



الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
People's Democratic republic of Algeria
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
Ministry of Higher Education and Scientific Research
جامعة عبد الحميد بن باديس - مستغانم
Abdel Hamid Ibn Badis University - Mostaganem
كلية العلوم والتكنولوجيا
Faculty of Sciences and Technology
قسم هندسة الطرائق
Department of Process Engineering



N° d'ordre : M2...../GC/2021

MEMOIRE DE FIN D'ETUDES DE MASTER ACADEMIQUE

Filière : Génie des procédés

Option: Génie Chimique

Thème

Adsorption du violet de méthyle par les coques d'amandes

Présenté par

- 1- KRELIL Nor El Houda
- 2- LAKHAL Amina

Soutenu le 12/07/ 2021 devant le jury composé de :

Présidente :	K. MAROUF	Professeure	Université de Mostaganem
Examinatrice :	I.S. ABDELLI	MCA	Université de Mostaganem
Examineur :	M.A. KHEDIM	MAA	Université de Mostaganem
Encadrante :	H. DELALI	MAA	Université de Mostaganem

Année Universitaire 2020/2021

Remerciements

Le mémoire présenté ici est le résultat du travail effectué au sein du laboratoire structure, élaboration et application des matériaux moléculaires (SEA2M). Nous tenons à remercier la directrice du laboratoire Madame NEMCHI Fadéla.

Nous tenons aussi à adresser nos vifs remerciements à notre encadrante M^{elle} DELALI Halima qui par ses encouragements renouvelés, ses remarques pertinentes, ses conseils, sa disponibilité, et son soutien qui ne nous ont jamais fait défaut, nous avons pu achever notre travail de recherche dans les meilleures conditions.

Nos vifs remerciements s'adressent à Madame MAROUF Kheira Professeure à l'université de Mostaganem de nous avoir honorées par sa présence en tant que présidente du jury.

Nous remercions Madame ABDELLI Islam Safia Maître de conférences A à l'Université de Mostaganem et Monsieur KHEDIM Mohamed Amine Maître-assistant A à l'Université de Mostaganem qui, nous ont fait l'honneur d'examiner et de juger ce travail qu'ils trouvent ici l'expression de nos meilleurs sentiments.

Nous remercions, également, l'ensemble des enseignants qui ont assuré notre formation tout au long de notre cursus universitaire en particulier madame MEKIBES Zohra Maître-assistant A à l'Université de Mostaganem.

Pour finir, nous adressons nos remerciements à ceux qui ont contribué, de près ou de loin, à la réalisation de ce travail. Merci pour votre soutien.

DÉDICACE

On dédie ce travail

A nos chers parents.

A nos sœurs et frères.

A nos amis.

A tous nos proches.

Résumé

Cette étude a été réalisée au sein du laboratoire Structure, Elaboration et Application des Matériaux Moléculaires (SEA2M) de l'Université Abdelhamid Ibn Badis Mostaganem. Notre travail avait pour objectif l'élimination d'un colorant textile le violet de méthyle (VM) par adsorption sur un biosorbant (les coques d'amandes).

L'étude comporte deux parties ; la première partie est consacrée à la caractérisation des coques d'amandes par analyse infrarouge à transformée de Fourier. L'analyse a montré que les coques d'amandes étaient constituées de polysaccharides.

Dans la seconde partie on étudie l'influence de certains paramètres (temps, dose et pH) sur l'adsorption du colorant VM par les coques d'amandes. L'étude a montré que les meilleurs taux d'élimination sont obtenus pour un temps de contact adsorbat/adsorbant de 2 heures, une dose de biosorbant de 3g/L et pour une solution de VM à pH basique égal à 11.

D'après la classification de Giles et Coll., l'adsorption étudiée est de type L. L'isotherme qui la décrit le mieux est le modèle de Langmuir, avec un coefficient de détermination R^2 supérieur à 0,99. La capacité maximale d'adsorption des coques d'amandes pour le violet de méthyle est de 68 mg/g.

Mots-clés : Adsorption ; Coques d'amandes ; Violet de méthyle.

Abstract

This study was carried out in the laboratory Structure, Elaboration and Application of Molecular Materials (SEA2M) of the University Abdelhamid Ibn Badis Mostaganem.

The objective of our work was the removal of a textile dye methyl violet (MV) by adsorption on a biosorbent (almond shells).

The study is composed of two parts; the first part is devoted to the characterization of almond shells by Fourier transform infrared analysis. The analysis showed that the almond shells were made of polysaccharides.

In the second part, the influence of some parameters (time, dose and pH) on the adsorption of VM dye by almond shells was studied. The study showed that the best removal

rates are obtained for an adsorbate/adsorbent contact time of 2 hours, a biosorbent dose of 3g/L and for a VM solution at basic pH equal to 11.

According to the classification of Giles et al. the studied adsorption is of type L. The isotherm that best describes it is the Langmuir model, with a coefficient of determination R^2 greater than 0.99. The maximum adsorption capacity of almond shells for methyl violet is 68 mg/g.

Keywords: Adsorption; Almond shells; Methyl violet.

Liste des tableaux

Tableau I.1. Les principaux groupes chromophores et auxochromes	5
Tableau II.1. Les valeurs obtenues pour l'établissement de la courbe d'étalonnage du VM...	22
Tableau II.2. Etude de l'effet du temps de contact sur l'adsorption du VM par les coques d'amandes.....	24
Tableau II.3. Effet de la dose du biosorbant sur l'adsorption du VM ($C_0=300$ mg/L)	25
Tableau II.4. Effet du pH sur l'adsorption du VM par les CA ($C_0 = 300$ mg/L).	26
Tableau II.5. Effet de la température sur l'adsorption du VM par les CA($C_0=300$ mg/L).	28
Tableau II.6. Paramètres thermodynamiques d'adsorption ($C_0=300$ mg/L).	29
Tableau II.7. Constantes de Freundlich et Langmuir.	32
Tableau II.8. Paramètres cinétiques d'adsorption ($C_0 = 300$ mg/L).....	34

