



Chapitre II : Nomenclature des complexes

II.1. Introduction

La nomenclature des composés de coordination constitue un système de dénomination structuré permettant d'identifier et de décrire précisément la composition ainsi que les caractéristiques d'un complexe chimique selon des règles reconnues au niveau international. Le nom attribué à un composé de coordination renseigne notamment sur la nature du métal central, son degré d'oxydation, l'identité et le nombre de ligands qui l'entourent, ainsi que sur la charge globale de l'entité chimique, qu'il s'agisse d'un complexe neutre, cationique ou anionique.

Au-delà d'une simple appellation, cette nomenclature apporte également des indications utiles concernant certains aspects structuraux du complexe, tels que le nombre de coordination, la disposition possible des ligands autour du centre métallique et la nature des interactions métal-ligand. La maîtrise de ces règles de dénomination est donc essentielle pour la compréhension de la littérature scientifique, la représentation correcte des structures de coordination et l'échange d'informations de manière rigoureuse entre les chimistes.

II.2. Règles générales de nomenclature des composés de coordination

La dénomination des composés de coordination doit traduire de manière précise leur composition chimique et l'organisation des espèces liées au centre métallique. Pour garantir une nomenclature claire et uniforme, l'Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée (IUPAC) a établi un ensemble de règles systématiques permettant d'attribuer un nom unique à chaque complexe. Les principes essentiels de cette nomenclature sont présentés ci-dessous.

II.2.1 Ordre de dénomination (ligands avant le métal)

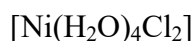
Dans le nom d'un complexe de coordination, les ligands sont toujours mentionnés en premier, suivis du nom de l'atome ou de l'ion métallique central. Les différents ligands sont

énumérés selon l'ordre alphabétique de leur appellation, indépendamment de leur charge, de leur mode de coordination ou de leur nombre dans le complexe.

Des préfixes numériques tels que **di-**, **tri-**, **tétra-**, **penta-**, **hexa-** sont employés pour indiquer le nombre de ligands identiques présents dans le complexe. Ces préfixes ne sont toutefois pas pris en compte lors du classement alphabétique des ligands.

Lorsque le ligand possède lui-même un nom comportant un préfixe ou qu'il s'agit d'un ligand polydentate (par exemple l'éthylènediamine ou l'oxalate), on utilise des préfixes multiplicatifs particuliers comme **bis-**, **tris-** ou **tétrakis-**, et le nom du ligand est alors placé entre parenthèses afin d'éviter toute ambiguïté.

Exemple :



Nom : tétraaquadichloridonickel(II)

Dans cet exemple, les ligands aqua et chlorido sont classés par ordre alphabétique (aqua avant chlorido), et les préfixes numériques indiquent leur nombre respectif autour du centre métallique.

II.2.2 Notation de la sphère de coordination

Dans un composé de coordination, la **sphère de coordination** correspond à l'ensemble formé par l'atome métallique central et les ligands qui lui sont directement liés par des liaisons de coordination. Cette entité est conventionnellement représentée entre **crochets** [].

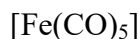
L'utilisation de ces crochets permet de distinguer clairement le complexe lui-même des éventuels **ions ou molécules présents à l'extérieur de la sphère de coordination**, appelés contre-ions ou ions spectateurs.

- Lorsque le complexe constitue une espèce neutre isolée, la totalité de la structure se trouve à l'intérieur des crochets.

- Dans le cas d'un sel de coordination, les ions situés hors de la sphère de coordination sont écrits en dehors des crochets et participent uniquement à l'équilibre de charge de l'ensemble.

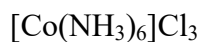
Exemples :

- **Complexe neutre :**



Nom : **pentacarbonylfer(0)**

- **Complexe ionique :**



Nom : **chlorure d'hexaamminecobalt(III)**

Dans ce dernier cas, l'ion complexe $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ constitue la sphère de coordination, tandis que les ions chlorure situés à l'extérieur assurent la neutralité électrique du composé.

