

N° d'ordre :

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE

UNIVERSITE MOULOUD MAMMERI DE TIZI-OUZOU

Faculté des Sciences
Département de Chimie



Domaine : **Science de la matière**
Spécialité : **Chimie Physique**

Mémoire de Master

Thème

**Etude de complexes de Cu(II) et Ni(II) avec la curcumine
la cytosine et l'histidine**

Présenté par : **YAKOUBI Zakia**

Soutenu publiquement, le **17/ 10 / 2021**, *devant le Jury composé de :*

SAHMOUNE Amar	Pr	UMMTO	Président
ABANE Lamia	MCB	UMMTO	Examinatrice
ADKHIS Ahmed	Pr	UMMTO	Promoteur

Remerciements

Le travail présenté dans ce mémoire a été réalisé au laboratoire de physico-chimie des matériaux (LPCM) de l'université Mouloud Mammeri - Tizi-Ouzou.

Avant tout je tiens à remercier le bon DIEU tout puissant de m'avoir donné santé, patience et courage pour mener à terme ce modeste travail.

Je remercie vivement mon promoteur, Monsieur le professeur Ahmed ADKHIS de l'aide et du soutien qu'il m'a apporté pour la réalisation de ce travail, je salue sa disponibilité, ces conseils à la fois éveilleurs et formateurs.

Je tiens à remercier Madame ABANE Lamia, Maitre de conférences à l'université de Tizi-Ouzou pour avoir pris part à ce jury

Mes plus sincères remerciements à Monsieur SAHMOUNE Amar Maitre de Conférences à l'UMMTO, pour avoir accepté de présider ce jury et d'avoir examiné ce manuscrit.

Je remercie aussi Mr MRZOUK Tahar, ingénieur de laboratoire, pour sa disponibilité et pour m'avoir facilité la tâche afin de réaliser mes analyses.

Je témoigne de toute ma gratitude à tous mes enseignants qui m'ont formé durant tout mon parcours d'études.

Dédicaces

Avec un cœur plein d'amour, joie et fierté je dédie ce Travail à l'être le plus cher de ma vie, à ma mère, aucune dédicace ne saurait exprimer mon grand respect, et reconnaissance pour les sacrifices que tu as consenti pour mon éducation. Maman, je te remercie pour tous le soutien et l'amour que tu m'as porté depuis mon enfance, ta présence à mes côtés a été toujours ma source de force pour affronter les différentes obstacles. Que ce modeste travail soit l'exaucement de tes vœux tant formulés, le fruit de tes innombrables sacrifices. Puisse Dieu, t'accorder, santé, bonheur et longue vie.



Liste des figures

Figure I.1 : la curcumine.....	1
Figure I.2 : Les différentes structures de la curcumine.....	3
Figure I.3 : Spectre UV visible de la curcumine.....	4
Figure I.4 : Structure générale des acides aminés.....	5
Figure I.5 : Structure de l’Histidine.....	8
Figure.I.6 : décarboxylation de l’histidine.....	8
Figure I.7 : Structure de la cytosine, la thymine et l’uracile.....	10
Figure I.8 : Structure de la cytosine.....	10
Figure I.9 : désamination de la cytosine et de 5-méthylcytosine.....	11
Figure I.10 : cuivre natif.....	12
Figure I.11. : Nickel.....	13
Figure I.12 : structure de complexe $[M(\text{Cur})_2(\text{Cl})(\text{H}_2\text{O})_2]_2\text{H}_2\text{O}$, $M=\text{Cr}(\text{III})$ ou $\text{Fe}(\text{III})$	15
Figure I.13 : Structure des complexes $[M(\text{Cur})_2(\text{H}_2\text{O})_2]_n\text{H}_2\text{O}$, $M=\text{Mn}(\text{II})$, $\text{Co}(\text{II})$ ou $\text{Ni}(\text{II})$	16
Figure I.14 : structure des complexes avec la cytosine et la thréonine.....	18
Figure I.15 : Structure cristalline du cation $[\text{Cu}(\text{Cyt})_4]^{2+}$	19
Figure II.1 : dispositif de synthèses des complexes.....	20
Figure II.2 : Dispositif expérimental de filtration des complexes.....	21
Figure II.3 : Principe de la spectrophotométrie d’absorption.....	23
Figure III.1 : Spectre IR de la curcumine.....	26
Figure III.2 Spectre IR de l’histidine.....	27
Figure III.3 : Spectre IR de complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{Cyt})_2]$	29
Figure III.4 : Spectre IR de complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{His})_2]$	31
Figure III.5 : Spectre électronique d’absorption de la curcumine.....	33

Figure III.6 : Spectre électronique du complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{Cyt})_2]$	34
Figure III.7 : Spectre électronique du complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{His})_2]$	35
Figure.a.1 : Spectre IR de la Cytosine	
Figure. a.2 : Spectre IR de complexe $[\text{Cu}(\text{His})_2(\text{Cyt})_2]$	
Figure.a.3 : Spectre électronique de la Cytosine	
Figure. a.4 : Spectre électronique de complexe $[\text{Cu}(\text{His})_2(\text{Cyt})_2]$	

Liste des tableaux

Tableau I.1 : Propriétés physico-chimiques de l'histidine.....	8
Tableau I.2 : Propriétés physico-chimiques de la cytosine.....	11
Tableau I.3 : Propriétés physiques et chimiques de cuivre.....	13
Tableau I.4 : Propriétés physiques et chimiques du nickel.....	14
Tableau.II.1 : Réactifs utilisés lors de la synthèse.....	21
Tableau.II.2 : Quelques propriétés physico-chimiques des solvants utilisés.....	22
Tableau III.1 : Solubilité des complexes synthétisés.....	25
Tableau III.2 : Propriétés physico-chimiques des complexes.....	25
Tableau III.3 : Principales bandes d'absorption IR des ligands.....	28
Tableau III.4 : Principales bandes d'absorption IR des complexes.....	31
Tableau III.5 : Données des spectres électroniques d'absorption	35

Listes des Abréviations et symboles

C°	Degré Celsius
Cm	Centimètre
Cur	Curcumine
Cyt	Cytosine
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Nitrate de cuivre trihydraté
DMSO	Diméthylsulfoxyde
DMF	Diméthylformamide
g	Gramme
h	Heure
His	Histidine
IR	Infrarouge
M	Mole par litre
ml	Millilitre
nm	nanomètre
NaOH	Hydroxyde de sodium
$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Nitrate de nickel hexahydraté
PH	Potentiel d'hydrogène
UV	Ultraviolet
Vis	Visible
Λ	Conductivité molaire
λ	Longueur d'onde
ν	Fréquence de vibration d'élongation
δ	Fréquence de vibration de déformation

Sommaire

Introduction générale.....	1
----------------------------	---

Chapitre I

Synthèse bibliographique

I.1.Introduction.....	2
I.1.1. Définition d'un ligand.....	2
I.1.2. La curcumine.....	2
I.1.3. Origine.....	2
I.1.3.1. Structure de la curcumine	2
I.1.3.2. Propriétés biologiques.....	3
I.1.3.3. Propriétés spectrales.....	4
I.1.3.4. Propriétés physico-chimiques.....	5
I.1.4. Les acides aminés.....	5
I.1.4.1. Définition.....	5
I.1.4.2. Classification.....	5
I.1.4.3 Propriétés physiques.....	7
I.1.4.4. Histidine.....	8
I.1.4.4.1. Propriétés physico-chimiques.....	8
I.1.4.4.2. Propriétés biologiques.....	9
I.1.4.4.3. Propriétés spectrales.....	9
I.2. Bases azotées.....	9
I.2.1. Définition.....	9

I.2.1.1. Les bases puriques	9
I.2.1.2. Les bases pyrimidiques.....	9
I.2.1.3. Propriétés biologiques	10
I.2.1.4. La cytosine	10
I.2.1.5. Désamination.....	10
I.2.1.6. Propriétés physico-chimiques	11
I.3. Métaux de transitions	11
I.3.1. Définition.....	11
I.3.1.1. Types de métaux de transitions.....	12
I.3.1.2. Propriétés chimiques.....	12
I.3.2. Généralité sur le cuivre et le nickel	12
I.3.2.1. Cuivre	12
I.3.2.2. Propriétés physiques et chimiques.....	13
I.3.2.3. Nickel.....	13
I.3.2.4. Propriétés physico-chimiques.....	14
I.4. Les complexes.....	14
I.4.1. Types de complexes.....	14
I.4.2. Complexes avec la curcumine	14
I.4.3. Complexes avec les bases pyrimidiques et les acides aminées.....	17

Chapitre II

Techniques expérimentales

II.1. Introduction.....	20
II.2. Technique de synthèses des complexes.....	20
II.2.1. Chauffage à reflux.....	20
II.2.2. Filtration.....	20

II.2.3. Réactifs utilisés.....	21
II.3. Méthodes d'analyses et caractérisation des complexes.....	22
II.3.1. Analyse conductimétrique	22
II.3.2. Analyse spectrale.....	22
II.3.2.1. Spectroscopie UV-Visible.....	22
II.3.2.2. Spectroscopie infrarouge.....	23

Chapitre III

Synthèse et caractérisation des complexes

III.1. Synthèse des complexes	24
III.2. Propriétés physiques et analyse des complexes.....	24
III.3. Caractérisation par spectroscopie IR et UV-Visible	26
III.3.1. Etudes des spectres infrarouge des ligands.....	26
III.4. Etude des spectres IR des complexes	29
III.5. Spectrométrie UV-Visible.....	32
III.5.1. Etude des spectres électroniques des ligands.....	32
III.5.2. Etude des spectres électroniques des complexes.....	32
Conclusion générale.....	35

Annexes

Introduction générale

Introduction Générale

Introduction générale

De nos jours, la chimie inorganique évolue à nouveau de façon spectaculaire avec la résurgence de la chimie de coordination. Cette dernière est nourrie par l'importance croissante des métaux en biologie et en médecine ainsi que par une croissance effrénée de diverses catégories de matériaux inorganique dans un grand nombre de domaine [1].

Les complexes métalliques exposent naturellement un ion métallique à des molécules capables de se lier à ce dernier pour former des composés de coordination. On peut aussi considérer un complexe de coordination comme le produit d'un mariage, chaque partenaire métal et ligand apporte sa contribution à la relation. Le résultat de l'union est nettement différent des parties indépendantes [2].

De nombreux complexes de métaux de transition avec des acides aminés, bases azotées (puriques ou pyrimidiques) et la curcumine comme ligand ont été publiés, notre étude bibliographique nous a permis de constater que très peu de travaux ont été réalisés sur la synthèse des complexes mixtes de métaux de transition avec les ligands suivants : curcumine, histidine et cytosine.

Pour la raison précédente, dans notre travail, nous nous sommes intéressés aux synthèses et la caractérisation de nouveaux complexes mixtes de Cu(II) et Ni(II) avec la curcumine, la cytosine et l'histidine.

Le plan de ce travail est structuré en trois chapitres :

- ✓ le premier chapitre est consacré à la synthèse bibliographique.
- ✓ Le deuxième chapitre décrit les protocoles expérimentaux et les moyens utilisés pour l'ensemble des expériences effectuées.
- ✓ Le troisième chapitre est réservé à la présentation des résultats obtenus et leurs interprétations.

Enfin, on termine ce travail par une conclusion générale.

Chapitre I

Synthèse bibliographique

I.1.Introduction

Nous allons présenter dans cette partie théorique les différentes molécules organiques utilisées comme ligands dans la synthèse des complexes de coordination. Par ailleurs, des complexes de cuivre et de nickel sont présentés avec beaucoup d'intérêt.

I.1.1. Définition d'un ligand

Un ligand appelé aussi coordinat est un composé nucléophile soit chargé négativement ou neutre avec un doublet électronique libre ou plus (base de Lewis). Il peut réagir avec des centres de faible densité électronique tel que le carbone du groupement carbonyle ou des ions des métaux de transition (acides de Lewis) [3].

I.1.2. La curcumine

I.1.3.Origine

La curcumine est un polyphénol présent dans le rhizome de la plante appelée curcuma longa [4] (figure I.1) :



Figure.I.1. la curcumine

La curcumine a été isolé pour la première fois en 1815 par Vogel et pelletier et obtenue dans la forme cristalline en 1870 par Daube . Elle est finalement identifiée en tant que (E-E)-1,7-bis (4-hydroxyphényl)-1,6-heptadiène-3,5-dionne par Rougley et Whiting. Elle a été synthétisée en 1918 par Milobedzka et Lampe [5].

I.1.3.1. Structure de la curcumine

La curcumine existe sous deux forme, forme énolique et β -dicétonique (figure I.2), la forme β -dicétonique est une molécule symétrique qui contient deux fonctions cétoniques séparées

par un méthylène (-CH₂) et deux noyaux aromatiques dans les deux extrémités. Chacun des deux noyaux porte deux groupements, hydroxyle et méthoxy en position para et méta respectivement [6], par contre la forme énolique contient deux fonctions, fonction cétonique avec une fonction hydroxyle.

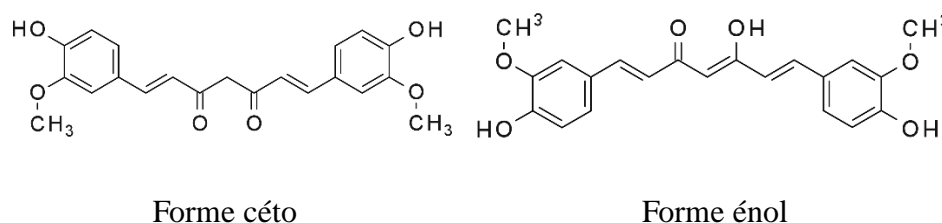


Figure I.2 : Les différentes structures de la curcumine

A pH=3.7, la curcumine agit comme un donneur d'atomes H extraordinairement puissant.

