

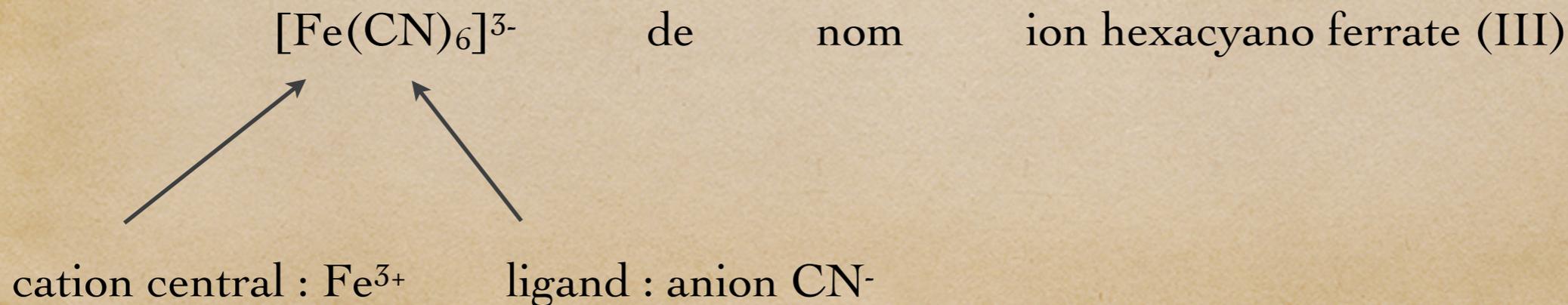
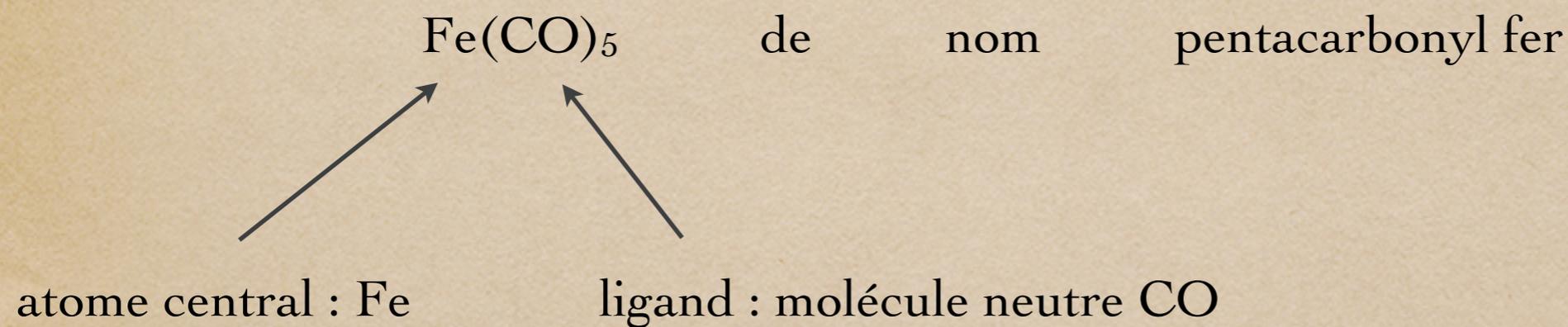
Chapitre 2
Équilibres de complexation

<http://ligodin.free.fr>
ligodin@free.fr

◆ Document 0 : Nomenclature des complexes

▣ Les **composés de coordination**, ou **complexes**, sont des édifices polyatomiques dans lesquels, le plus souvent, un **atome** ou **ion d'un métal de transition** est lié ou coordonné à d'autres molécules **neutres** ou **anion**, appelés **ligands**.
Ces édifices peuvent être neutres, positifs ou négatifs.

Exemples :





de nom ion diammine argent (I)



cation central : Ag^+

ligand : molécule neutre NH_3

■ On symbolise les complexes ML_n (**donneur de ligands**), l'atome ou l'ion métallique par M (**accepteur de ligands**) et le ligand L ; n est l'indice de coordination :



Remarque : un tel complexe est dit mononucléaire ; il existe également des complexes polynucléaires possédant plusieurs centres métalliques (M_pL_n), et des complexes mononucléaires mixtes ($\text{ML}_n\text{L}'_n$), où plusieurs types de ligands sont liés à l'ion central.

■ Nommer les complexes suivants :



Nomenclature en Chimie inorganique

1 NOMS DE QUELQUES ANIONS

Le tableau ci-dessous regroupe les principaux anions et précise leur nom.

nom de l'anion	X	S	N	autres	nom de l'acide	exemples
—ure	F ⁻ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻	S ²⁻ HS ⁻	N ³⁻ (a) NH ²⁻ NH ₂ ⁻	C ⁴⁻ (b) C ₂ ²⁻ CN ⁻	—hydrique	S ²⁻ : ion sulfure Br ⁻ : ion bromure HF : acide fluorhydrique
hypo—ite	ClO ⁻ BrO ⁻ IO ⁻				hypo—eux	ClO ⁻ : ion hypochlorite HBrO : acide hypobromeux
—ite	ClO ₂ ⁻ BrO ₂ ⁻ IO ₂ ⁻	SO ₃ ²⁻ HSO ₃ ⁻	NO ₂ ⁻		—eux	NO ₂ ⁻ : ion nitrite BrO ₂ ⁻ : ion bromite H ₂ SO ₃ : acide sulfureux
—ate	ClO ₃ ⁻ BrO ₃ ⁻ IO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻ HSO ₄ ⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻ PO ₄ ³⁻ HPO ₄ ²⁻ CrO ₄ ²⁻ C ₂ O ₄ ²⁻	—ique	NO ₃ ⁻ : ion nitrate C ₂ O ₄ ²⁻ : ion oxalate H ₂ CrO ₄ : acide chromique H ₂ SO ₄ : acide sulfurique
per—ate	ClO ₄ ⁻ BrO ₄ ⁻ IO ₄ ⁻			MnO ₄ ⁻	per—ique	MnO ₄ ⁻ : ion permanganate HClO ₄ : acide perchlorique

(a) N³⁻ : ion nitrure ;

NH²⁻ : ion imidure ;

NH₂⁻ : ion amidure.

(b) C⁴⁻ : ion carbure ;

C₂²⁻ : ion acétylure ;

CN⁻ : ion cyanure.

Remarques :

■ HSO₃⁻ : ion hydrogénosulfite ; H₂PO₄⁻ : ion dihydrogénophosphate ;

SCN⁻ : ion thiocyanate ;

S₂O₃²⁻ : ion thiosulfate ;

S₄O₆²⁻ : ion tétrathionate.

S₂O₈²⁻ : ion peroxydisulfate.

■ Dans le tableau, le nombre d'oxydation d'un élément croît du haut vers le bas.

2 NOMS DE QUELQUES COMPLEXES

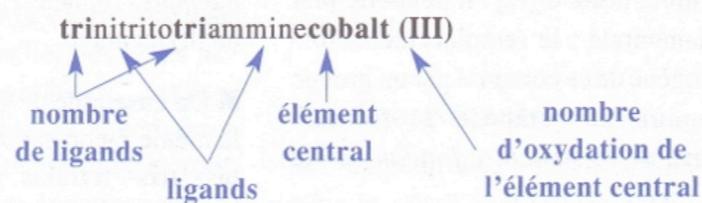
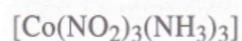
Le nom des complexes indique la nature de l'atome ou ion central, son nombre d'oxydation, la nature et le nombre de ligands ; il précise d'autre part si le complexe est une molécule neutre, un cation ou un anion. Les ligands sont classés par ordre alphabétique, les ions venant avant les espèces neutres.

