

CHAPITRE VII

CHIMIE DE COORDINATION

VII.I. GENERALITES

1. INTRODUCTION

La chimie de coordination est essentiellement celle des métaux de transition d. Elle doit son nom à la nature de la liaison dans les composés formés qui est dite liaison de coordination, liaison dative ou encore liaison donneur-accepteur.

$(n-1)d^xns^2$

Bloc d

H	He																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

2. DEFINITION D'UN COMPLEXE DE COORDINATION

➤ DEFINITION :

Un complexe de coordination est un assemblage polyatomique formé d'un atome central, généralement métallique, autour duquel des atomes, ions ou molécules sont liés par coordination ; ces derniers sont appelés ligands (ou coordinats).

C'est une association entre un acide de Lewis M et une base de Lewis L pour former une liaison covalente de coordination.



➤ FORMULE :

Dans la formule chimique d'un complexe de coordination, l'entité est mise entre crochets, qu'elle soit chargée ou non :



- Le nombre de ligands L est en chiffres arabes = n = indice de coordination de M.
- Le ligand L peut être soit un ion ou une molécule ayant un doublet libre : Cl^- , NO_2^- , OH^- , CN^- , NH_2^- ,... ; H_2O , NH_3 , PPh_3 , CO , NO ,...
- La charge q du complexe est la somme des charges apportées par M et L.
- Si la charge q n'est pas nulle, le complexe est un ion qui est automatiquement associé à un contre ion.
- Pour l'écriture, on commence par le métal, ensuite les ligands anioniques, neutres et enfin cationiques.

➤ DEGRE D'OXYDATION

C'est la charge que devrait porter le métal si on enlevait tous les ligands avec les doublets électroniques qu'ils partagent avec M. Il est représenté par un chiffre romain.

➤ POLYEDRE DE COORDINATION

C'est le polyèdre formé par les atomes des ligands directement fixés sur l'atome central.

Exemples : $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{PtCl}_4]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$.

➤ SITE DE COORDINATION

C'est l'atome du ligand directement lié au métal.

➤ TYPES DE LIGANDS

- Si un ligand présente un seul site de coordination, il est dit monodentate : H_2O , NH_3 .
- S'il présente plus d'un site de coordination, il est dit poly ou multidentate : didentate, tridentate, tétradentate, ... On parle dans ce cas de ligands chélatants.

➤ CHELATION

L'opération qui implique la coordination d'un chélatant est dite chélation. Le complexe formé est un chélate.

Exemples :

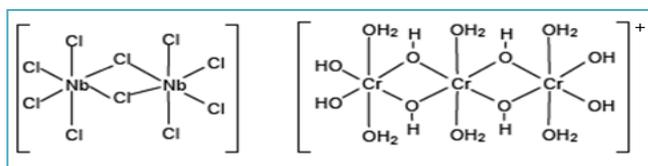
$[\text{Pt}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)\text{Cl}_2]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)\text{Cl}]^+$;

$[\text{Pt}(\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{NHCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)]^{2+}$.

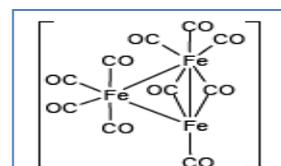
➤ TYPES DE COMPLEXES

Les complexes précédents contiennent un seul ion central, ce sont des complexes monométalliques (ou mononucléaires). S'il contient deux ou plusieurs ions métalliques, il est dit bimétallique (binucléaire), trimétallique (trinucléaire) ou polymétallique (polynucléaire).

Lorsque la distance métal – métal diminue, il se peut que des liaisons métal – métal soient formées et le complexe obtenu est dit agrégat (cluster en anglais).



