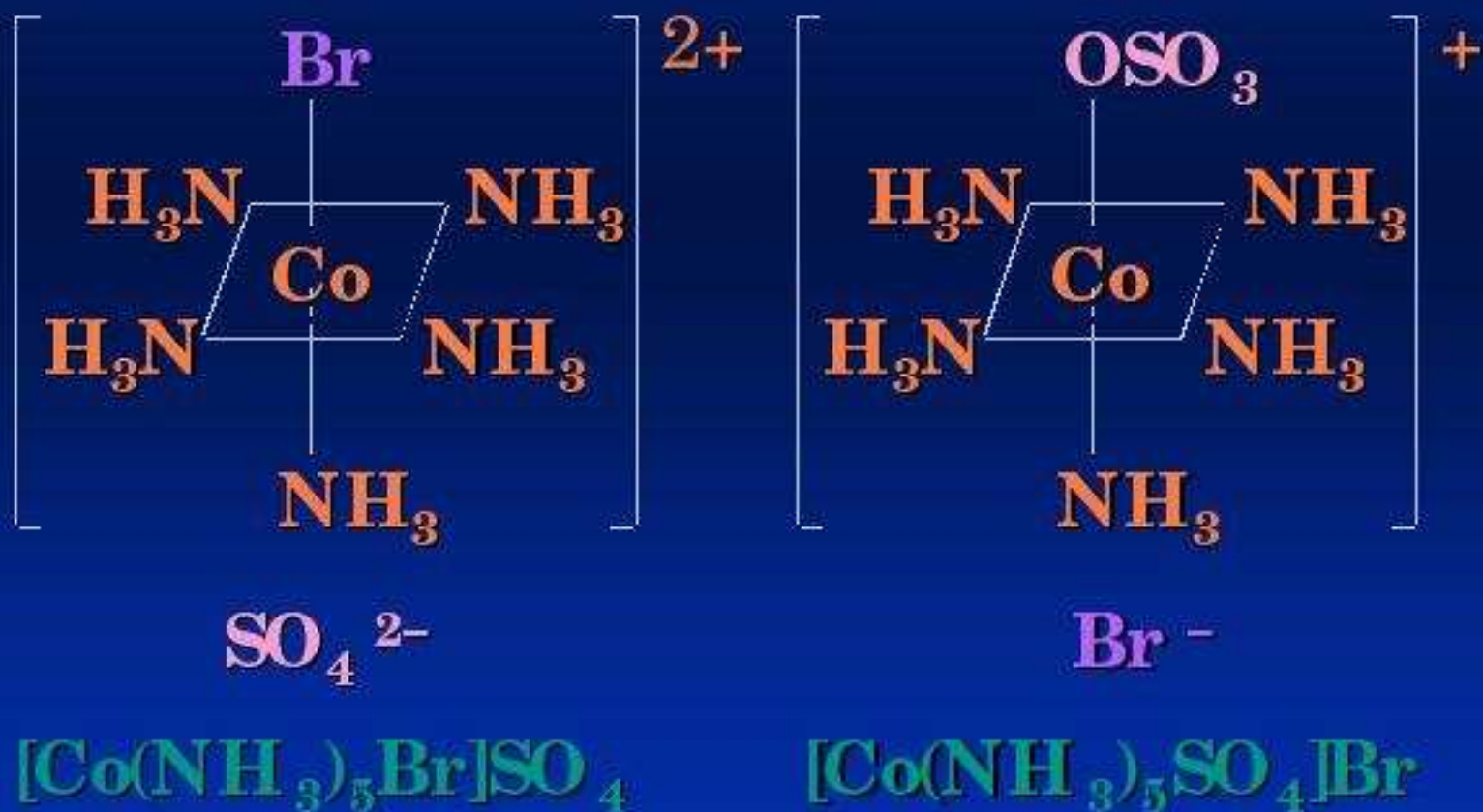
2 Cl⁻, H₂O



İyonlaşma İzomerliği:

Sulu çözeltiye farklı iyonlar veren ve kapalı formülleri aynı olan kompleksler birbirinin iyonlaşma izomeridir.





no reaction

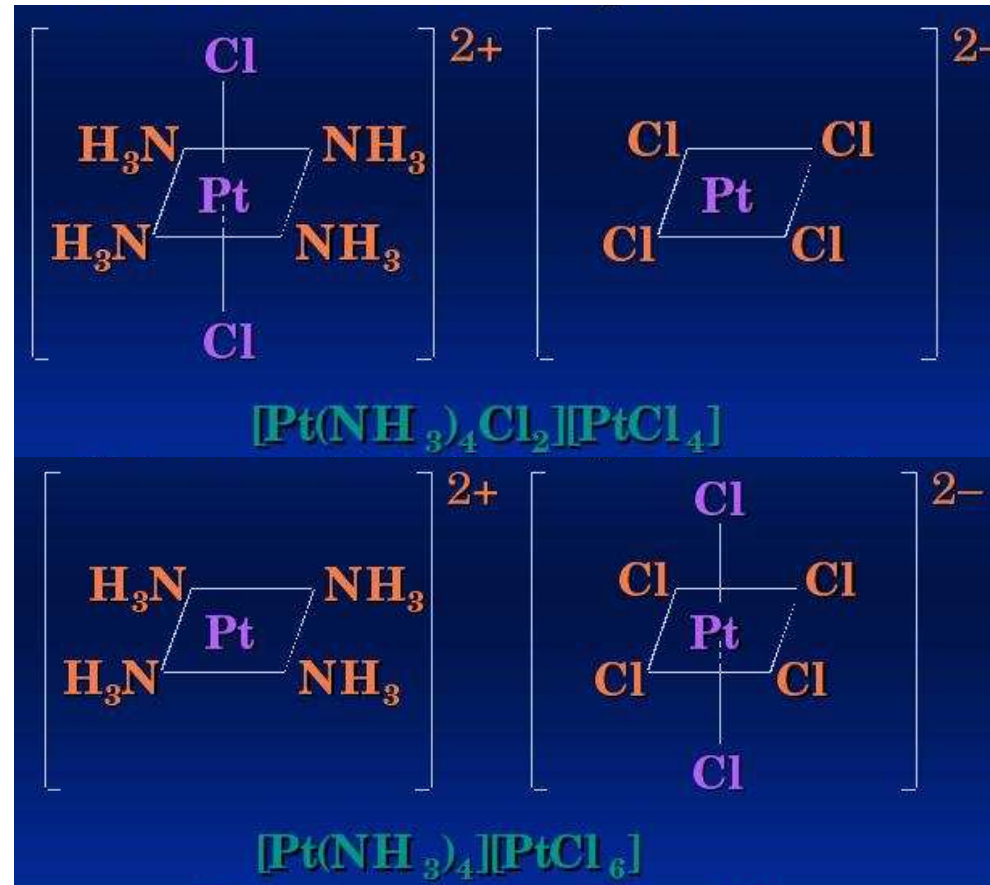


no reaction



Koordinasyon İzomerliği:

Hem katyon hem de anyonu kompleks iyon olan bileşiklerde görülen bir izomerliktir. Koordinasyon kürelerindeki merkezi atomların ya da ligandların yer değiştirmesi ile oluşan bir izomerlik olarak düşünülebilir.