II.2.3 Indication de la charge et du degré d'oxydation

Dans la nomenclature des composés de coordination, l'état d'oxydation du métal central est indiqué à la fin du nom du métal par un chiffre romain placé entre parenthèses. Cette indication est écrite immédiatement après le nom du métal, sans espace.

Le degré d'oxydation du centre métallique est déterminé en prenant en considération la charge globale du complexe ainsi que les charges formelles associées aux ligands qui lui sont coordonnés.

Lorsque le complexe possède une charge négative, le nom du métal est généralement modifié par l'ajout du suffixe -ate. Dans certains cas, cette forme dérive du nom latin du métal, comme par exemple ferrate pour le fer ou argentate pour l'argent.

Exemples :

- $[\text{CrCl}_6]^{3-}$

Nom : **ion hexachloridochromate(III)**

- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

Nom : ion diamminargent(I)

Dans ces exemples, l'état d'oxydation du métal est déterminé à partir de la charge des ligands et de la charge totale du complexe, puis indiqué sous forme de chiffre romain à la fin du nom du métal.

II.2.4 Utilisation des parenthèses et des crochets

Dans l'écriture et la nomenclature des composés de coordination, l'emploi des crochets et des parenthèses permet de représenter clairement l'organisation du complexe et d'éviter toute ambiguïté dans l'interprétation de sa structure.

- Les crochets [] sont utilisés pour délimiter la sphère de coordination, c'est-à-dire l'ensemble constitué du métal central et des ligands qui lui sont directement liés.
- Les parenthèses rondes () remplissent plusieurs fonctions dans la nomenclature :
 - elles servent à indiquer l'état d'oxydation du métal, exprimé en chiffres romains et placé immédiatement après le nom du métal ;
 - elles sont également employées pour encadrer le nom de certains ligands, notamment lorsqu'il s'agit de ligands polydentates ou lorsque des préfixes multiplicatifs tels que bis-, tris-, tétrakis- sont utilisés.

Exemples :

- $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]^+$

Nom : ion dichloridobis(éthylènediamine)cobalt(III)

- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$

Nom : diamminedichloridoplatine(II)

Ces conventions de notation constituent des éléments essentiels de la nomenclature des composés de coordination. Elles permettent de représenter de manière précise la composition du complexe et facilitent l'interprétation de ses propriétés structurales et chimiques à partir de son nom.

II.3 Nomenclature des ligands

Dans la nomenclature des composés de coordination, les ligands sont toujours mentionnés avant le métal central dans le nom systématique du complexe. Leur dénomination dépend principalement de leur charge (neutre, anionique ou cationique), de leur mode de coordination (monodentate ou polydentate) ainsi que du nombre de ligands identiques présents autour du centre métallique.

Les ligands neutres conservent en général leur appellation usuelle. Toutefois, certains possèdent des noms particuliers dans la nomenclature des complexes de coordination. Ainsi, la molécule d'eau est désignée par le terme aqua, l'ammoniac par ammine, le monoxyde de carbone par carbonyle, et l'oxyde nitrique par nitrosyle.

Les ligands anioniques, quant à eux, sont nommés en modifiant la terminaison du nom de l'anion, généralement remplacée par -o. Par exemple, l'ion bromure Br^- est nommé bromido, l'ion iodure I^- devient iodido, l'ion hydroxyde OH^- est appelé hydroxo, et l'ion nitrate NO_3^- est nommé nitrato lorsqu'il agit comme ligand.

Les ligands polydentates, capables de se lier au métal par plusieurs atomes donneurs, sont désignés par leur nom spécifique. Parmi les exemples courants figurent l'éthylènediamine (en), la diéthylènetriamine (dien) ou encore l'éthylènediaminetétraacétate (EDTA), qui peuvent former des complexes particulièrement stables grâce à l'effet chélate.