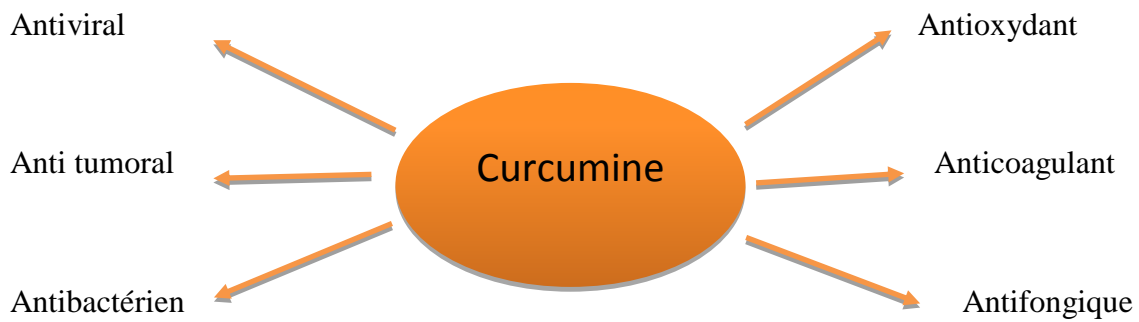
Au-dessus du pH=8, la forme énolate de l'hyptadiénone prédomine et la curcumine agit principalement comme un donneur d'électrons [7].

I.1.3.2. Propriétés biologiques

L'utilité de la curcumine est limitée par sa couleur, son manque de solubilité dans l'eau et sa biodisponibilité in vivo relativement faible.

La curcumine a des utilisations dans de nombreux domaines allant de la chimie médicinale à l'industrie des colorants. Sa faible solubilité dans l'eau, cependant, rend la curcumine difficile à manipuler. L'activité médicinale de la curcumine est connue depuis l'Antiquité et cette molécule a fait l'objet de plusieurs recherches dans les domaines de la biologie, la médecine (activités anti tumorales) et l'agronomie [8]. La curcumine a été associée à la suppression de l'inflammation, de l'angiogenèse ; tumorigenèse, diabète, maladies des systèmes cardiovasculaire, pulmonaire et neurologique, etc... [9].

La curcumine a donc attiré une attention considérable en raison de sa large gamme d'agents biologiques, il a été démontré que la curcumine joue un rôle d'un :



I.1.3.3. Propriétés spectrales

Le spectre électronique d'adsorption de la curcumine est obtenu à l'aide d'un spectrophotomètre entre 434 nm et 267 nm dans le DMSO (figure.I.3). Le maximum d'absorption dans le méthanol se situe à 430 nm et dans l'acétone à 415-420 nm [6].

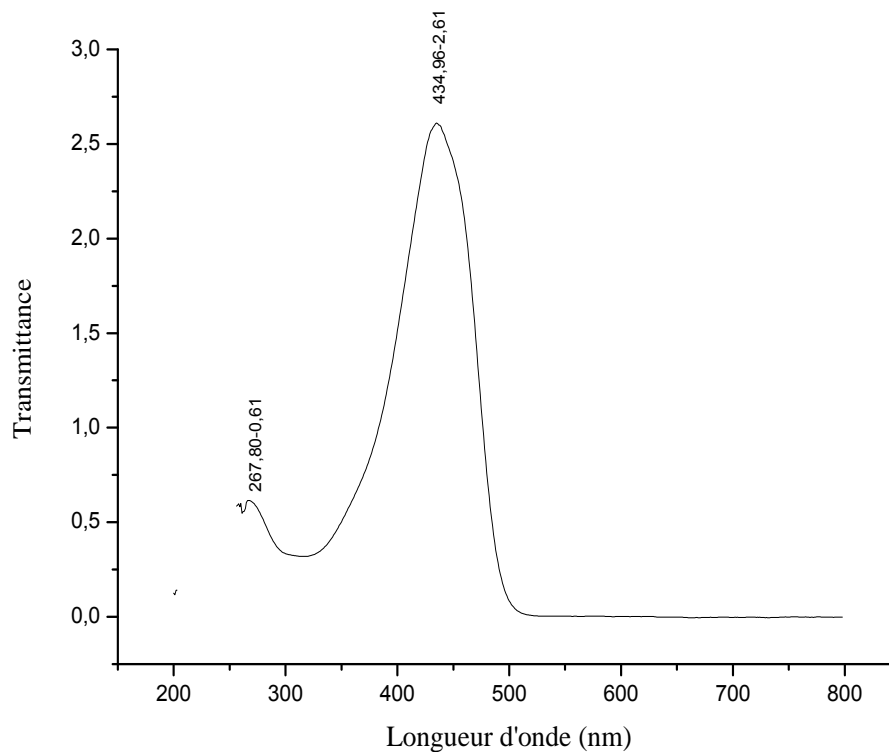


Figure I.3 : Spectre UV visible de la curcumine

I.1.3.4. Propriétés physico-chimiques

A l'état pur, la curcumine de formule brute $C_{21}H_{20}O_6$ se présente sous forme de poudre cristalline jaune orangée. Elle est insoluble dans l'eau, légèrement soluble dans l'éther, soluble dans l'éthanol, le chloroforme, l'acide acétique et dans les corps gras [10].

La couleur de la curcumine de masse molaire 368.37 g/mol est jaune brillant à pH acide et rouge à pH alcalin, son point de fusion est de 183 °C [10].

I.1.4. Les acides aminés

I.1.4.1. Définition

Les acides aminés sont des molécules chimiques qui possèdent une fonction acide carboxylique COOH et une fonction amine NH_2 .

La fonction amine peut être primaire, secondaire ou tertiaire. La position relative des deux fonctions peut être α , β ou γ

Les acides aminés naturels sont essentiellement des acides α -aminés porteurs de groupe amino en α du groupe carboxyle, répondant à la structure générale suivante (figure I.4) [11].

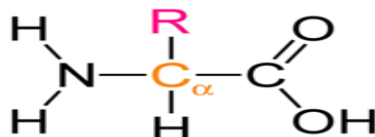


Figure I.4 : structure générale des acides aminés

Les acides aminés sont considérés comme des principaux agents complexant dans des milieux tampons d'ions métalliques et sont utilisés comme agents chélateurs en chimie analytique [12].

Les complexes d'acides aminés ont été évalués comme des porteurs antibactériens et antifongiques [13].

I.1.4.2. Classification

Les acides α -aminés se différencient les uns les autres par la nature de leur chaîne latérale R, chaque acide α -aminé possède un groupement spécifique et ces acides sont classés d'après les propriétés de cette chaîne en huit groupes [14].

Nom	Symbole	Formule de structure à PH neutre
-----	---------	----------------------------------

➤ Les chaînes latérales sont aliphatiques

Glycine	Gly	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{COO}^- \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$
Alanine	Ala	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{COO}^- \\ \\ \text{NH}_3^+ \end{array}$
Valine	Val	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \\ \diagdown \\ \text{CH}-\text{CH}-\text{COO}^- \\ / \quad \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{NH}_3^+ \end{array}$
Leucine	Leu	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \\ \diagdown \\ \text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COO}^- \\ / \quad \quad \\ \text{H}_3\text{C} \quad \quad \text{NH}_3^+ \end{array}$
Isoleucine	Ile	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}-\text{CH}-\text{COO}^- \\ \\ \text{H}_3\text{C} \quad \quad \text{NH}_3^+ \end{array}$

➤ Les chaînes latérales contiennent un groupe hydroxyle (OH)

Sérine	Ser	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}-\text{COO}^- \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{NH}_3^+ \end{array}$
Thréonine	Thr	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}-\text{COO}^- \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{NH}_3^+ \end{array}$
Tyrosine	Tyr	$\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COO}^-$ <p style="text-align: center;">$\quad \quad \quad$ $\quad \quad \quad \text{NH}_3^+$</p>

➤ Les chaînes latérales contiennent des atomes de soufre

Cystéine	Cys	$\text{HS}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COO}^-$ <p style="text-align: center;">$\quad \quad$ $\quad \quad \text{NH}_3^+$</p>
Méthionine	Met	$\text{H}_3\text{C}-\text{S}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COO}^-$ <p style="text-align: center;">$\quad \quad \quad \quad \quad$ $\quad \quad \quad \quad \quad \text{NH}_3^+$</p>

➤ Les chaînes latérales contiennent des groupes carboxyles

Acide aspartique	Asp	$^- \text{OOC}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COO}^-$ <p style="text-align: center;">$\quad \quad$ $\quad \quad \text{NH}_3^+$</p>
Acide glutamique	Glu	$^- \text{OOC}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COO}^-$ <p style="text-align: center;">$\quad \quad \quad$ $\quad \quad \quad \text{NH}_3^+$</p>

Nom	Symbole	Formule de structure à PH neutre
➤ Les chaînes latérales contiennent un groupe amide		
Asparagine	Asn	$\text{H}_2\text{N}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}}-\text{COO}^-$
Glutamine	Gln	$\text{H}_2\text{N}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}}-\text{COO}^-$
➤ Les chaînes latérales contiennent des groupements basiques		
Arginine	Arg	$\text{HN}-\underset{\text{NH}_2}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}}-\text{COO}^-$
Lysine	Lys	$\text{H}_2\text{C}-\underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}}-\text{COO}^-$
Histidine	His	$\text{HN} \begin{array}{c} \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{CH} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{NH}^+ - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}} - \text{COO}^-$
➤ Le radical contient un noyau aromatique		
Phénylalanine	Phe	$\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}} - \text{COO}^-$
Tyrosine	Tyr	$\text{HO} - \text{C}_6\text{H}_4 - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}} - \text{COO}^-$
Tryptophane	Trp	$\text{C}_8\text{H}_6\text{N} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_3^+}{\text{CH}} - \text{COO}^-$
➤ Acide iminé		
Proline	Pro	$\text{C}_5\text{H}_7\text{NO}_2$

I.1.4.3. Propriétés physiques

- Solubilité

Solubilité des acides aminés dans l'eau : elle dépend essentiellement de deux facteurs :

- le double groupement fonctionnel commun qui peut s'ioniser et donc favoriser la dissolution
- la chaîne latérale qui peut avoir un caractère plus ou moins polaire ou apolaire.

Solubilité dans les solvants organiques : elle est faible et de quelques mg/l et l'est encore moins dans les solvants apolaires [15].

I.1.4.4. Histidine

L'histidine ou acide 2-amino-3-(1 H-imidazol-4-yl) propanoïque est un acide aminé essentiel et un précurseur de l'histamine, un neurotransmetteur impliqué dans les réponses immunitaires. Elle a été isolée pour la première fois par le médecin allemand Kossel en 1896. L'histidine possède deux groupements fonctionnels : un groupe carboxyle (COOH) et un groupe amine (NH₂), elle possède aussi un cycle imidazole. (figure.I.5)

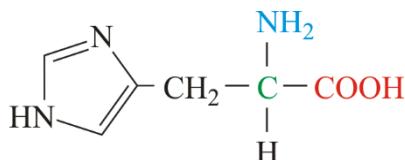


Figure. I.5 : Structure de l'histidine

L'histidine présente une certaine analogie avec les purines qui sont également des dérivés de l'imidazole. Elle est très proche également de l'histamine dont elle ne diffère que par la perte d'une molécule de CO₂. Ce dernier composé se forme d'ailleurs biochimiquement par décarboxylation de l'histidine (figure.I.6) [16].

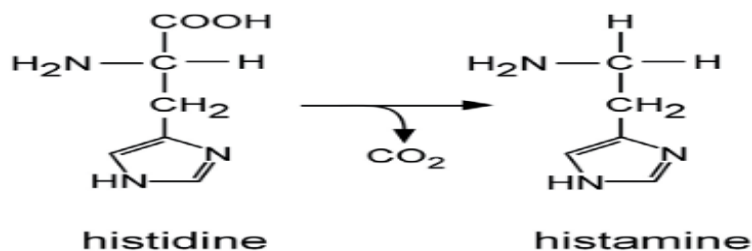


Figure.I.6 : décarboxylation de l'histidine

I.1.4.4.1. Propriétés physico-chimiques de l'histidine

Le tableau ci-dessous regroupe certaines propriétés physico-chimiques de l'histidine

Tableau I.1 : Propriétés physico-chimiques de l'histidine

Propriétés chimiques	Propriétés physiques
Formule brute : C ₆ H ₉ N ₃ O ₂ Masse molaire : 155.1546 (g/mol)	T° de fusion : 287 °C Solubilité : soluble dans l'eau à 25°C, Insoluble dans DMSO

I.1.4.4.2. Propriétés biologiques

L'histidine est considérée par Arnon comme élément indispensable à la synthèse des substances puriques et nucléoniques, entre autres des nucléoprotéides nécessaires à la muqueuse gastrique en perpétuel état de régénérescence. Elle aide aussi la muqueuse à se défendre contre l'acidité gastrique. Son absence laisserait toute liberté aux processus ulcératifs [17].

Action sur le sang : pour Kapeller Adler, la carence en histidine et tryptophane provoque en même temps la chute de poids et l'anémie [17].

Action antitoxique : Figari et Sivori ont constaté que les amino-acides auraient un rôle antitoxique vis-à-vis de l'ovalbumine, vis-à-vis de la toxine diphtérique et vis-à-vis aussi des produits toxiques d'origine cancéreuse [17]

I.1.4.4.3. Propriétés spectrales

Dans le spectre infrarouge l'histidine $\nu(\text{NH}_3^+)$ apparaît à 3126 cm^{-1} , les fréquences de vibrations asymétriques $\nu_{\text{as}}(\text{COO}^-)$ et symétriques $\nu_{\text{s}}(\text{COO}^-)$ sont observées, respectivement à 1633 et 1418 cm^{-1} [18]

I.2. Bases azotées :

I.2.1. Définition

Les bases azotées sont des molécules cycliques qui contiennent de l'azote N et qui entre dans la composition des acides nucléiques l'ADN et l'ARN, elles sont composées de bases puriques et de bases pyrimidiques [19].

I.2.1.1. Bases puriques :

Ce sont des constitutions de l'ADN et de l'ARN. Elles sont principalement l'adénine et la guanine, ce sont des dérivés de la purine [20].