Complexes di et trinucéaires



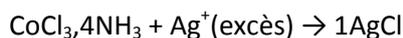
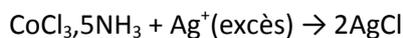
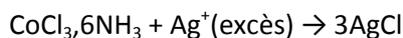
Agrégat (ou Cluster)

Les composés des métaux de transition d présentent de très belles couleurs et de ce fait ont fasciné les chimistes bien avant l'introduction du tableau périodique. Ainsi, plusieurs composés ont été isolés et étudiés. Leurs propriétés défient à l'époque les règles habituelles de la valence, d'où leur nom de complexe de coordination.

VII.II. DEVELOPEMENT DE LA CHIMIE DE COORDINATION

➤ **THEORIE DE WERNER** (Prix Nobel de chimie 1913) :

Werner a constaté que la réactivité des ions chlorure est différente pour ces quatre composés :



Formule originale	Couleur	AN	p	q	Cl ⁻ libres
$\text{CoCl}_3,6\text{NH}_3$	Jaune	Lutéo	4	6	3
$\text{CoCl}_3,5\text{NH}_3$	Pourpre	Purpuréo	3	4	2
$\text{CoCl}_3,4\text{NH}_3$	Vert	Praséo	2	2	1
$\text{CoCl}_3,4\text{NH}_3$	violet	violéo	2	2	1

AN : ancien nom

p : nombre de particules

q : nombre de charges

- La valence primaire correspond au nombre d'oxydation et elle est satisfaite par les ions.
- La valence secondaire correspond au nombre de coordination et elle est satisfaite par les ligands.

VII.III. LA LAISON DANS LES COMPLEXES DE COORDINATION

La liaison dans les complexes peut s'interpréter dans le cadre de trois théories :

- La théorie de la liaison de valence (= hybridation).
- La théorie du champ cristallin.
- La théorie des orbitales moléculaires O.M.

➤ **THEORIE DE LA LIAISON DE VALENCE**

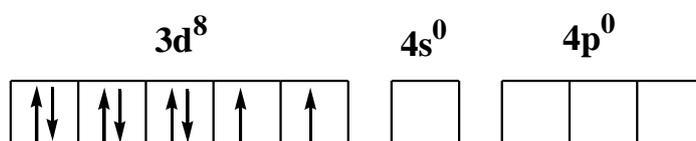
Dans le cadre de cette théorie, la formation d'un complexe met en jeu une réaction entre un acide de Lewis (le métal) et des bases de Lewis (les ligands) avec la formation entre eux d'une liaison covalente de coordination. Le modèle utilise l'hybridation des orbitales **s**, **p** et **d** du métal pour rendre compte des **structures** et des **propriétés magnétiques** observées dans les complexes.

Exemples :

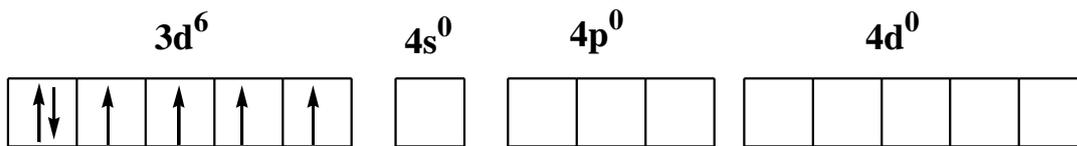
1 - Complexe $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$:

Ni Z=28 → configuration électronique externe : $3d^8 4s^2 4p^0$

Ni^{2+} :



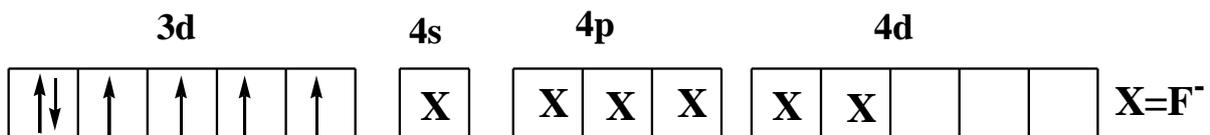
Co^{3+} :



En présence de F^- qui est un ligand à champ faible, les électrons ne s'apparient pas.