Liste des figures

Figure I.1. Classification des isothermes d'adsorption selon Giles et coll.....	9
Figure I.2. Modèle d'adsorption en monocouche	10
Figure I.3. Représentation linéaire du modèle cinétique du pseudo-premier ordre.	14
Figure I.4. Représentation linéaire du modèle cinétique du pseudo-second ordre.....	15
Figure II.1. Structure du violet de méthyle.	17
Figure II.2. Pastilleuse.....	19
Figure II.3. Spectre infrarouge des coques d'amandes.	19
Figure II.4 : Les solutions du colorant VM de concentrations de 1, 2, 3, 4, 5, 6 et 7 mg/L. ...	22
Figure II.5. Courbe d'étalonnage du colorant violet de méthyle.....	22
Figure II.6. Evolution du taux d'élimination en fonction du temps.	24
Figure II.7. Taux d'élimination du VM en fonction de la dose du biosorbant.....	25
Figure II.8. Evolution du taux d'élimination en fonction du pH.....	27
Figure II.9. Taux d'élimination du VM en fonction de la température.....	28
Figure II.10. Evolution de $\ln k_d$ en fonction de $1/T$	29
Figure II. 11. Isotherme d'adsorption du violet de méthyle par les CA.....	30
Figure II. 12. Isotherme de Langmuir linéarisée pour l'adsorption du VM par les CA.....	31
Figure II.13. Isotherme de Freundlich linéarisée pour l'adsorption du VM par les CA.	32
Figure II.14. Application du modèle cinétique du pseudo-premier ordre à l'adsorption du VM par les CA.....	33
Figure II.15. Application du modèle cinétique du pseudo-second ordre à l'adsorption du VM par les CA.....	34

Sommaire

Introduction générale.....	1
Chapitre I : Rappels bibliographiques	4
I.1. Introduction	4
I.2. Généralités sur les colorants.....	4
I.2.1. Historique	4
I.2.2. Définition des colorants.....	4
I.2.3. Relation entre la structure moléculaire des colorants et la couleur	5
I.2.4. Classification des colorants	5
I.2.5. Toxicité des colorants.....	6
I.3. Elimination des colorants (adsorption)	6
I.3.1. Définition de l'adsorption.....	6
I.3.2. Différents types d'adsorption	7
I.3.3. Facteurs influents sur l'adsorption	7
I.3.4. Isothermes d'adsorption	8
I.3.5. Modélisation de l'adsorption.....	10
I.3.6. Grandeurs thermodynamiques	12
I.3.7. Modélisation de la cinétique d'adsorption.....	13
Chapitre II : Partie expérimentale	17
II.1. Introduction.....	17
II.2. La molécule étudiée	17
II.3. Préparation du biosorbant	18
II.4. Méthodes d'analyse	18
II.4.1. Spectroscopie infrarouge à transformée de Fourier (FTIR).....	18
II.4.2. La spectrophotométrie UV-visible	20
II.5. Application à l'adsorption.....	21

II.5.1. Etablissement de la courbe d'étalonnage	21
II.5.2. Adsorption du colorant VM par les coques d'amandes (CA)	23
II.5.3. Détermination du temps d'équilibre.....	23
II.5.4. Effet de la dose	25
II.5.5. Effet du pH sur le processus d'adsorption.....	26
II.5.6. Etude de l'influence de la température sur le processus d'adsorption	27
II.5.7. Isothermes d'adsorption	30
II.5.8. Cinétique d'adsorption	33
Conclusion générale	37
Références bibliographiques	40

Introduction générale

Introduction générale

L'accroissement de la population sur la planète et l'augmentation générale du niveau de vie moyen des habitants a entraîné une augmentation de la production des biens de consommation, engendrant parallèlement un flux de déchets de plus en plus important.

Les colorants sont parmi les polluants organiques qui se manifestent en grande quantité dans les rejets industriels. Depuis la plus haute antiquité l'homme a tenté d'inclure les colorants dans de nombreuses industries telles que : l'industrie textile, papèterie, cosmétique et alimentaire. Dus à leur facilité de synthèse et leur rapidité de production, les colorants synthétiques sont les plus utilisés. En outre la majorité de ces colorants sont toxiques et provoquent beaucoup de problèmes dans l'environnement et sur la santé humaine, d'où l'intérêt de traitement des eaux usées issues de ces industries [1].

Il existe plusieurs méthodes physique, chimique et biologique pour traiter et décolorer des effluents pollués tels que la coagulation et la floculation, la biodégradation, la filtration membranaire, l'oxydation chimique, l'ozonation, échange d'ions, les méthodes électrochimiques et l'adsorption.

Parmi ces procédés de traitement, l'adsorption reste une des techniques les plus prometteuses en raison de sa commodité et de la simplicité de son utilisation.

Le charbon actif est l'adsorbant le plus utilisé en raison de sa grande capacité d'adsorption des matériaux organiques. Toutefois, cet adsorbant a un cout élevé et reste difficile à régénérer. La recherche d'autres adsorbants efficaces et moins couteux s'avère donc intéressante.

Dans cette optique, beaucoup de chercheurs ont montré un grand intérêt pour les adsorbants préparés à base de matériaux naturels ou des déchets agricoles comme : la cosse de noix de coco, écorce de pomme et bagasse de canne à sucre, les noyaux de pêche, les noyaux

des dattes, les noyaux d'olives .., pour les utiliser en qualité d'adsorbants, en vue de remplacer le charbon actif [2].

Ces biosorbants qui sont disponibles, avec un coût de revient très faible, se sont avérés efficaces, à l'échelle de laboratoire, pour fixer les molécules organiques.

Dans ce contexte, nous nous sommes proposé de tester la capacité d'un biosorbant, issu d'un déchet ménager (les coques d'amandes), à fixer sur sa surface un colorant textile le violet de méthyle.

Ainsi, le présent travail est composé de deux chapitres :

Le premier chapitre est consacré à une étude bibliographique sur les colorants (définition, classification, toxicité...) le phénomène d'adsorption (définition, types,...) ;

Dans le second chapitre, nous allons présenter les différents produits chimiques, le matériel et les procédures mises en œuvre, ainsi que les techniques d'analyse, avec les différents résultats obtenus et leur interprétation ;

Enfin, on termine par une conclusion générale qui résumera les principaux résultats obtenus de cette étude.

