



الباب التاسع عشر

متراكبات التناسق

Coordination Compounds

إن معظم أيونات الفلزات وعلى وجه التحديد عناصر الفلزات الانتقالية لها قابلية كبرى لتكوين روابط مع بعض مجموعات المركبات الواهبة للإلكترونات والتي يطلق عليها بالمتصلة فينتج عن هذا الترابط ما يسمى بمتراكبات التناسق.

تميز هذه المتراكبات بثبات كبير ولذلك نجد أن تطبيقاتها متعددة وفي جميع فروع الكيمياء والكيمياء الحيوية.

سنقوم في هذا الباب بدراسة نظرية تكوين هذه المتراكبات والتعرف على طرق تسميتها مستعينين في ذلك ببعض النظريات الهامة كنظرية الربط التكافئية ونظرية الحقل البلوري وسنتطرق للاتزان في هذا النوع من المتراكبات في بعض التفاعلات الهامة.

1-19 تعريف:

قد افترض الكيميائي السويدي فيرنر (Werner) في عام 1893م أن لذرات الفلزات نوعان من التكافؤ أحدهما يطلق عليه التكافؤ الأساسي وهي التي تكافئ عدد الإلكترونات المفقودة لتكوين أيون الفلز، أما الآخر فيطلق عليه التكافؤ الثانوي أو الإضافي وهو الذي يحدد ربط مجموعات متناسقة يطلق عليها بالمتصلة (Ligands) مع المعدن الواسطي، يطلق على أيون الفلز مع المتصلة بالأيون المتراكب (Complex) كما يطلق على عدد المتصلات المرتبطة بالمعدن بعدد التناسق (Coordination number) للفلز وعلى سبيل المثال:



فالبلاتين Pt هو الفلز الوسطي والأمونيا (NH₃) هي المتصلة و Pt(NH₃)₄²⁺ هو الأيون المتراكب والرقم 4 هو عدد التناسق .

فالمركب أعلاه يطلق عليه متراكب التناسق (Coordination compound).
يمكننا معرفة الشحنة للأيون المتراكب وذلك بجمع عدد التأكسد للفلز لوسط مع شحنات المتصلات بالفلز والآن يمكننا معرفة شحنة الأيونات المتراكبة التالية :



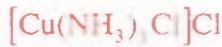
العدد التأكسدي للنحاس = 2 = (Cu)

شحنة الامونيا (NH₃) = 0

شحنة الكلوريد (Cl) = -1

$$(0 \times 4) + 2 = 2$$

وبالنسبة للمتراكب :



$$(-1 \times 1) + (0 \times 3) + 2 = 1$$

وبالنسبة للمتراكب :



$$(-1 \times 2) + (0 \times 1) + 2 = 0$$

وبالنسبة للمترابك :



$$(-1 \times 3) + (0 \times 1) + 2 = -1$$

ومن هنا يمكننا معرفة العدد التأكسدي للفلز الوسطي كما في المثال التالي :

مثال: (19-1)

❖ ❖ ❖

وجد العدد التأكسدي لمترابك التناسق التالي :



لحل:

تفترض أن العدد التأكسدي للكوبالت $X = (Co)$

شحنة الأمونيا $(NH_3) = 0$

شحنة البروم $(Br) = -1$

$$3 = (0 \times 6) + X \therefore$$

$$3 = X \therefore$$

\therefore العدد التأكسدي للكوبالت هي 3 أي Co^{3+}

19-2 المتصلات، (Ligands)

كما عرفنا فيما سبق فالمتصلة عبارة عن مركب قادر على وهب زوج أو أكثر من الإلكترونات المنفردة إلى فلز وسطي وفي جهة محددة مكوناً بذلك شكل هندسي

فالمترابكات المتكونة نتيجة ربط المتصلة من هذا النوع أي متصلة متعددة التسنز يطلق عليها بالخلب (Chelate) .

3-19 عدد التناسق، (Coordination number)

ليس هنالك قاعدة عامة يمكن اتباعها لتحديد عدد التناسق فأعداد التناسق 2 و4 و6 هي الاعداد الاكثر شيوعاً لمترابكات التناسق . بعض الكاتيونات لها عدد تناسق واحد مثل الكوبالت والبعض الآخر لها عدة أعداد تناسق مثل الألومنيوم (Al^{3+}) ، والنيكل (Ni^{2+}) . الجدول أدناه يبين لنا أعداد التناسق السائدة لبعض أيونات المعادن