A partir de cette configuration, des orbitales hybrides seront formées par combinaison d'une O.A 4s, de 3O.A 4p et de 2O.A 4d pour accueillir les doublets libres des ligands F^- . On obtient une hybridation sp^3d^2 (octaédrique).

Ce qui donne pour le complexe $[\text{CoF}_6]^{3-}$:



- Complexe à spin fort et à orbitales externes (4d).
- Il est paramagnétique.

Pour le complexe $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, NH_3 est un ligand à champ fort, on obtient :

- Une hybridation d^2sp^3 (octaédrique).
- Un complexe à spin faible, à orbitales internes (3d) et diamagnétique.

✓ REMARQUE :

On peut disposer les ligands classiques selon la force de leur champ :

$\text{CO} > \text{CN}^- \gg \text{NO}_2^- > \text{O-phen} > \text{dipy} > \text{en} > \text{NH}_3$ et amines (py par ex) $> \text{gly} \approx \text{EDTA}^{4-} > \text{H}_2\text{O} \approx \text{C}_2\text{O}_4^{2-} > \text{OH}^- > \text{F}^- > \text{Cl}^- \approx \text{SCN}^- > \text{Br}^- > \text{I}^-$.

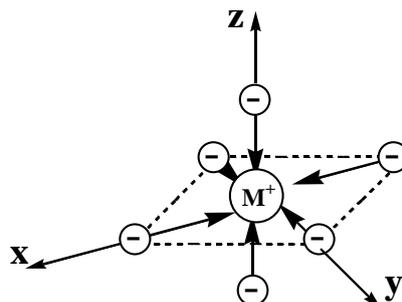
C'est la série spectrochimique basée sur $1/\lambda$ décroissant.

➤ NOTIONS SUR LA THEORIE DU CHAMP CRISTALLIN

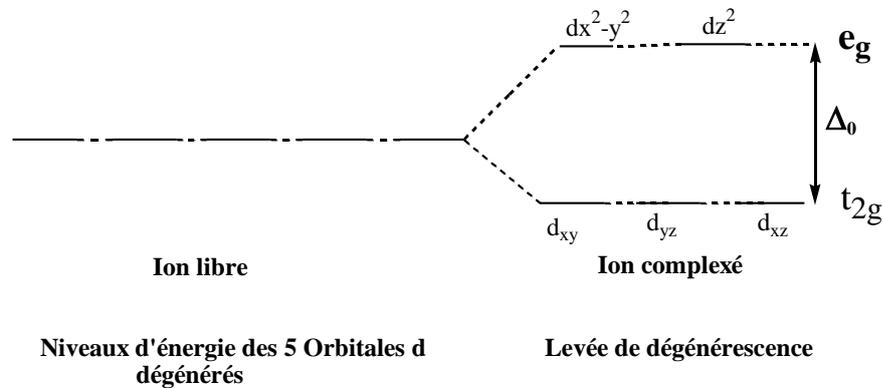
- De nombreux composés de coordination sont colorés et plusieurs sont paramagnétiques.
- Dans la théorie du champ cristallin les ligands sont assimilés à des charges négatives ponctuelles, le métal à une charge positive, la liaison résultant de cette interaction métal-ligand est de nature électrostatique (ionique).

✓ INFLUENCE DES LIGANDS SUR LES ELECTRONS d

CAS D'UN CHAMP OCTAEDRIQUE : En présence du champ électrostatique créé par les six ligands, les orbitales d du métal n'auront plus la même énergie : on dit qu'il y a levée de dégénérescence.



- Les orbitales d_{xy} , d_{yz} et d_{xz} sont stabilisées : répulsion moins forte des électrons de ces orbitales par les ligands, d'où une diminution de leur énergie. Elles sont appelées t_{2g} .
- Les orbitales dx^2-y^2 et dz^2 sont déstabilisées : répulsion plus forte et augmentation de leur énergie. Elles sont appelées e_g .