Polimerleşme İzomerliği:

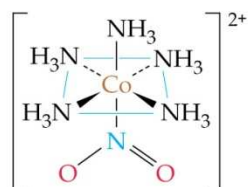
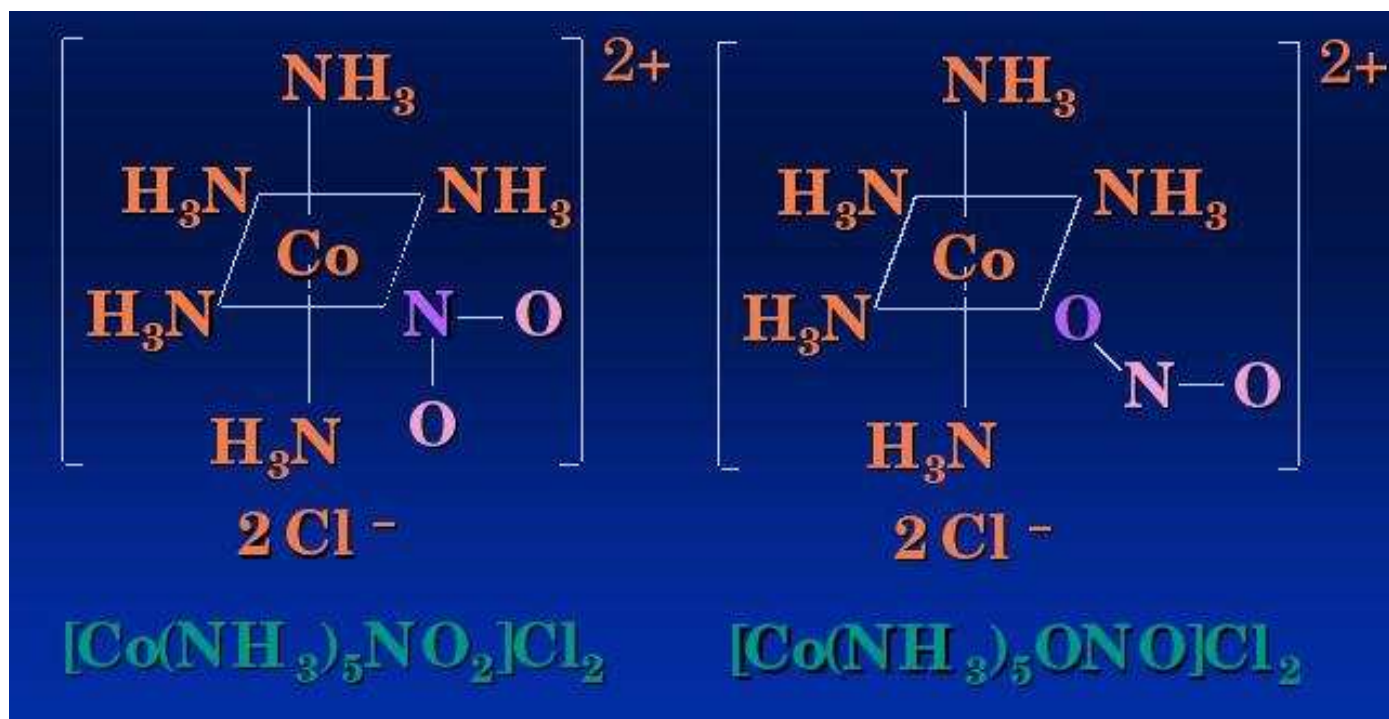
Çoğu kaynaklarda bir izomerlik olarak göz önüne alınmayan polimerizasyon izomerliği, aynı ampirik formüle sahip kompleksler için kullanılır.

$\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2$ ampirik formülüne sahip üç kompleks birbirinin polimerleşme izomeridir.

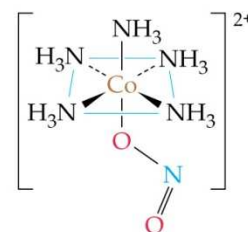


Bağlanma İzomerliği:

Birden fazla verici atomu olan ligandlardan kaynaklanan izomerliktir. Bağlantı izomerlerinin en yaygın örnekleri SCN^- ve NO_2^- ligandlarını içerir. Sert metal iyonları SCN^- iyonuna azot tarafından, yumuşak metal iyonları ise kükürt tarafından bağlanma eğilimi göstermektedir. SCN^- ligandı metale sülfür tarafından bağlanması durumunda ***tiyosiyanato*** (-SCN), azot tarafından bağlanması durumunda ise ***izotiyosiyanato*** (-NCS) olarak adlandırılır. NO_2^- ligandı, metale azot atomu üzerinden bağlandığında ***nitro*** (N- bağı), oksijen atomu üzerinden bağlandığında ***nitrito*** (O- bağı) adını alır.



(a)



(b)

Stereoizomerlik:

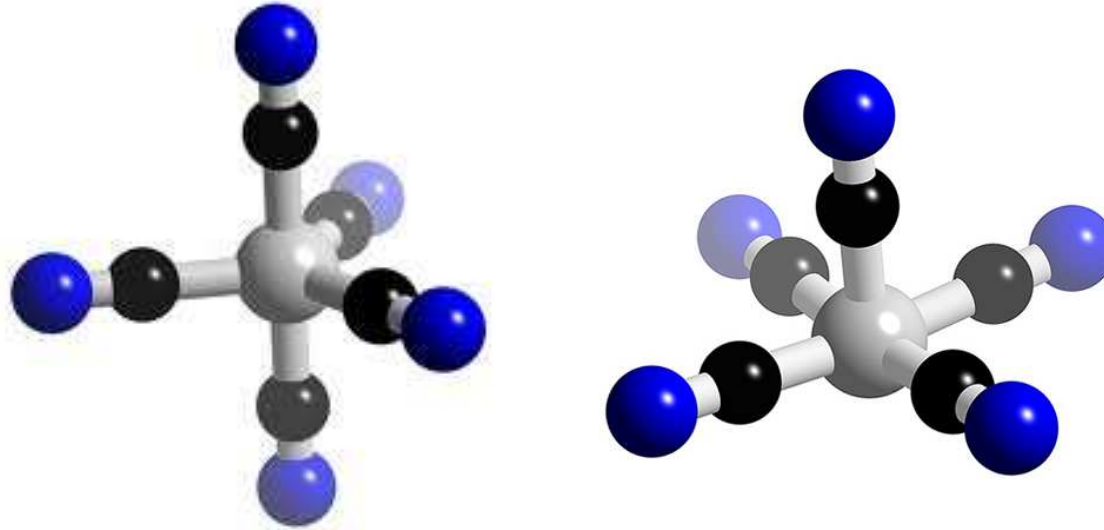
Bir merkezi atom çevresindeki aynı ligandların farklı yönelmeleri sonucu ortaya çıkan izomerliğe, ***stereoizomerlik*** denir. Birbirine stereoizomer olan yapıların tüm bağları aynıdır. Sadece bağların uzaydaki yönelmeleri farklıdır. Stereoizomerlik; ***diyastereoizomerlik*** ve ***optik izomerlik*** (enantiyomerlik) olmak üzere ikiye ayrılır. Diyastereoizomerlik de kendi içinde ikiye ayrılır. Bunlar ***geometrik izomerlik*** ve ***konformasyon izomerliğidir***.