عدد التناسق	الفلز
2	Ag^+, Au^+, Cu^{1+}
4	$Cu^{2+}, Cu^+, Au^+, Co^{2+}, Ni^{2+}, Zn^{2+}, Al^{3+}, Pt^{2+}, Pd^{2+}$
6	$Co^{2+}, Co^{3+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Ca^{2+}, Fe^{3+}, Fe^{3+}, Sc^{3+}, Cr^{3+}, Al^{3+}, Pt^{4+}$

جدول رقم (19-1)

الجدول يبين أعداد التناسق لبعض أيونات الفلزات

4-19 طريقة تسمية مترابكات التناسق،

تتبع القواعد التالية لتسمية مترابكات التناسق

- لتسمية مترابك التناسق نطلق اسم الكاتيون قبل الأنيون .
- لتسمية أيون المركب نكتب اسم المتصلة أو المتصلات ثم نتبعها باسم الفلز الوسطي .

ج- عند تسمية المتصلات نضيف للنهاية «و» للمجموعات سالبة الشحنة ونقول كلورو (chloro) للكوريد Cl^- وبرومو (bromo) للبروميد Br^- وهكذا. وفي بعض الحالات النادرة التي تكون فيها المتصلة أيوناً موجباً نضف «يم» (ium) للنهاية. وإن كانت المتصلة متعادلة الشحنة نستخدم الاسم نفسه دون تغيير إلا في بعض الحالات مثل الماء التي تعطي الاسم أكو (aquo)، والأمونيا تعطي الاسم أمين (amine) و CO التي تعطي الاسم كاربونيل (Carbonyl) و NO التي تعطي الاسم (nitrosyl).

د - نبدأ الاسم بالمقطع الإغريقي مونو (mono)، داي (di)، تراي (tri) وهكذا وذلك بعدد المتصلات من أي نوع. أما للمتصلات المتراكبة نستخدم المقطع بس (dis)، ترس (tris)، تتراكس (tetrakis) وهكذا.

هـ - توضع الحالة التأكسدية لذرة الفلز الوسطى بين قوسين وفي آخر الاسم وأرقام رومانية.

و - وفي حالة وجود أكثر من متصلة تعطي الأفضلية لتسمية المتصلة السابقة ثم المتعادلة ثم الموجبة.

ك - إذا كان لأيون المتراكب شحنة سالبة ففي هذه الحالة ننهي اسم الفلز الوسطى بالمقطع «يت» (ate) وفي بعض الأحيان يسمى الفلز بالاسم اللاتيني.

وفيما يلي أسماء بعض المتراكبات حسب القواعد أعلاه:



(triethylenediamine) iron(III)phosphate

Potassium ferricyanide بوتاسيوم فريسيانيد $K_3[Fe(CN)_6]$

كلوروبنتا أكو كروميوم (III) كلورايد $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$

Chloropentaaquochromium(III) Chloride

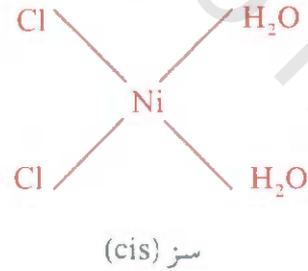
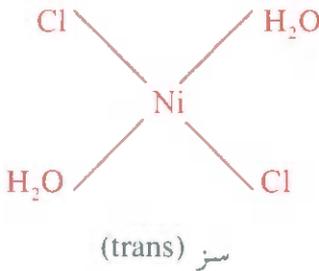
داي كلوروتترا أمين كوبالت (III) $Co(NH_3)_4Cl_2^+$

dichlorotetraamine cobalt (III) ion

19-5 المتشكلات الهندسية للمترابكات

ينشأ المتشاكل الفراغي الهندسي لمترابكات التناسق حينما يكون شكله رباعياً مستوياً (square planar) من نوع Ma_2b_2 أو Ma_2bc حيث إن M هو المعدن الوسطي وأن a و b و c هي متصلات مختلفة ومتصلة بالفلز الوسطي والجدير بالذكر هنا أن الرباعي لا يكون متشاكلاً فراغياً نسبة لأن كل المتصلات حول الفلز الوسطي من نوع واحد Ma_4 أو Mb_4 أو Mc_4 .