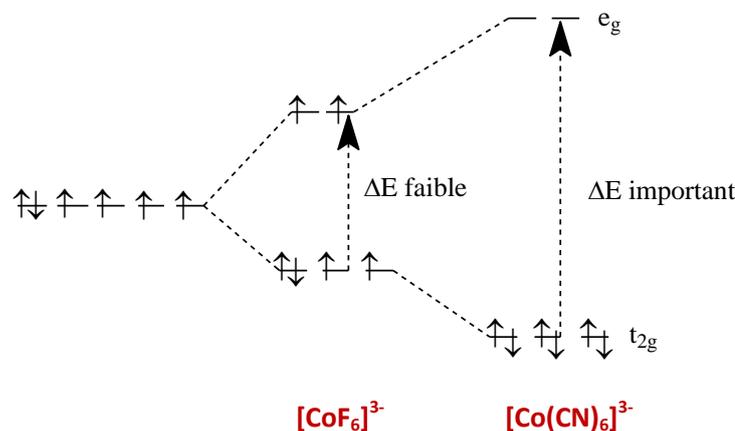


Dans les complexes octaédriques, les orbitales e_g ont une énergie supérieure à celle des orbitales t_{2g} .

✓ PROPRIÉTÉS MAGNÉTIQUES DES COMPLEXES

Si Δ_0 est faible, les électrons peuvent facilement occuper le niveau e_g et on a des électrons célibataires. Ceci est observé dans le cas d'un ligand à champ faible. Le complexe est paramagnétique (**cas du complexe $[\text{CoF}_6]^{3-}$**).

Si Δ_0 est forte, les électrons ne peuvent pas facilement occuper le niveau e_g et sont donc appariés. C'est le cas d'un ligand à champ fort. Le complexe est diamagnétique (**cas du complexe $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$**).



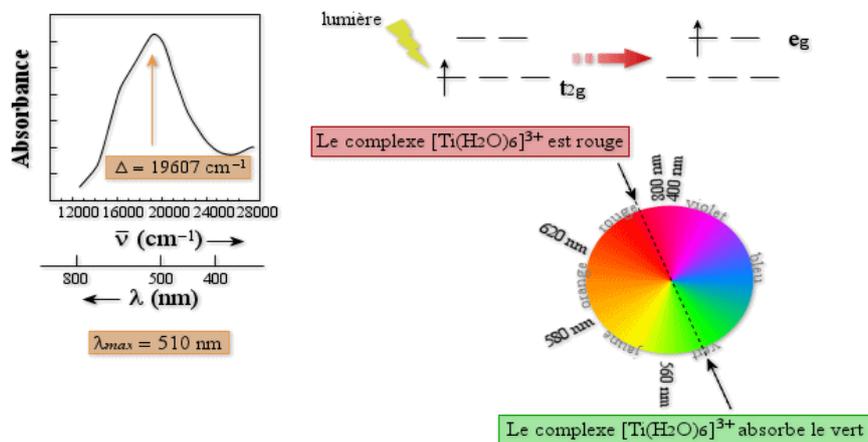
Les propriétés magnétiques des complexes dépendent de l'importance du dédoublement du champ cristallin. Les ligands à champ fort ont tendance à former des complexes à bas spin faiblement paramagnétiques et inversement pour les ligands à champ faible.

✓ INFLUENCE DES LIGANDS SUR LA COULEUR

Si l'électron du niveau t_{2g} est soumis à un photon d'énergie $\Delta_0 = h\nu = hc/\lambda$, il est excité vers le niveau e_g . L'écart Δ_0 dépend du ligand : on peut donc classer les ligands en fonction de Δ_0 (c'est-à-dire λ),

d'où la série spectrochimique vue précédemment. Cette valeur de λ renseigne sur la couleur du complexe.

Les transitions entre les orbitales d des complexes font apparaître des couleurs ; la série spectrochimique indique les valeurs relatives du dédoublement du champ cristallin.



Exemple du complexe $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$: configuration $3d^1$.