Chapitre I
Rappels
bibliographiques

Chapitre I : Rappels bibliographiques

I.1. Introduction

Dans ce chapitre, nous allons donner quelques généralités sur les colorants : leur définition, classification et leur toxicité. Nous parlerons aussi de l'adsorption, qui est la technique de traitement utilisée dans cette étude.

I.2. Généralités sur les colorants

I.2.1. Historique

L'utilisation de la couleur remonte aux origines de l'humanité. Depuis la préhistoire jusqu'à nos jours la maîtrise de la couleur a été un souci constant de nos civilisations. Il y a 30 000 ans déjà, l'homme des cavernes utilisait des pigments naturels pour réaliser les fresques qui ornaient les parois des grottes. Ces colorants étaient extraits des plantes, des fruits, des arbres, des insectes ou des mollusques par des procédés simples comme le chauffage ou le broyage. Jusqu'au jour où une découverte importante est survenue en 1856 [3], alors qu'un jeune chimiste anglais du nom de William PERKIN réalise la première synthèse d'un colorant. Le colorant qu'il synthétisa devint célèbre sous l'appellation de mauve. Aujourd'hui, plus de 5000 colorants synthétiques ont été créés donnant ainsi naissance à une industrie de plusieurs milliards de dollars. Les colorants synthétiques sont plus utilisés que les colorants naturels, car les premiers ont une plus grande durabilité et une plus grande brillance [4].

I.2.2. Définition des colorants

On définit le plus souvent une substance colorante par sa capacité d'absorber les rayonnements lumineux dans le spectre visible de la lumière. Tous les composés répondant à cette définition se différencient par leur structure chimique, organique inorganique, ou par leur origine, naturelle ou synthétique. Cependant, la distinction faite entre colorant et pigment est bien plus importante. Puisqu'elle tient compte de l'interaction entre la matière colorante et le substrat. Les pigments ont la particularité d'être insolubles dans le milieu où ils sont

appliqués, ce qui nécessite de faire appel à des produits auxiliaires pour assurer la cohésion avec le support. En revanche, les colorants présentent une certaine affinité vis-à-vis des matériaux à teindre, qui se traduit par une montée progressive, suivie d'une fixation de la substance colorante sur le substrat [5].

I.2.3. Relation entre la structure moléculaire des colorants et la couleur

Les chimistes furent toujours intrigués par la relation entre la couleur et la constitution chimique des colorants. Dès 1868 Graebe et Liebermann, connus par leurs travaux sur la synthèse de l'alizarine, avaient déjà remarqué que les colorants étaient des composés chimiquement insaturés. Mais, à ce sujet, la théorie la plus célèbre est celle établie par Witt en 1876 d'après laquelle la coloration est due à la présence dans la molécule de groupements insaturés, les chromophores, et des groupements ionisables les auxochromes, le tout formant ce que l'on appelle un chromogène. Cette théorie a été largement développée et corrigée grâce à l'évolution des connaissances dans le domaine de la mécanique quantique. Dès lors, il est établi que les chromophores sont des systèmes comportant un nombre suffisant de doubles liaisons conjuguées où les électrons sont délocalisés, associés à des donneurs et à des accepteurs d'électrons : les auxochromes [6]. Les principaux groupes chromophores et auxochromes sont donnés dans le tableau I.1

Tableau I.1. Les principaux groupes chromophores et auxochromes

Groupes chromophores	Groupes auxochromes
Azo (-N=N-)	Amino (-NH ₂)
Nitroso(-NO ou -N-OH)	Méthylamino (-NHCH ₃)
Carbonyl (=C=O)	Diméthylamino (-N(CH ₃) ₂)
Vinyl (-C=C-)	Hydroxyl (-HO)
Nitro (-NO ₂ ou =NO-OH)	Alkoxy (-OR)
Sulphure (> C=S)	Groupes donneurs d'électrons

I.2.4. Classification des colorants

Les principaux modes de classification des colorants reposent, soit sur leur composition chimique, soit sur leur méthode d'application aux différents substrats que sont : les fibres textiles, le papier, le cuir, les matières plastiques, etc. Le classement d'après la

structure chimique s'appuie principalement sur la nature du chromophore, qui constitue le squelette nécessaire à la coloration de la molécule.

L'ensemble des chromophores ont en commun la présence au sein de l'édifice moléculaire, une suite de doubles liaisons conjuguées, parmi lesquelles figurent les plus souvent des noyaux aromatiques. Les auxochromes, quant à eux, sont des groupements ionisables de types : NH_2 , OH , COOH , SO_3H . Ils permettent d'assurer la solubilité dans l'eau, mais surtout de créer une liaison plus ou moins solide entre le colorant et le substrat. C'est ainsi que les auxochromes définissent la classe tinctoriale : la présence de groupes aminés caractérise un colorant basique, celle des groupements sulfoniques caractérise les colorants acides.

I.2.5. Toxicité des colorants

Les rejets d'effluents des industries textiles, chargés en colorants, dans les rivières, peuvent nuire considérablement aux espèces animales, végétales ainsi qu'aux divers microorganismes vivant dans ces eaux. Cette toxicité, donc, pourrait être liée à la diminution de l'oxygène dissout dans ces milieux. Par ailleurs, leur très faible biodégradabilité, due à leur poids moléculaire élevé et à leurs structures complexes, confère à ces composés un caractère toxique pouvant être élevé ou faible. De ce fait, ils peuvent persister longtemps dans ce milieu, engendrant ainsi des perturbations importantes dans les différents mécanismes naturels existant dans la flore (pouvoir d'auto-épuration des cours d'eau, inhibition de la croissance des végétaux aquatiques...) et dans la faune (destruction d'une catégorie de poissons, de microorganismes...). Dans ces conditions la dose létale (DL50) reste le meilleur paramètre pour évaluer les effets toxiques causés par ces déversements. Ainsi, une DL50 signifie la mort de 50% des espèces animales testées en expérimentation. Les données bibliographiques ont mentionné que : les algues peuvent être inhibées (à 35%) ou stimulées (à 65%) par les rejets d'effluents dans les industries textiles. Ces résultats ont été obtenus lors des prélèvements effectués sur la côte Est des U.S.A [7].