Diyastereoizomerlik

Konformasyon İzomerliği:

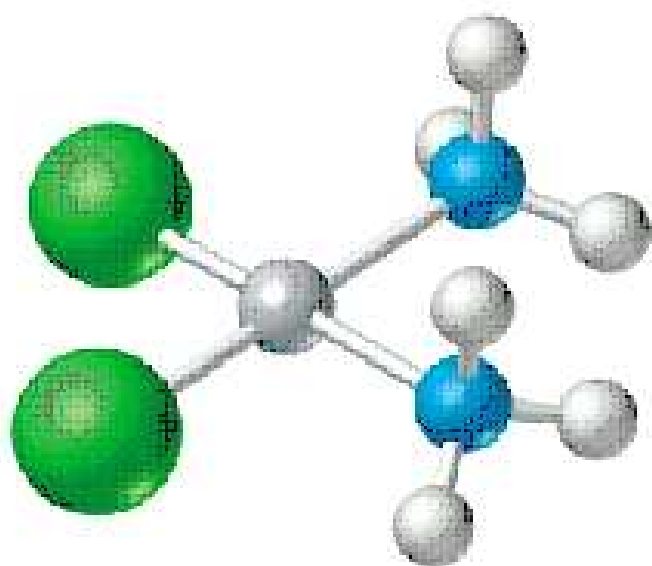
Konformasyon izomerliği komplekslerde çok az rastlanan bir diyastereoizomerliktir. Bir molekülün bir bölümünün geri kalan bölüme göre bir bağ eksenini etrafında döndürüldüğünde, birbirine dönüşen izomer yapılara *konformasyon izomerleri* denir.

$[\text{Ni}(\text{CN})_5]^{3-}$ üçgen ciftpiramit ve kare piramit yapılarında bulunur

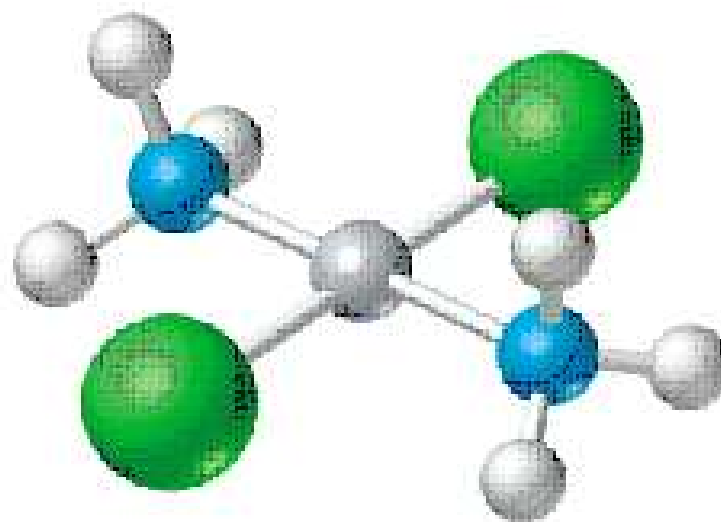


Geometrik İzomerlik:

cis-trans izomerlik olarak da adlandırılan geometrik izomerlik, belirli bir geometride ligandların farklı konumlara yerleşmesiyle ortaya çıkan izomerliktir. İki ligandın komşu konumlarda olduğu izomer yapı için ***cis-***, karşıt konumlarda olduğu izomer yapı için ***trans-*** öneki kullanılır. Bir kompleksin geometrik izomerliğinin olabilmesi için kompleks geometrisinde hem komşu hem de karşıt konumlarının bulunması gerekir. Bu nedenledir ki, doğrusal, üçgen düzlem ve tetrahedral komplekslerin geometrik izomerliği bulunmaz.

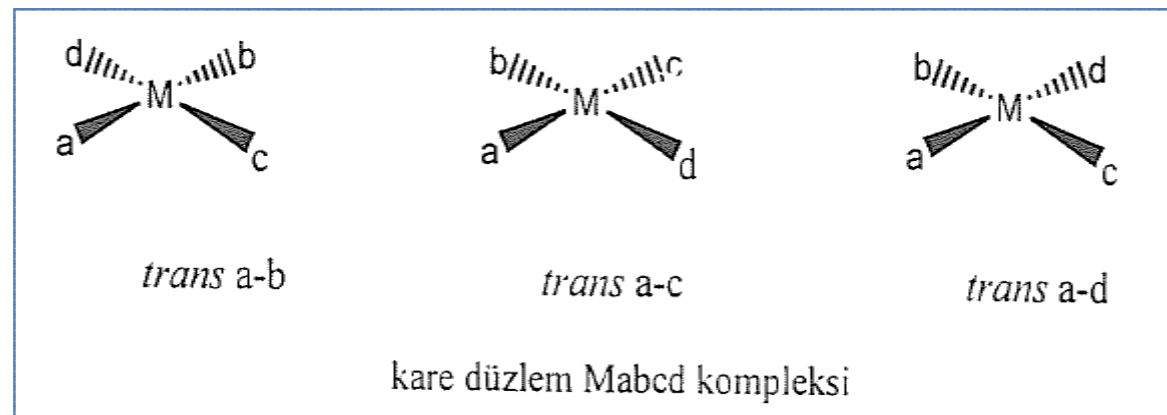
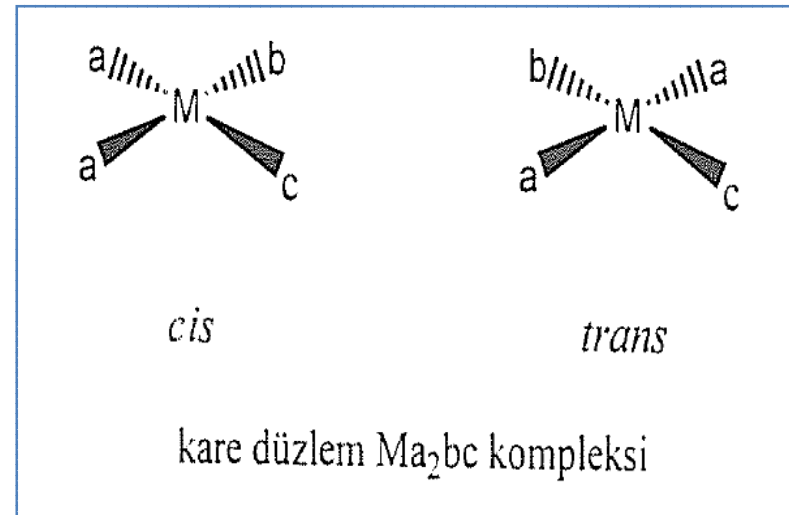
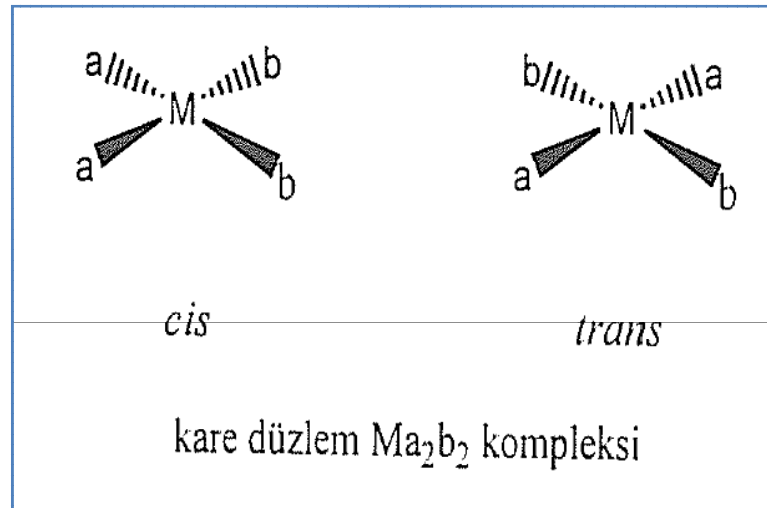