VII.IV. NOMENCLATURE DES COMPLEXES

1-NOMENCLATURE DES COMPLEXES

Elle est basée sur les recommandations de l'IUPAC sur la nomenclature en chimie inorganique.

➤ FORMULE D'UN COMPLEXE MONONUCLEAIRE

- La formule chimique d'un complexe de coordination s'écrit entre crochets qu'il soit chargé ou non :



- Le symbole de l'atome central M est placé en premier, ensuite on écrit les symboles des ligands dans l'ordre suivants :

Anioniques (L) puis Neutres (L_0).

- Les ligands anioniques (ou neutres) sont classés dans l'ordre alphabétique des premiers symboles de leurs formules.
- Les ligands polydentates sont inclus dans la liste alphabétique.
- Les ligands organiques compliqués peuvent être désignés dans la formule par des abréviations en miniscule.

➤ UTILISATION DES SIGNES D'INCLUSION :

- Entité de coordination entre crochet,
- Ligands polyatomiques entre parenthèses,
- L'ordre des signes d'inclusion : $\{()\}$, $\{\{()\}\}$, $\{\{\{()\}\}\}$...

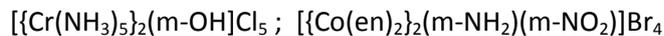
Exemples :

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$, $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5(\text{N}_2)]\text{Cl}_2$, $\text{Na}[\text{PtBrCl}(\text{NO}_2)\text{NH}_3]$, $[\text{PtCl}_2(\text{C}_5\text{H}_5\text{N})\text{NH}_3]$, $[\text{Pt}(\text{py})_4][\text{PtCl}_4]$, $[\text{Co}(\text{bipy})(\text{en})_2]^{3+}$, $[\text{PtCl}(\text{NH}_2\text{CH}_3)(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$, $[\text{Cr}^{\text{III}}(\text{NCS})_4(\text{NH}_3)_2]^-$.

2 - FORMULE D'UN COMPLEXE POLYNUCLEAIRE

Dans ce cas, il est nécessaire de distinguer un autre comportement du ligand : l'action du ligand comme groupement pontant. Ces ligands permettent de réunir dans une seule entité de coordination deux ou plusieurs atomes métalliques centraux.

Exemples :



3 - NOM D'UN COMPLEXE MONONUCLEAIRE

➤ SEQUENCE DES NOMS DU METAL ET DES LIGANDS

Les ligands sont cités dans l'ordre alphabétique, quelque soit la charge, avant le nom de l'atome central. Les préfixes numériques qui indiquent le nombre de ligands ne sont pas pris en considération pour déterminer cet ordre.

➤ NOMS DES LIGANDS

Les noms des ligands anioniques se terminent par - o :

H⁻ : hydruro, F⁻ : fluoro, Cl⁻ : chloro, Br⁻ : bromo, I⁻ : iodo, OH⁻ : hydroxo, O²⁻ : oxo, NH₂⁻ : amido, NH²⁻ : imido, NO₃⁻ : nitrato, CN⁻ : cyano (M-CN), NC⁻ : isocyano (M-NC), SCN⁻ : thiocyanato (M-SCN), NCS⁻ : isothiocyanato (M-NCS), NO₂⁻ : nitrito (M-ONO), NO₂⁻ : nitro (M-NO₂), CO₃²⁻ : carbonato, SO₄²⁻ : sulfato, S₂O₃²⁻ : thiosulfato, C₂O₄²⁻ : oxalato (ox), NH₂CH₂CO₂⁻ : glycinato (gly), ((O₂CCH₂)₂NCH₂CH₂N(CH₂CO₂⁻)₂) : éthylènediaminetétraacétato (EDTA⁴⁻), ...

➤ EXCEPTIONS :

Pour un ligand neutre, le nom est celui de la molécule sauf dans les cas suivants :

H₂O : aqua, NH₃ : ammine, NO : nitrosyle, CO : carbonyle, CS : thiocarbonyle.