I.2.1.2. bases pyrimidiques :

Elles sont formées d'un cycle hexagonal à 4 carbones et 2 azotes. Différents substituants peuvent se greffer sur ce cycle commun à toutes les bases pyrimidiques au niveau des carbones 4 (substitution R1) et 5 (substitution R2) [21]. Elles sont au nombre de trois : la cytosine, l'uracile et la thymine (figure. I.7)

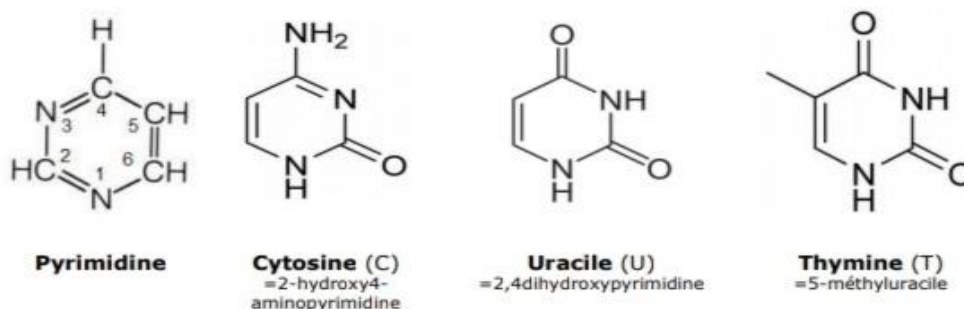


Figure I.7 : Structure de cytosine, thymine et uracile

I.2.1.3. Propriétés biologiques

Les hétérocycles des différentes bases azotées ainsi que leurs dérivés, nucléosides ou nucléotides présentent des spectres d'adsorption caractéristique dans l'ultraviolet entre 300-320 nm [22].

I.2.1.4. La cytosine

La cytosine ou 4-amino-2-hydroxy-pyrimidine est découverte en 1894 par Kossel dans l'ADN de thymus [23], elle est l'une des quatre bases azotées hétérocycliques présentes dans l'ADN et l'ARN. C'est une base pyrimidique avec deux substituants de groupes fonctionnels, une amine en position C⁴ est un groupe céto en position C² (figure I.8).

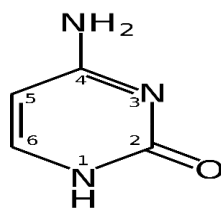


Figure I.8 : Structure de la cytosine

La cytosine et ses dérivés s'hydrolysent assez rapidement dans des conditions physiologiques pour donner de l'Uracile par désamination à 37°C à pH=7.

I.2.1.5. La désamination

Certaines bases peuvent être désaminées spontanément. La cytosine est ainsi transformée en uracile, la guanine en xanthine et l'adénine en hypoxanthine. (figure.I.9)

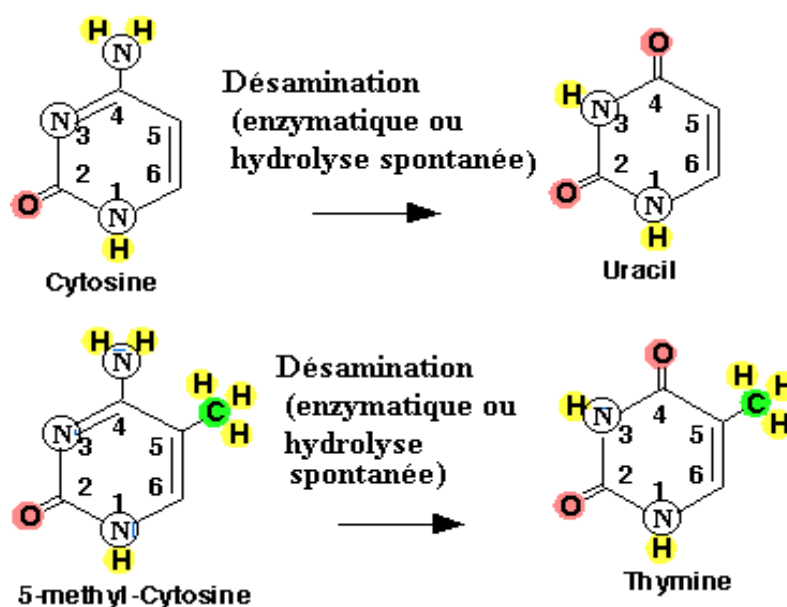


Figure I.9 : désamination de la cytosine et de 5-méthylcytosine

La cytosine est désaminée 20 à 40 fois plus rapidement que la base libre adénine dans les nucléosides [24].

I.2.1.6. Propriétés physiques et chimiques :

Le tableau ci-dessous regroupe certaines propriétés physico-chimiques de la cytosine

Tableau I.2 : Propriétés physico-chimiques de la cytosine

Propriétés chimiques	Propriétés physiques
Formule : C ₄ H ₅ N ₃ O Masse molaire : 111.102 C 43.24%, H 5.54%, N %37.82, O 14.4%	Solubilité : soluble dans DMSO

I.3. Métaux de transition

I.3.1. Définition

Les métaux de transitions désignent généralement les éléments de la classification périodique dont la sous-couche d est partiellement remplie. Leur structure électronique externe s'écrit :

$(n-1) d^x ns^2$ avec $n \geq 4$ et $0 < x < 10$.

Cette caractéristique leur confère plusieurs propriétés, dont l'existence de plusieurs degrés d'oxydation stables et la complexation de leurs ions avec des ligands comportant des doublets électroniques libres. Les ligands s'unissent aux ions métalliques par des liaisons dites de

coordination correspondant à l'apport d'une ou de plusieurs paires d'électrons de la couche de valence du ligand aux orbitales vides hybridées du métal [25].

I.3.1.1. Types de métaux de transition

Il existe trois différentes séries de métaux de transition. La première série contient les métaux les plus utilisés et allant du scandium au zinc. Ces éléments forment des liaisons par l'intermédiaire de leurs électrons de valence dans les orbitales s et d [26].

I.3.1.2. Propriétés chimiques

Les éléments de transition ont en général une forte densité, une température de fusion et de vaporisation élevée. Ces propriétés proviennent de la capacité des électrons de la couche d de se délocaliser dans le réseau métallique. Dans les substances métalliques, plus le nombre d'électrons partagés entre les noyaux est grand, plus le métal est dur [27].

Les métaux de transition présente quatre caractéristiques communes :

- ✓ Ils forment de nombreux états d'oxydation
- ✓ Ils peuvent former des complexes
- ✓ Ils forment des composés colorés
- ✓ Ce sont de bons catalyseurs homogènes et hétérogènes

I.3.2. Généralité sur le cuivre et le Nickel

I.3.2.1. Cuivre

Le cuivre est un élément métallique de symbole Cu, il appartient au groupe(IB) de la classification périodique des éléments.

Le cuivre est un métal de couleur rougeâtre, lorsqu'une plaque de ce métal est bien décapée. Il cristallise dans le système cubique à face centrées, c'est le meilleur conducteur de la chaleur et de l'électricité après l'argent [28].



Figure I.10 : cuivre natif

Le cuivre est peu abondant dans l'écorce terrestre, environ 0.068% en masse. Ses minerais sont très divers : oxyde Cu_2O (cuprite), carbonates $\text{CuCO}_3(\text{OH})_2$ (malachite),

$\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ (azurite) et surtout sulfure (80% de la production mondiale) Cu_2S (chalcosine), CuFeS_2 (chalcopyrite) [28].

Le cuivre est un élément de transition appartenant au même groupe que l'or et l'argent dans la classification périodique. En solution aqueuse, il se retrouve généralement à deux degrés d'oxydation +I et +II.

Le cuivre(I) préfère très largement être entouré par quatre ligands adoptant une géométrie tétraédrique. Le cuivre(II) adopte typiquement une géométrie de coordination plan-carré et parfois octaédrique.

I.3.2.2. Propriétés physiques et chimiques

Tableau I.3 : propriétés chimiques et physiques du cuivre

Propriétés chimique	Propriétés physique
Symbole : Cu	Point de fusion : 1084.62 °C
Masse atomique : 63.546 (g/mol)	Solubilité : soluble dans HNO_3 , $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}_2$, H_2SO_4 dilué + ions Hg(II)
Numéro atomique : 29	Point d'ébullition : 2562 °C
Masse volumique : 8.9 (g/cm ³)	

- L'acide sulfurique concentré dissout le cuivre à chaud en donnant du sulfate de cuivre
- L'acide chlorhydrique ne l'attaque que très difficilement
- Le ferrocyanure de potassium précipite les sels de cuivre en composés brun- marron [29].

I.3.2.3. Nickel

Le nickel est un élément de transition du bloc d, le plus léger du groupe 10. L'atome de nickel possède la configuration électronique la plus stable $[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$.

Le nickel pur est un métal dur, gris-blanc qui, combiné avec d'autres métaux peut former des mélanges appelés alliages (figure I.7)



Figure I.11 : Nickel

Le nickel et ses composés n'ont pas d'odeur ou de saveur caractéristique. Les composés de nickel sont utilisés pour le placage au nickel, en céramiques, dans la fabrication des batteries et d'autres substances comme les catalyseurs.

Le nickel peut exister dans plusieurs états d'oxydation -1, 0, +2, +3, +4, son état d'oxydation le plus fréquent est le nickel(II) dans les conditions environnementales normales [24].

I.3.2.4. Propriétés physico-chimiques

Les propriétés physiques et chimiques sont illustrées dans le tableau suivant :

Tableau I.4 : propriétés physiques et chimiques du nickel

Propriétés chimiques	Propriétés physiques
Symbole : Ni Masse atomique : 58.71 g/mol) Numéro atomique : 28 Masse volumique : 8.9 (g/cm ³) Classification périodique : VIIB	T° de fusion : 1453°C T° d'ébullition : 2732°C

I.4. Les complexes

Un complexe est constitué d'un ion métallique central sur lequel viennent se fixer un certain nombre de molécules neutres ou d'ions, appelés ligands. Les propriétés chimiques de l'assemblage qui en résulte dépendent de la nature de la liaison entre l'ion métallique et les ligands (ion-dipôle, ionique) et de l'arrangement géométrique de ceux-ci autour de l'ion central [30].

I.4.1. Types de complexes

La classification des complexes se base sur le nombre d'ions (ou atomes) centraux qu'ils comportent.

- Si l'entité complexe comporte un seul ion central on dit que ce sont des complexes monométalliques ou mononucléaires.
- Si l'entité complexe comporte deux ou plusieurs ions métalliques, on la désigne par les termes bimétalliques (binucléaires), trimétalliques (trinucléaires) ou polymétalliques (polynucléaires) [30].

I.4.2. Complexes avec la curcumine

Les complexes de la curcumine avec des métaux ont suscité beaucoup d'intérêt au cours des dernières années, certains d'entre eux ont été utilisés dans le traitement de la maladie d'Alzheimer et d'autres présentent des activités anti-oxydantes.

Moamen et S. Refat ont préparé à des pH compris entre 8 et 9 des complexes à la curcumine avec une série de métaux de transition, Cr(III), Mn(II), Fe(III), Co(II), Ni(II), Cu(II) et Zn(II).

Ces composés ont été caractérisés par analyse élémentaire, conductimétrie, UV-Vis et IR. L'étude des spectres IR des différents composés indique que la curcumine s'est lié au cation métallique de manière bidentée, la liaison se fait avec les atomes d'oxygènes donneurs de la fonction cétone du ligand.

Les spectres d'absorption électronique des complexes ont été réalisés dans le DMSO à l'aide d'un spectrophotomètre UV-Vis. Les spectres électroniques des composés avec Cr(III), Fe(III), Co(II) et Ni(II) présentent une géométrie octaédrique avec des bandes situées dans la région 228-256 nm, ces dernières correspondent aux transitions $\pi \rightarrow \pi^*$ et les bandes se trouvant entre 372 et 430 nm sont attribuées aux transitions électroniques $n \rightarrow \pi^*$.

Par ailleurs, le spectre du complexe de Cu(II) exhibe des bandes à 284, 316, 358 et 474 nm. La valeur de moment magnétique de 1.77 BM suggère une géométrie tétraédrique déformée autour de Cu(II) [31].

Les spectres électroniques de la curcumine ont été réalisés dans le méthanol et dans le DMSO. Le ligand curcumine montré une bande d'absorption $\pi \rightarrow \pi^*$ à 415-430 nm, les complexes indiquent un maximum d'absorption décalé d'environ 8 nm, ce qui montre l'implication de groupe carbonyle dans la coordination de la curcumine à l'atome central.

Des épaulements relatifs aux bandes d'absorption des spectres des complexes sont observés dans les régions 410-413 nm et 448-454 nm, ces valeurs sont spécifiques à celles de transfert de charge ligand-métal. Les déplacements de toutes ces bandes d'absorption dans différents complexes dépendent également de la nature de l'ion métallique [32] (figure I. 12).

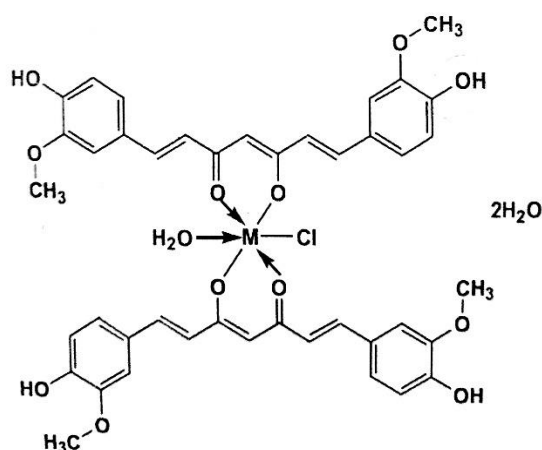


Figure I.12 : structure de complexe $[M(\text{Cur})_2(\text{Cl})(\text{H}_2\text{O})]_2\text{H}_2\text{O}$, $M=\text{Cr}(\text{III})$ ou $\text{Fe}(\text{III})$

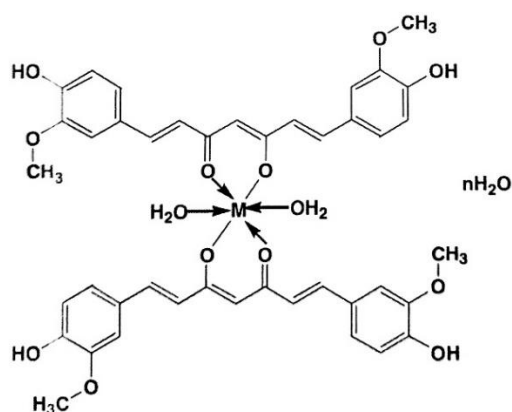


Figure I.13 : Structure des complexes $[M(\text{Cur})_2(\text{H}_2\text{O})_2] \cdot n\text{H}_2\text{O}$, $M = \text{Mn}(\text{II}), \text{Co}(\text{II})$ ou $\text{Ni}(\text{II})$

Une série de complexes mononucléaires de $\text{Cu}(\text{II})$, $\text{Co}(\text{II})$ et $\text{Ni}(\text{II})$ avec l'orthophénylène diamine et la benzylidène diacétyl curcumine comme ligands a été isolée [33]. Les ligands utilisés et les différents complexes ont été caractérisés par l'analyse élémentaire et par les méthodes spectroscopiques IR, UV-Visibles et RMN- ^1H . Une bande d'absorption $\nu(\text{C}=\text{O})$ observée à 1630 cm^{-1} dans le spectre IR de la benzylidène-diacétylcurcumine a disparu après formation du complexe. Il s'est formée ainsi une nouvelle bande de forte intensité à 1594 cm^{-1} , cette bande est attribuée à $\nu(\text{C}=\text{N})$, confirmant la formation de complexes $\text{M}(\text{II})$ -base de Schiff..