cis-[PtCl₂(NH₃)₂]

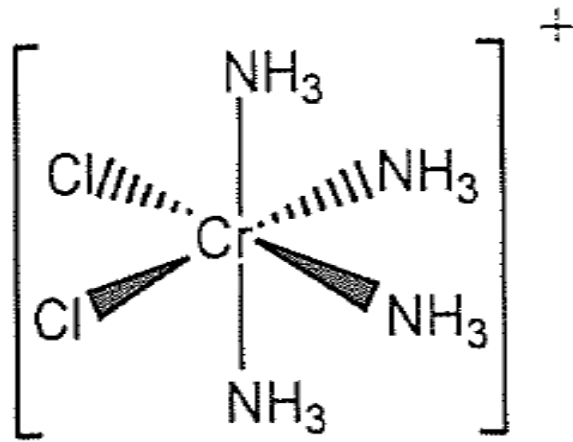


trans-[PtCl₂(NH₃)₂]

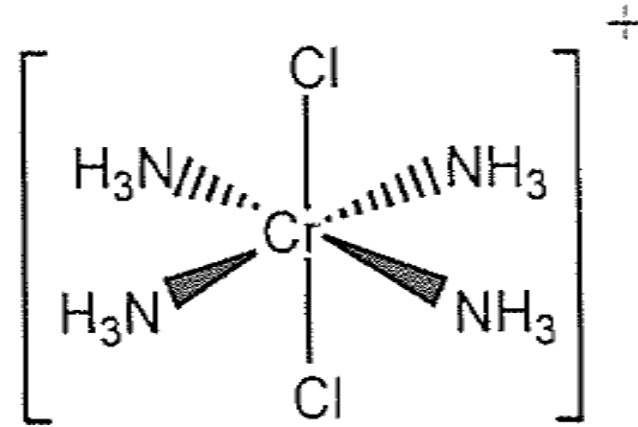
MA₂B₂ ve **MA₂BC** tipi komplekslerin iki geometrik izomeri vardır. **MABCD** tipi komplekslerde ise üç geometrik izomer mevcuttur.



Oktahedral geometride daha fazla komşu ve karşıt konumlar söz konusu olduğundan, oktahedral kompleksler için daha fazla sayıda izomer söz konusudur. MA_4B_2 ve MA_3B_3 tipi oktahedral komplekslerin iki geometrik izomeri vardır. Oktahedral yapıdaki MA_4B_2 komplekslerinde ***cis/trans*** izomerleri olabilir. Bu tür komplekslere örnek olarak ;

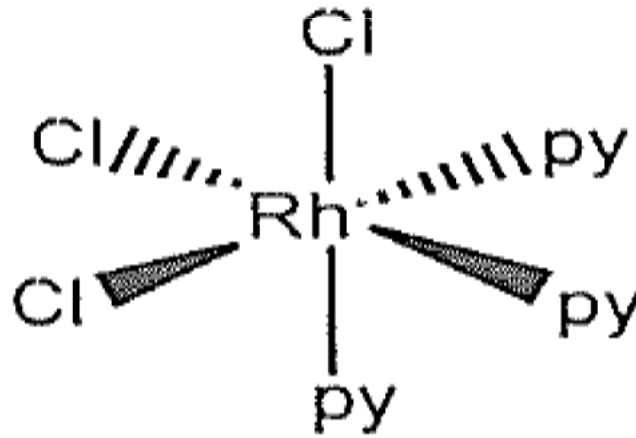


cis



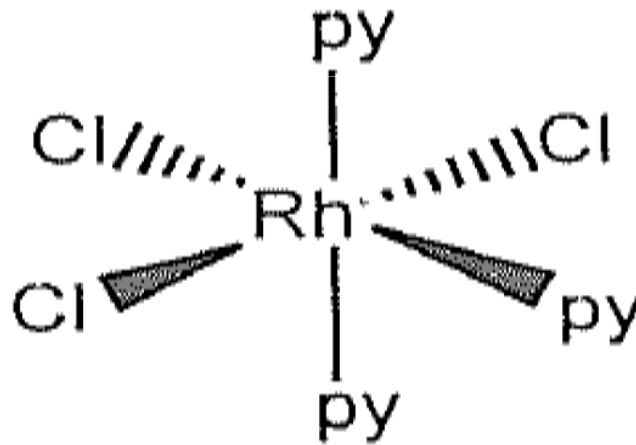
trans

MA_3B_3 komplekslerinde ligandlar merkez atomu çevresinde iki şekilde düzenlenebilir. Birinci izomerde üç eşit ligand merkez atomdan geçmeyen bir düzlem üzerinde bulunmaktadır. Bu düzlem oktahedral geometrinin bir yüzü olduğundan bu izomer, yüz anlamına gelen ***fasiyal*** (facial) kelimesinin kısaltılması olan ***fac*** ön eki ile belirtilir.