■ Nom des ligands

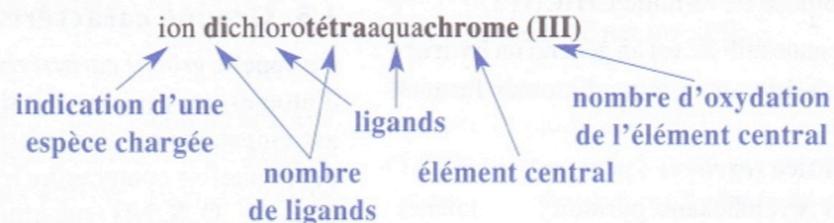
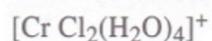
H ⁻	hydruro	OCN ⁻	cyanato	SO ₃ ²⁻	sulfito
O ²⁻	oxo	SCN ⁻	thiocyanato	S ₂ O ₃ ²⁻	thiosulfato
OH ⁻	hydroxo	NH ₂ ⁻	amido	ClO ₃ ⁻	chlorato
S ²⁻	thio	N ₃ ⁻	azido ou azoturo	ClO ₂ ⁻	chlorito
I ⁻	iodo	NHOH ⁻	hydroxylamido	O ₂ ²⁻	peroxo
Br ⁻	bromo	NO ₃ ⁻	nitrate	H ₂ O	aqua
Cl ⁻	chloro	NO ₂ ⁻	nitrito	NH ₃	ammine
F ⁻	fluoro	SO ₄ ²⁻	sulfato	CO	carbonyl
CO ₃ ²⁻	carbonato	NO	nitrosyl	CN ⁻	cyano
PO ₄ ³⁻	phosphato	<i>en</i>	éthylènediamine(*)	CH ₃ CO ₂ ⁻	acétato
C ₂ O ₄ ²⁻	oxalato	C ₆ H ₄ (COO) ₂ ⁻	phthalato	C ₆ H ₄ (OH)COO ⁻	salicylato

(*) H₂N-CH₂-CH₂-NH₂

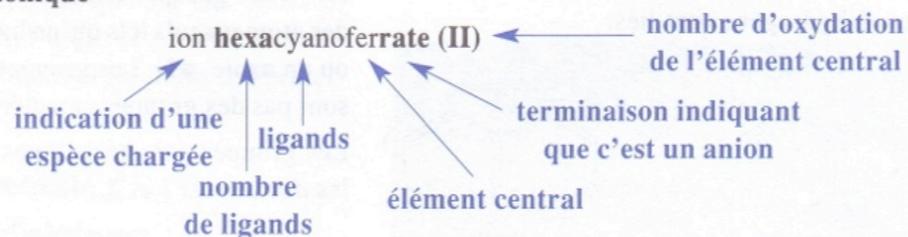
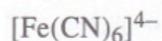
■ Nom d'un complexe moléculaire



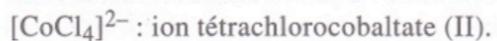
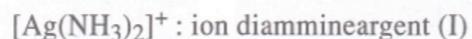
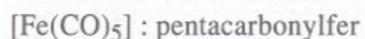
■ Nom d'un complexe cationique



■ Nom d'un complexe anionique



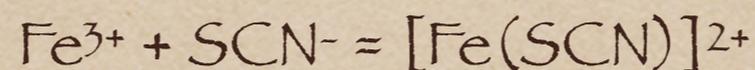
■ Exemples



◆ Document 1 : Équilibres de complexation

◆ 1) Mise en évidence expérimentale

■ Dans un tube à essai contenant 1 mL de solution orangée de chlorure de fer (III) à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute quelques gouttes d'une solution incolore de thiocyanate de potassium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$: la solution reste limpide mais prend une teinte rouge-sang. Cette teinte est due à l'ion thiocyanatofer (III) formé par la réaction d'équation :



$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ est un exemple d'ion complexe aussi appelés composé de coordination.

▀ 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.

▀ L'atome ou l'ion central doit pouvoir accepter des doublets d'électrons, c'est-à-dire posséder des lacunes ; c'est souvent un élément de transition.

Exemple : Cu^{2+} , Fe, Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co, Co^{2+} , ...

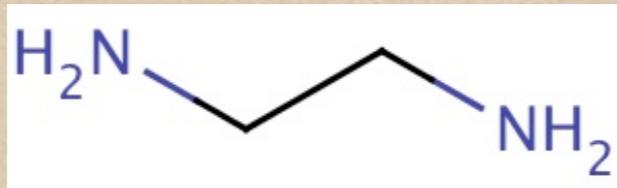
mais les ions Ca^{2+} , Mg^{2+} et Ag^+ donnent aussi des complexes.

▀ Les ligands sont des ions ou des molécules possédant au moins un doublet d'électrons libres.

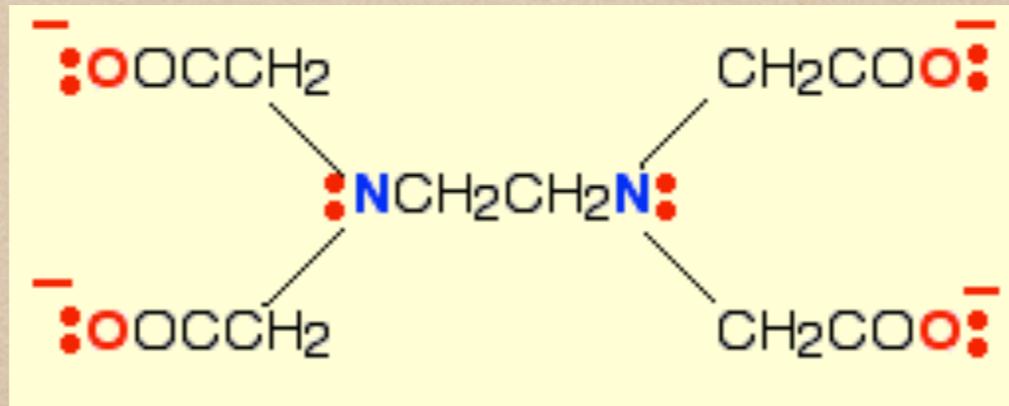
Les ligands liés à l'atome ou à l'ion central par une seule liaison sont des ligands monodentates.

Exemples : OH_2 ; NH_3 ; HO^- ...

Les autres sont des ligands **polydentates** ; c'est le cas de l'éthane-1,2-diamine (ou éthylène diamine), qui est un ligand bidentate :



Un autre ligands **polydentates** extrêmement courant est l'ion éthylène diamine tétraacétate (EDTA) noté Y^{4-} :



1) Ce ligand est dit :

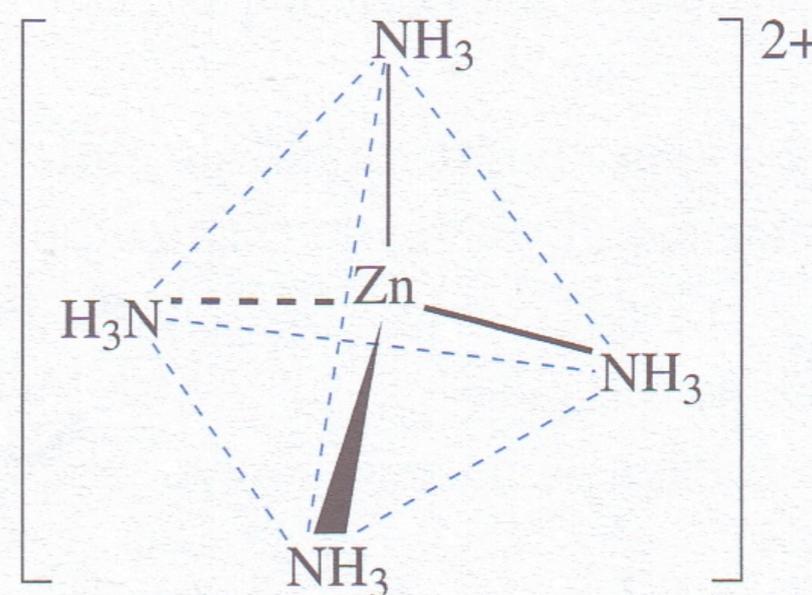
2) Il est souvent utilisé en pratique pour :

Le nombre de liaisons simples formées par l'atome ou l'ion central avec les ligands est appelé **coordinnence** ou **indice de coordination** ; il est égal au nombre de ligands entourant l'ion central lorsque ceux-ci sont monodentate (cf Doc. 1, ci-contre) :

La structure spatiale des complexes dépend de leur stoechiométrie : ils peuvent être linéaire, tétraédrique (cf Doc. 1, ci-contre) :

Zn a pour numéro atomique $Z = 30$; Zn^{2+} a 28 électrons.

Le krypton, gaz noble qui suit le zinc a 36 électrons. Zn^{2+} peut donc capter 4 doublets d'électrons ; ainsi avec l'ammoniac NH_3 , ligand monodentate, il se forme l'ion $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$.