Dans le spectre IR des complexes, une bande de faible intensité observée dans la région $462\text{-}476 \text{ cm}^{-1}$ est assignée à la liaison $\text{M}-\text{N}$. L'existence de cette nouvelle bande montre la coordination du ligand au métal.

Le spectre électronique du complexe de $\text{Cu}(\text{II})$ exhibe une bande due à la transition d-d à 669 nm , elle est caractéristique d'une géométrie plan-carré déformée. Le complexe de $\text{Co}(\text{II})$ affiche également une bande de transition d-d à 674 nm qui est en accord avec celle d'un complexe plan-carré de $\text{Co}(\text{II})$, dans le complexe de $\text{Ni}(\text{II})$, une bande observée à 428 nm correspond à celle de complexes plan-carré de $\text{Ni}(\text{II})$ [34].

De nouveaux complexes avec la curcumine ont été synthétisés par la réaction d'un sel nitrate de $\text{M}(\text{II})$, ou $\text{M}(\text{II}) = \text{Ni}(\text{II}), \text{Co}(\text{II}), \text{Cu}(\text{II})$ et $\text{Zn}(\text{II})$ avec la curcumine comme ligand principal et 1.10-phénanthroline (phen) comme ligand secondaire dans un mélange eau-éthanol [35] sous atmosphère d'azote.

La composition des complexes obtenus est caractérisée par l'analyse élémentaire la conductivité molaire et les méthodes spectroscopiques IR et UV-Visible .

Les résultats révèlent que la curcumine est coordonnée au métal M(II) en mode bidentate après déprotonation. Le ligand phen est lié au métal par ses deux atomes d'azote N de manière bidentée. La formule générale des complexes est $[M(\text{Cur})(\text{phen})]\text{NO}_3$. L'étude de l'activité antibactérienne des composés indique que les complexes ont une aptitude antibactérienne supérieure à celle de la curcumine.

Dans les spectres IR des complexes et celui de la curcumine, une bande intense est observée dans la région de 1277 Cm^{-1} , cette bande est attribuée à $\nu(\text{CO})$ du groupe phénolique, et confirme l'absence de $-\text{OH}$ phénolique dans le processus de chélation. Les spectres IR de tous les complexes exhibent une nouvelle bande dans la région 460-479 et dans la région $551-555 \text{ Cm}^{-1}$, cette bande est assignée aux fréquences de vibrations $\nu(\text{M-N})$ et $\nu(\text{M-O})$ respectivement [36].

Jiafeng et al ont synthétisé et étudié l'activité antimorale de deux complexes de Cu(II) avec deux dérivés de la curcumine de formules CuL^{a}_2 (1), CuL^{b}_2 (2) [$\text{HL}^{\text{a}}=1,7\text{-bis(ethyloxy-3-méthoxy-phenyl)-1,6-heptadiène-3,5-dione}$]. Les auteurs ont également caractérisés par diffraction des rayons $-x$ sur monocristal et par les méthodes spectroscopiques ces nouveaux composés [37]. L'étude aux rayons-X de ces derniers indique que le centre Cu(II) est entouré de quatre atomes d'oxygène des deux ligands dicétone dans une géométrie carrée-plane.

I.4.3. Complexes avec les bases pyrimidiques et les acides aminés

2 complexes simples de Ni(II) et un complexe mixte dont les formules sont : $[\text{Ni}(\text{Cyt})_2(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_2$, $[\text{Ni}(\text{Thr})(\text{H}_2\text{O})]$ et $[\text{Ni}(\text{Thr})(\text{Cyt})(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}$ ou Thr=thréonine et Cyt=cytosine ont été synthétisés par D.V. Pugachev, N. Ya. Esina, M. N. Kurasova. Ces composés sont caractérisés par utilisation de la spectroscopie IR. Cette méthode montre que dans les composés à la cytosine, cette dernière s'est coordonnée au cation métallique Ni(II) de manière bidentate, par l'atome d'oxygène de la fonction carbonyle ($\text{C}=\text{O}$) et par l'atome d'azote (N3) de l'hétérocycle. Dans les complexes avec la thréonine, la coordination au métal, s'est faite de manière bidentate par l'azote de la fonction amine et l'atome d'oxygène de la fonction carboxyle de l'acide aminé.

L'analyse des spectres IR des complexes indique un changement dans la position des bandes d'absorption correspondant aux vibrations par rapport à celle observée dans les spectres des ligands. Par ailleurs, les bandes d'absorption à 3382 Cm^{-1} et 3171 Cm^{-1} correspondant aux vibrations asymétriques et symétriques de la liaison N-H du groupe exocyclique NH_2 dans le complexe à la cytosine comparées à celles du spectre du ligand libre, indique que le groupe n'est pas coordonné à l'ion Ni(II). La cytosine interagit avec l'ion Ni(II) avec l'atome d'azote N3 de l'hétérocycle N3 et l'oxygène du groupe carbonyle $\text{C}=\text{O}$, la thréonine interagit avec Ni(II) pour former un chélate avec l'atome N de la fonction amine et l'atome O (OH) de la fonction carboxyle (figure I.14) [38].

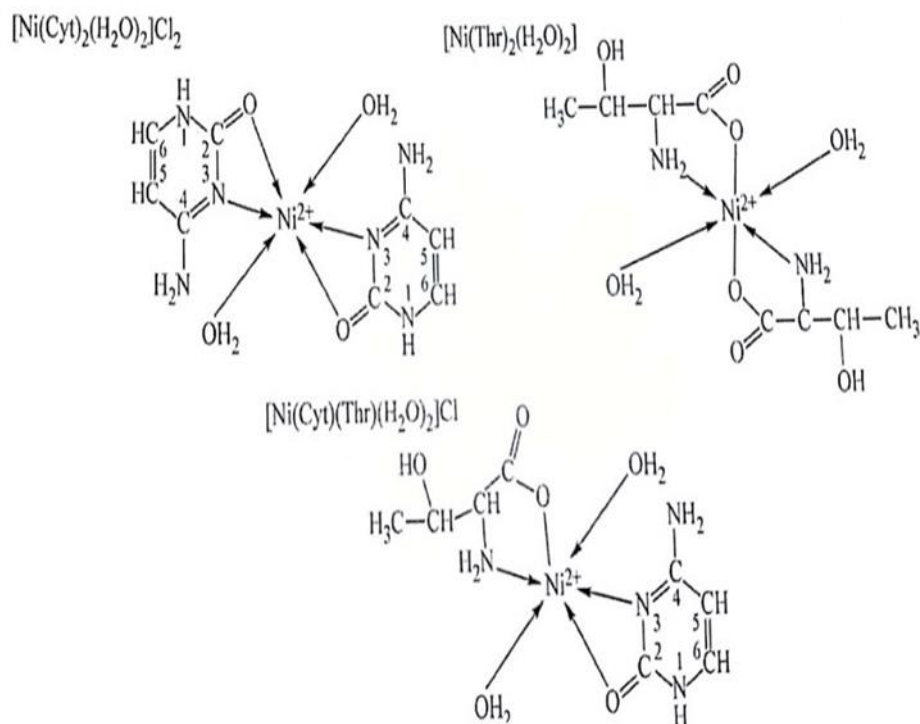


Figure.I.14 : structure des complexes avec la cytosine et la thréonine

Un nouveau complexe de cuivre dont la formule correspondant à $[\text{Cu}(\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_3\text{O})_4]\text{Cl}_2 \cdot \text{DMA}$ avec (DMA=N,N-diméthylacétamide) a été préparé à partir du sel complexe $\text{Cu}(\text{Cyt})_2\text{Cl}_2$ avec (Cyt=Cytosine) par Antonio Panfil, et al. Le composé à la cytosine a été étudié par diffraction de rayons-X. Les données cristallographiques montrent que la cytosine se lie à l'ion central Cu(II) par l'atome d'azote N(3) (figure I.15), ce qui corrobore les résultats de travaux antérieurs. Les données spectrales IR et électroniques du composé sont discutées et sont en concordance avec les résultats de la détermination de la structure cristalline [39].

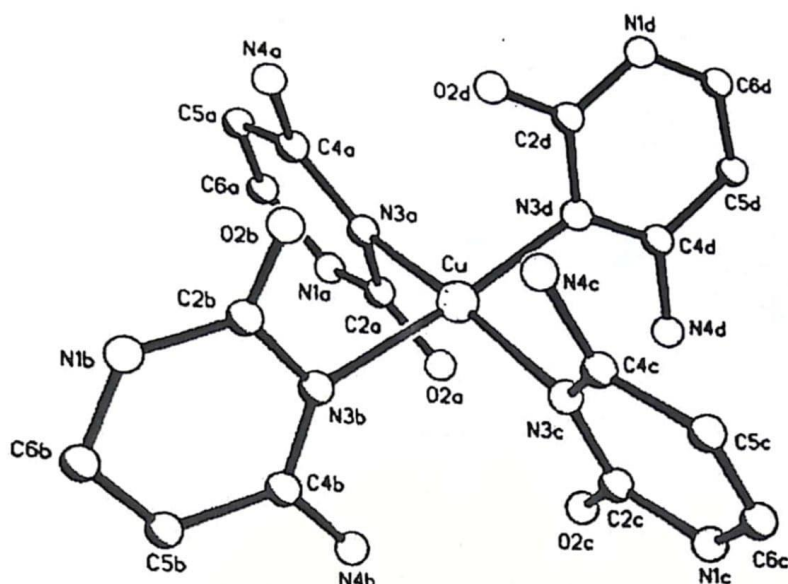


Figure.I.15 : Structure cristalline du cation $[\text{Cu}(\text{Cyt})_4]^{2+}$

Bougherra et al ont synthétisé des complexes de cuivre(II) avec la diméthylglyoxime comme ligand principal et une série d'acides aminés (tryptophane, arginine et valine) [15]. Les composés préparés sont des solides insolubles dans l'eau et l'éthanol mais solubles dans le DMSO et le DMF. Les complexes ont été caractérisés par différents techniques physico-chimiques et spectroscopiques. L'étude des spectres électroniques a montré que tous les complexes de cuivre(II) ont une géométrie octaédrique.

L'étude électrochimique de ces composés a été déterminée par voltamétrie cyclique qui indique une oxydation irréversible correspondant au couple Cu(II)/Cu(I) . L'activité antimicrobienne des ligands a été étudiée par la diffusion sur gélose, en utilisant le DMSO comme solvant. Il a été constaté que certains des complexes sont des antimicrobiens actifs et montrent une activité plus élevée que celle des ligands libres. De plus, ces composés ont été ciblés pour leurs propriétés antioxydantes.

Le spectre IR de la diméthylglyoxime montre une bande de moyenne intensité à 1447 cm^{-1} qui est attribué à (C-N) de la fonction oxime, cette bande est décalée vers des fréquences plus élevées, dans tous les complexes, elle est observée dans la région $1481\text{-}1539 \text{ cm}^{-1}$, ce qui indique que la diméthylglyoxime est liée au métal par l'atome d'azote de la fonction oxime. La fréquence de vibration à $715\text{-}755 \text{ cm}^{-1}$ est due à la vibration de déformation C=N-O de l'oxime, cette bande est décalée dans le spectre du ligand libre à 750 cm^{-1} .

Références bibliographiques

- [1] : Sidney F.A. Kettle. Physico-chimie inorganique, une approche basée sur la chimie de coordination, traduction de la 1^{ère} édition anglaise par Cécile Michaut (paris XI).
- [2] : Geoffrey A. Lawrance, introduction to coordination chemistry, inorganic chemistry a wiley textbook series.
- [3] : J.Mc.cleverty, comprehensive coordination chemistry (II), vol.1. 2003
- [4] : Aya khanji, stabilisation de la curcumine par la micelle de caséine approche structurale et techno fonctionnelle. Alimentation et nutrition. université lorraine 2017 français
- [5] : Zakaria Cheikh Ali , synthèse de doctorat , Etudes chimiques et biologiques d'Aframomun spectrum (Zingiberaceae) et de la curcumine. 11 avril 2012
- [6] : Benbelkacem N . Synthèse et caractérisation de complexes mixtes de cobalt (III) avec l'éthylène diamine une série d'acides et des bases azotés. Mémoire de magister.
- [7] : Shadie Hatamie ^a, M.Nouri ^a, S.K. Karandikar^b, A. Kulkarni^b, S.D.Dhole^c, D.M.phase^d, S.N.Kale. Materials science and engineering C32 (2012) 92-97.
- [8] : Enrico Benassi. Ferdinando Spagnollo. J solution chem (2010) 39 : 11-29.
- [9] : Preetha Anand^a, sherin G. Thomas^b, A jaikumar B. Kunnumakkara^a, Chitra sundaram^a, Biochemical pharmacology 76 (2008) 1590-1611.
- [10] : Christelle Hombourger Le curcuma, De l'épice au médicament Synthèse de doctorat Henri Poincare NANCY1 2010.
- [11] : Cheballah Nadia, Kacioui Soraya, Synthèse et caractérisation de complexes de Cu (II), Ni (II), Co(II), Co(III) avec la curcumine et le tryptophane.
- [12] : EL-Gahami M, Khafagy ZA, Ali AMM, and Ismail NM, Journal of inorganic and Organometallic polymers, 14 (2004) 117-129.
- [13] : Basma M.sarhan, Mohamed A. Al krboly . synthese and characterization of some new metals complexes of (N-(4-Nitrobenzoyl amino)-thioxomethyl)phenylamine . Baghdad science journal.
- [14] : Taytlor, francis group LLC 2013. Amino acids, biochemistry and nutrition Guoyao Wu.
- [15]: Bougherra Hadda, synthèse et et caractérisation des complexes de cuivre (II) avec la dimethylglyoxime , une série d'acide aminés, les bases puriques et l'ortho-phenylènediamine. application biologique. Thèse de doctorat ES-science

[16] : F. Rouessac, A. Rouessac, Analyse chimique méthode et technique instrumentales modernes, 5 ème édition, Dunod, paris, 2000.