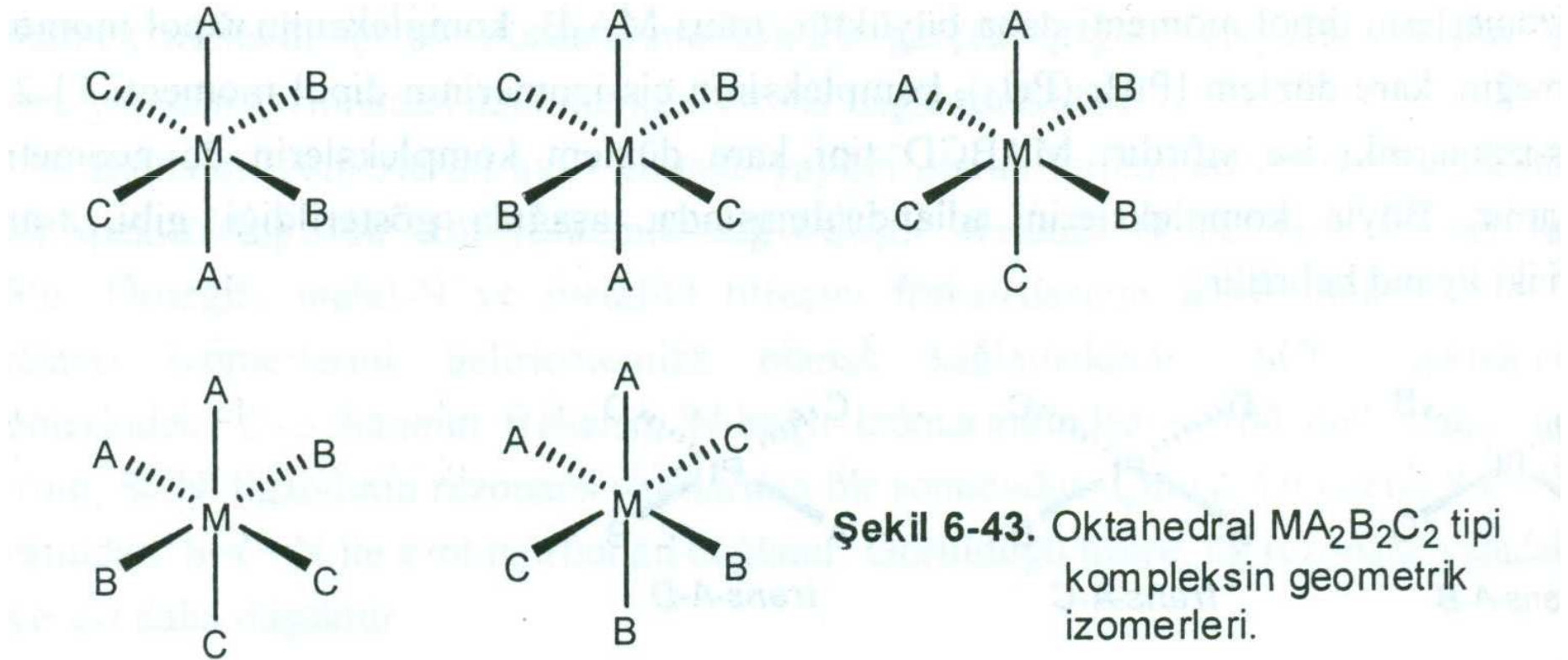
fac

İkinci izomerde ise üç eşit ligand merkez atomundan geçen bir düzlem üzerindedir. Bu düzlem oktahedral geometriyi çevreleyen kürenin bir boylamı olduğundan, bu izomer meridiyonal kelimesinin kısaltılması olan mer ön eki ile belirtilir.

