

Les synthèses inorganiques

1. Qu'est-ce qu'un complexe ?

1.1. Définition

Un complexe est un édifice polyatomique constitué d'un atome ou d'un cation central auquel sont liés des molécules ou des ions appelés ligands.

(a) L'atome ou l'ion central

L'atome ou l'ion central doit pouvoir accepter des doublets électroniques. C'est le plus souvent un métal ou un ion métallique.

Exemples : Cu^{2+} , Fe , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co , Co^{2+} , Ni , Ni^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ag^+

(b) Les ligands

▫ Les ligands sont des molécules ou des ions possédant au moins un doublet non liant.

Exemples : ligands moléculaires : H_2O , NH_3 , CO ; ligand ioniques : Cl^- , I^- , NC^- , HO^-

▫ Un ligand qui se fixe sur l'atome ou l'ion central à l'aide d'un seul doublet est monodentate.

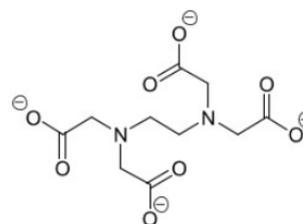
Exemples : H_2O , NH_3 , Cl^- , CO , NC^-

▫ Un ligand qui se fixe sur l'atome ou l'ion central à l'aide de plusieurs doublets est polydentate.

Exemples : Ethylènediamine (bidentate) : $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$

Ion Y^{4-} (hexadentate) : tétra base conjuguée de l'EDTA

(Acide éthylènediaminetétraacétique)



(c) Type de liaisons

Liaison covalente	Liaison covalente de coordination (cas des complexes)
Chaque atome fournit un électron dans l'établissement de la liaison.	La liaison covalente de coordination est une liaison entre deux atomes pour laquelle les deux électrons partagés dans la liaison proviennent du même atome (donneur d'électrons). L'atome ou l'ion central est un accepteur de doublet d'électrons.

(d) Indice de coordination

L'indice de coordination d'un complexe est le nombre de liaisons formées par l'atome ou l'ion central avec les ligands.

(e) Charge d'un complexe

Un complexe peut être chargé, positivement comme l'ion tétraamminecuivre(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, négativement comme l'ion tétraiodomercurate (II) $[\text{HgI}_4]^{2-}$. Il peut également être neutre comme le pentacarbonylfer : $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$

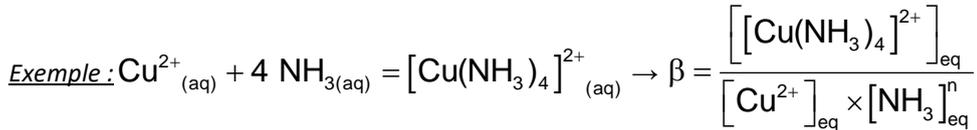
La charge d'un complexe est égale à la somme algébrique des charges du métal central et de celles des ligands.

1.2. Equation de formation de complexe

En solution aqueuse, un ion métallique noté M réagit avec n ligands notés L , pour former le complexe ML_n selon l'équation globale $M_{(aq)} + n L_{(aq)} = ML_{n(aq)}$

On définit la **constante de formation globale** d'un complexe K_f ou β . Elle caractérise l'équilibre de formation du complexe. Plus β est grande, plus le complexe est **stable**.

$$\beta = \frac{[ML_n]_{eq}}{[M]_{eq} \times [L]_{eq}^n}$$



2. Propriétés et applications des complexes

2.1. Couleurs et dosages spectrophotométriques

De nombreux complexes sont **colorés**. Cette propriété est utilisée dans les dosages **spectrophotométriques** par **étalonnage**. En comparant l'absorbance d'une solution de concentration connue en complexe, on peut déterminer la concentration de ce même complexe dans une solution dosée.

2.2. Complexes d'intérêt biologique

De très nombreuses réactions biochimiques font intervenir des complexes ; c'est en particulier le cas des réactions enzymatiques. Deux complexes jouent un rôle très important dans la vie des **plantes** et des **êtres vivants** : ce sont respectivement la **chlorophylle** et l'**hémoglobine**.

Exemple :

L'hémoglobine est une protéine dont la structure fait apparaître un complexe avec l'ion Fe^{2+} .