هذا فإذا وقعت المتصلتان المتشابهتان في الاتجاه نفسه يطلق على التشكيل اسم سز (Cis) وهي كلمة لاتينية تعني الاتجاه نفسه. أما إذا وقعت المتصلتان المتشابهتان في اتجاهين متضادين فعندئذ يطلق على المترابك اسم ترانس (Trans) وهي تعني باللاتينية عبر. وفيما يلي مثالين لذلك:

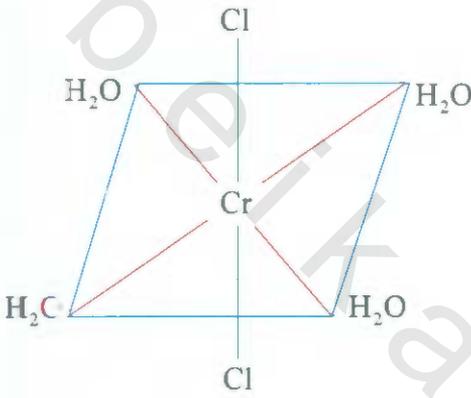


دائي كلورو داي أكونيكل (II) dichlorodiaquonickel(II)

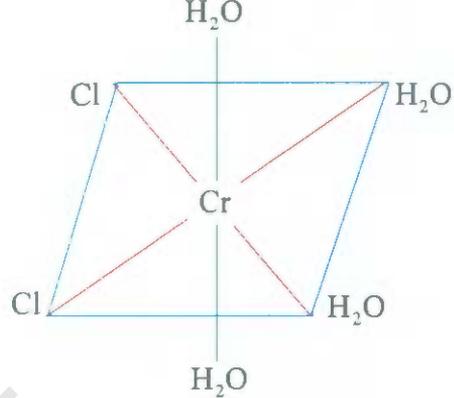
وللمتراكبات السداسية أيضاً متشاكل من النوعين سز وترانس كما هو الحال في

متراكب $\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2^+$ داي كلورو تراي أكوكروميوم (III)

(dichlorotriaquochromium(III))



ترانس (trans)



سز (cis)

يمكن التمييز بين المتراكب سز من ترانس باختلاف خواصهما الفيزيائية والكيميائية فالمتراكب سز يكون قطبياً أما الترانس فيكون غير قطبي .

19-6 نظرية التكافؤ في الربط:

يمكننا تطبيق هذه النظرية في حالة الأيونات المتراكبة وذلك باعتبار أن زوج الإلكترونات الموهوبة بواسطة المتصلات تدخل في مدارات التهجين للفلز الوسطي فتعتمد هذه المدارات على عدد التناسق والشكل الهندسي للمتراكب .

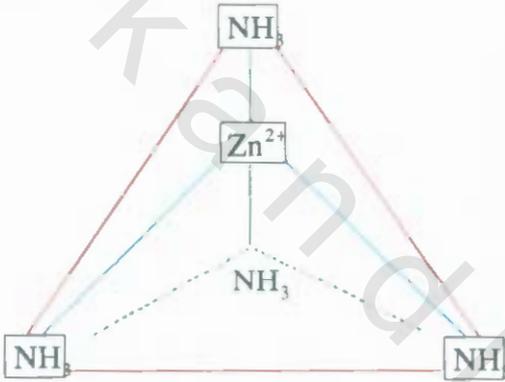
إن أعداد التناسق المعروفة هي 2 ، 4 ، 6 ، وهي ما تكافئ عدد المدارات المهجنة في المتراكب . وفيما يلي مختلف الأشكال الهندسية لبعض هذه المتراكبات .



فالترتيب الإلكتروني للزنك الثنائي كما يلي: Zn^{2+}



ففي التخطيط أعلاه نجد أن المدار 3d يمتلئ بالإلكترونات الزنك الثنائي ويدخل أربعة أزواج إلكترونات موهوبة من أربعة جزيئات أمونيا في المدارات المهجنة الأربعة من نوع sp^3 حيث يمكن رسم الشكل الهندسي الرباعي كما يلي:

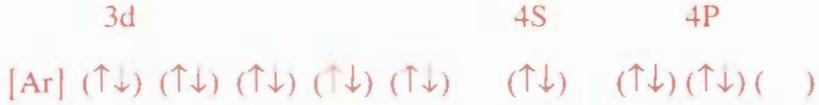


جـ - متراكبات المدارات المهجنة من نوع dsp^2

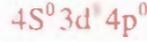
من المفترض أن يكون الشكل الهندسي هو المربع المستوي ومن أفضل أمثلة ذلك رباعي السيانو نيكل ثنائي - tetra cyano nickel (II) -



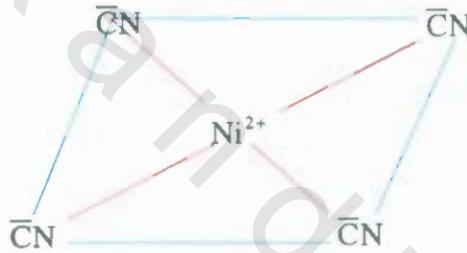
فالرسم التخطيطي كما يلي:



الترتيب الإلكتروني للنikkel الثنائي Ni^{2+} كما يلي :



نجد أن أربعة مدارات من 3d ممتلئة بالكترونات الفلز ومداراً واحداً من 3d ملئاً بزوج إلكترونات من السيانيد (CN^-) وثلاثة أزواج من إلكترونات ثلاثة جزيئات السيانيد تملأ مداراً واحداً من s واثنين من p فيصبح التهجين dsp^2 . فيمكن رسم الشكل الهندسي المربع المستوى كما يلي :



= - متراكبات المدارات المهجنة من نوع d^2sp^3 أو sp^3d^2

هذا النوع عبارة عن خلط ست مدارات ومن المفترض أن يكون الشكل الهندسي سداسياً ويتكون هذا الشكل في حالة ارتباط ست متصلات حول الفلز الوسطي أي أن عدد التناسق هو ست .

يطلق على المتراكب ذي التهجين من نوع d^2sp^3 بمتراكب المدار الداخلي (Inner orbital complex) كما يطلق على المتراكب ذي التهجين من نوع sp^3d^2

بمترابك المدار الخارجي (Outer orbital complex) .

يمكننا اتباع الخطوات التالية لتمييز نوع التهجين في هذه الحالة:

1 - إذا كان الترتيب الإلكتروني للفلز الوسط هو d^0 ، d^1 ، d^2 ، d^3 حينئذ يصبح التهجين من نوع d^2sp^3 .

ب- إذا كان الترتيب الإلكتروني للفلز الوسط هو d^4 ، d^5 ، d^6 ، d^7 فعندئذ لا بد من معرفة غزل (spin) المركب فإن كان غزل المركب عالياً يصبح التهجين من نوع d^3sp^2 أما إن كان غزل المركب واطياً فإن نوع التهجين هو d^2sp^3 . يطلق على المترابك بالغزل العالي إن كان المترابك بارامغناطيس أي يحمل أكبر عدد من الإلكترونات الفردية كما يطلق على المترابك بالغزل المنخفض إن كان المترابك ديامغناطيسي أي لا يحتوي على أي عدد من الإلكترونات الفردية .

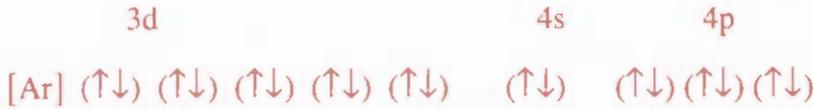
ج- إذا كان الترتيب الإلكتروني للفلز الوسط هو d^8 ، d^9 ، d^{10} يصح التهجين من نوع d^3sp^2 .

ومن أفضل الأمثلة للتهجين من نوع d^2sp^3 هو مركب سداسي الأمونيا كوبالت

ثلاثي (hexamine cobalt(III))

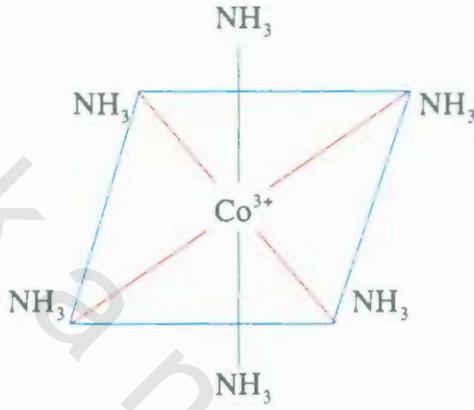


حيث يمكن رسم تخطيطي كما يلي:



فالترتيب الإلكتروني للكوبالت الثلاثي هو $4s^0 3d^6 4p^0$ وبمعرفة أن

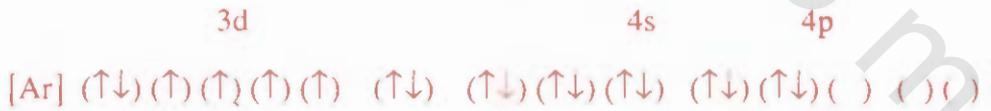
المترايب ديامغناطيسي فإن ثلاثة مدارات من 3d ممتلئة بالإلكترونات الكوبالت الثلاثي فيصبح لدينا مداران من 3d ممتلئان بزوجي إلكترونات من جزيئي أمونيا ومدار S ملئ بزوج إلكترونات من الأمونيا وثلاثة مدارات من p مليئة بثلاثة أزواج إلكترونات من ثلاثة جزيئات أمونيا فيصبح لدينا ستة مدارات مهجنة من نوع d^2sp^3 فيمكننا رسم لسداسي للمترابك كما يلي :