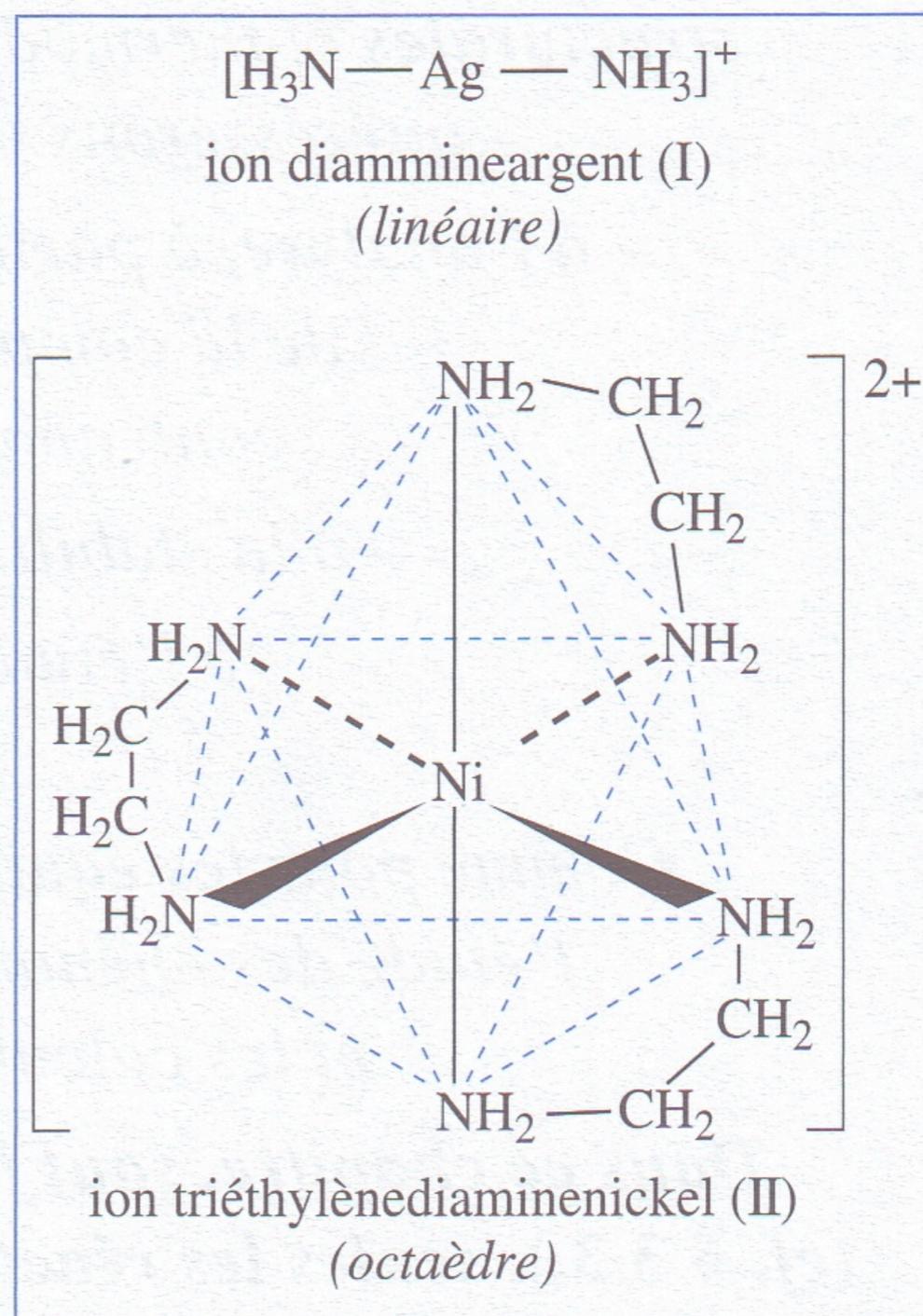


ion tétraamminezinc(II)
(tétraèdre)

Doc. 1. Formation de $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ à partir de Zn^{2+} et de NH_3 . Dans l'ion tétraamminezinc (II), le zinc a une coordinnence égale à 4.

▀ Ils peuvent être plan carré, bipyramidaux, octaédrique (cf Doc. 2, ci-contre) :

▀ Ces structures peuvent souvent être prévues en appliquant la théorie V.S.E.P.R., et la règle des 18 e⁻.



Doc. 2. Structure géométrique de quelques complexes.

◆ 2) Formation de complexes en solution : constantes caractéristiques

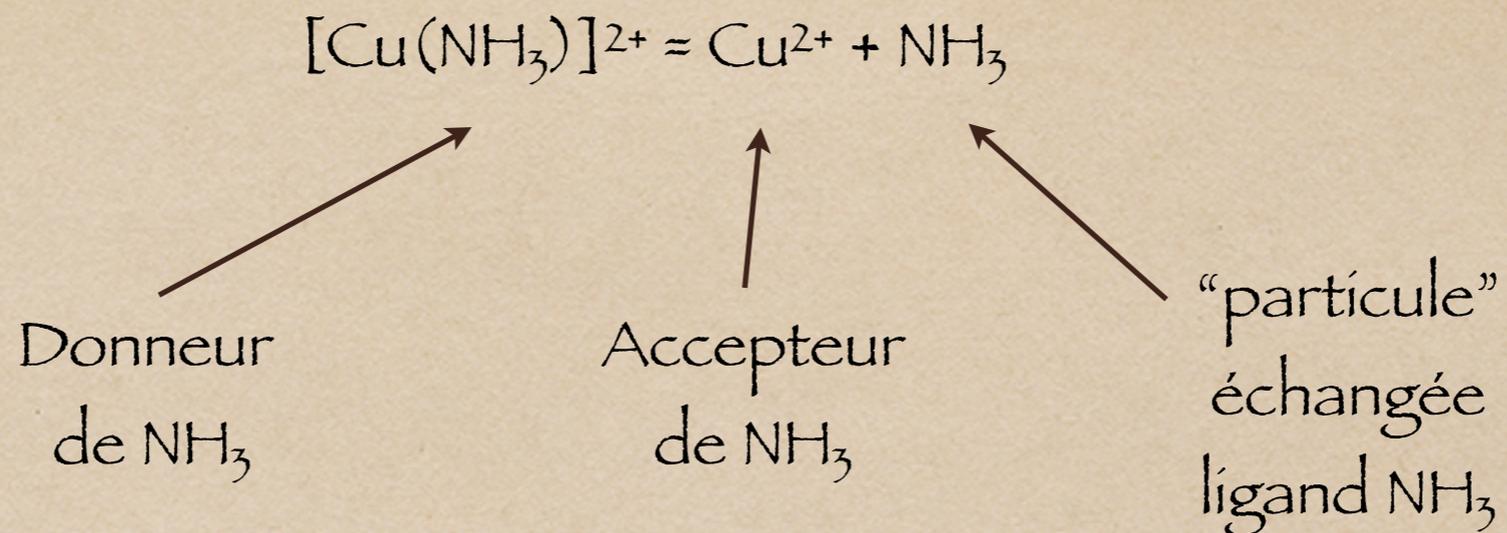
■ Exemple de formation et de dissociation des complexes cuivre (II) - ammoniac :
Soit l'équilibre de formation du complexe $[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}$: $\text{Cu}^{2+} + \text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}$

1) Écrire la **constante de formation** de ce complexe, que l'on notera K_f :

Soit l'équilibre de dissociation de ce complexe : $[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+} = \text{Cu}^{2+} + \text{NH}_3$

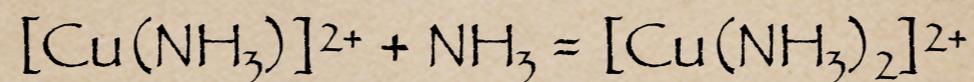
2) Écrire la **constante de dissociation** de ce complexe, que l'on notera K_{di} :

■ Dans l'équilibre précédent, on repère :



On définit un couple donneur/accepteur = $[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}/\text{Cu}^{2+}$
de la particule échangée : le ligand NH_3

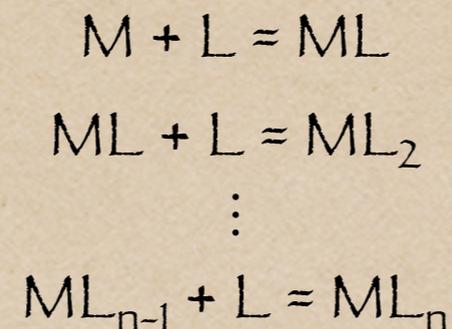
Soit l'équilibre de complexation du complexe $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$:



3) Écrire la **constante de formation** de ce complexe, que l'on notera K_{f2} :

4) Écrire les équilibres de complexation des complexes $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}$ et $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, puis donner leur constante de formation :

■ De façon générale, lorsqu'à une solution contenant le cation central M, on ajoute progressivement le ligand L, il peut se former **successivement** les complexes ML , ML_2 , ..., ML_n , selon les équation :



■ Chacune de ces réactions peut être caractérisée par une constante d'équilibre appelée **constante de formation successive** K_{fi} :

$$K_{fi} = \frac{[ML_i]}{[L] \cdot [ML_{i-1}]}$$

■ On utilise aussi, l'inverse de cette constante, la **constante de dissociation successive** K_{di} :

$$K_{di} = 1/K_{fi} \quad \text{et} \quad pK_{di} = -\log K_{di} = +\log K_{fi}$$

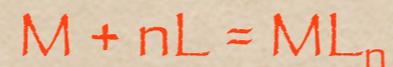
■ On définit également les **constantes de formation globales**, notée β_n , qui sont les constantes d'équilibre des réactions de formation des complexes $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$ à partir de Cu^{2+} : $\text{Cu}^{2+} + n\text{NH}_3 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$

1) Écrire la constante de formation globale :

2) Quel est le lien entre β_1 et K_{f1} ?