I.3. Elimination des colorants (adsorption)

I.3.1. Définition de l'adsorption

L'adsorption est définie comme étant la fixation des molécules de solutés (contenues dans une phase liquide ou gazeuse) à la surface d'un solide, par l'intermédiaire de liaison de

type Van Der Waals ou chimique. Le processus d'adsorption se produit jusqu'à l'obtention d'un état d'équilibre auquel correspond une concentration bien déterminée du soluté [8].

I.3.2. Différents types d'adsorption

Selon les types et la nature des interactions adsorbat-adsorbant ou les forces qui maintiennent les adsorbats sur la surface solide, on distingue deux types d'adsorption : la chimisorption et la physisorption.

- **Adsorption chimique (ou chimisorption)**

Elle met en jeu une ou plusieurs liaisons chimiques covalentes ou ioniques entre l'adsorbat et l'adsorbant. La chimisorption est généralement irréversible, produisant une modification des molécules adsorbées. Ces dernières ne peuvent pas être accumulées sur plus d'une monocouche. Seules sont concernées par ce type d'adsorption, les molécules directement liées au solide [9].

- **Adsorption physique (ou physisorption)**

Contrairement à la chimisorption, l'adsorption physique se produit à des températures basses. Les molécules s'adsorbent sur plusieurs couches (multicouches) avec des chaleurs d'adsorptions souvent inférieures à 20 Kcal/mole. Les interactions entre les molécules du soluté (adsorbat) et la surface du solide (adsorbant) sont assurées par des forces électrostatiques type dipôles, liaison hydrogène ou Van der Waals. . La physisorption est rapide, réversible et n'entraîne pas de modification des molécules adsorbées [10].

I.3.3. Facteurs influents sur l'adsorption

L'adsorption des liquides par les solides, peut être influencée par de nombreux facteurs dont [11] :

- **pH de la solution**

Le pH de la solution influe sur l'ionisation des fonctions de surface, et par suite sur la charge globale de l'adsorbant : une meilleure adsorption est obtenue lorsque, cette charge globale de signe opposé à l'ion du colorant, est importante. Par ailleurs l'ionisation du colorant peut aussi être partielle et donc dépendante du pH de la solution.

- **Surface spécifique**

Cette grandeur désigne la surface accessible rapportée à l'unité de poids d'adsorbant. Il est clair que l'on cherche à conférer aux adsorbants une grande surface spécifique.

- **Nature de l'adsorbat**

Pour qu'il y ait une bonne adsorption il faut qu'il y ait d'abord une affinité entre le solide et le soluté. En règle générale, les solides polaires, adsorbent préférentiellement d'autres corps polaires. Par contre les solides non polaires, adsorbent préférentiellement des substances non polaires et l'affinité pour le substrat croît avec la masse moléculaire de l'adsorbat.

I.3.4. Isothermes d'adsorption

Les isothermes d'adsorption sont des courbes représentant la quantité d'adsorbat retenue par unité de masse ou de volume d'adsorbant en fonction de la concentration de l'adsorbat à l'équilibre.

L'allure de la courbe isotherme varie selon le couple adsorbat-adsorbant étudié. Quatre classes principales appelées S, L, H et C, basées sur la forme de la partie initiale de l'isotherme ont été répertoriées sur la figure I.1.

- **Les isothermes convexes de types S**

Elles sont obtenues lorsqu'on adsorbe des molécules polaires sur un adsorbant polaire et dans un solvant polaire. L'adsorption du solvant est appréciable, du fait que l'adsorption devient progressivement plus facile lorsque la quantité adsorbée croît. L'explication proposée est que les molécules adsorbées facilitent l'adsorption des molécules suivantes, à cause de l'attraction ; ceci conduit à une couche adsorbée dans laquelle les molécules sont adsorbées verticalement. Cet arrangement est favorisé lorsque le solvant rivalise avec le soluté pour l'occupation des sites d'adsorption.

- **Les isothermes concaves de types L**

Elles sont dites de Langmuir et sont les plus fréquents. Elles sont caractérisées par une courbe concave par rapport à l'axe des concentrations. L'élimination du soluté devient de plus en plus difficile lorsque le degré de recouvrement de la surface de l'adsorbant augmente.

- **Isotherme de type H (haute affinité)**

Elles sont obtenues lorsqu'il y a une affinité entre l'adsorbat et l'adsorbant. A très faibles concentrations, les courbes ne débutent pas par un zéro, mais par une valeur positive sur l'axe des quantités adsorbées. Cette isotherme est considérée comme un cas particulier de l'isotherme L. Ces isothermes sont rencontrées lorsqu'il y a une chimisorption du soluté, ou bien un échange d'ions [12].

- **Isotherme de type C**

Les courbes sont sous forme de ligne droite, avec le zéro comme origine. Elles signifient que le rapport entre la concentration dans la solution aqueuse et adsorbée est le même à n'importe quelle concentration. Ce rapport est appelé coefficient de distribution K_d (L/kg).

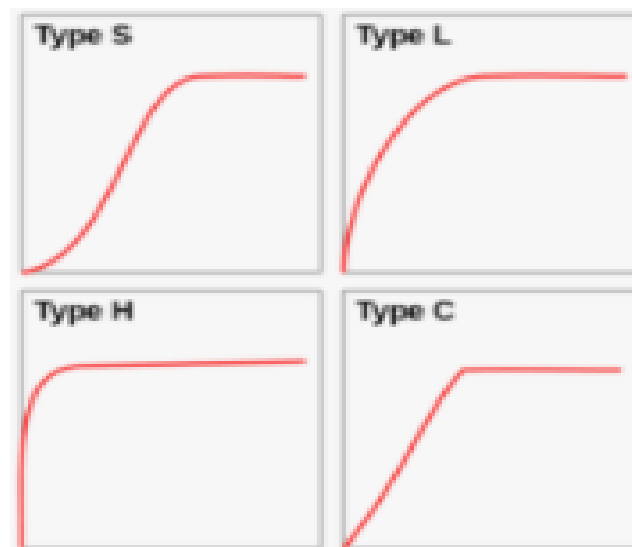


Figure I.1. Classification des isothermes d'adsorption selon Giles et coll.