➤ NOMBRE DE LIGANDS

- Le nombre de ligands est indiqué par les préfixes numériques : di, tri, tétra, penta, hexa,...
- Les autres préfixes : bis, tris, tétrakis, pentakis, ... sont utilisés avec les signes d'inclusion dans le cas des ligands compliqués pour éviter les ambiguïtés : on utilise diammine mais bis(méthylamine) pour éviter la confusion avec diméthylamine.

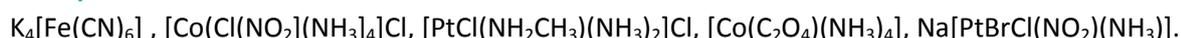
Exemples :

Dichloro(diphénylphosphine)(thiourée)platine(II), Dibromobis(triméthylphosphine)platine(II).

➤ TERMINAISON DU NOM DE L'ENTITE DE COORDINATION

- Si elle est anionique, le nom du métal prend la terminaison 'ate' suivi de son degré d'oxydation en chiffre romain entre parenthèse et sans espace.
- Si elle est cationique ou neutre, elle ne porte aucune terminaison.
- Si elle est associée à un contre ion, l'anion est cité en premier, le cation en deuxième lieu.

Exemples :



4 - NOM D'UN COMPLEXE POLYNUCLEAIRE

Ce type de complexe présente en général un ou plusieurs ligands pontants qui sont indiqués par la lettre grecque μ placée avant le nom du ligand et séparée par un tiret, l'ensemble du nom est séparé du reste par des tirets ou des parenthèses si les ligands sont compliqués. Les ligands pontants sont placés dans l'ordre alphabétique avec les autres ligands, mais un ligand pontant est cité avant le ligand non pontant correspondant.

Exemples

ammine- μ -chloro-chloro, di- μ -chloro-tétrachloro

$[[PtCl\{P(C_6H_5)_3\}]_2(\mu-Cl)_2]$, $[\{Fe(NO_2)_2\}_2(\mu-NH_2)_2]$.

VII.III. ISOMERIE ET STABILITE DES COMPLEXES

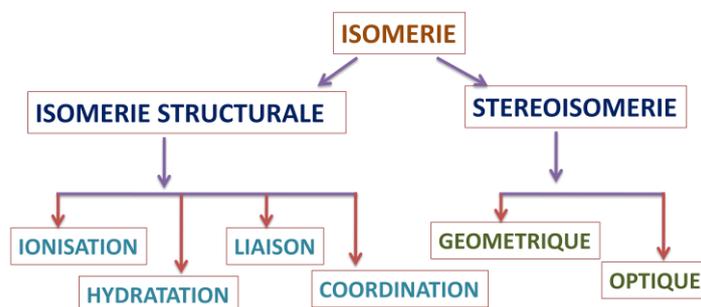
1 - INDICE DE COORDINATION ET GEOMETRIE DES COMPLEXES

Les indices de coordination (IC) des complexes peuvent varier de 2 à 9 (plus rarement 10, 11 et 12). Les valeurs les plus fréquentes sont **2**, **4** et **6**. Les géométries correspondantes sont :

IC	Géométrie	Hybridation	Exemples
2	Linéaire	sp	$[Ag(NH_3)_2]^{2+}$, $[CuI_2]^-$, $[Ag(CN)_2]^-$, $[AuCl_2]^-$
4	Plan – carré	sp^2d	$[Pt(CN)_4]^{2-}$; $[AuCl_4]^-$ $[Rh(CN)_4]^{3-}$ $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$; $[Pd(ox)_2]^{2-}$; $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$
	Tétraédrique	sp^3	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$; $[CoCl_4]^{2-}$; $[FeCl_4]^-$ $[Ni(CO)_4]$; $[HgI_4]^{2-}$ $[Cd(en)_2]^{2+}$
6	Octaédrique	sp^3d^2 (d^2sp^3)	$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$; $[Co(NO_2)_6]^{3-}$; $[Ru(NH_3)_6]^{3+}$ $[Pt(NH_3)_6]^{3+}$; $[Ni(NH_3)_6]^{3+}$; $[Cr(CO)_6]$; $[Co(ox)_3]^{3-}$