3) Quel est le lien entre β_2 et K_{f2} ?

▀ Soit le cation central M, capable de fixer n ligand L, pour donner le complexe ML_n selon :



▀ L'équilibre précédent est caractérisée par une constante d'équilibre appelée **constante globale de formation** ou constante de stabilité, notée β_n :

$$\beta_n = \frac{[ML_n]}{[L]^n \cdot [M]}$$

D'une façon générale, on trouve : $\beta_n = K_{f1} \times K_{f2} \times \dots \times K_{fn}$

▀ On utilise plus rarement, l'inverse de cette constante, la **constante globale de dissociation**, notée K_d :

$$K_d = 1/\beta_n \quad \text{et} \quad pK_d = -\log K_d = +\log \beta_n$$

Remarque : Toutes ces constantes ne dépendent que de la température et sont sans dimensions.

Exemple de valeurs de constantes globales de formation, et aspect des complexes :

ion complexe	β_n
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,6 \cdot 10^7$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4,0 \cdot 10^{12}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{31}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$	$1,0 \cdot 10^3$
$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)]^+$	$2,5 \cdot 10^9$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$3,2 \cdot 10^{13}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{29}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$5,0 \cdot 10^{20}$

Quelques valeurs de β_n à 25 °C.

• De nombreux ions complexes absorbent dans le visible ; leurs solutions sont alors colorées, c'est le cas de :

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ bleu foncé

$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ violet

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ orange

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ rose

$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ rouge

$[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ rouge-violacé

• D'autres, en revanche, tels :

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$,

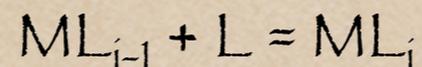
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{FeF}_2]^+$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$

sont incolores.

◆ 3) Diagrammes de prédominance

◆ - a - Diagramme en fonction de $pL = -\log[L]$

■ Considérons l'ajout progressif du ligand L à une solution contenant l'ion central M. L'équation de la formation du complexe ML_i est :



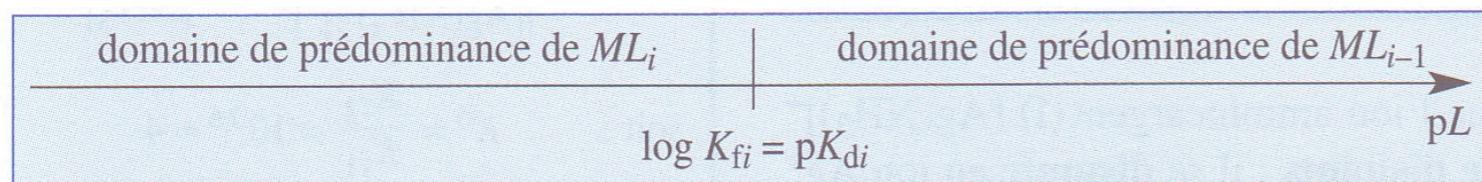
1) Écrire la constante de formation du complexe ML_i

2) En déduire l'expression de pK_{di} :

3) Écrire l'expression de $pL = -\log[L]$:

4) Comparer pL et pK_{di} : en déduire les domaines de prédominance de ML_i et ML_{i-1} :

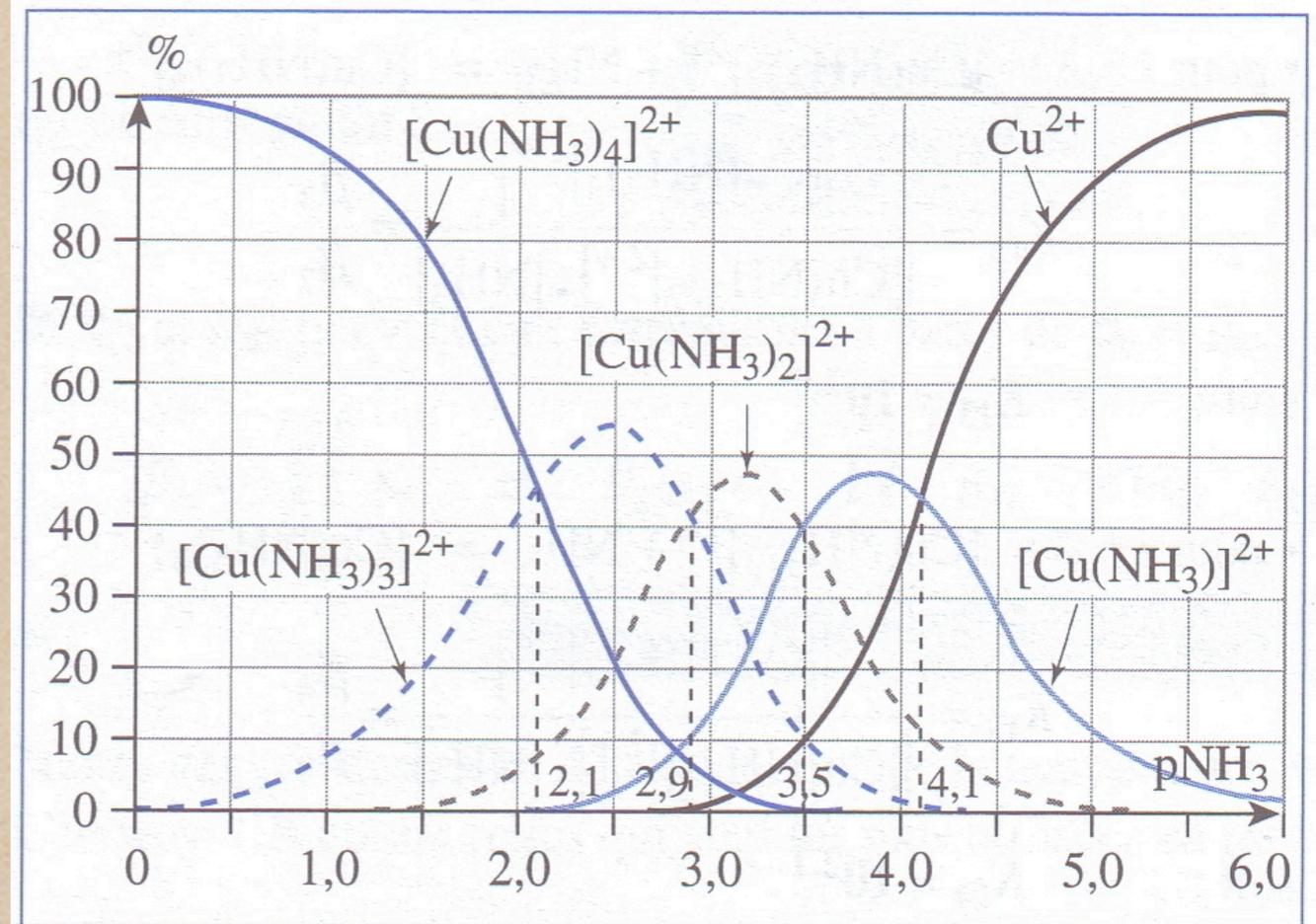
■ Comme pour les couples acide-base, il est possible de tracer un **diagramme de prédominance qualitatif** pour les couples **donneur-accepteur de ligands** :



◀ *Diagramme de prédominance d'ions complexes : l'indice de coordination le plus élevé correspond aux valeurs de pL les plus faibles.*

Exemple : 1 : Diagramme de distribution des complexes de l'ion Cu^{2+} avec l'ammoniac :