I.3.5. Modélisation de l'adsorption

Le phénomène d'adsorption a été établi par plusieurs modèles mathématiques et empiriques, dont chacun repose sur des hypothèses et des approximations. Parmi les modèles largement utilisés on cite :

- **Modèle de Langmuir**

C'est le modèle le plus utilisé ; il repose sur les hypothèses suivantes :

- On admet que seule une couche monomoléculaire se forme sur le solide.
- L'adsorption s'effectue sur des sites bien définis, uniformément distribués sur la surface du solide.
- Tous les sites sont thermodynamiquement équivalents et il n'y a pas d'interaction entre les particules adsorbées. Ce modèle à deux paramètres, a la forme suivante :

$$q_e = \frac{K_L b C_e}{1 + K_L C_e}$$

Où

C_e : La concentration à l'équilibre de l'adsorbat (mg/L).

q_e : La quantité de substance adsorbée par unité de masse de l'adsorbant (mg/g).

K_L : La constante correspondante à l'énergie d'adsorption (L/mg).

b : La capacité maximale d'adsorption (mg/g).

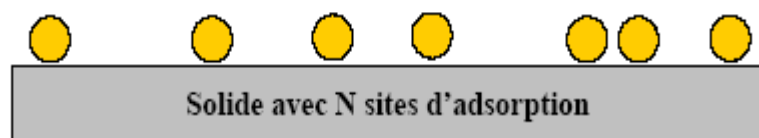


Figure I.2. Modèle d'adsorption en monocouche [13].

La forme linéaire de l'isotherme de Langmuir est représentée par l'équation suivante :

$$C_e/q_e = 1/b \cdot K_L + C_e/q_e$$

Lorsque l'adsorption suit le modèle de Langmuir, le tracé de C_e/q_e en fonction de C_e donne une droite de pente $1/b$ et d'ordonnée, à l'origine, $1/b \cdot K_L$.

- **Modèle de Freundlich**

Freundlich considère qu'il y a plusieurs types de sites d'adsorption d'énergies différentes, distribuées selon une loi exponentielle, en fonction de la chaleur d'adsorption. Cette distribution des énergies d'interaction s'explique par une hétérogénéité des sites. L'équation de Freundlich ne prévoit pas de limite supérieure, ce qui confine son application aux milieux dilués. Bien qu'empirique, le modèle de Freundlich est très employé pour caractériser les systèmes solution-solide [14].

L'expression mathématique associée à ce modèle est donnée par l'équation :

$$q_e = k_F C_e^{1/n}$$

Où

q_e : Quantité adsorbée à l'équilibre ($\text{mg} \cdot \text{g}^{-1}$)

C_e : Concentration à l'équilibre de la substance dissoute dans la solution (mg/L).

K_F : Constante de Freundlich correspondante à l'énergie d'adsorption.

n : Constante tenant compte de l'intensité d'adsorption.

Des valeurs de $n > 1$ indiquent une adsorption favorable, tandis que des valeurs de $n < 1$ révèlent une faible adsorption.

Lorsque l'adsorption suit le modèle de Freundlich, le tracé de $\log(q_e)$ en fonction de $\log(C_e)$ donne une droite de pente $1/n$ et d'ordonnée, à l'origine, $\log(K_f)$

I.3.6. Grandeurs thermodynamiques

Les paramètres thermodynamiques mettant en évidence le changement de l'énergie libre de Gibbs ΔG , de l'enthalpie ΔH et de l'entropie ΔS , permettent de prévoir la spontanéité d'un processus. D'une façon générale, le phénomène d'adsorption est toujours accompagné d'un effet thermique qui peut être, soit exothermique ($\Delta H < 0$) ou, endothermique ($\Delta H > 0$)

La mesure de la chaleur ΔH est le principal critère qui permet de différencier la chimisorption de la physisorption.

Les grandeurs thermodynamiques sont déterminées à partir de l'équation de Van't Hoff :

$$\ln K_d = (- \Delta H / RT) + (\Delta S / R)$$

Où K_d : Coefficient de distribution

ΔH : Enthalpie (KJ/mole)

ΔS : Entropie (KJ/mole)

ΔG : Energie libre (KJ/mole)

R : Constante des gaz parfaits (8,314 J/mole. K)

T : Température (K)

Le coefficient de distribution représente le rapport entre la quantité adsorbée à l'équilibre et la concentration dans la solution, soit :

$$K_d = q_e / C_e$$

A partir du tracé de $\ln K_d$ en fonction de $1/T$, ΔH et ΔS sont déduites respectivement, de la pente et de l'ordonnée à l'origine.

L'équation suivante donne l'énergie libre de Gibbs, ΔG :

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

I.3.7. Modélisation de la cinétique d'adsorption

La modélisation de la cinétique d'adsorption, c'est-à-dire la variation de la quantité de soluté adsorbée sur un support solide, en fonction du temps, a pour but l'identification des mécanismes contrôlant la vitesse de l'adsorption.

La littérature fournit plusieurs modèles cinétiques qui permettent de déterminer l'étape, ou les étapes limitantes qui contrôlent le processus d'adsorption. Parmi ces modèles, on distingue le modèle du pseudo-premier ordre et le modèle du pseudo-second ordre.

- **Modèle cinétique du pseudo-premier ordre**

Le modèle cinétique du pseudo-premier ordre peut être exprimé par l'équation suivante [15] :

$$\frac{dq}{dt} = k_1 (q_e - q_t)$$

Après intégration de l'équation entre les instants 0 et t on obtient :

$$\log (q_e - q_t) = \log q_e - \frac{k}{2.303} t$$

Avec

k_1 : Constante de vitesse du pseudo-premier ordre (min^{-1}).

t : Temps de contact (min).

q_e : Quantité adsorbée à l'équilibre (mg.g^{-1}).

q_t : Quantité adsorbée au temps t (mg.g^{-1}).

Si la cinétique d'adsorption suit le modèle de pseudo-premier ordre, le tracé de $\log (q_e - q_t)$ en fonction du temps t donne une droite de pente égale à $-k_1 / 2.303$ et une ordonnée à l'origine égale à $\log (q_e)$.