[17] : L'union pharmaceutique, journal de la pharmacie central de France et maison de drogie Menirreunies (paris) 323-325.

[18] : Alabdali , A j, Ibrahim F M.(2014). Synthesis and thermal study of Co (II), Ni(II), Cu(II) Mixed ligand complexes using histidine as tridentate ligand. IOSR journal of applie chemistry.66, 60-63.

[19] : Serge Weinan de peine Méhul a chimie, Dunod, paris, 2000, 2-13

[20] :Pr.C. Houssed , A. Raisonner 2010. Biologie moléculaire faculté de medicine.

[21] : Benbelkacem Nora Synthèse et caractérisation de complexes mixtes de cobalt (III) avec l'éthylènediamine, une série d'acides aminés et des bases azotées mémoir de magister 2012.

[22] : J. E. Courtois, R. Perles, Précis de chimie Biologique, 1972, Tome II, Masson et C^{ie}, Paris –VI^e 12.

[23]: comparative study of spontaneous deamination of adenine and cytosine in unbuffered aqueous solution at room temperature. Chemical physicsletters. Volum 653, 1 june 2016 page 207-211.

[24] : Patrick Gizzi. Nouveaux systèmes complexants et application à la préparation des composés ammophiles dérivés. Université Henri Poincaré. Nancy 1.

[25] : M. Roche, J. Desbarres, C. Colin, A. Jard, D. Bauer, Chimie des solutions. (1990) 125.

[26] : Faiza Nessark. Elaboration et caractérisation électrochimique et spectroscopique d'un matériaux composite Electrode (cv, pt) /poly [Acide 4-(pyrrol-1-methyl)benzoique]- Métaux de transition.

[27] : R. prunet, D. Boutaient. D. Prouteau, structure de la matière chimie inorganique, scientifique et technologie de l'adoration. Edition (1996).

[28] : Maurice Bernard. Cours de chimie minérale 2ème Edition (professeur émérite à l'université de caen).

[29] : Weiss, paul 1867 Le cuivre : origine, gisements, propriétés physique et chimiques, métallurgie, principale applications 57-61.

[30] : Mortased, I, complexes de cuivre avec des ligands de type salen Mémoire de mastér : synthèse et caractérisation : Université Abou Bekrbelkaid (Tlemcen), 2015.

[31] : H. Bougherra, O. Berradj, A. Adkhis, T. Amrouche. Synthesis, characterization, electrochemical and biological activities of mixed ligand copper (II) complexes cithdimethylglyoxime and amino. Journal of molecular structure 1173 (2018) 280-290..

- [32]: J. L Burgot, Méthode instrumentals d'analyse chimique et application, 2 ème edition paris, 2006.
- [33]: Moamen S. Refat*.Sspectrochimica Acta part A : molecular and biomolecular. Spectroscopy 105.(2013) 326-337.
- [34]: Jegathalaprathaban Rajesh^{a,b,*}, Ammavasi Gubendran^{a,c}, Grusamy Rajagopal^d, periyakaruppan Athapan^d. Journal of molecular .structure 1010(2012)169-178.
- [35]: E.H.Ismail^{1,2}. D.Y.sabry²,H. Mahdy² and M.M. Khalil^{*.2}.journalof scientific Research. J.sci.Ress.6 (3),509-519.
- [36] : K.Nakamoto, Infrared and roman spectro of inorganic and coordination compound 3rd ed .(Wiley, Newyork, 1978).
- [37] : Jiafeng Wang. Dong wei. Bo jaiang .Tao Liu. Jia. Ni.Shuangsheng Zhou. Transition met. Chem (2014) 39 :553-558. Doi 10.1007/s11243-014-9831-z.
- [38] : D.V. Pugachev¹, N.Ya Esina, N.U. venskovskii¹, Trigub², and V.N. Khrustalev. Journal of structural chemistry. Vol.58.No.7.pp.1318-1323.2017.
- [39] : Antonio panfil, Angel Terron and Juan j. Fiol*. Polyhetlion Vol. 13, No. 17, pp. 2513-2518, 1994.

Chapitre II

Techniques expérimentales

II.1.Introduction

Cette partie est consacrée à la description des différentes techniques expérimentales d'analyses utilisées pour la synthèse et la caractérisation des complexes de cuivre.

II.2. Technique de synthèses des complexes

II.2.1. Chauffage à reflux

Le chauffage à reflux est un montage expérimental dans le but est de chauffer jusqu'à l'ébullition sans perte de matière.

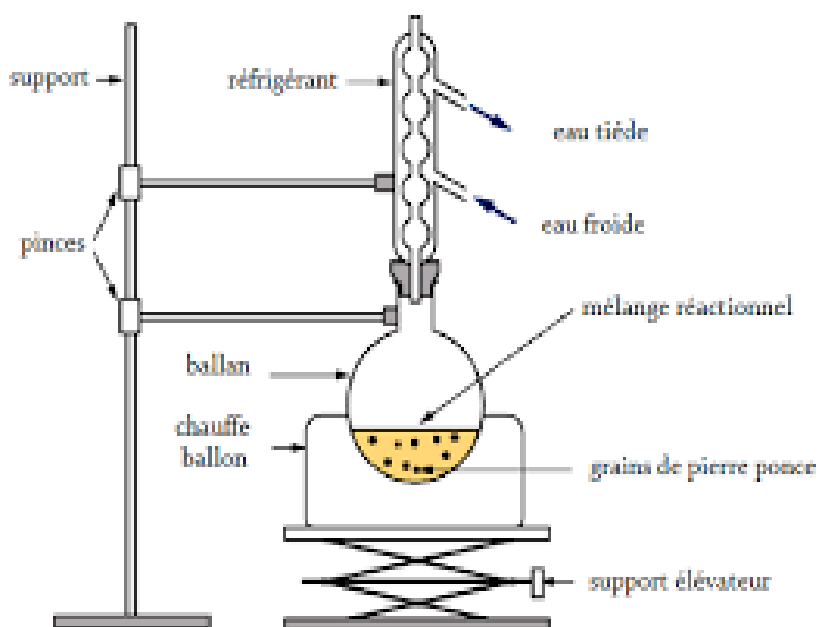


Figure.II.1 : dispositif de synthèses des complexes

II.2.2. Filtration

La filtration est un procédé de séparation permettant de séparer les constituants d'un mélange qui possède une phase liquide et une phase solide au travers d'un milieu poreux.

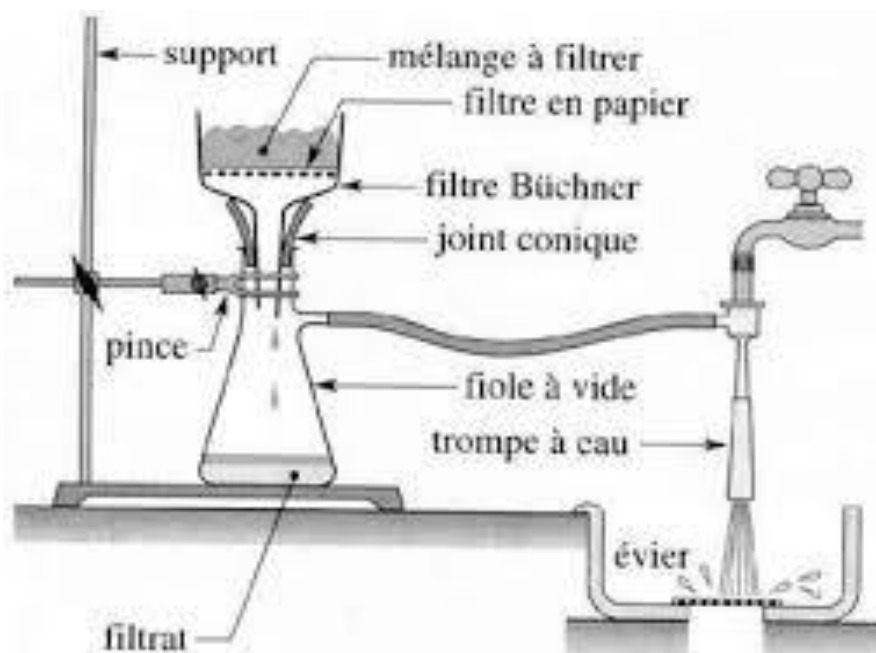


Figure.II.2 : Dispositif expérimental de filtration des complexes

II.2.3. Réactifs utilisés

Les réactions utilisées sont décrites dans le tableau suivant.

Tableau.II.1 : Réactifs utilisés lors de la synthèse

Formule	Nom	Masse molaire (g/mol)	Etat physique	couleur
$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Nitrate de Nickel	290.81	Sel	Verre
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Nitrate de cuivre	241.60	Sel	Bleu
$\text{C}_{21}\text{H}_{20}\text{O}_6$	Curcumine	368.38	Poudre	Orange
$\text{C}_6\text{H}_9\text{N}_3\text{O}_2$	Histidine	155.16	Solide	Blanche
$\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_3\text{O}$	Cytosine	111.10	Poudre	Blanche

Tableau.II.2 : Quelques propriétés physico-chimiques des solvants utilisés.

Solvant	Formule	Masse molaire (g/mol)	Densité (%)	Pureté (%)	Caractère
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	46	0.79	96	Protique et polaire
DMSO	C ₂ H ₆ OS	78.13	1.10	99.9	Aprotique et polaire

II.3. Méthodes d'analyse et de caractérisation des complexes

Différentes techniques d'analyse physico-chimique ont été utilisées pour connaître la nature des composés obtenus au cours de notre travail de synthèses des complexes de métaux de transition avec les ligands utilisés.

II.3.1. Analyse conductimétrique

Les mesures de la conductivité nous renseignent sur la nature électrolytique des complexes. Les mesures conductimétriques ont été effectuées à l'aide d'un conductimètre de type C3030 à T=25°C.

II.3.2. Analyse spectrale

La spectroscopie est basée sur l'étude des interactions entre la matière et un rayonnement électromagnétique. Ces interactions sont nombreuses, les plus intéressantes et les plus étudiées sont appelées au phénomène d'absorption, celui-ci peut être défini par sa fréquence, sa longueur d'onde et son nombre d'onde [1]. Les méthodes spectroscopiques utilisées pour l'analyse quantitative de composés organiques et inorganiques sont basées sur l'émission et l'absorption des rayonnements UV-visible et infrarouge par espèces atomique et moléculaire [2].

II.3.2.1. UV-visible

La spectroscopie UV-visible est la plus ancienne des méthodes d'analyse de la spectroscopie moléculaire. Cette méthode est fondée sur le phénomène d'absorption d'énergie lumineuse par un échantillon donné, liée aux transitions électroniques qui sont susceptibles de se produire entre différents niveaux d'énergie. A l'état fondamental, un électron absorbe une radiation d'une énergie E lui permettant d'atteindre un niveau d'énergie supérieur [3].

Dans l'ultra-violet, les transitions électroniques se situent entre 200 nm et 400 nm et les radiations visibles sont comprises entre 400 et 800 nm [4].

➤ **Principe**

Lorsqu'une solution homogène d'une substance est traversée par un faisceau d'intensité I_0 , l'expérimentateur observe à la sortie de l'échantillon un faisceau transmis d'intensité I , la longueur d'onde n'ayant pas été modifiée (figure II.3). Si $I < I_0$ la substance a absorbé une partie de l'onde lumineuse à la longueur d'onde λ [5].

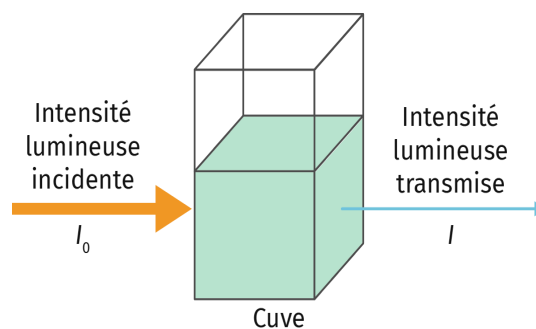


Figure II.3 : Principe de la spectrophotométrie d'absorption

II.3.2.2. Spectroscopie infrarouge

La spectroscopie infrarouge, tout comme la spectroscopie UV-Visible est une spectroscopie d'absorption. Cependant une radiation infrarouge n'a pas une énergie suffisante pour exciter les électrons de valence d'une molécule, mais elle est capable d'introduire des transitions entre différents niveaux énergétiques des vibrations ou de rotation des atomes autour de leurs positions moyennes.

Les radiations infrarouges constituent la partie de spectre électromagnétique dont les longueurs d'ondes sont supérieures à celles du visible et inférieures à celle des ondes radio-ultracourtes. Le domaine qui a le plus grand intérêt pour les chimistes s'étend de 4000 Cm^{-1} à 400 Cm^{-1} [6].

➤ **Application**

L'IR est une méthode d'analyse utilisée pour :

- ✓ L'identification des groupements fonctionnels d'un produit inconnu.
- ✓ Le suivi d'un processus réactionnel par l'observation de la disparition ou de l'apparition des bandes caractéristiques d'un groupement fonctionnel.
- ✓ Le contrôle de la pureté d'un produit connu par l'absence de bande signalant la présence d'un composé étranger
- ✓ L'analyse quantitative des substances chimiques [7].