1) Déduire de ce diagramme, les valeurs de $\text{p}K_{\text{di}} = \log K_{\text{fi}}$ pour $i = 1$ à 4 :



Diagrammes de distribution des complexes de l'ammoniac avec l'ion Cu^{2+} en fonction de :

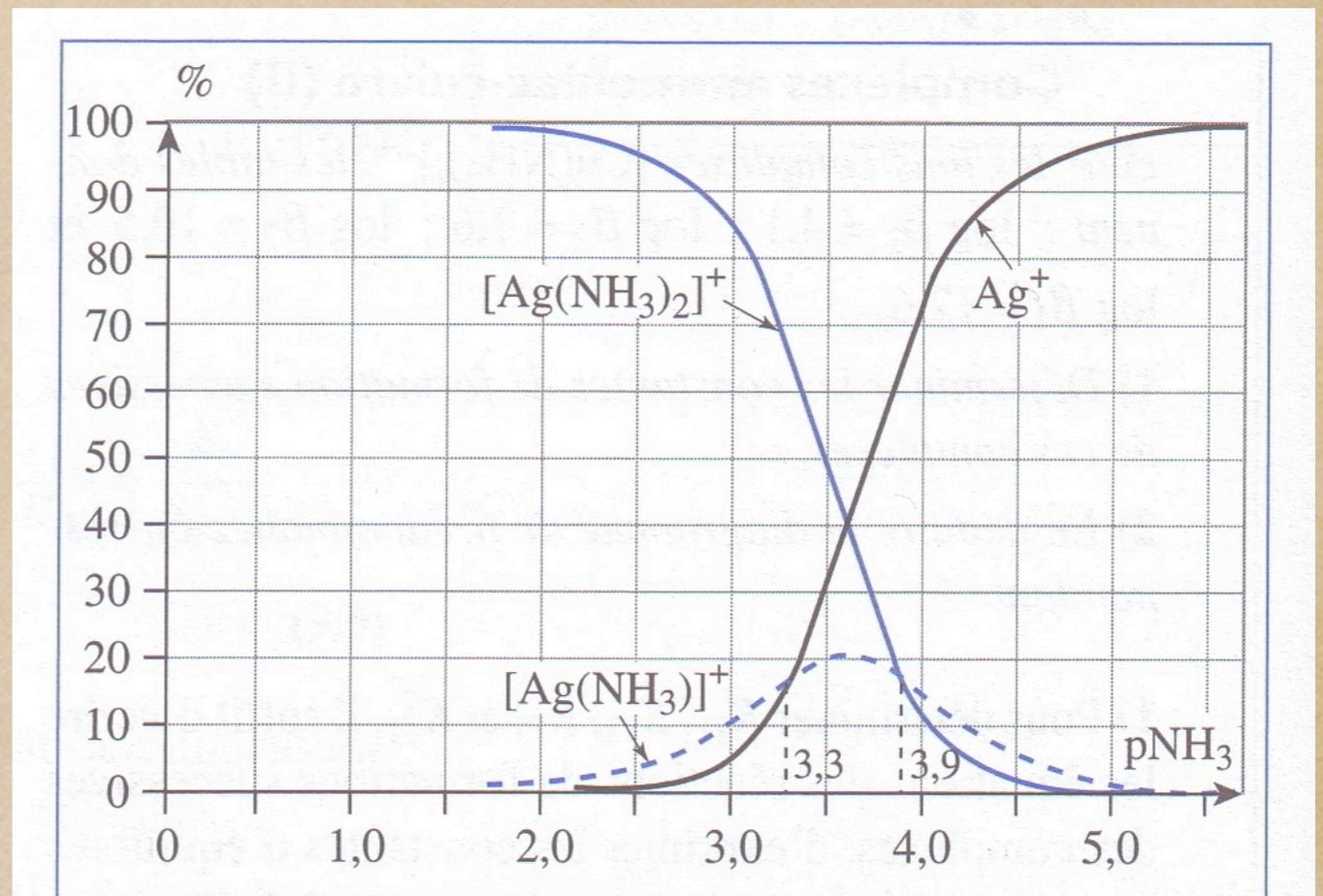
$$\text{pNH}_3 = -\log [\text{NH}_3]$$

2) Représenter alors le diagramme de prédominance des complexes de l'ion Cu^{2+} avec l'ammoniac :

3) Conclure :

Exemple : 2 : Diagramme de distribution des complexes de l'ion Ag^+ avec l'ammoniac :

1) Déduire de ce diagramme, les valeurs de $\text{p}K_{\text{di}} = \log K_{\text{fi}}$ pour $i = 1$ à 2 :



Diagrammes de distribution des complexes de l'ammoniac avec l'ion Ag^+ en fonction de :

$$\text{pNH}_3 = -\log [\text{NH}_3]$$

2) Représenter alors le diagramme de prédominance des complexes de l'ion Ag^+ avec l'ammoniac :

3) Que remarquez-vous ?

4) Que va-t-il, alors, se produire ?

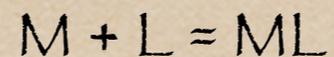
5) Écrire l'équation de la réaction de dismutation :

6) Écrire sa constante d'équilibre K^0 , d'une part, en fonction des concentrations des composés, et d'autre part, en fonction des constantes de formation successives K_{f1} et K_{f2} :

7) Donner la valeur numérique de K^0 , et conclure :

◆ - b - Diagramme en fonction de $pM = -\log[M]$

▀ Soit un cation métallique M donnant avec le ligand L un seul complexe ML :



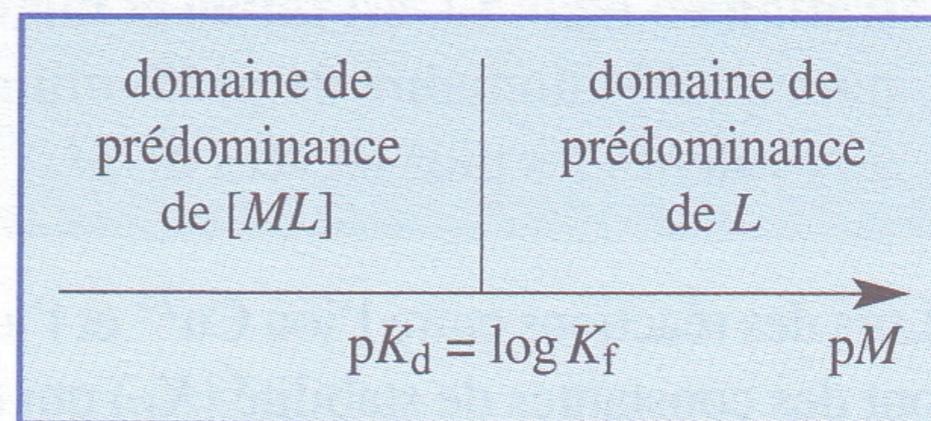
1) Écrire la constante de formation du complexe ML :

2) En déduire l'expression de $pK_d = -\log K_d$:

3) Écrire l'expression de $pM = -\log[M]$:

4) Comparer pM et pK_d : en déduire les domaines de prédominance de L et ML :

▀ Il est possible de tracer un diagramme de prédominance pour des couples donneur-accepteur de cations métalliques en fonction de pM :



Domaine de prédominance en fonction de $pM = -\log[M]$.

■ Diagrammes utiles pour étudier les complexations compétitives de plusieurs ligands pour un même cation.