ومن أفضل الأمثلة للمركبات ذات التهجين d^3sp^2 هو مركب سداسي الفلورو كوبالت ثلاثي ((hexafluoro cobalt(III)))



حيث يمكن رسم تخطيط له كما يلي :



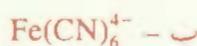
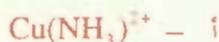
وبما أن ترتيب الإلكترونات في الكوبالت الثلاثي $4s^0 3d^6 4p^0$ وأن المترابك

بارامغناطيسي أي يمكن وضع أربع إلكترونات فردية في المدار الداخلي 3d فمعنى هذا أن ست أزواج من الإلكترونات المهوبة من ستة ذرات فلور لابد أن تدخل بحيث تتوزع بزواج إلكترونات في مدار 4s وثلاثة أزواج في ثلاثة مدارات 4p وزوجان آخران في مدارات مهجنة من نوع sp^3d^2 وهو عبارة عن سداسي الشكل .

مثال (19-2)

❖ ❖ ❖

وضح الرسم التخطيطي لمدار المتراكب ومن ثم الشكل الهندسي للمترابك



الحل:

أ - الفلز الوسط هو النحاس الثنائي Cu^{2+}

- الترتيب الإلكتروني Cu^{2+} هو: $[Ar]4s^0 3d^9$

- عدد التناسق = عدد المتصلات $(NH_3) = 4$

وفي هذه الحالة يفضل لدينا إلكترون فردي واحد في مدار 3d ولذلك يصبح

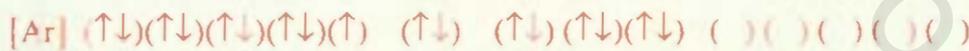
التهجين من نوع sp^3 كما يلي:

3d

4s

4p

4d



حيث تمتلئ أربعة المدارات (sp^3) بأربعة أزواج إلكترونات من المتصلات sp^3 أربعة .

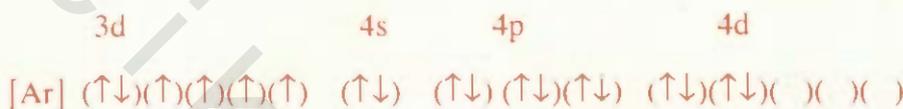
- يصبح الشكل الهندسي رباعي .

ب - الفلز الوسط هو الحديد الثنائي Fe^{2+}

- الترتيب الإلكتروني Fe^{2+} هو: $[Ar]4s^04d^6$.

- عدد التناسق = عدد المتصلات $(CN) = 6$.

- مع العلم بأن المتراكب بارامغناطيسي لوجود السيانيد فمن المفترض أن يكون لدينا أكبر عدد من الإلكترونات الفردية ويصح التهجين من نوع $3p^3d^2$ حيث توضع ستة أواج إلكترونات من المتصلات الستة في هذه المدارات.



حيث إن التهجين من النوع $3p^3d^2$ فإن الشكل الهندسي سداسي.

7-19 نظرية الحقل البلوري: (Crystal field theory)

في الباب السابق تطرقنا لكيفية معرفة الأشكال الإلكترونية للمترابكات الأيونية بواسطة نظرية التكافؤ في الربط بدءاً بالشكل أو الترتيب الإلكتروني لأيون الفلز الوسطي الذي يُعد أساس تكوين هذه المترابكات، وعلمنا أن من قصور هذه النظرية أنها قد فشلت في تفسير ظاهرة الغزل العالي والغزل الواطي للمترابكات التي تحمل الإلكترونات من 4 إلى 7 في المدار d أي d^4 ، d^5 ، d^6 ، d^7 .

ومن قصور هذه النظرية أيضاً عجزها تفسير ظاهرة الألوان المميزة لهذه المترابكات.

هذا وقد جاءت نظرية الحقل البلوري مفسرة لهاتين النظريتين وذلك بفرض أن الربط بين الفلز الوسطي والمتصلات عبارة عن ربط أيوني وليس تساهمياً وأن المتصلة

تخلق تأثيراً إلكتروستاتيكيًا حول الفلز الوسطي فتُحدث تغييراً في الطاقة النسبية لمدارات d للفلز فينتج عن ذلك تجزئة وتكوين مجموعتين كل مجموعة تختلف في طاقتها عن الأخرى.

إن نظرية الحقل البلوري يمكن تطبيقها لكل أنواع المتراكبات وفيما يلي نموذج لتطبيق النظرية للمتراكبات السداسية.