CHAPITRE III

Synthèse et caractérisation des complexes

III.1. Synthèse des complexes

❖ **Complexe de cuivre avec la curcumine et l'histidine [Cu(Cur)₂(His)₂]**

Dans un ballon de 250 ml, on a dissout 2 mmol (0.483g) de nitrate de cuivre trihydraté dans 10 ml d'eau distillée, Après dissolution, on a ajouté 2 mmol d'histidine (0.310g) dissoutes préalablement dans 10 ml d'éthanol absolu et 10 ml d'eau distillée. Ensuite, on a ajouté au mélange obtenu 1 mmol (0.368 g) de curcumine dissoute dans 50 ml d'éthanol absolu, et ce, par portion de 5 ml toutes les 10 min. le mélange est maintenu sous chauffage et agitation magnétique à 50°C et à pH=8 après l'ajout de solution de NaOH à 0.1M. Au bout de 8 h de réaction, un précipité marron s'est formé après filtration du mélange réactionnel. Ce précipité est séché à l'air libre et pesé.

❖ **Complexe de cuivre avec la curcumine et cytosine [Cu(Cur)₂(Cyt)₂]**

Dans cette synthèse, on a utilisé 2mmol (0.483g) de nitrate de cuivre trihydraté dissout dans 10 ml d'eau distillée mélangé à 2 mmol (0.222g) de cytosine dissoute auparavant dans 20 ml d'eau distillée sous chauffage à 60 °C et agitation magnétique pendant 30 min. Après ce temps, on a ajouté 1mmol (0.368g) de curcumine dissoute préalablement dans 50 ml d'éthanol absolu par portion de 5 ml à température égale à 60°C et à pH=6 après ajout de NaOH à 0.1M. Au bout de 8h de réaction un précipité marron clair est obtenu après filtration du mélange réactionnel, ce précipité est séché à l'air libre.

❖ **Complexe de cuivre(II) avec l'histidine et la cytosine [Cu(His)₂(Cyt)₂]**

Nous avons mélangé 2 mmol (0.483g) de nitrate de cuivre trihydraté dissout dans 10ml d'eau distillée, avec 2mmol (0.222g) de cytosine dissout auparavant dans 20ml d'eau distillée. le produit obtenu est maintenu sous chauffage et agitation magnétique pendant 30 min. Ensuite on a ajouté 1mmol d'histidine (0.115g) dissout dans 10ml d'eau distillée plus 10ml d'éthanol, à température égale à 50°C et à pH=8 après ajout de NaOH à 0.1M. Au bout de 6h de réaction un précipité bleu est obtenu après filtration du mélange réactionnel, ce précipité est séché à l'air libre.

III.2. Propriétés physiques et analytiques des complexes

Les résultats des tests de solubilité des complexes formés avec la curcumine, l'histidine et la cytosine sont regroupés dans le tableau III.1

Tableau III.1 : Solubilité des complexes synthétisés

	Ethanol 96%	Acétone	DMSO	DMF	Méthanol
[Cu(Cur) ₂ (His) ₂]	Peu soluble	Peu soluble	Peu soluble	Peu soluble	Peu soluble
[Cu(Cur) ₂ (Cyt) ₂]	Peu soluble	Peu soluble	Soluble	Très soluble	insoluble
[Cu(His) ₂ (Cyt) ₂]	Peu soluble	Soluble	Soluble	insoluble	Peu soluble

Dans des solutions de diméthylsulfoxyde (DMSO) et à des concentrations de 10^{-3} M, on a réussi à avoir des résultats de conductivité de chaque complexe qui sont présentés dans le tableau III.2

Tableau III.2 : propriétés physico-chimiques des complexes

Complexes	Etat physique	Couleur	Λ_m ($\Omega^{-1}\text{Cm}^2\text{mol}^{-1}$)
[Cu(Cur) ₂ (His) ₂]	Poudre	Marron	13.05
[Cu(Cur) ₂ (Cyt) ₂]	Poudre	Marron foncé	17.60
[Cu(His) ₂ (Cyt) ₂]	Poudre	Gris	6.85

III.3. Caractérisation par spectroscopies IR et UV-Visible

III.3.1. Etude des spectres infrarouge des ligands

❖ Curcumine :

Le spectre infrarouge de la curcumine (figure III.1) montre une large bande à 3417 cm^{-1} qui correspond à $\nu(\text{O-H})$ du groupe phénolique. La bande d'absorption localisée à 1633 cm^{-1} est attribuée à la fréquence de vibration $\nu(\text{C=O})$.

Une bande de moyenne intensité située à 1509 cm^{-1} est assignée à $\nu(\text{C=C})$ du noyau aromatique [8].

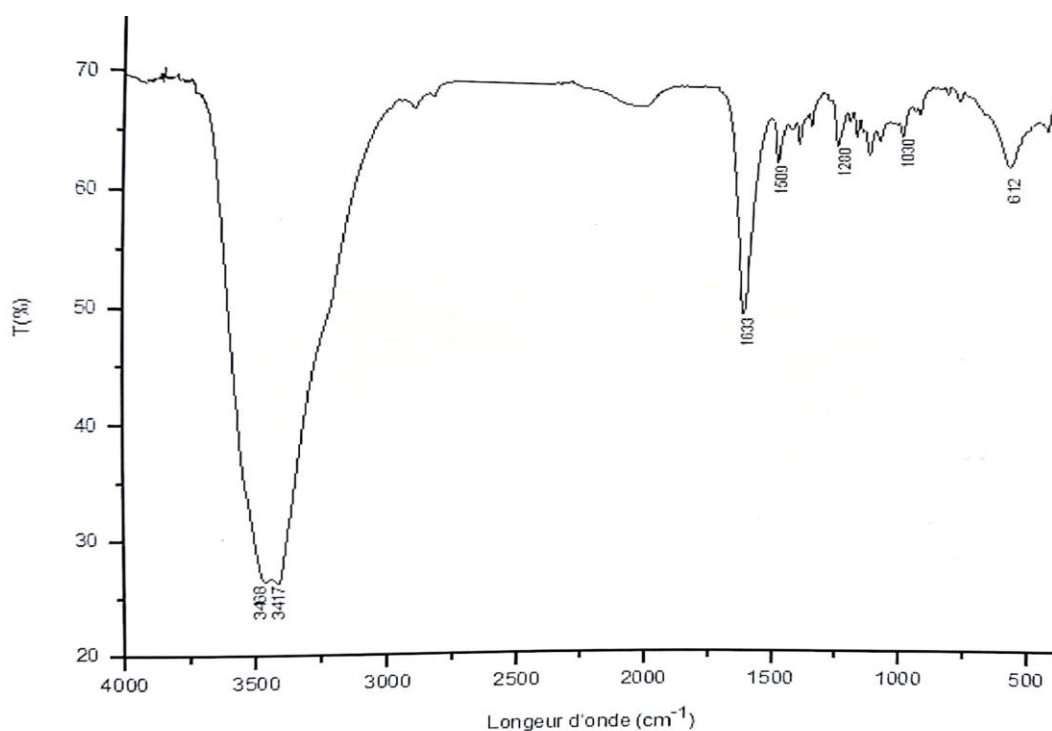


Figure III.1 : Spectre IR de la curcumine

❖ Histidine :

le spectre IR de l'histidine indique une bande à 3126 cm^{-1} , cette dernière correspond à la vibration d'élongation $\nu(\text{NH}_3^+)$. Par ailleurs, la vibration de déformation $\delta(\text{NH}_3^+)$ est située à 1634 cm^{-1} .

Le spectre de ce ligand affiche également deux autres bandes à 1558 cm^{-1} et 1415 cm^{-1} , ces bandes sont associées à la vibration d'élongation $\nu_{\text{as}}(\text{COO}^-)$ et $\nu_{\text{s}}(\text{COO}^-)$, respectivement [9].

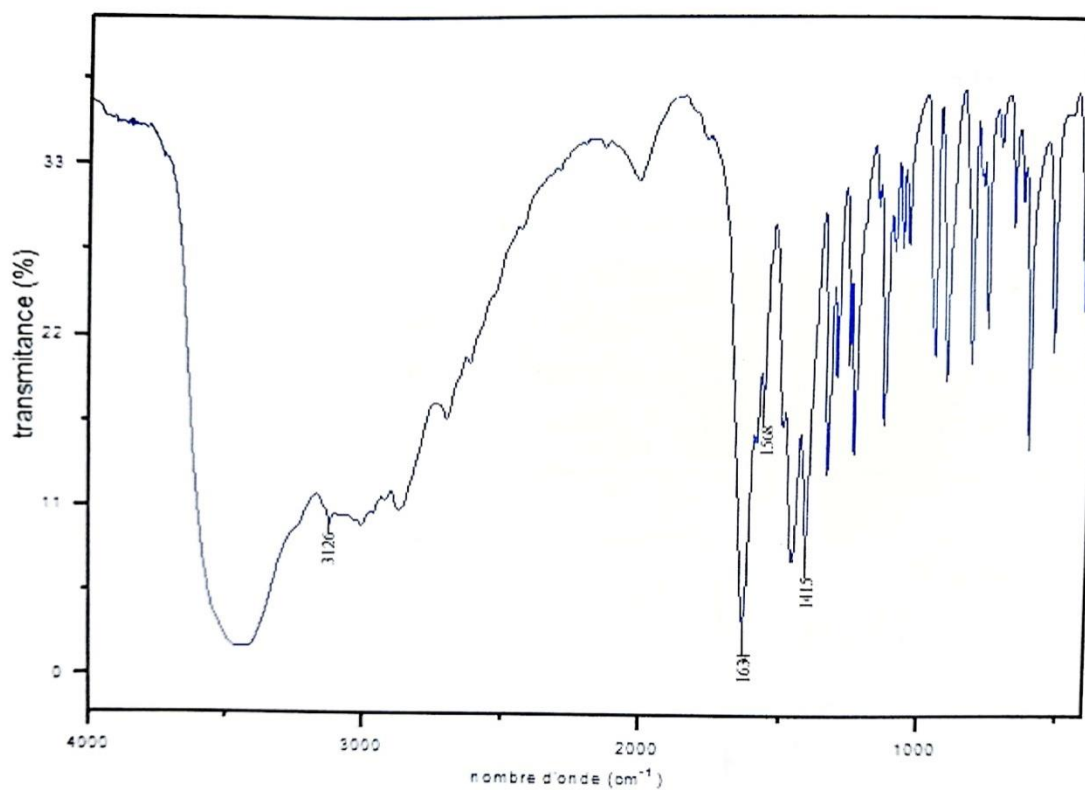


Figure III.2. Spectre IR de l'histidine

❖ Cytosine

Le spectre IR de la cytosine affiche deux bandes d'absorption de moyenne intensité à 3356 cm^{-1} et 3154 cm^{-1} , ces bandes sont attribuées aux fréquences ν de vibrations asymétriques et symétriques de NH_2 , respectivement. Une autre bande de forte intensité est localisée 1650 cm^{-1} , cette bande est assignée à $\nu(\text{C}=\text{O})$ de la fonction cétone. Les fréquences de vibration d'élongation et de déformation $\nu(\text{C}=\text{N})$ $\delta(\text{NH}_2)$ se chevauchent aux environs de 1503 cm^{-1} [10].

Tableau III.3 : principales bandes d'absorption infrarouge des ligands

Composés	$\nu(\text{HO})$	$\nu(\text{NH}_3^+)$	$\nu_{\text{as}}(\text{NH}_2)$	$\nu_{\text{s}}(\text{NH}_2)$	$\delta(\text{NH}_3^+)$	$\nu(\text{C}=\text{N})$	$\nu_{\text{as}}(\text{COO}^-)$	$\nu_{\text{s}}(\text{COO}^-)$	$\nu(\text{C}=\text{O})$	$\nu(\text{C}=\text{C})$	$\nu(\text{C}-\text{O})$ phénol
Cur	3417	-	-	-	-	1500	-	-	1633	1509	1280
His	-	3126	-	-	1568	1490	1634	1415	-	-	-
Cyt	-	-	3356	3154	-	1503	-	-	1650	-	-

III.4. Etude des spectres IR des complexes

Le spectre IR du complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{Cyt})_2]$ (figure III.3) donne une valeur de $\nu(\text{C}=\text{O})$ de 1622 cm^{-1} , celui de $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{His})_2]$ (figure III.4) l'affiche à 1636 cm^{-1} , alors que dans les spectres de la curcumine et de la cytosine $\nu(\text{C}=\text{O})$ ont des valeurs de nombres d'onde supérieures, ce qui indique que le cytosine et la curcumine sont coordonnées au cation métallique par l'atome d'oxygène de la fonction cétone [11, 12,13].

Le tableau III.4 montre pour les deux complexes des valeurs correspondant à deux nouvelles bandes qui sont absentes sur les spectres des ligands dans la région $459\text{-}466 \text{ cm}^{-1}$ et $542\text{-}584 \text{ cm}^{-1}$, ces bandes peuvent être attribuées aux vibrations $\nu(\text{M-N})$ et $\nu(\text{M-O})$ respectivement [10].

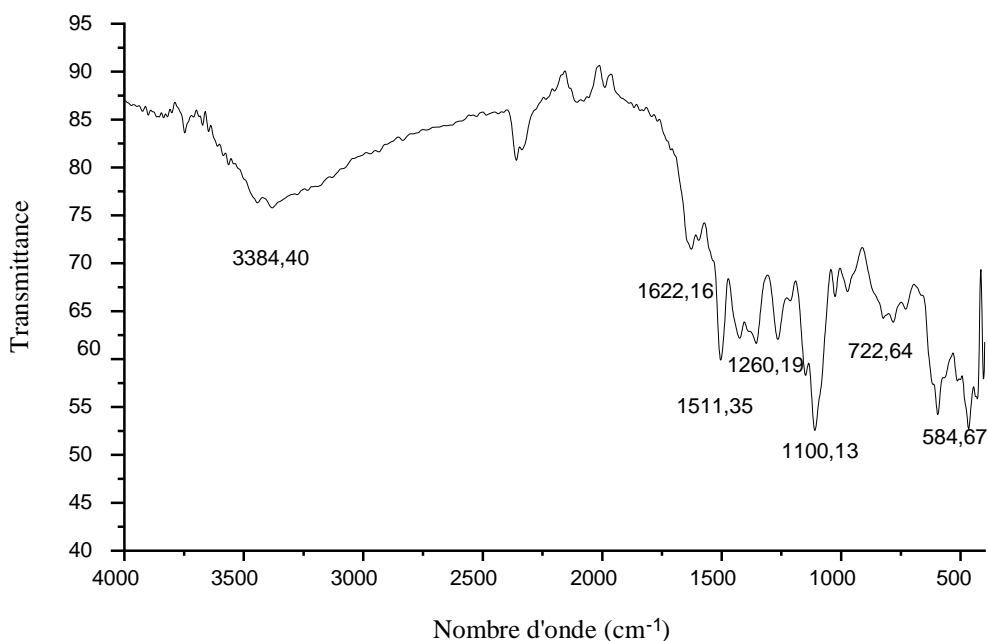


Figure III.3 : Spectre IR de complexé $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{Cyt})_2]$

Le spectre infrarouge du complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{His})_2]$ montre une large bande à 3384 cm^{-1} , cette bande est assignée à la conjugaison des fréquences de vibration $\nu(\text{O-H})$ et $\nu(\text{NH}_2)$ de la fonction phénol et la fonction amine [14].