2 - ISOMERIE DANS LES COMPLEXES

Les isomères sont des composés qui ont le même nombre des mêmes atomes, mais dans des dispositions différentes. On distingue deux types d'isomérisation :



➤ **Isomérisation structurale** : échange de ligands entre l'intérieur et l'extérieur de la sphère de coordination. On distingue essentiellement quatre types d'isomères structuraux :

- **Isomères d'ionisation.**
- **Isomères d'hydratation.**
- **Isomères de liaison (=d'enchaînement).**
- **Isomères de coordination.**

Les isomères structuraux peuvent avoir des propriétés chimiques (solubilité, réactivité,...) et physiques (couleur, température de fusion,...) différentes.

- **Stéréoisomérisation** : les ligands occupent des positions spatiales différentes dans la sphère de coordination du métal central. Dans ce cas, deux types d'isomérisation se distinguent :
 - **Isomérisation géométrique.**
 - **Isomérisation optique.**

Les propriétés chimiques, physiques et physiologiques des isomères géométriques peuvent être différentes.

3 - ISOMERIE STRUCTURALE

➤ ISOMERIE D'IONISATION

Il y a échange de ligands entre la sphère de coordination et les ions extérieurs.

Exemple : le complexe de formule brute $\text{CoBr}(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_5$ peut présenter deux isomères d'ionisation :

$[\text{CoBr}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$: violet, réagit avec BaCl_2 .

$[\text{CoSO}_4(\text{NH}_3)_5]\text{Br}$: rouge, réagit avec AgNO_3 .

➤ ISOMERIE D'HYDRATATION

Il y a échange de molécules d'eau entre la sphère de coordination et son extérieur.

Exemple : le complexe de formule brute $\text{CrCl}_3,6\text{H}_2\text{O}$ peut présenter trois isomères d'hydratation :

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$: violet

$[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2, \text{H}_2\text{O}$: bleu-vert

$[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2, 2\text{H}_2\text{O}$: vert

➤ ISOMERIE DE LIAISON

Lorsqu'un Ligand peut être lié au métal par des atomes de nature différente.

Cas des ligands : CN^- et NC^- , SCN^- et NCS^- , NO_2^- et ONO^- .

Exemple :

$[\text{CoCl}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)_4]^+$ est jaune alors que $[\text{CoCl}(\text{ONO})(\text{NH}_3)_4]^+$ est rouge.

➤ ISOMERIE DE COORDINATION

Quand les deux ions sont complexes, il se produit un échange de ligands entre eux.

Exemple :

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Fe}(\text{CN})_6]$ et $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$ sont deux isomères de coordination. On peut observer les cas intermédiaires.

4 - STEREOISOMERIE

➤ ISOMERIE GEOMETRIQUE

Elle résulte de la disposition des ligands autour de l'atome central : isomérisme cis – trans.

- **PLAN CARRE**

- Si complexe disubstitué de type $[MA_2B_2]$: deux isomères géométriques cis et trans.
- Si complexe $[MABCD]$: trois isomères géométriques.

- **TETRAEDRIQUE**

Un seul isomère géométrique : tous les ligands sont cis les uns par rapport aux autres.

- **OCTAEDRIQUE**

- Si complexe disubstitué de type $[MA_2B_4]$: deux isomères géométriques cis et trans.
- Si $[MA_3B_3]$: deux isomères géométriques facial (fac) et méridional (mer).
- Si $[MA_2B_2C_2]$: cinq isomères géométriques.

➤ ISOMERIE OPTIQUE

Cette isomérisme existe chaque fois qu'un complexe peut être représenté par deux structures asymétriques différentes, l'une étant l'image de l'autre dans un miroir. Les deux structures sont non superposables et dites des énantiomères.

- **PLAN CARRE**

Dans ce cas, l'isomérisme optique est très rare, mais observée pour les ligands dissymétriques compliqués tel que l'EDTA.