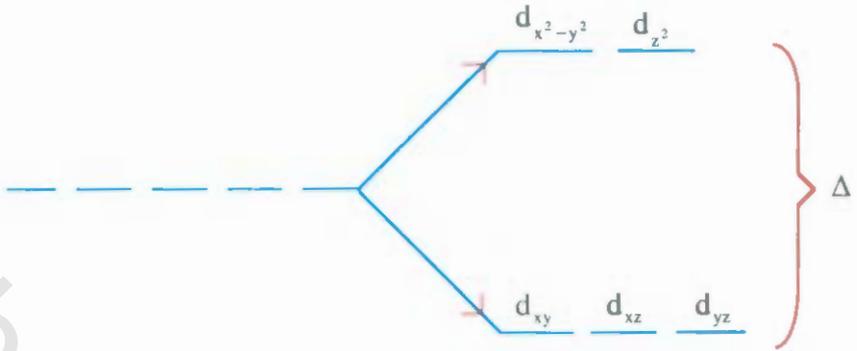
إذ نظرنا للترتيب الفراغي للمدارات الخمس في الشكل السداسي دونه تأثير خارجي نجد أن المدار d_z متوجة ناحية المحور z وأن المدار $d_{x^2-y^2}$ متوجة ناحية المحورين x و y أما المدارات الثلاث الباقية d_{xy} و d_{xz} و d_{yz} فهي متوجهة بأطرافها بين المحاور x و y و z .

هذا وفي حالة تقارب ست متصلات للفلز الوسطي في اتجاه المحاور الثلاث x و y و z يحدث تجاذب إلكتروستاتيكي لمدارات d ينتج عنه انقسام المدارات الخمس لمجموعتين:

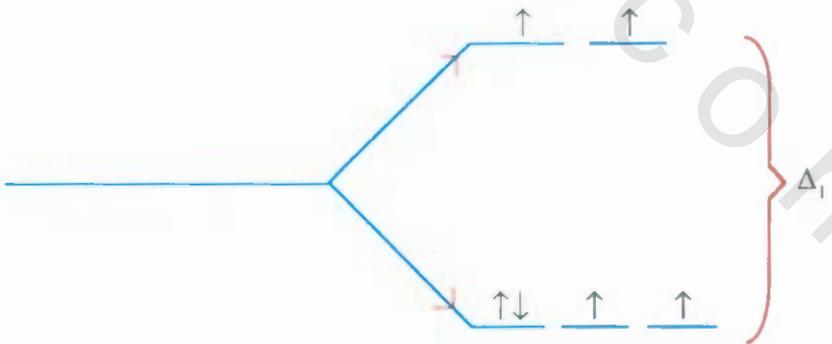
أ - مداران من نوع $d_{x^2-y^2}$ و d_z بطاقة أكبر من الطاقة الافتراضية الأولية التي كانت عليها المدارات قبل هذا التأثير.

ب - مجموعة ثلاثة مدارات من نوع d_{xy} و d_{xz} و d_{yz} بطاقة أقل من الطاقة الافتراضية الأولية قبل التأثير.

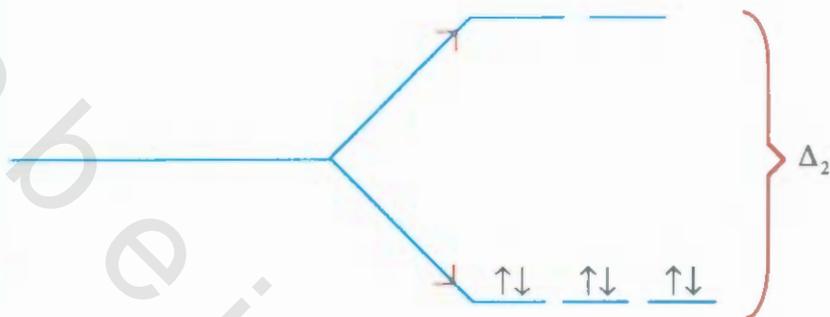
هذا فإن الطاقة اللازمة للتفريق بين المدارات يطلق عليها الانشطار (splitting energy) ويرمز لها بـ Δ كما في الشكل أدناه.