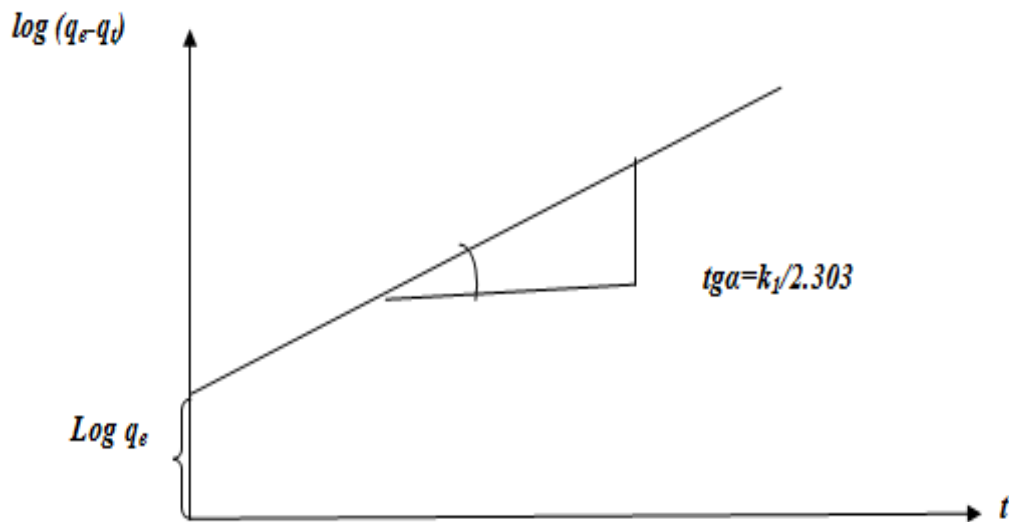


Figure I.3. Représentation linéaire du modèle cinétique du pseudo-premier ordre.

- **Modèle de pseudo-second ordre**

Ho et McKay ont représenté le modèle cinétique de pseudo-second ordre par l'équation suivante [16] :

$$\frac{dq}{dt} = k_2 (q_{e2} - q_t)^2$$

L'intégration de cette équation suivie de sa linéarisation nous donne :

$$\frac{t}{q_t} = \frac{1}{k_2 q_{e2}^2} + \frac{1}{q_{e2}} t$$

Avec

k_2 : Constante de vitesse apparente du pseudo second ordre.

q_{e2} : Capacité d'adsorption du matériau à la saturation (mg / g).

q_t : Quantité adsorbée (mg / g) par le matériau à l'instant t .

h : Correspond à $k_2 q_e^2$, est la vitesse initiale d'adsorption ($mg/g.min$).

Le tracé de t/q_t en fonction du temps t donnera une droite de pente égale à $1/q_{e2}$ et d'ordonnée, à l'origine, égale à $1/k_2 q_{e2}^2$. Ces valeurs obtenues permettent la détermination de la constante de vitesse apparente K_2 et la capacité d'adsorption du matériau à la saturation (q_{e2}).

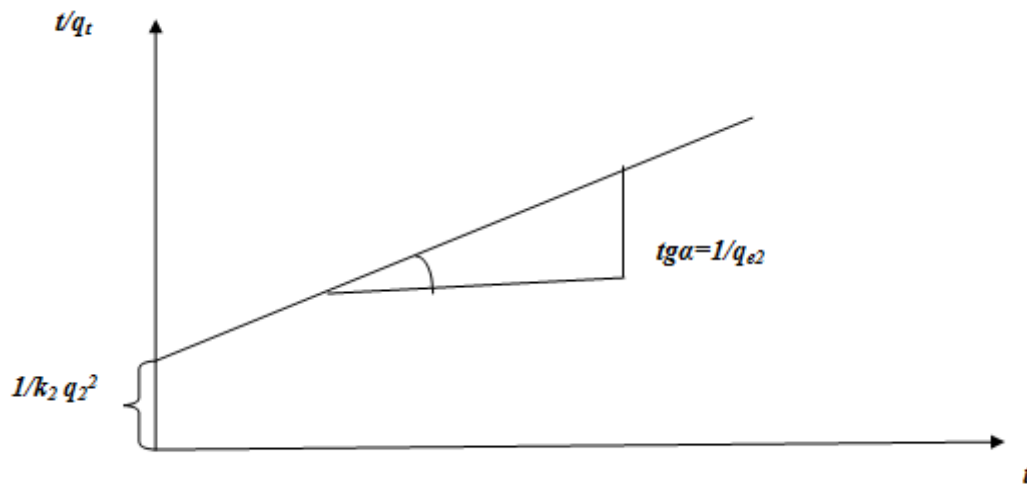


Figure I.4. Représentation linéaire du modèle cinétique du pseudo-second ordre.

Chapitre II

Partie expérimentale

Chapitre II : Partie expérimentale

II.1. Introduction

Cette étude est consacrée à la caractérisation d'un biosorbant et son application à l'élimination d'un colorant (le violet de méthyle) en milieu aqueux. L'étude a été réalisée dans le but de déterminer les meilleures conditions d'élimination en faisant varier différents paramètres tels que : le temps d'agitation, la masse du biosorbant, le pH de la solution de colorant ... Les résultats de l'étude d'adsorption seront présentés puis discutés dans ce chapitre.

II.2. La molécule étudiée

Le violet de méthyle (VM) est la molécule étudiée, c'est un colorant basique appartenant à la classe des triphénylméthanés. C'est un solide de couleur verte foncée et se dissout dans l'eau pour donner une couleur violette intense. La structure du VM est représentée sur la figure II.1.

Le violet de méthyle est utilisé dans l'industrie textile cependant une forte exposition peut causer des sévères irritations de la peau, des voies respiratoires, tractus gastro-intestinal et des irritations des yeux [17]. A cause de sa brillance et de l'intensité de sa couleur, le violet de méthyle (VM) peut inhiber la photosynthèse des plantes aquatiques lorsqu'il est déversé dans la mer [18].

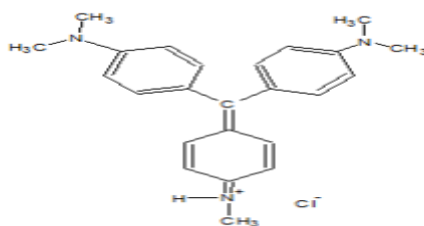


Figure II.1. Structure du violet de méthyle.

II.3. Préparation du biosorbant

Les coques d'amandes (CA) ont été broyées dans un broyeur pendant un temps suffisant pour réduire les dimensions des grains et lavées avec de l'eau distillée puis séchées à 80°C pendant une nuit. Les particules dont le diamètre est inférieur à 80µm ont été sélectionnées par tamisage.