Exemple :

$[Pd(edta)]^{2-}$: l'isomère trans est optiquement actif alors que le cis est inactif.

- **TETRAEDRIQUE**

L'isomérisme optique existe si les ligands sont dissymétriques.

- **OCTAEDRIQUE**

Les cas les plus importants d'isomérisme optique se rencontrent dans les complexes octaédriques et surtout ceux comportant des ligands bidentates.

Exemple :

$[CoCl_2(en)_2]^+$: l'isomère trans possède un plan de symétrie. Il n'est pas optiquement actif (on dit aussi qu'il est achiral) alors que le cis possède deux formes énantiomères, donc optiquement actif (il est chiral).

5 - STABILITE DES COMPLEXES

➤ DEFINITIONS

En solution, un complexe ML_n donne lieu à l'équilibre suivant :



La constante de dissociation K_d est : $K_d = \frac{[M][L]^n}{[ML_n]}$

La constante de stabilité ou de formation K_f est : $K_f = 1/k_d$.

Plus K_f est grande, plus le complexe est stable.

La valeur de K_f dépend essentiellement de deux facteurs :

- La nature du métal,
- La nature du ligand.

➤ INFLUENCE DU METAL

L'aptitude d'un métal à servir de centre coordinateur dépend du rapport q/r^2 , où q est la charge du métal (DO) et r son rayon ionique. Autrement dit, si le pouvoir polarisant du cation métallique est important, la liaison est plus forte et le complexe est stable.

Exemple : $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$: $K_f = 10^{8,3}$ **alors que** $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$: $K_f = 10^{31}$.

➤ SERIE D'IRVING-WILLIAMS

La constante de formation K_f pour les ions M^{2+} et des ligands similaires augmente dans l'ordre suivant : $\text{Ba}^{2+} < \text{Sr}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Mn}^{2+} < \text{Fe}^{2+} < \text{Co}^{2+} < \text{Ni}^{2+} < \text{Cu}^{2+} < \text{Zn}^{2+}$

La stabilité augmente lorsque la taille des cations diminue.

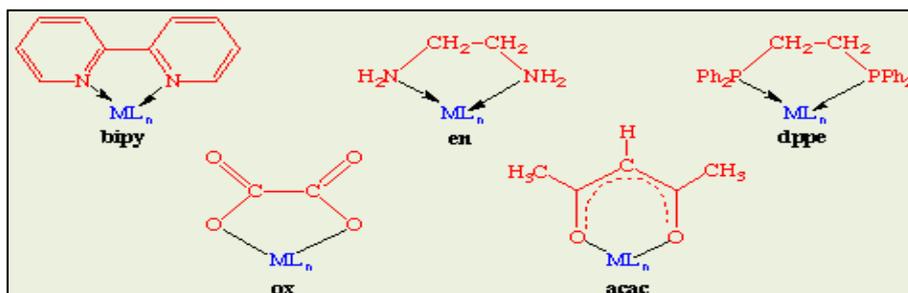
➤ INFLUENCE DU LIGAND : EFFET CHELATE

Les ligands **polydentes** ou **chélatants** donnent lieu à des complexes stables appelés **chélates**. On a **une chélation** : formation d'un cycle autour du métal M.

Exemples :

- $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$: $K_f = 10^9$ **alors que** $[\text{Ni}(\text{en})_3]^{2+}$: $K_f = 10^{19}$.

- Formation d'un cycle et existence d'une **forme de résonance** qui stabilise le complexe (cas de l'acétylacétonate appelé « acac »).



REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES :

- Chimie : molécules, matières, métamorphoses, Peter Atkins et Loretta Jones, Editions DE Boeck Université, 2009.
- Chimie inorganique, Duward Felix Shriver et Peter William Atkins, De Boeck université, 2001.
- Chemistry : The Central Science, Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay, Jr., Bruce E. Bursten et Catherine J. Murphy, Pearson International Edition, 2009.