هذا وتختلف قيمة طاقة الانشطار من متصلة لأخرى فكلما كانت الطاقة كبيرة يؤدي ذلك للتباعد الكبير بين مجموعتي المدارات فينتج عن ذلك فرصة أكبر لتزاوج الإلكترونات في المدارات الثلاث ذات الطاقة الدنيا فتقل فرصة توزيع الإلكترونات حسب قانون هند (Hund's rule) خاصة للإلكترونات الست الأولى كما هو الحال في أيون الكوبالت الثلاثي Co^{3+} - فإذا نظرنا للمترابين هكسافلورو كوبالت (III) CoF_6^{3-} مقارنة بالمتراب هكسا أمين كوبالت (III) $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ وبسبب طاقة الانشطار الكبرى للمتصلة الأمونيا (NH_3) مقارنة بطاقة الانشطار للمتصلة الفلوريد (F^-) فإن توزيع الإلكترونات في مدارات d للمتراب الأول CoF_6^{3-} يتبع قانون هند فنحسب على أكبر عدد من الإلكترونات الفردية ومجموعها 4 كما يلي:



أما في حالة المتراكب $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ ونسبة لطاقة الانشطار الأكبر فتوزع الإلكترونات في المدارات الدنيا فتصبح زوجية كما يلي:



فيتضح أن المتراكب CoF_6^{3-} متراكب بارامغناطيسي وأن المتراكب $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ متراكب ديامغناطيسي فيطلق على الأول بالمتراكب الداخلي (inner-complex) والثاني بالمتراكب الخارجي (outer complex).

وخلاصة ما سبق أن نظرية الحقل البلوري قد نجحت في إعطاء تفسير لبرامغناطيسية المتراكب الداخلي وديامغناطيسية المتراكب الخارجي وبصورة مرضية ومفهوم واضح مقبول.

وبنفس المفهوم أعلاه يمكننا معرفة الخاصية المغناطيسية للعديد من المتراكبات آخذين في الاعتبار أن طاقة الانشطار للمتصلات تختلف بل تزداد حسب نوعية المتصلة من اليمين إلى اليسار في المتصلات التالية بالترتيب



فيطلق على السيانيد (CN^-) بالمتصلة شديدة القوى الحقلية (strong field ligand) والكلوريد بالمتصلة ضعيفة القوى الحقلية (weak).

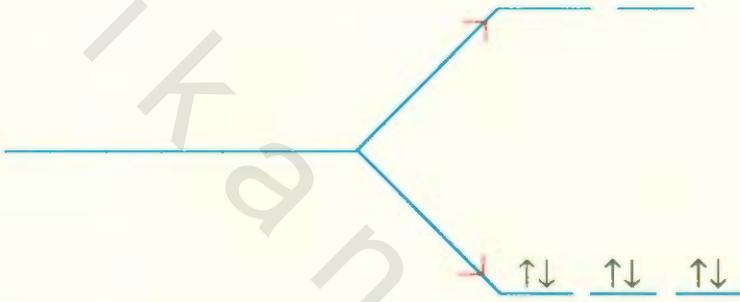
احسب عدد الإلكترونات الفردية في كل من المتراكبين $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ و $\text{Fe}(\text{OH})_3^{2+}$

الحل:

– العدد التأكسدي للحديد في المركبين هو Fe^{2+}

∴ الترتيب الإلكتروني للحديد الثنائي هو $[\text{Ar}]3d^6 4s^0$ وبما أن السيانيد عبارة

عن متصلبة شديدة القوى الحقلية فمن السهل تطبيق قانون هند فتوزع الإلكترونات بأقل عدد فردي ممكن كما يلي:

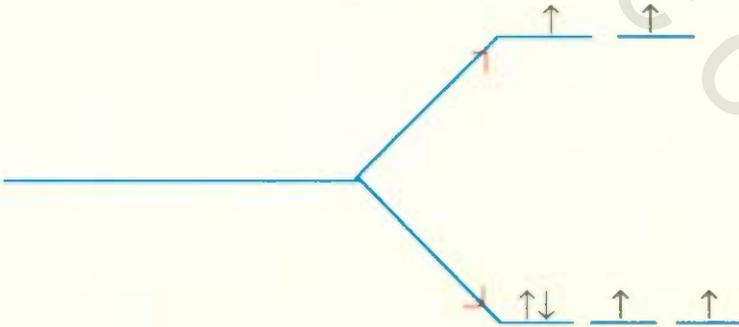


هذا فإن عدد الإلكترونات الفردية في المتراكب $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ هو صفر – أي أن

المتراكب ديامغناطيسي .

أما بالنسبة للمتراكب $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ ونسبة لأن الماء ضعيف القوى الحقلية

فنجعل على أكبر عدد إلكترونات فردية كما يلي:



هذا فإن عدد الإلكترونات الفردية في المتراكب $Fe(H_2O)^{2+}$ هو أربع - أي أن المتراكب برامغناطيسي .