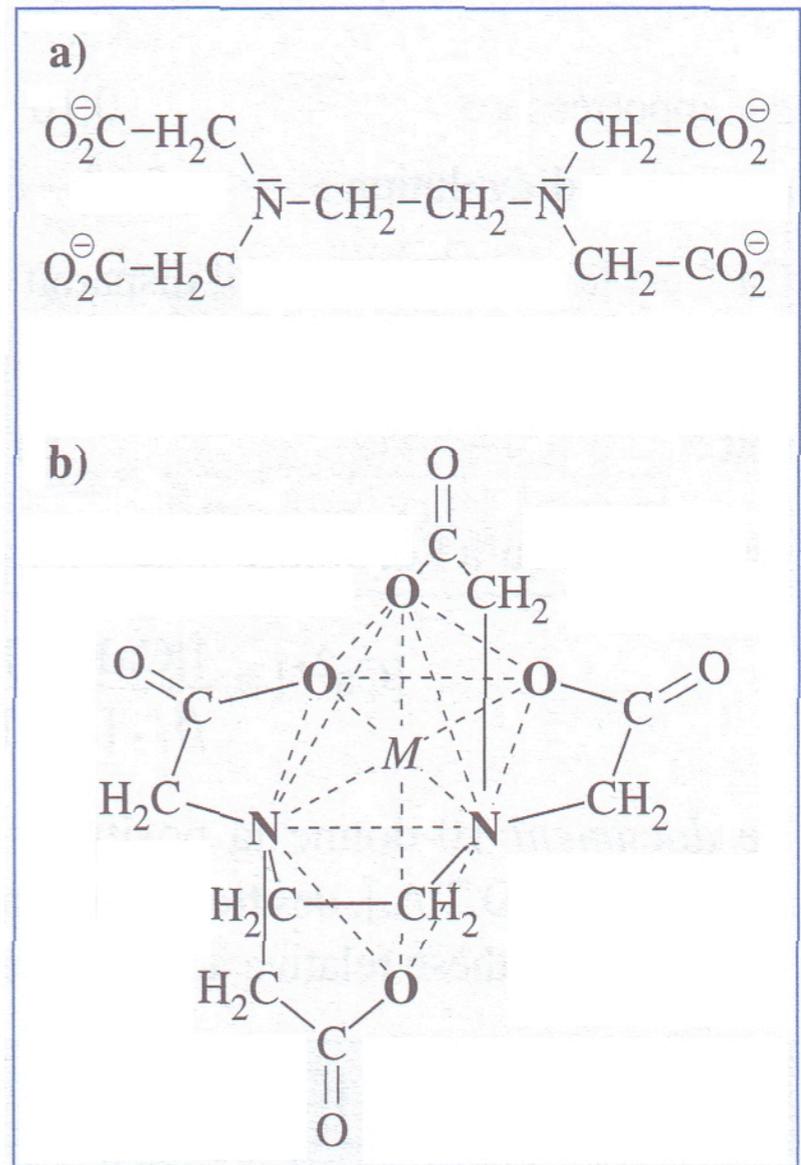
C'est en particulier le cas avec le ligand hexadentate E.D.T.A noté Y^{4-} qui donne des complexes avec de très nombreux cations métalliques ;

Citons, par exemple :



◆ Document 2 :
Composition d'une
solution dans le cas de la
formation d'un seul
complexe

▀ C'est le cas, par exemple, des complexes
formés avec le ligand hexadentate, l'ion EDTA
 Y^{4-} :



L'ion éthylènediaminetétra-acétate.

a) E.D.T.A. est hexadentate ; il se lie au cation central par l'intermédiaire de quatre atomes d'oxygène et deux atomes d'azote.

b) L'ion complexe formé a une structure octaédrique.

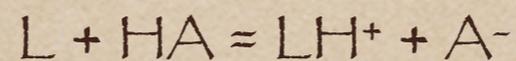
▀ La méthode consiste à (Cf TD) :

- Écrire l'équation de la réaction mise en jeu ;
- Déterminer les concentrations apportées du cation métallique et du ligand ;
- Établir un tableau d'avancement volumique ;
- Exploiter le caractère quantitatif de la réaction ou résoudre l'équation $\beta_n = K^0(\xi_v)$ pour déterminer ξ_v et conclure.

◆ Document 3 : Stabilité d'un complexe

■ Soit un ion central M donnant avec le ligand L un complexe ML_p . Ce complexe peut être totalement ou partiellement détruit :

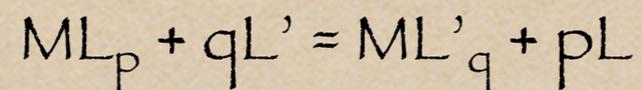
- Sous l'action d'un autre ligand L' , susceptible de donner avec M un autre complexe ML'_q plus stable que ML_p ;
- Sous l'action d'un autre ion M' , susceptible de donner avec L un autre complexe $M'L_p$ plus stable que ML_p ;
- Sous l'action d'un acide HA, susceptible de protoner le ligand L selon :



et donc de provoquer la dissociation du complexe ML_p .

◆ 1) Compétition de ligands pour un même cation central

■ Si l'on ajoute une solution contenant le ligand L' à une solution contenant le complexe ML_p , il s'établit l'équilibre :



1) Écrire la constante d'équilibre K^0 en fonction des différentes concentrations, puis en fonction des constantes de formation globale β_p et β'_q :

2) Si $K^0 \gg 1$ et si L' est introduit en proportions stoechiométriques ou en excès, que dire du complexe ML_p ?

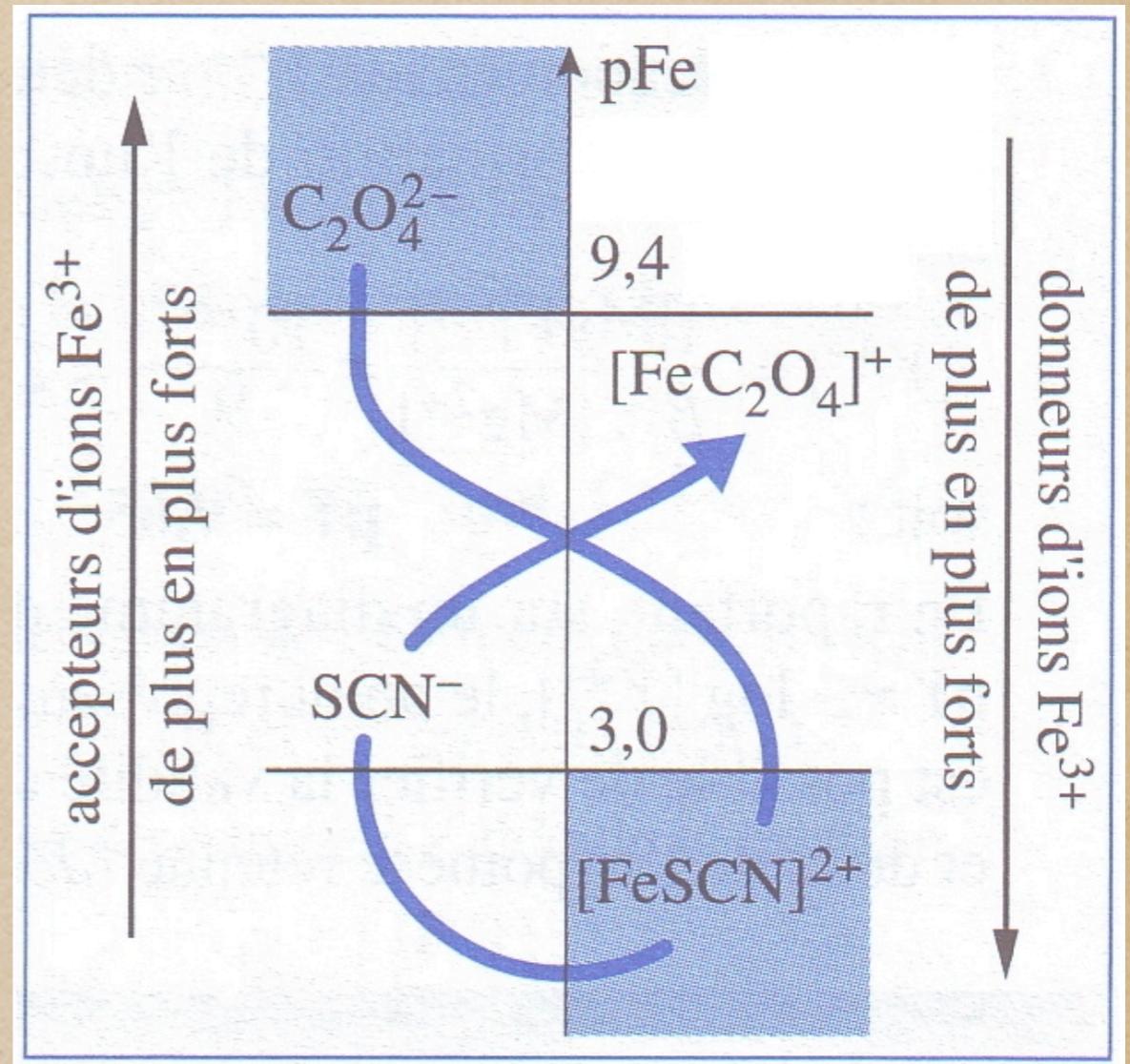
3) Et, dans le cas contraire ?

▀ Des diagrammes de prédominance en fonction de pM facilitent l'étude de tels systèmes.

