

# COURS DE CHIMIE INORGANIQUE 1

Chapitre 2 : Les complexes de coordination - Introduction

# 1) Définition

Un ion ou une molécule de coordination contient un atome central, généralement de transition, attaché à d'autres atomes, groupes d'atomes ou ions (appelés coordinats ou ligands) dont le nombre dépasse celui correspondant à la valence classique de l'atome central dans les composés usuels.

Par exemple :  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

Ici, on a 6 ligands  $\text{CN}^-$ , alors que la valence habituelle de Fe est de 2 (pour  $\text{Fe}^{2+}$ ) ou de 3 (pour  $\text{Fe}^{3+}$ ). On est donc en présence d'un anion complexe, ici.

# 1) Définition

Les ions complexes, comme les composés complexes neutres ont des propriétés caractéristiques qui peuvent être bien différentes de celles des ions simples ou des molécules qui les composent.

Les métaux de transition forment de nombreux complexes à cause de leur structure électronique particulière.

Sel à cation complexe :  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

En solution, on a :  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + 3 \text{Cl}^-$

Sel à cation et anion complexe :  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4] [\text{PtCl}_4]$

En solution, on a :  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4] [\text{PtCl}_4] \rightarrow [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + [\text{PtCl}_4]^{2-}$

# 1) Définition

Tentons de déterminer les degrés d'oxydation de quelques métaux :

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightarrow$  On a une charge négative :  $\text{CN}^-$

On sait que  $\text{n.o.}(\text{Fe}) + 6 \text{n.o.}(\text{CN}^-) = -3$ . Or,  $\text{n.o.}(\text{CN}^-) = -1$ .

$\rightarrow \text{n.o.}(\text{Fe}) - 6 = -3 \Leftrightarrow \text{n.o.}(\text{Fe}) = -3 + 6 \Leftrightarrow \text{n.o.}(\text{Fe}) = 3$ .

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \rightarrow$  On a une molécule neutre :  $\text{NH}_3$ .

D'où  $\text{n.o.}(\text{NH}_3) = 0 \rightarrow \text{n.o.}(\text{Co}) = 3$ .

$[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2] \rightarrow$   $\text{NH}_3$  a pour n.o. 0 et  $\text{Cl}^-$  a pour n.o. -1.

D'où :  $\text{n.o.}(\text{Pt}) = 2$ .

## 2) Théorie initiale

La théorie initiale a été élaborée par un chimiste suisse du nom de Werner qui a reçu le Prix Nobel de Chimie en 1913.

Pour Werner, il existe deux sortes de valences. Prenons ici l'exemple de ce composé afin de mieux illustrer notre propos :

Le composé  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$

La liaison Co-Cl est une liaison ionique dont la valence est, selon Werner, dite primaire.

La liaison Co-NH<sub>3</sub> est une liaison coordonnée dont la valence est, selon Werner, dite secondaire.

## 2) Théorie initiale

Le nombre de valences secondaires correspond en fait au nombre de coordination (NC).

Pour notre fameux composé :  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ , on a un NC égal à 6, car le cobalt forme 6 liaisons coordonnées avec la molécule d'ammoniac.

Il est à signaler que le nombre de coordination peut varier de 1 à 12.

Mais ceux qu'on retrouve les plus souvent sont 2, 4 ou 6.

# 3) Méthodes d'études des complexes

Les complexes peuvent être étudiés de différentes manières :

- Par conductivité (Dans le but de connaître le nombre de charge du complexe).
- Par spectroscopie de vibration (Infrarouge) et électronique (Ultraviolet/Visible).
- Par mesures magnétiques comme l'utilisation de la R.M.N. (Résonance Magnétique Nucléaire) et de la R.P.E (Résonance Paramagnétique Électronique).
- Par diffraction X et monocristal.