Lorsqu'un même ligand est présent plusieurs fois dans la sphère de coordination, des préfixes multiplicatifs sont employés pour indiquer leur nombre : di-, tri-, tétra-, penta-, hexa-, etc., dans le cas de ligands simples. En revanche, si le nom du ligand contient déjà un préfixe ou présente une structure complexe, on utilise des préfixes particuliers tels que bis-, tris- ou tétrakis-, et le nom du ligand est alors placé entre parenthèses afin d'éviter toute ambiguïté, par exemple tris(éthylènediamine).

Enfin, dans le nom complet du complexe, les ligands sont classés par ordre alphabétique, sans tenir compte des préfixes multiplicatifs. L'application de ces règles permet d'obtenir une nomenclature cohérente et universellement comprise, facilitant ainsi l'identification et l'interprétation des composés de coordination, même les plus élaborés.

Tableau 1. Noms usuels et noms de coordination des ligands courants

Ligand	Nom	Ligand	Nom	Ligand	Nom
H^-	hydrure	OCN^-	cyanato	SO_3^{2-}	sulfito
O^{2-}	oxo	SCN^-	thiocyanato	$S_2O_3^{2-}$	thiosulfato
OH^-	hydroxo	NH_2^-	amido	ClO_3^-	chlorato
S^{2-}	thio	N_3^-	azido ou azoturo	ClO_2^-	chlorito
I^-	iodo	$NHOH^-$	hydroxylamido	O_2^{2-}	peroxo
Br^-	bromo	NO_3^-	nitrate	H_2O	aqua
Cl^-	chloro	NO_2^-	nitrito	NH_3	ammine
F^-	Fluoro	SO_4^{2-}	sulfate	CO	carbonyl
CO_3^{2-}	carbonate	NO	nitrosyl	CN^-	cyano
PO_4^{3-}	phosphate	<i>en</i>	éthylènediamine	CH_3COO^-	acétate
$C_2O_4^{2-}$	oxalate	$C_6H_4(COO)_2^{2-}$	phtalate	$C_6H_4(OH)(COO)_2^-$	salicylate

II.4 Nomenclature de l'atome ou de l'ion métallique central

Dans la nomenclature des composés de coordination, le métal central est mentionné après l'énumération des ligands dans le nom du complexe. La forme du nom attribué au métal dépend principalement de la charge globale de l'espèce de coordination.

Lorsque le complexe est neutre ou chargé positivement, le nom de l'élément métallique est utilisé sous sa forme habituelle. L'état d'oxydation du métal est ensuite indiqué entre parenthèses à l'aide d'un chiffre romain. Par exemple, dans le complexe :



le métal est désigné par son nom usuel nickel, et le composé est nommé ion hexaamminenickel(II).

En revanche, lorsque le complexe possède une charge négative, le nom du métal central est généralement modifié par l'ajout du suffixe -ate. Dans de nombreux cas, cette forme dérive du nom latin du métal, ce qui permet de distinguer clairement les complexes anioniques des complexes neutres ou cationiques.

Exemples :



Nom : ion hexahydroxochromate(III)



Nom : ion dicyanoargentate(I)



Nom : ion hexachloridoplatinate(IV)

Certains métaux possèdent ainsi des formes spécifiques dérivées de leur racine latine lorsqu'ils apparaissent dans des complexes anioniques. Parmi les plus fréquentes, on peut citer :

- Fer → ferrate (du latin *ferrum*)
- Cuivre → cuprate (du latin *cuprum*)
- Argent → argentate (du latin *argentum*)
- Étain → stannate (du latin *stannum*)
- Or → aurate (du latin *aurum*)
- Plomb → plumbate (du latin *plumbum*)

L'utilisation correcte de ces formes constitue un élément important de la nomenclature des composés de coordination, car elle permet d'identifier immédiatement la nature et la charge de l'espèce complexe.