II.4. Méthodes d'analyse

Les méthodes d'analyse utilisées dans cette étude sont la spectroscopie infrarouge à transformée de Fourier et la spectrophotométrie UV-visible.

II.4.1. Spectroscopie infrarouge à transformée de Fourier (FTIR)

- **Principe**

La spectroscopie infrarouge à transformée de Fourier est basée sur l'absorption d'un rayonnement infrarouge par l'échantillon à analyser. Cet échantillon peut être à l'état gazeux, solide ou liquide. Elle permet via l'absorption des vibrations caractéristiques des liaisons chimiques, de déterminer la présence de certaines fonctions chimiques présentes dans la matière. Le principe du FTIR repose sur l'absorption du rayonnement infrarouge lorsque la longueur d'onde (l'énergie) du faisceau est égale à l'énergie de vibration de la molécule. Le domaine infrarouge entre 4000 cm^{-1} et 400 cm^{-1} ($2,5 - 25\text{ }\mu\text{m}$) correspond au domaine d'énergie de vibration de la plupart des molécules (infrarouge moyen). Cependant, certaines molécules ne donnent pas lieu à une absorption infrarouge, c'est le cas par exemple des molécules diatomiques (N_2 , O_2 , etc.) car leur moment dipolaire est nul [19].

- **Préparation de l'échantillon**

On mélange 1mg d'adsorbant (les coques d'amandes) avec 100 mg de KBr dans un mortier en Agathe. Le mélange obtenu est mis dans la pastilleuse dans laquelle une forte pression est exercée sur le mélange poudreux pour le transformer en une pastille (voir la figure II.2). La pastille obtenue est analysée par le spectrophotomètre infrarouge à transformée de Fourier.



Figure II.2. Pastilleuse.

- **Lecture du spectre IR**

La figure II.3 représente le spectre infrarouge des coques d'amandes

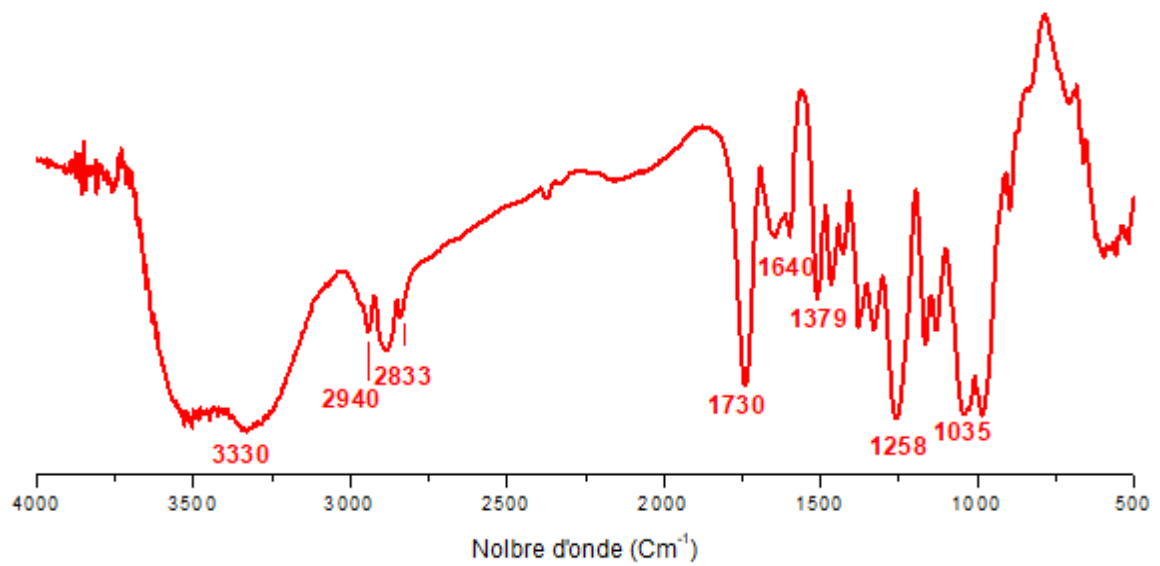


Figure II.3. Spectre infrarouge des coques d'amandes.

L'analyse du spectre montre la présence de nombreux groupements fonctionnels à la surface des coques. Les pics et les bandes observés sont :

- Une large bande entre 1035 et 1 258 cm^{-1} correspondrait à la déformation dans le plan des C-O (polysaccharides) [20].
- Une bande à 1640 cm^{-1} correspondrait aux élongations C=C (alcènes).
- Un pic à 1730 cm^{-1} pourrait être attribué aux vibrations d'élongations des groupes C=O (des cétones, aldéhydes, ou des groupes carboxyliques).
- Un pic à 2940 cm^{-1} correspondrait aux liaisons C-H.
- Une large bande à 3330 cm^{-1} correspondrait à la liaison OH.

Les bandes obtenues résulteraient, peut-être, de la présence de la cellulose, des hémicelluloses (polysaccharides), constituants majeurs des coques [21].

II.4.2. La spectrophotométrie UV-visible

La technique la plus utilisée pour la détermination de la teneur des colorants en solution est la spectroscopie UV-visible, c'est une technique d'analyse quantitative basée sur la capacité de certaines molécules à adsorber des radiations lumineuses de longueur d'onde déterminée. Cette méthode repose sur la loi de Beer- Lambert.

- **Loi de Beer –Lambert**

Elle indique que l'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration et à l'épaisseur de l'échantillon. La spectroscopie UV-visible peut être utilisée pour déterminer cette concentration. La détermination se fait dans la pratique soit à partir d'une courbe d'étalonnage qui donne l'absorbance en fonction de la concentration, soit calculée directement de l'équation quand le coefficient d'extinction molaire est connu [22]. La loi de Beer-Lambert s'exprime sous la forme suivante :

$$A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right) = \log\left(\frac{1}{T}\right) = \varepsilon \times C \times l$$

Avec : T : Facteur de transmission ou transmittance.

A : Absorbance ou densité optique.

C : Concentration massique du composé dosé.

I, I_0 : Intensité du faisceau émergent et incident.