▀ Exemple : L'ion Fe^{3+} donne avec l'ion oxalate $C_2O_4^{2-}$ un complexe plus stable que celui qu'il donne avec l'ion thiocyanate SCN^- .

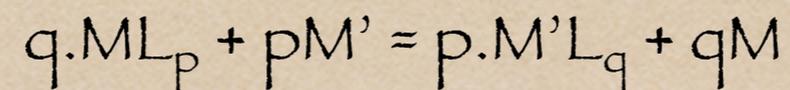
1) Écrire l'équation de la réaction correspondante :

2) En utilisant le diagramme de prédominance ci-dessous, en déduire la valeur de la constante K^0 de cette équilibre, et conclure :



◆ 2) Compétition de plusieurs cations centraux pour un même ligand

■ Si l'on ajoute une solution contenant l'ion central M' à une solution contenant le complexe ML_p , il s'établit l'équilibre :



1) Écrire la constante d'équilibre K^0 en fonction des différentes concentrations, puis en fonction des constantes de formation globale β_p et β'_q :

2) Si $K^0 \gg 1$ et si M' est introduit en proportions stoechiométriques ou en excès, que dire du complexe ML_p ?

3) Et, dans le cas contraire ?

▀ Des diagrammes de prédominance en fonction de pL facilitent l'étude de tels systèmes.

◆ 3) Compétition d'un ion métallique et de l'ion hydronium pour un ligand

■ Si l'on ajoute une solution d'acide fort à une solution contenant le complexe ML_p , il s'établit l'équilibre :



Écrire la constante d'équilibre K^0 en fonction des différentes concentrations, puis en fonction des constantes β_p et K_A :

◆ Document 4 : Titrages complexométriques

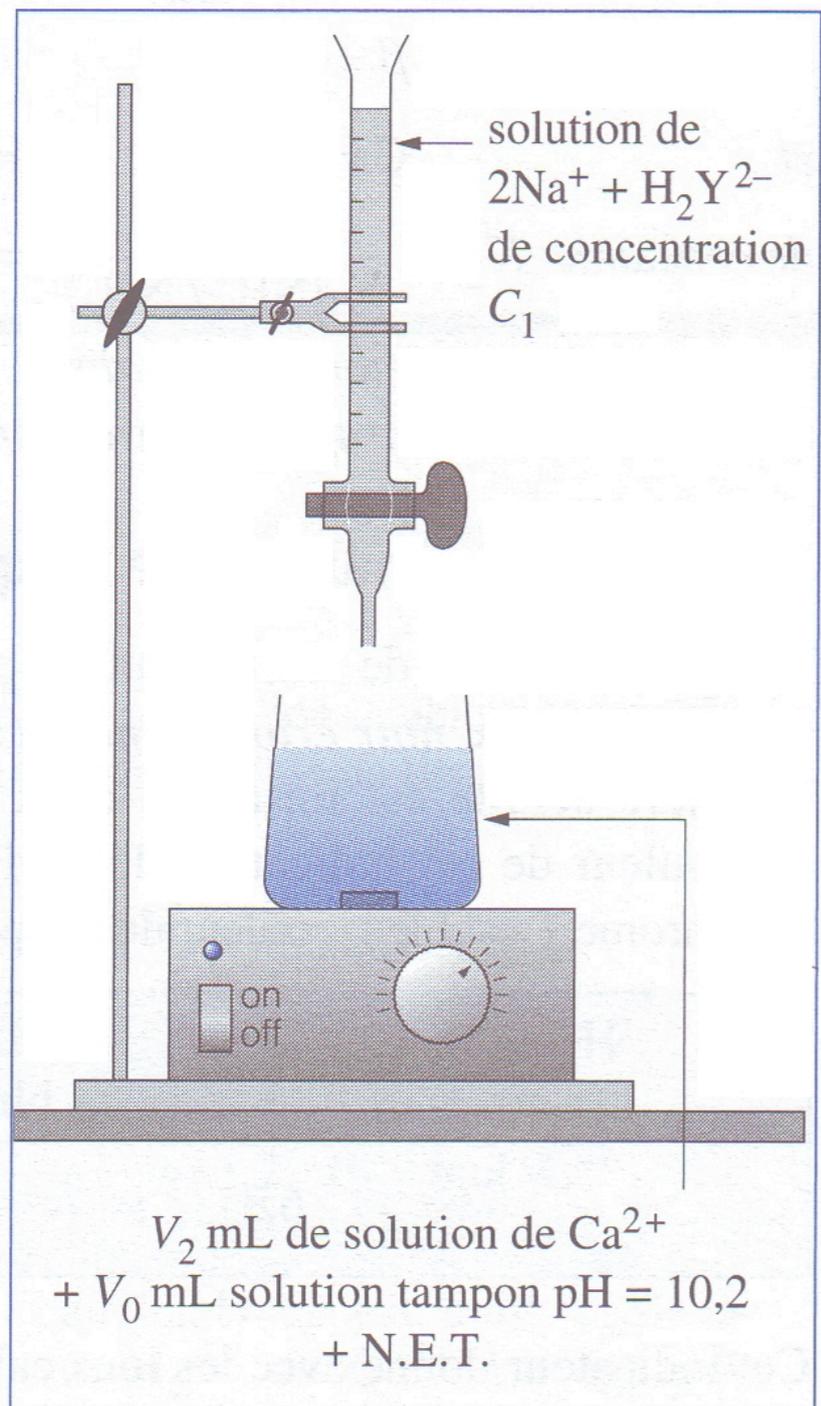
▀ La **réaction de complexation** mise en jeu pour le titrage doit être **unique**, c'est la raison pour laquelle les systèmes où ne peuvent se former qu'un seul complexe sont les plus souvent utilisés.

Cette réaction doit être **quantitative et rapide**.

La fin de la réaction de titrage ou **équivalence** est le plus souvent déterminée à l'aide **d'indicateurs colorés spécifiques**.

▀ Regarder la vidéo suivante :

<https://www.youtube.com/watch?v=hTy9JBllUVg>

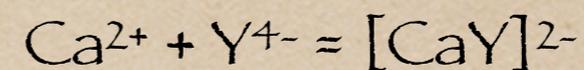


Dispositif expérimental pour le titrage d'une solution d'ions Ca^{2+} par une solution d'E.D.T.A.

◆ 1) Principe du titrage, conséquences

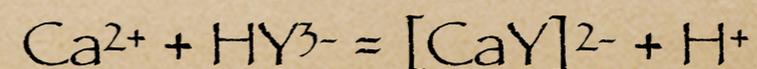
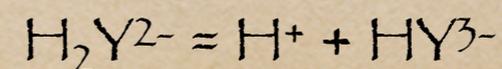
■ Une solution d'EDTA, de concentration C_1 connue, est ajoutée à la burette à un volume précis V_2 de solution contenant des ions Ca^{2+} à la concentration C_2 à déterminer.

La réaction de titrage a pour équation :



de constante $K^0 = \beta = 10^{10,7}$ la réaction est donc quantitative.

Remarque : dans la pratique, on utilise un sel disodique, et à $\text{pH} = 10,2$:



1) Écrire la relation, à l'équivalence, des quantités de matière en ions Ca^{2+} et Y^{4-} , en déduire la relation entre C_1 , $V_{\text{éq}}$, C_2 et V_2 :

■ L'EDTA est une tétrabase correspondant au tétraacide H_4Y de $\text{pK}_{\text{Ai}} = 2,0$;
2,7 ; 6,2 et 10,2.

2) Donner le diagramme de prédominance des différentes formes de l'acide éthylènediaminetétraacétique H_4Y :

3) Pourquoi la solution doit-elle être tamponnée à $\text{pH} = 10,2$?

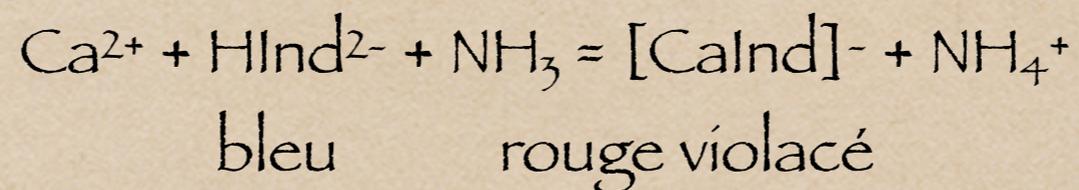
◆ 2) Détermination de l'équivalence

■ L'indicateur de fin de réaction utilisé pour repérer l'équivalence de ce titrage est le **noir ériochrome T (N.E.T)**. C'est un triacide H_3Ind , dont la 1^{ère} acidité est forte, les 2 autres ayant pour pK_{A_i} 6,3 et 11,5. La couleur de cet indicateur dépend du pH.