Ce complexe présente également une bande à 1636 cm^{-1} qui est assignée à la fréquence de vibration $\nu(\text{C=O})$ de la fonction cétone de la curcumine. Le tableau III.4 donne des valeurs à 1568 cm^{-1} et 1415 cm^{-1} pour l'histidine, Ces dernières sont associées, respectivement aux fréquences de vibration d'élongation $\nu_{\text{as}}(\text{COO}^-)$ et $\nu_{\text{s}}(\text{COO}^-)$. La bande correspondant à $\nu_{\text{as}}(\text{COO}^-)$ n'est pas observée sur le spectre du complexe, elle est probablement masquée par celles de $\nu(\text{C=N})$ et $\delta(\text{NH}_2)$.

Deux autres bandes de faible intensité qui sont absentes dans les spectres des ligands, sont observées à 466 cm^{-1} et 584 cm^{-1} , ces bandes sont dues aux liaisons (M-N) et (M-O), respectivement [10].

Dans les spectres IR des trois ligands apparaissent trois bandes d'intensité moyenne dans la région $1490\text{-}1511 \text{ cm}^{-1}$, ces bandes sont probablement dues aux liaisons C=N, dans ceux des complexes, ces bandes sont localisées dans la région $1503\text{-}1511 \text{ cm}^{-1}$. Les rapprochements entre ces valeurs indiquent que la fonction (C=N) n'a pas participé à la coordination [15].

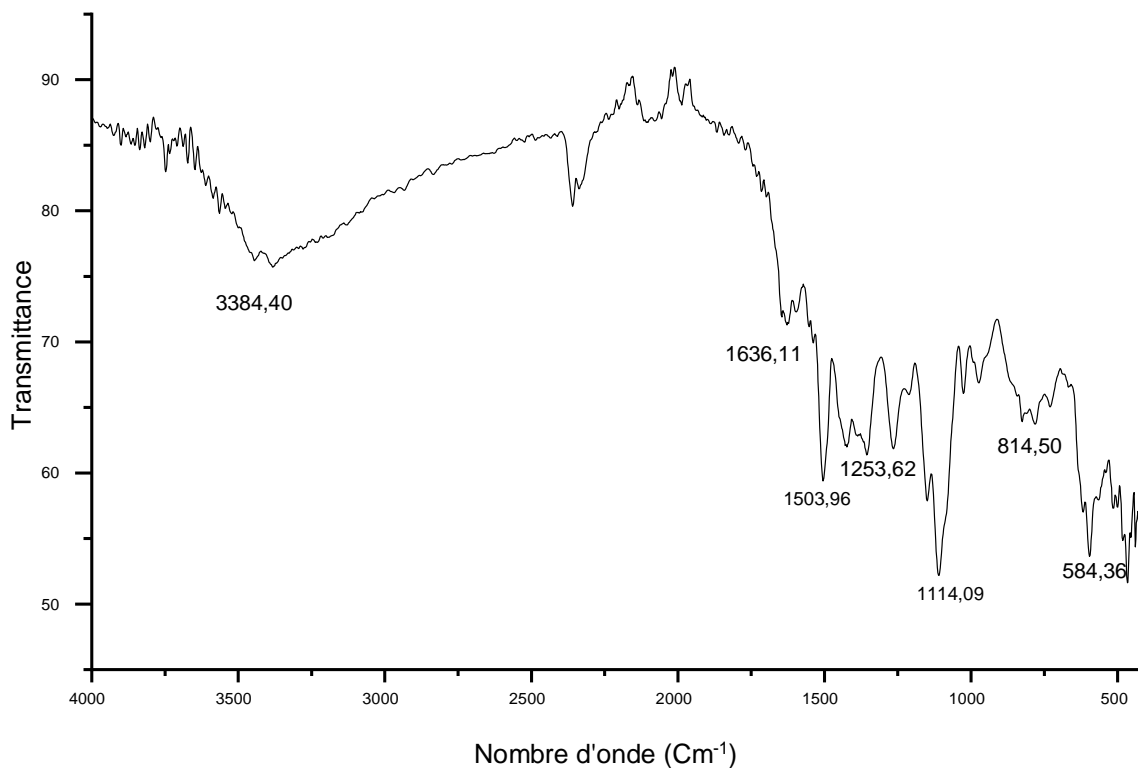


Figure III.4 : Spectre IR de complexe $[Cu(Cur)_2(His)_2]$

Tableau III.4 : Principale bande d'absorption IR des complexes

Composés	V (O-H)	V (C=N)	$\nu_s(COO^-)$	V(C=O)	V(C=C)	V(C-O) phénol	V(M-N)	V(M-O)
$[Cu(Cur)_2(His)_2]$	3384	1503	1420	1636	1503	1253	466	584
$[Cu(Cur)_2(Cyt)_2]$	3384	1511	1413	1622	1511	1260	459	584
$[Cu(His)_2(Cyt)_2]$	3308	1511	-	1601	-	-	452	514

III.5. Spectrométrie UV-Visible

Les spectres électroniques des ligands et de leurs complexes ont été enregistrés en solution dans le DMSO à une concentration de 10^{-3} M dans le domaine électromagnétique allant de 200 à 800 nm.

III.5.1. Etude des spectres électroniques des ligands

Le spectre électronique de la curcumine libre exhibe une faible bande à 267 nm et une large absorption à 434 nm. Ces bandes sont attribuées aux transitions $\pi \rightarrow \pi^*$ et $n \rightarrow \pi^*$ [16].

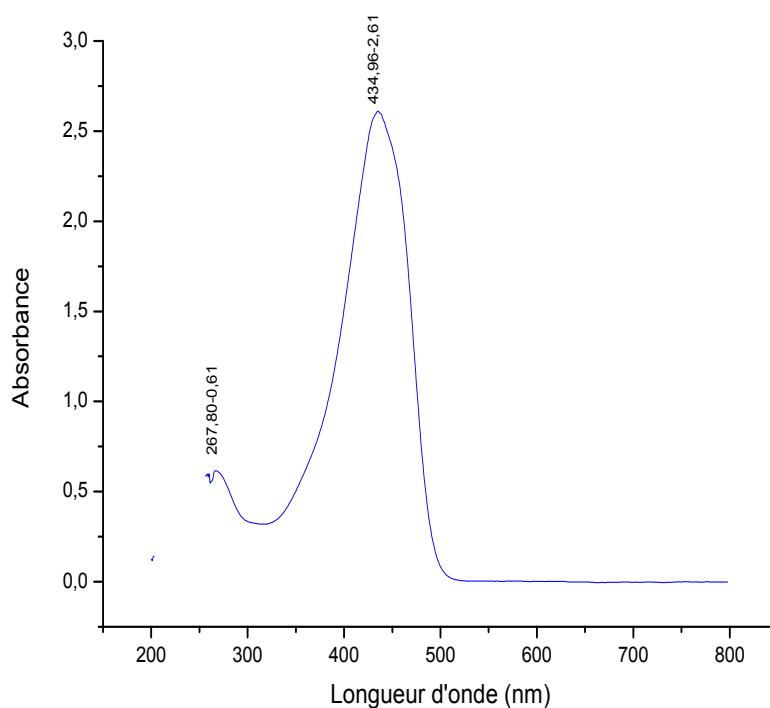


Figure III.5 : Spectre électronique d'absorption de la curcumine

Le spectre électronique d'absorption de la Cytosine affiche une bande à 280 nm, cette bande correspond à la transition $\pi \rightarrow \pi^*$ [17].

III.5.2. Etude des spectres électroniques des complexes

Le spectre d'absorption électronique de $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{Cyt})_2]$ de la figure (III.6) exhibent deux bandes d'absorption, l'une à 271 nm, elle est assignée à la transition $\pi \rightarrow \pi^*$, une autre bande très large située à 430 nm, cette dernière peut être le résultat de conjugaison de deux transitions $n \rightarrow \pi^*$ et d-d [14,18,19].

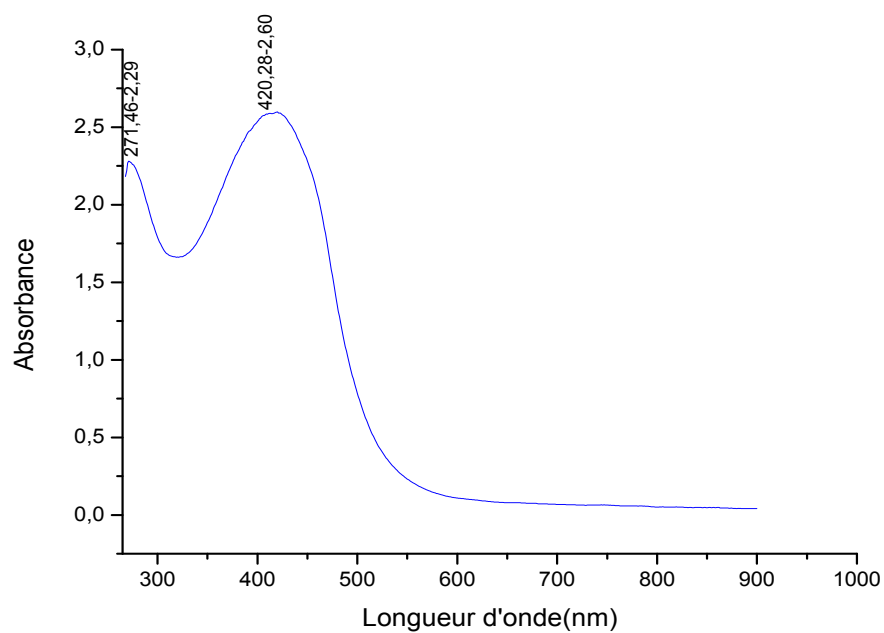


Figure III.6 : Spectre électronique de complexé $[Cu(Cur)_2(Cyt)_2]$

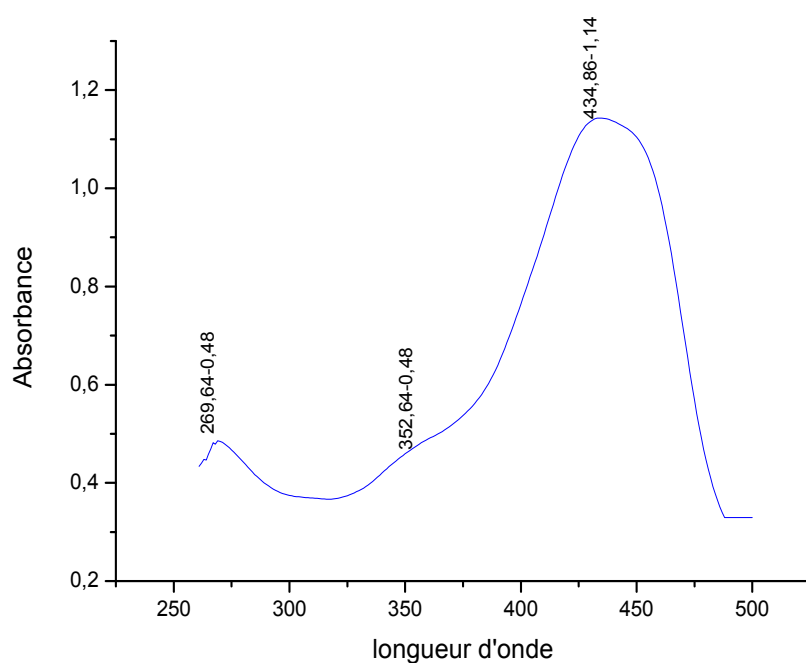


Figure III.7 : Spectre électronique du complexé $[Cu(Cur)_2(His)_2]$

Par ailleurs, le spectre complexe $[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{His})_2]$ montre deux bandes d'absorptions de faible intensité à 269 et 352 nm, ces bandes sont associées aux transitions $\pi \rightarrow \pi^*$ et $n \rightarrow \pi^*$. Le spectre affiche également une autre bande très large et intense 434 nm, cette dernière pourrait englober les deux transitions, transfert de charge ligand-métal et d-d [20].

Tableau III 5 : données des spectres électroniques d'absorption des complexes

Complexes	λ (nm)	V (Cm^{-1})	Transition
$[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{His})_2]$	269	37174	$\pi - \pi^*$
	352	28409	$n - \pi^*$
	434	23041	$d - d$
$[\text{Cu}(\text{Cur})_2(\text{Cyt})_2]$	271	36900	$\pi - \pi^*$
	420	23809	$d - d$
$[\text{Cu}(\text{His})_2(\text{Cyt})_2]$	274	36496	$\pi - \pi^*$
	406	24630	$d - d$

Le tableau III.5 indique pour le complexe $[\text{Cu}(\text{His})_2(\text{Cyt})_2]$ deux transitions électroniques, l'une à 274 nm correspondant à la transition $\pi - \pi^*$ et une autre à 406 nm sous forme d'épaulement est associée à une transition d-d.

Conclusion générale

Conclusion générale

Au cours de ce travail nous nous sommes intéressés à la synthèse et à la caractérisation de nouveaux complexes mixtes de cuivre(II) avec la curcumine, la cytosine et l'histidine comme ligands.

Les complexes synthétisés se sont révélés comme étant des solides stables à l'air libre et à température ambiante. Ils sont de couleurs différentes ; ils sont solubles dans le DMSO, peu solubles dans l'éthanol le méthanol et l'acétone.

Les composés obtenus sont caractérisés par différentes techniques d'analyse, physicochimique (l'analyse conductimétrique) et spectroscopiques (IR et UV-visible).