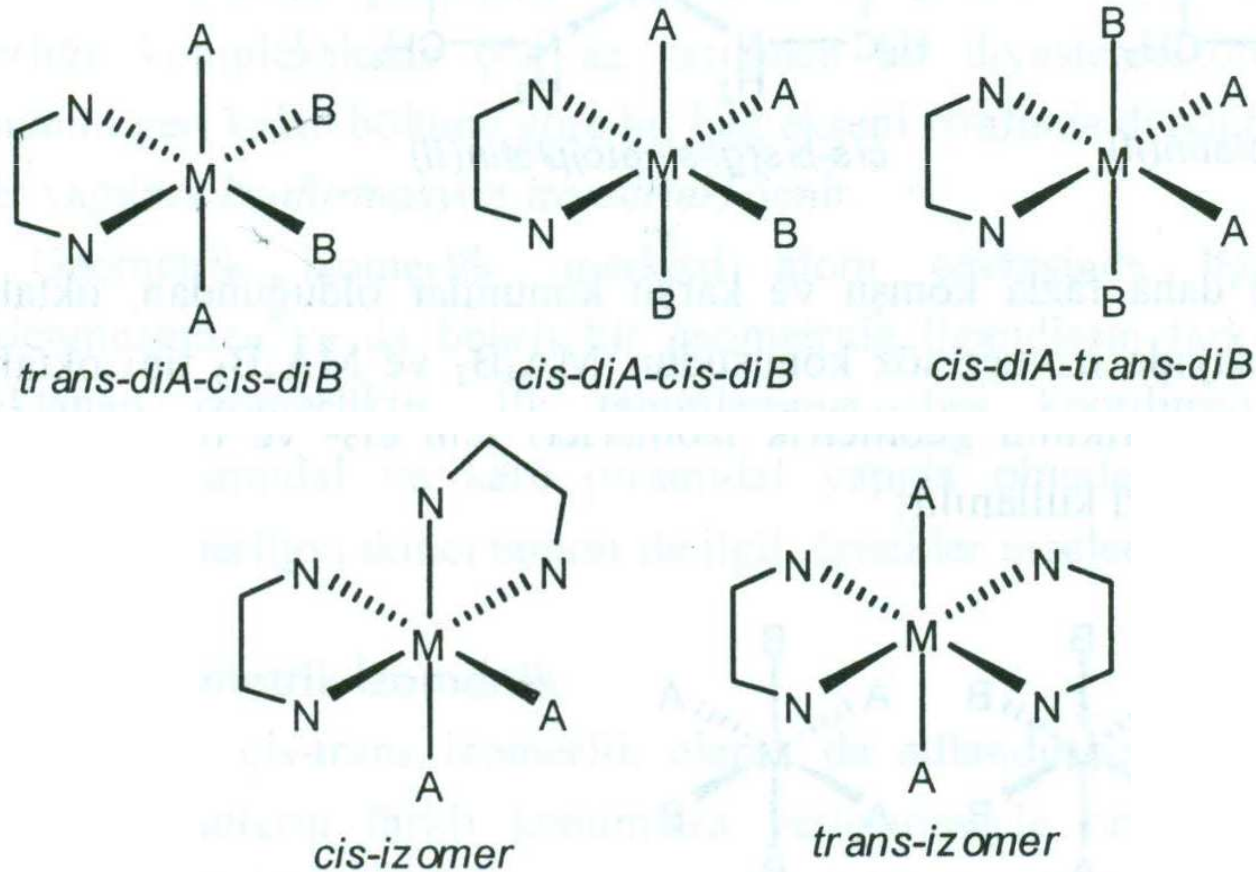


mer

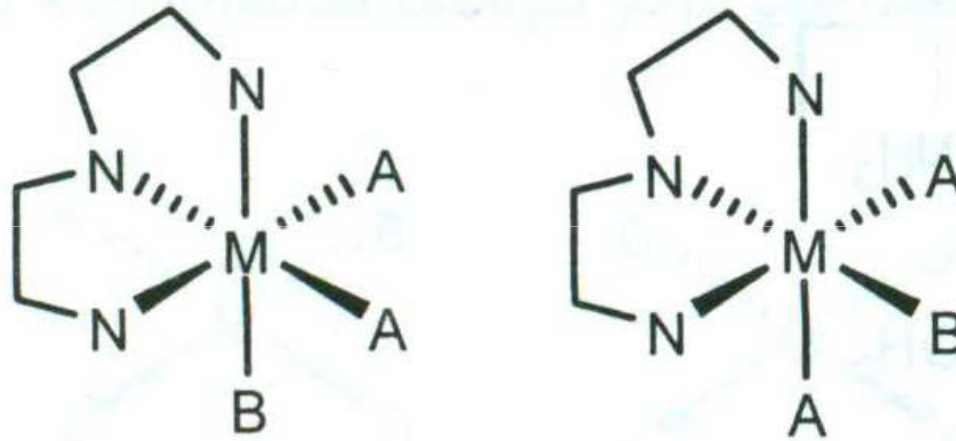
Oktahedral yapıdaki $MA_2B_2C_2$ komplekslerinin beş izomeri vardır. Böyle izomerlerin adlandırılmasında, aynı olan tüm ligandlar için cis- ve trans- ön ekleri kullanılır.



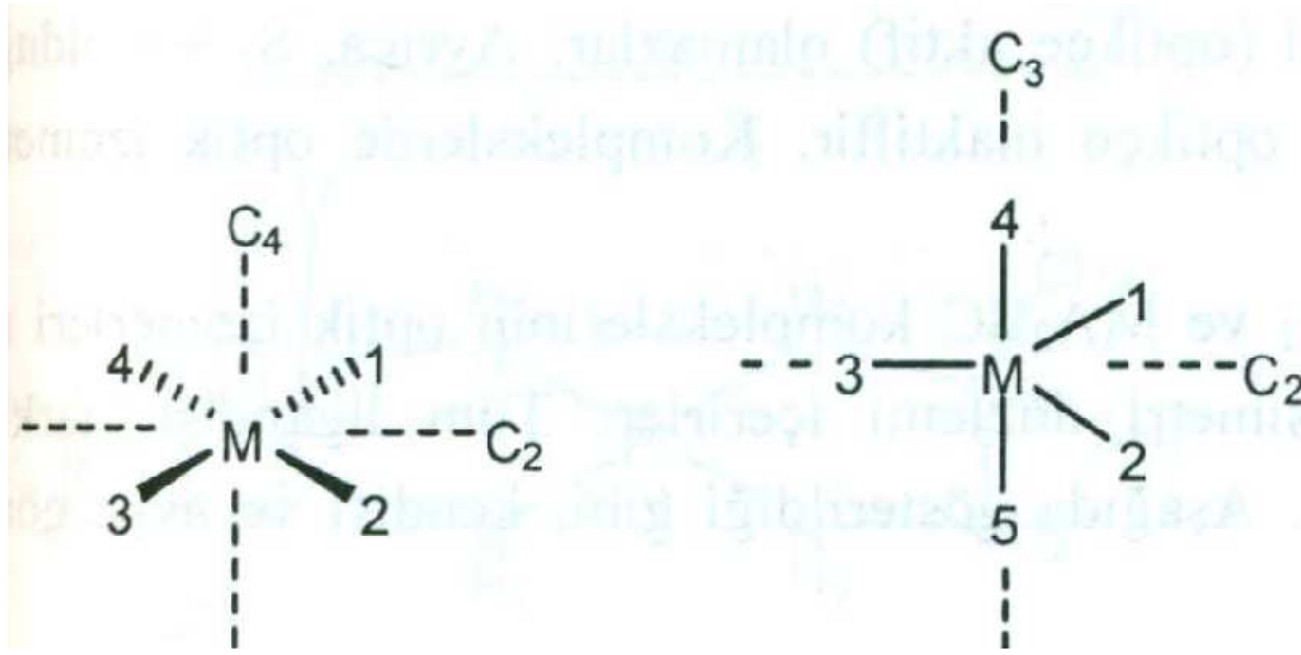
Çok dişli bir ligand, ardışık verici atomları cis konumlara girecek şekilde merkezi atoma bağlanır. Şekilde görüldüğü gibi oktahedral $MA_2B_2(en)$ ve $MA_2(en)_2$ komplekslerinin olası geometrik izomer sayısı, sırasıyla, 3 ve 2 dir.



$MA_2B(\text{dien})$ komplekslerinin iki geometrik izomeri vardır. Dien ligandında ortadaki azot atomu, uçlardaki azotlardan farklı kimyasal çevreye sahiptir. Ortadaki azota A yada B trans konumda olabilir.

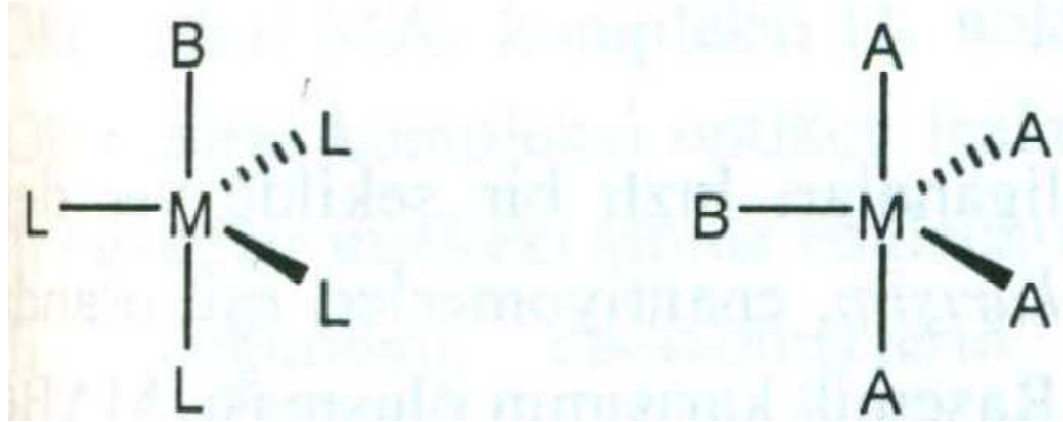


Gerek karedüzlem gerekse oktahedral geometride tüm koordinasyon konumları eşdeğerdir. Çünkü D_{4h} simetrisinde olan karedüzlem ve O_h simetrisinde olan oktahedral geometride tüm konumlar C_4 ve C_2 eksenleri ile birbirini yerine geçer.