ومن ناحية أخرى فإن طاقة الانشطار للمتراكب وقيمتها هي التي تحدد لنا قوة انتقال الإلكترونات في المدار d وبالتالي لون المتراكب فكيف يظهر اللون مختلفاً للمتراكب باختلاف المتصلة؟

لانتقال الإلكترونات من المستوى الأدنى إلى الأعلى يتطلب امتصاص طاقة إلكترومغناطيسية من الضوء المرئي، فقد وجد أن الضوء الممتص لمعظم هذه المركبات يكون في حدود طول الموجات للضوء المرئي . وعند الانتقال وامتصاص جزء من الضوء يبقى جزء آخر من الضوء فينفذ بلون معين . الجدير بالذكر هنا أن الكثير من الأيونات وعلى سبيل المثال لا الحصر الهلوجينات كالفلور والكلور واليود وكذلك أيونات الفلزات الأرضية القلوية لا لون لها وذلك لعدم وجود إلكترونات انتقالية فلا امتصاص للضوء الساقط عليها في محاليلها فينفذ كما سقط دون لون يذكر .

إن نظرية الحقل البلوري قد نجحت تماماً في تفسير تكوين الألوان لبعض هذه المتراكبات والتي تفسر أن الانشطار لمستويات الطاقة للمدار d ينتج عنه طاقة يمكن أن تنسب لألوان هذه المتراكبات . فالجدول رقم (2-19) يعطينا فكرة لألوان بعض المتراكبات المكونة من الكروم أو الكوبالت .

جدول رقم 2-19

الجدول يبين ألوان متراكبات الكروم والكوبالت

اللون	المتراب
بنفسجي	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
أزرق - أخضر	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$
أخضر	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$
أصفر	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$
برتقالي	$\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{NCS}^{2+}$
أحمر	$\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{H}_2\text{O}^{3+}$
أرجواني	$\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}^{2+}$
أخضر	$\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_2^{1+}$

8-19 الاتزان في المتراكبات:

نطلق على ثابت الاتزان لتكوين هذا النوع من المتراكبات بثابت التكوين (formation constant) هذا فإن ثابت التكوين لمعظم هذه المتراكبات كبير جداً يفوق مائة ألف . وعلى سبيل المثال فإن ثابت تكوين هكساسيانوفريت hexacyano ferrate(II) يصل إلى قيمة كبيرة جداً 10^{42}



$$K_f = \frac{[\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{CN}^-]^6}$$

حيث إن K_f هو ثابت التكوين

الجدول رقم 3-19 يحتوي على ثابت تكوين العديد من هذه المترابكات .

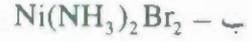
جدول رقم (3-19)

ثابت تكوين بعض المترابكات

ثابت التكوين	المترابك
1×10^{42}	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$
1×10^{37}	$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$
4.5×10^{33}	$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$
2×10^{27}	$\text{Cu}(\text{CN})_3^{2-}$
2.1×10^{14}	$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$
7.1×10^{18}	$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$
6.7×10^{19}	AlF_6^{3-}
1.0×10^{22}	$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$
1.6×10^7	$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$
2.9×10^9	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$
1.2×10^{15}	HgCl_4^{2-}
1.10^{16}	PtCl_4^{2-}

أسئلة وتمارين

١- حدد شحنة الفلز الوسطي في المتراكبات التالية:



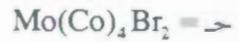
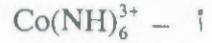
(الإجابة)

أ - 2+

ب - 2+

ج - 2+

٢- حدد عدد التناسق للفلز الوسطي في المتراكبات التالية:



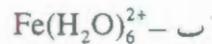
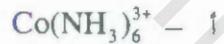
(الإجابة)

أ - صفر

ب - 4

ج - 6

٣- احسب عدد الإلكترونات غير المتزاوجة في المتراكبات التالية:



ج - d^6 لفلز انتقالي تحت تأثير مجال بلوري سداسي .

(الإجابة)

أ - صفر

ب - 4

ج - صفر

٤- سمّ المركبين التاليين :

أ - $(\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2)\text{Br}$

ب - $\text{K}_3(\text{AlF}_6)$

(الإجابة)

أ - ثنائي الكلور رباعي أمين كوبالت ثلاثي

(Dichlorotetamine cobalt(III))

ب - بوتاسيوم سداسي الفلور الومنيوم ثلاثي

Potassium hexa fluoroaluminium(III)

٥- استخدم نموذج الرابطة التساهمية للمركبين التاليين ثم استنتج تهجين الفلز

الوسطي .

أ - $\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$

ب - $\text{Cr}(\text{NH}_3)_6^{3+}$

(الإجابة)

أ - dsp^2

ب - d^2sp^3