Les spectres infrarouges des différents complexes ont montré que la curcumine est liée aux cations métalliques par l'intermédiaire de l'atome d'oxygène des fonctions céto-énol. L'histidine est liée par l'intermédiaire de l'atome d'oxygène groupement carboxylique (COO^-) et l'atome d'azote du groupe amine NH_2 .

L'étude par spectrométrie d'absorption électronique (UV-Visible) des complexes nous a permis d'observer les différentes transitions électroniques métal-ligand et intra-ligand.

Pour compléter ce travail d'autres analyses sont nécessaire comme l'analyse élémentaire et la RMN- ^1H . Vu l'intérêt et les propriétés biologiques des ligands utilisés dans cette étude et la stabilité des complexes, il serait souhaitable d'étudier leurs applications biologiques

Annexes

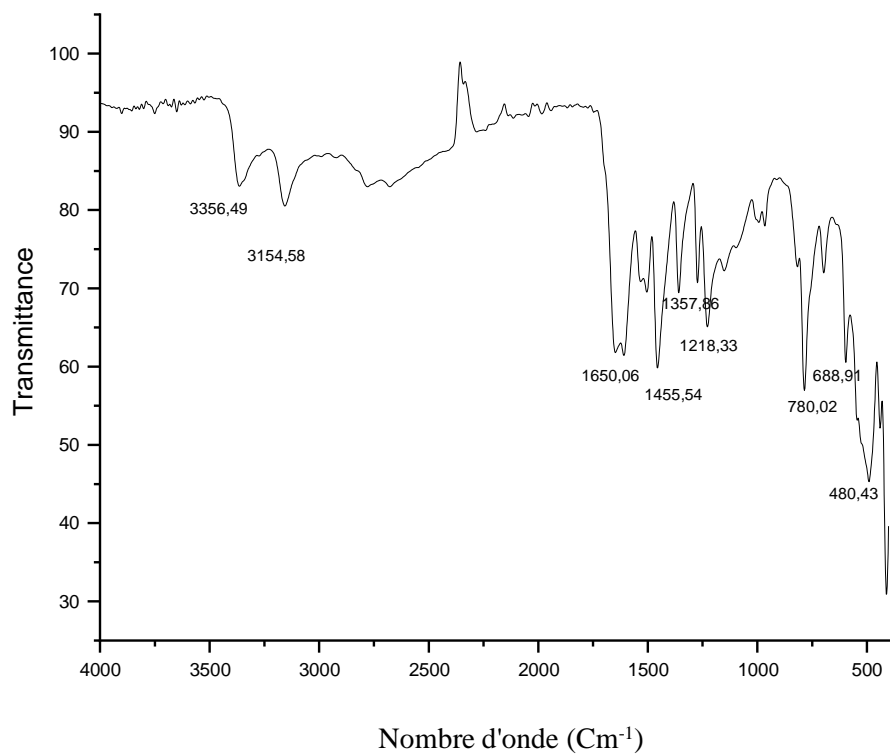


Figure .a.1 : Spectre IR de la cytosine

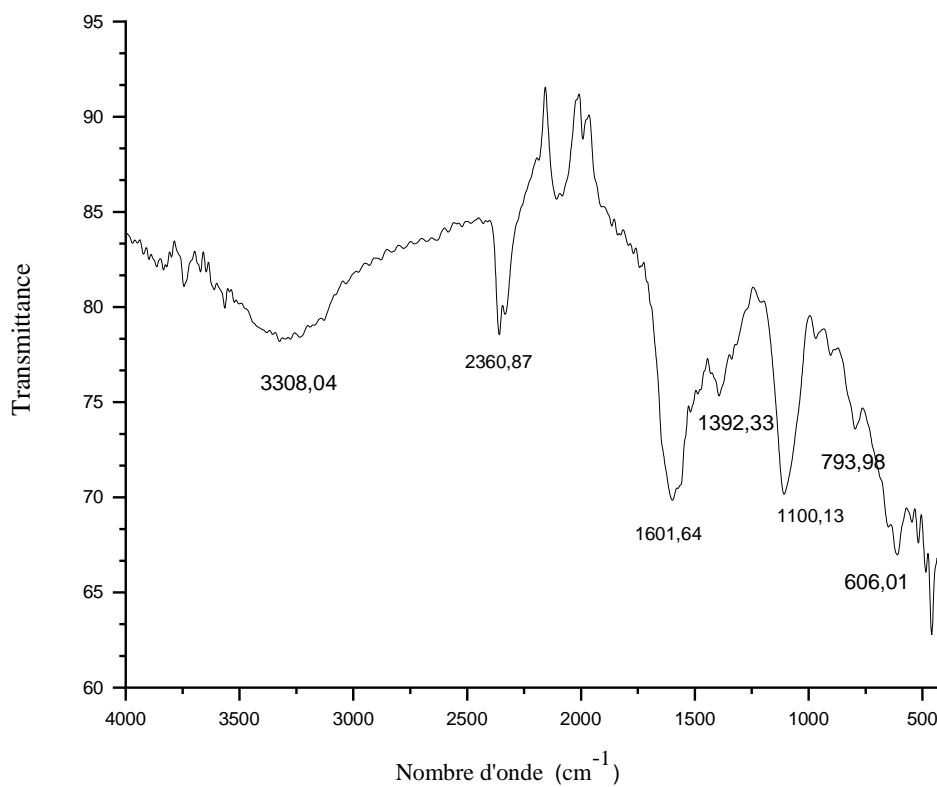


Figure .a.2 : Spectre IR de complexe [Cu(His)₂(Cyt)₂]

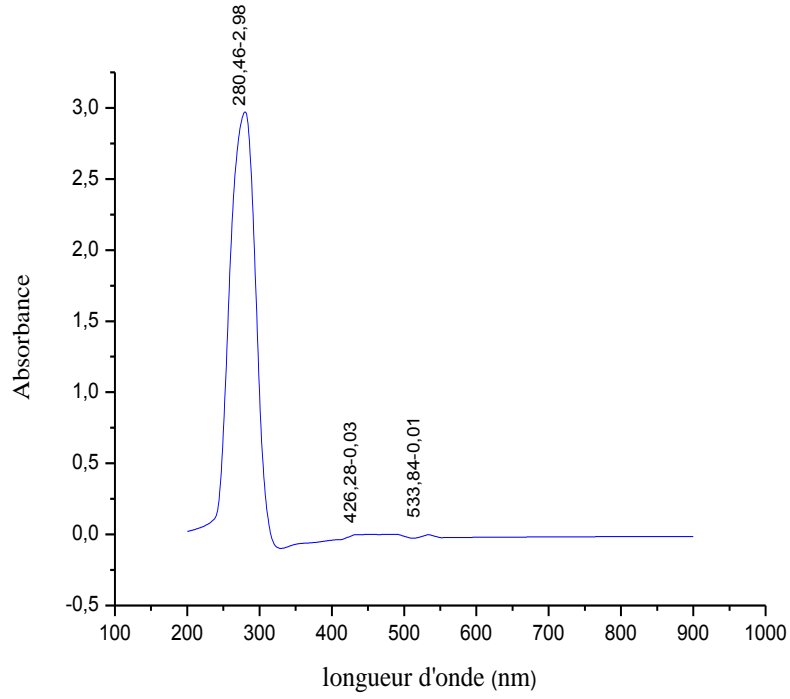


Figure .a.3 : Spectre électronique de la Cytosine

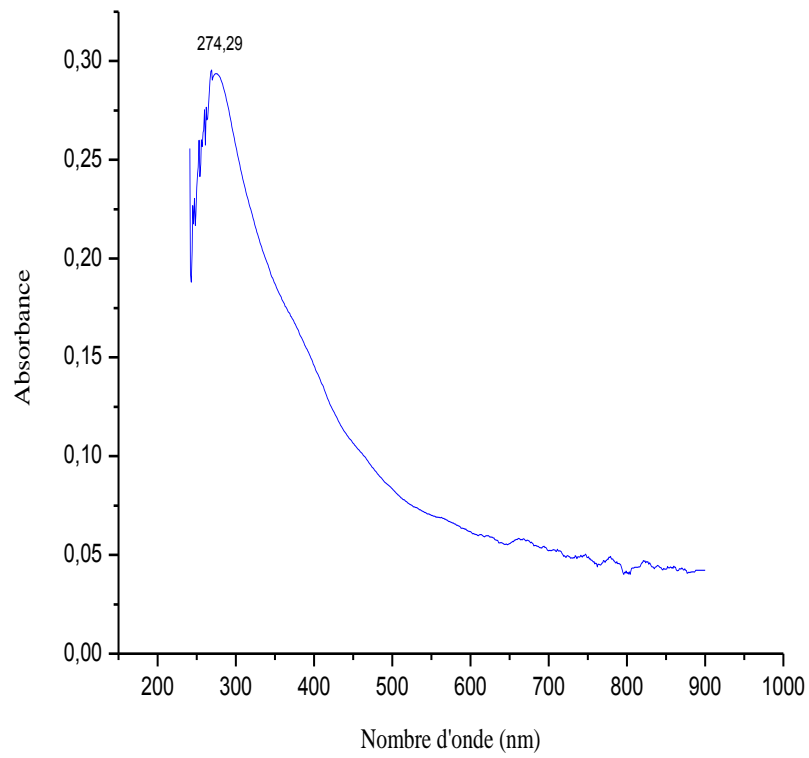


Figure .a.4 : Spectre électronique de [Cu(His)₂(Cyt)₂]

Références

- [1] : comparative study of spontaneous deamination of adenine and cytosine in unbuffered aqueous solution at room temperature. Chemical physics letters. Volum 653, 1 june 2016 page 207-211.
- [2] : S. Westholler, chimie analytique. D. Book university (1999).
- [3] : F.A Harraz; T. Sakka et Y.H. Ogata. 2005. Electrochemical ; Acte ,40,48,50,53,40.
- [4] : J. L Burgot, Méthode instrumentales d'analyse chimique et application, 2ème édition paris, 2006.
- [5] : F. Rouessac, A. Rouessac, Analyse chimique méthode et technique instrumentales modernes 5^{ème} édition, Dunod paris, 2000.
- [6] : Maouche Roza , Kadi Cherifa. Complexes de Cu(II), Ni(II) et Co(II) avec des bases de Schiff dérivées d'acides aminés : synthèse, caractérisation et propriétés biologiques mémoire de master 2016
- [7] : R. Freymann, Spectre infrarouge et structure moléculaire : étude des forces intramoléculaires et intermoléculaires par la perturbation des fréquences infrarouges ou raman Centre national de la recherche scientifique : Gauthier-Villars, 1947
- [8] : Moamen S. Refat*. Synthesis and characterization of ligational behavior of curcumin drug towards some transition metal: Chelation effect on their thermal stability and biological activity. Journal Molecular and biomolecular spectroscopy 105 (2013) 326-337.
- [9]: Andreas Barth*. The infrared absorption of amino acid side chains. Progress in Biophysics & Molecular Biology 74 (2000) 141–173.
- [10] : S. Kalyanaraman ^a, V. Krishnakumar ^{b,*}, K. Ganesan ^c Vibrational spectroscopic analysis of cytosine monohydrate and its copper(II) complex : Spectrochimica Acta Part A 66 (2007) 1340–1346.
- [11]: Rajesh, J., Gubendran, A., Rajagopal, G., & Athappan, P. (2012). Synthesis, spectra and DNA interactions of certain mononuclear transition metal (II) complexes of macrocyclic tetraaza diacetyl curcumin ligand. Journal of Molecular Structure, 1010, 169-178.
- [12] : Antonio panfil, Angel Terron and Juan j. Fiol*. Polyhetlion Vol. 13, No. 17, pp. 2513-2518, 1994
- [13] : Aya khanji, stabilisation de la curcumine par la micelle de caséine approche structurale et techno fonctionnelle. Alimentation et nutrition. université lorraine 2017 français

[14]: Moamen S. Refat* Synthesis and characterization of ligational behavior of curcumin drug towards some transition metal ions .spectrochimica part A : Molecular and biomolecular spectroscopy 105(2013) 326-337

[15]: A Adkhis O Benali-Baitich, OS Debbar, A Kadri, M Khan, G Bouet. Synth react met org chem.2003, 33,35-50

[16]: Sasikumar Ragu¹, Shen-Ming Chen ^{1*}, Palraj Ranganathan ², Syang-peng Rwei ². Int. J. Electrochem. Sci, 11 (2016) 9133-9144.

[17]: P.Surendar^{a,b}, T. pooventhiran^{c,*}, Nabil Al-zaqri^d, shameela Rajam^a, D.jagadeeswara Rao^e. journal of molecular liquids 341 (2021) 117305.

[18]: Jegathalaprathaban Rajesh ^{a,b,*}, Ammavasi Gubendran ^{a,c}, Gurusamy Rajagopal^d, periyakaruppan Athappan ^d. Journal of molecular 1010 (2012) 169-178.

[19]: Mirela Calinescu^{a*}, Malina Fiastu ^a, Daniela Bala ^b, Constantin Mihaiciuc ^b, Ticu, Bogdan Jurca ^b. journal of soudi chemical society (2019) 23, 817-827.

[20]: Elham Zamanifar ^a, Faezeh Farzaneh ^{a*} Jim Simpson ^b, Mahboobeh Maghami ^a. Inorganica Chimica Acta 414 (2014) 63–70

RESUME

L'objectif de ce travail est l'étude des complexes de Cu(II) avec la curcumine, l'histidine et la cytosine. Les complexes ont été synthétisés à l'aide d'un dispositif de chauffage avec agitation magnétique. Les composés obtenus sont ensuite caractérisés par différentes techniques physicochimiques et spectroscopiques telles que l'analyse conductimétrique, les spectroscopies Infra-rouge et UV-Visible.

Les complexes à la curcumine obtenus sont marrons, celui à l'histidine et la cytosine est gris. Ils sont stables à l'air et à température ambiante. Ces composés sont solubles dans le DMSO et sont non électrolytes. La méthode spectroscopique UV-Visible révèle la géométrie octaédrique des complexes synthétisés. L'infra-rouge indique les sites de coordination des ligands au cation métallique.

Mots clés : complexes de Cu(II), ligands, curcumine, histidine, cytosine, UV-Visible, Infra-rouge.