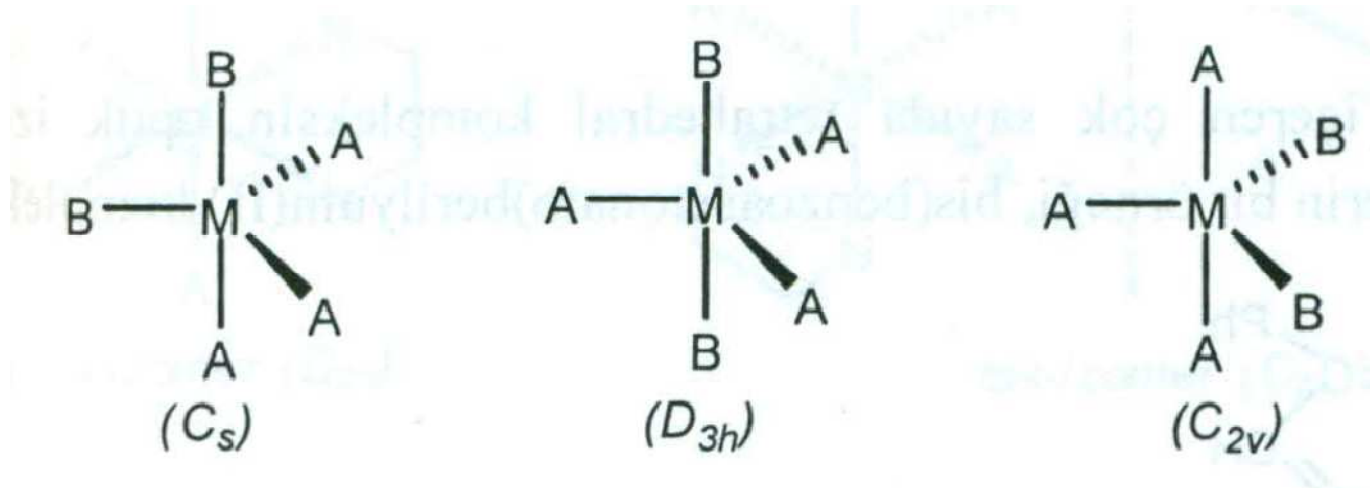


Üçgen çiftpiramidal geometri D_{3h} nokta grubundadır. Ana simetri eksenini olan C_3 ile ekvatoryal konumlar birbirini yerine geçtiğinden eşdeğer konumlardır. Aksiyel konumlar ise ekvatoryal düzlemdeki C_2 işlemi ile birbirini yerine geçmektedir. Aksiyel konumları ekvatoryal konumların yerine geçirecek bir simetri eksenini mevcut değildir. Bu, üçgen çiftpiramidal geometride tüm konumların eşdeğer olmadığını gösterir.

Bu nedenle, kare düzlem MA_3B ve oktahedral MA_5B komplekslerinin geometrik izomerlerinin olmamasına karşın, üçgen çiftpiramidal MA_4B kompleksinin iki geometrik izomeri vardır.



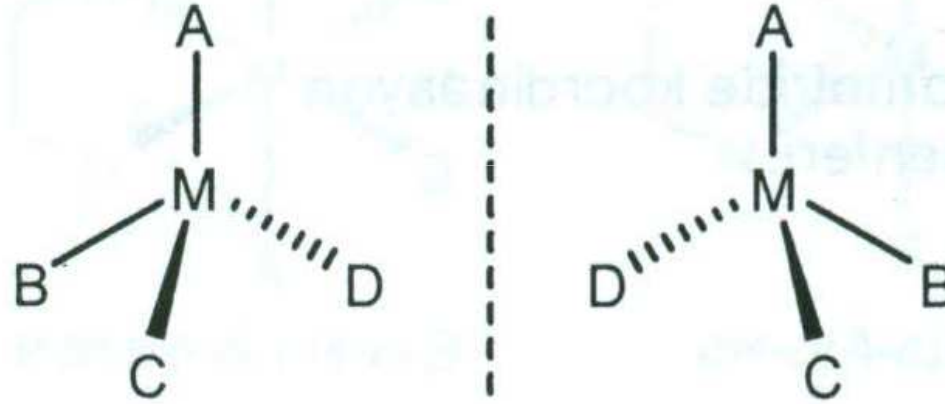
Üçgen çiftpiramidal MA_3B_2 kompleksinin üç geometrik izomeri vardır.



Optik İzomerlik (Enantiyomerlik)

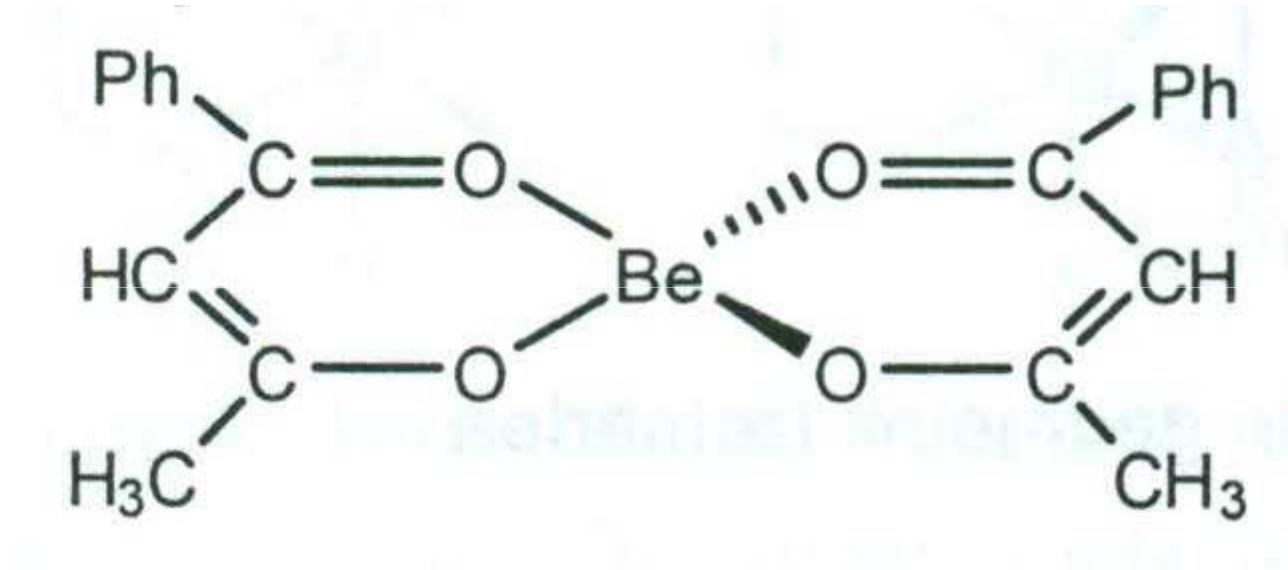
Kiral moleküllerde görülen izomerliktir. Kiral molekül ayna görüntüsü ile çakışmayan moleküldür. Kendisi ve ayna görüntüsü, optik izomerler olarak adlandırılır. Optik izomerlerden biri polarize ışık düzlemini sağa diğeri ise eşit derecede sola çevirir. Polarize ışık düzlemini sağa çeviren izomer için (+), d veya Δ , sola çeviren izomer için (-), l veya Λ simgeleri kullanılır. Optik izomerlerin polarize ışık düzlemini farklı çevirmeleri dışında, tüm fiziksel ve kimyasal özellikleri aynıdır. Bu nedenle sadece polarize ışık ile ayırt edilebilirler.