À $pH = 10,2$, le noir ériochrome T est bleu, couleur de l'espèce $HInd^{2-}$

1) Donner le diagramme de prédominance des différentes formes du noir ériochrome T :

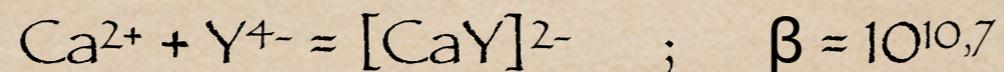
■ Au début du dosage, cet indicateur donne avec les ions Ca^{2+} un complexe de couleur rouge violacé selon la réaction d'équation :



Pour réaliser le titrage, on introduit initialement, un volume précis V_2 de solution contenant des ions Ca^{2+} à doser, un volume V_0 de solution tampon de $\text{pH} = 10,2$ et quelques gouttes de solution de NET.

2) Qu'observe-t-on au début du dosage (vous pouvez vous appuyer sur la vidéo, ainsi que sur la réaction précédente) :

■ Lors de l'ajout de la solution titrante d'EDTA, les ions Y^{4-} réagissent avec les ions Ca^{2+} libres, selon :



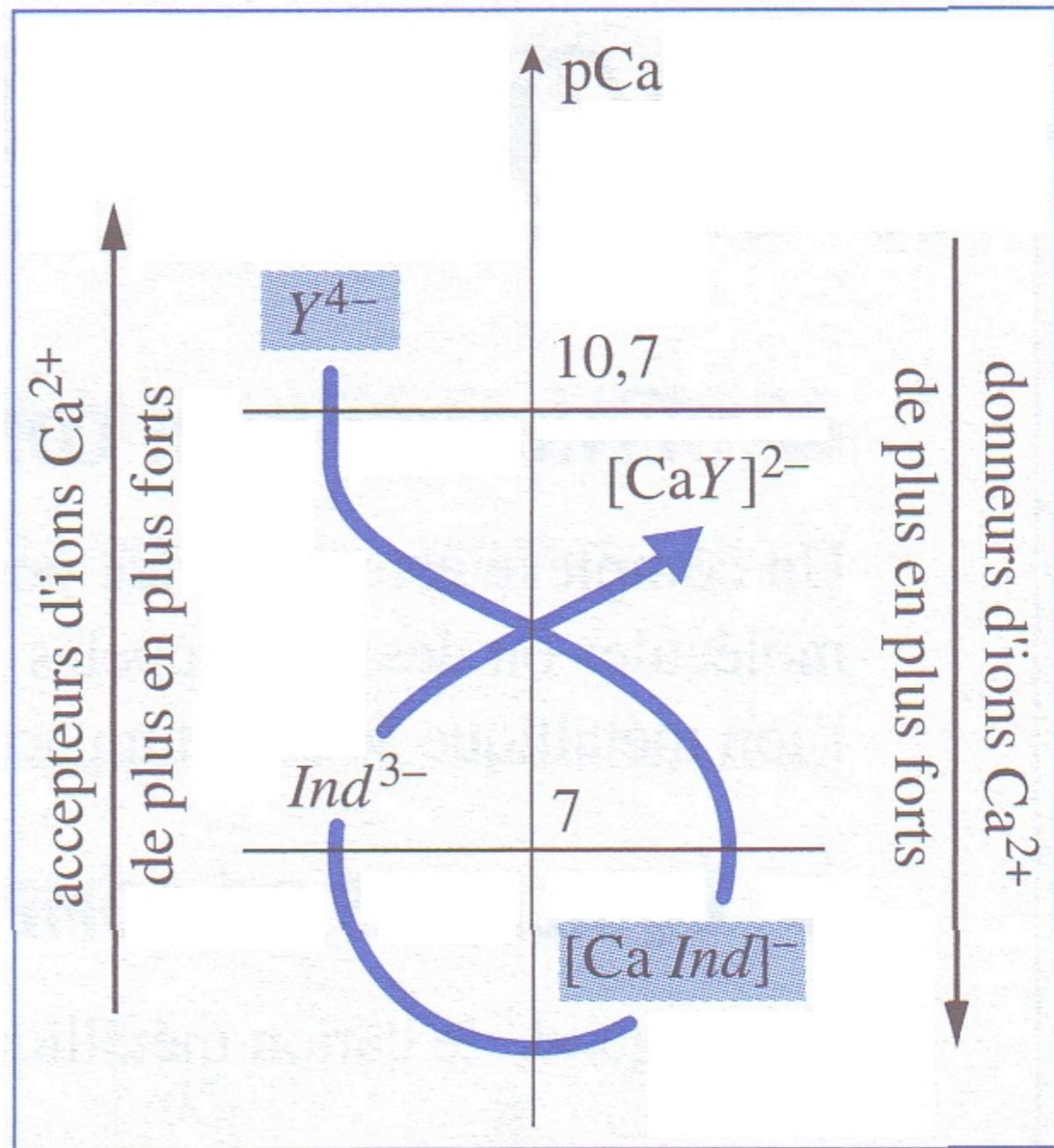
3) Lorsque tous les ions Ca^{2+} libres ont réagi, avec quel composé, l'ion EDTA Y^{4-} réagit-il ? Écrire l'équation de la réaction correspondante, en précisant les teintes prises par les composés d'intérêts :



■ Lorsque $[HInd^{2-}] > 10[[CaInd]^-]$, la solution est bleue ; on peut alors considérer que tous les ions Ca^{2+} ont réagi et que l'équivalence est atteinte.

Le repérage de l'équivalence est un exemple concret de compétition entre 2 ligands Y^{4-} et Ind^{3-} pour un même cation Ca^{2+} .

Remarque : la couleur vive de la solution étant gênante pour observer le virage, il faut diluer cette dernière pour l'éclaircir !



Compétition entre les ligands Y^{4-} et Ind^{3-} .

B. Constantes de formation de complexes à 25 °C

Les constantes β_i données sont les constantes globales de formation : $\beta_i = \frac{[ML_i]}{[M] \cdot [L]^i}$

ligand	ion central	log β_i					
		$i = 1$	$i = 2$	$i = 3$	$i = 4$	$i = 5$	$i = 6$
NH ₃	Ag ⁺	3,3	7,2				
	Co ³⁺	7,2	14,0	19,8	25,3	30,5	34,8
	Cu ²⁺	4,1	7,6	10,5	12,6		
	Hg ²⁺	9,0	18	20			
	Ni ²⁺	2,6	4,8	6,4	7,5	8,1	8,2
	Zn ²⁺	2,2	4,4	6,7	8,7		
CN ⁻	Ag ⁺		20	21			
	Cu ²⁺				27,3		
	Fe ²⁺					16	24
	Fe ³⁺						31
SCN ⁻	Cu ²⁺	1,7	3,6	5,2	6,5		
	Fe ³⁺	3,0	4,3	4,6			
NH ₂ (CH ₂) ₂ NH ₂	Co ²⁺	5,8	10,7	13,9			
	Cu ²⁺	10,6	19,7				
	Fe ²⁺	4,3	7,6	9,6			
	Ni ²⁺	7,5	12,8	16,5			
S ₂ O ₃ ²⁻	Ag ⁺	8,8	13,5				
	Fe ³⁺	2,1	5,0	6,3	6,8		
	Hg ²⁺		29,8	32,3	33,6		
C ₂ O ₄ ²⁻	Cd ²⁺	2,8	4,6				
	Fe ³⁺	9,4	14,2	20,2			
	Mn ²⁺	3,8	5,3				
orthophénanthroline	Fe ²⁺	5,1		21,2			
	Fe ³⁺			14,0			
E.D.T.A. (Y ⁴⁻)	Ba ²⁺	7,8					
	Ca ²⁺	10,7					
	Mg ²⁺	8,7					
	Fe ²⁺	14,3					
	Fe ³⁺	25,1					
	Zn ²⁺	16,3					
SO ₄ ²⁻	Fe ²⁺	2,3					
	Fe ³⁺	4,2	7,4				
	Ce ⁴⁺	3,3					
F ⁻	Ce ³⁺	4,1					
	Fe ³⁺	5,5	9,7	13,7	16,1		
	Al ³⁺	7,1	12,0	15,8	18,5	20,2	20,7
I ⁻	Hg ²⁺	12,9	23,8	27,6	29,8		