Tetrahedral MA_4 , MA_3B , MA_2B_2 ve MA_2BC komplekslerinin optik izomerleri mevcut değildir. Çünkü simetri düzlemi içerirler. Tüm ligandları farklı olan tetrahedral $MABCD$ molekülü kiraldır. Bu molekülün kendisi ve ayna görüntüsü optik izomerlerdir.

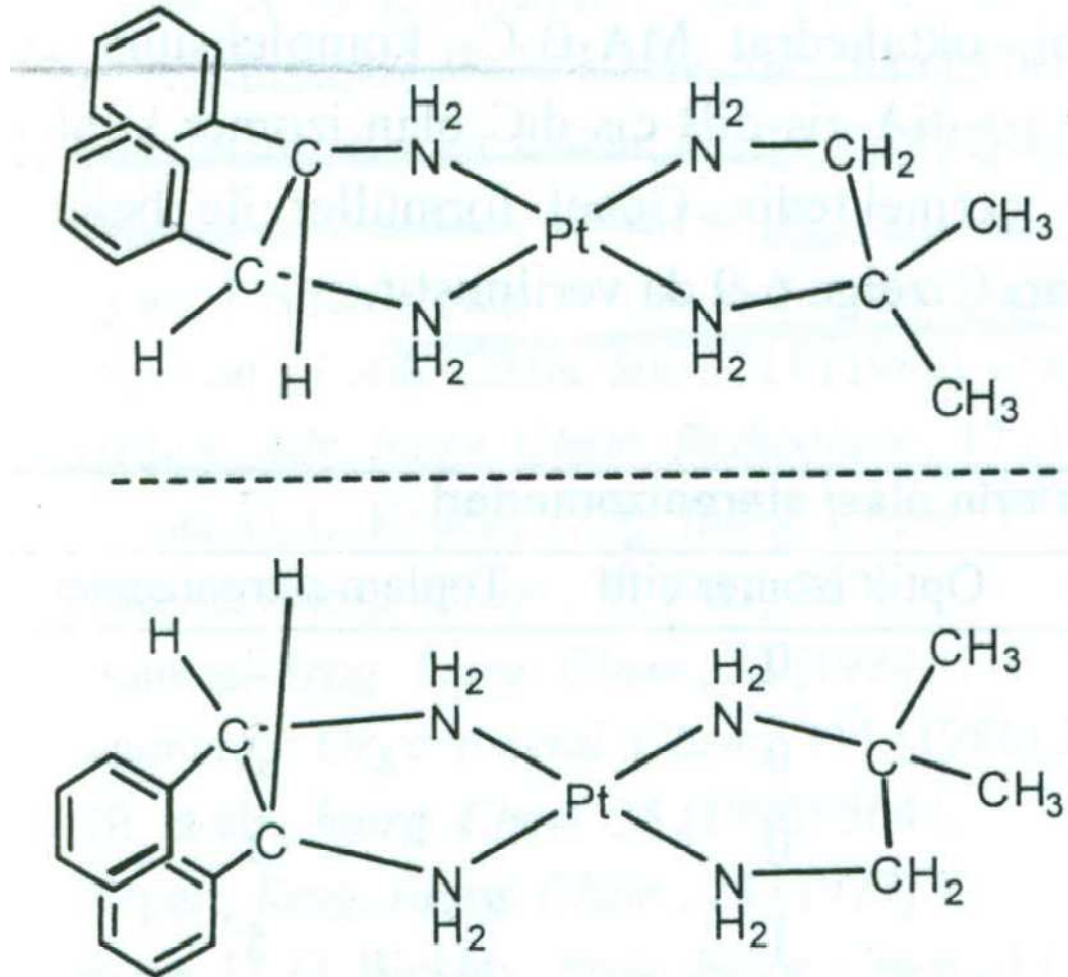


Optik izomer komplekslerde ligandlar hızlı bir şekilde yer değiştirir. Bunun sonucunda rasemik karışım oluşur. Rasemik karışım enantiyomerleri aynı oranda içerir ve polarize ışık düzlemini ne sağa nede sola çevirir.

Asimetrik şelat halkası içeren çok sayıda tetrahedral kompleksin optik izomerleri bilinmektedir.



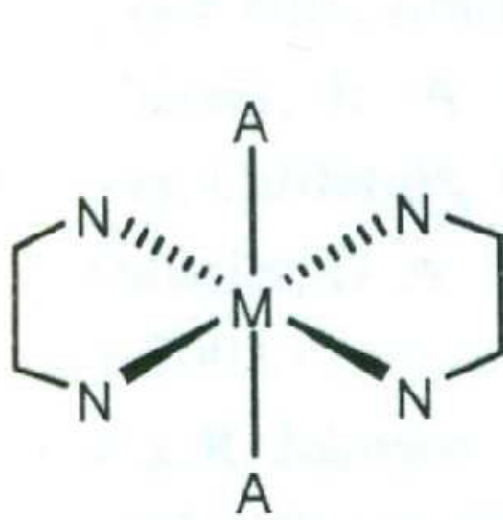
Karedüzlem kompleksler genellikle optikçe inaktiftir. Çünkü molekül düzlemi bir simetri düzlemidir. Ancak ligand geometrisinin simetri düzlemini ortadan kaldırdığı bazı kare düzlem kompleksler kiraldır.



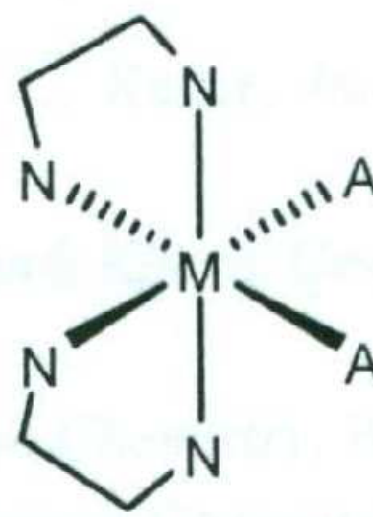
Oktahedral kompleks O_h nokta grubunda olup, altı S_4 , sekiz S_6 , üç σ_h ve altı σ_d içerir. Oktahedral kompleksi optikçe inaktif kılan bu simetri elemanları, farklı ligandlar yada çok dişli ligandlar merkezi atoma bağlanarak yok edilebilir. Ayrıca, trans izomerler daha yüksek simetrili olduğundan, cis izomerlerin kiral olma olasılığının daha yüksek olduğu düşünülmelidir.

Çizelge 6-9. Bazı oktahedral komplekslerin olası stereoizomerleri			
Genel formül	Geometrik izomer	Optik izomer çifti	Toplam stereoizomer
MA_4B_2	2	0	2
MA_3B_3	2	0	2
MA_3B_2C	3	0	3
MA_3BCD	4	1	5
$MA_2B_2C_2$	5	1	6
MA_2BCDE	9	6	15
$MABCDEF$	15	15	30

Aşağıda görüldüğü gibi, trans-izomer simetri düzlemi içerdiğinden optikçe inaktiftir. Buna karşın, cis-izomer enantiyomer özellik gösterir ve iki optik izomeri vardır.



trans-izomer (D_{2h})



cis-izomer (C_2)