ε : Coefficient spécifique d'absorbance.

l : Epaisseur de la cuve.

II.5. Application à l'adsorption

L'étude d'adsorption a été réalisée sur un déchet végétal valorisé en biosorbant. Ces expériences ont été effectuées au sein du laboratoire structure élaboration et application des matériaux moléculaires (SEAMM).

- **Préparation de la solution mère du violet de méthyle (VM)**

Pour préparer la solution mère, nous avons pesé 150 mg du colorant VM et nous l'avons dissous avec l'eau distillée dans une fiole jaugée de 500 mL, nous avons agité le tout jusqu'à l'obtention d'une solution homogène. Le colorant employé présente la propriété, du fait de sa couleur apparente, d'absorber sélectivement certaines radiations du spectre de la lumière blanche. Cette propriété est utilisée pour mesurer la concentration en colorant dans l'eau.

II.5.1. Etablissement de la courbe d'étalonnage

La courbe d'étalonnage est nécessaire pour déterminer la concentration de l'élément analysé par le spectrophotomètre dans un échantillon. Pour établir la courbe d'étalonnage nous avons préparé par dilution des solutions de concentrations, choisies de manière aléatoire, allant de 1 à 7 mg/L (voir la figure II.4) à partir d'une solution mère de concentration de 300 mg/L.



Figure II.4 : Les solutions du colorant VM de concentrations de 1, 2, 3, 4, 5, 6 et 7 mg/L.

L'analyse des solutions se fait par spectrophotométrie à la longueur d'onde de 587nm. Les résultats obtenus sont regroupés dans le tableau II.1 et représentés graphiquement sur la figure II.5.

Tableau II.1. Les valeurs obtenues pour l'établissement de la courbe d'étalonnage du VM.

C (mg/L)	1	2	3	4	5	6	7
Absorbance	0,092	0,216	0,337	0,455	0,594	0,755	0,830

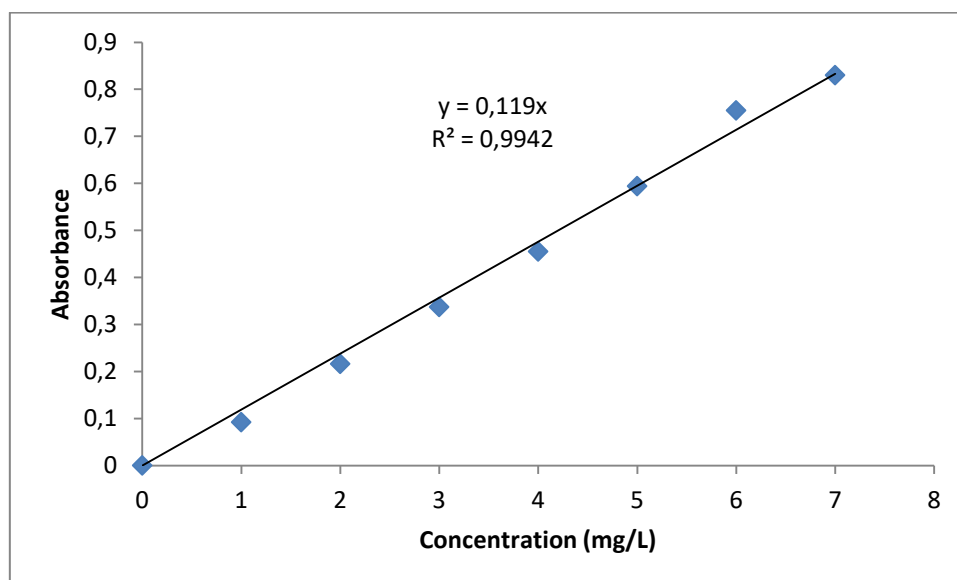


Figure II.5. Courbe d'étalonnage du colorant violet de méthyle.

On constate que la courbe est une droite avec un coefficient de détermination R^2 égale à 0,994 représentant un bon ajustement linéaire.

L'équation de la droite donnant l'absorbance A en fonction de la concentration du VM est : $A = 0,119 \cdot C$. Cette équation servira pour la détermination de la concentration du colorant VM dans les différents échantillons.

II.5.2. Adsorption du colorant VM par les coques d'amandes (CA)

Les expériences d'adsorption ont été réalisées en mettant en contact une masse définie des coques d'amandes avec 25 mL de la solution du violet du méthyle d'une concentration donnée. La dispersion des particules solides est assurée par une agitation mécanique. Après l'agitation mécanique, la séparation des deux phases se fait par centrifugation pendant 30 min. La suspension est filtrée et la concentration résiduelle du violet du méthyle est mesurée par spectrophotométrie à la longueur d'onde 587 nm.

II.5.3. Détermination du temps d'équilibre

L'étude de l'adsorption du violet du méthyle sur les coques d'amandes en poudre, implique de toute évidence la détermination du temps de contact, temps qui correspond à l'équilibre d'adsorption ou à un état de saturation du support par le substrat.

Dans le but de déterminer le temps nécessaire pour atteindre l'équilibre d'adsorption, des volumes de 25 mL prélevés des deux solutions du violet du méthyle de concentration de 300 mg/L et de 200 mg/L sont mélangés avec 0,025 g du biosorbant (CA) à température ambiante. L'ensemble est agité à des temps d'agitation allant d'une demi-heure à 3 heures. La séparation est effectuée par centrifugation à l'aide d'une centrifugeuse de type Ultra-8TL, pendant 30 minutes. La quantité du colorant adsorbée est déterminée à l'aide d'un spectrophotomètre de la marque OPTIZEN.

Les résultats obtenus sont regroupés dans le tableau II.2 et représentés graphiquement sur la figure II.6.

Tableau II.2. Etude de l'effet du temps de contact sur l'adsorption du VM par les coques d'amandes

Temps (min)	30	60	90	120	150	180
C₀=200 (mg/L)						
Ce (mg/L)	123,35	123,73	102,94	93,06	92,64	93,90
Taux (%) d'élimination	33,82	38,13	48,52	53,46	53,67	53,04
C₀=300 (mg/L)						
Ce (mg/L)	271,00	261,76	245,79	228,57	228,99	231,09
Taux (%) d'élimination	9,66	12,74	18,06	23,80	23,66	22,99

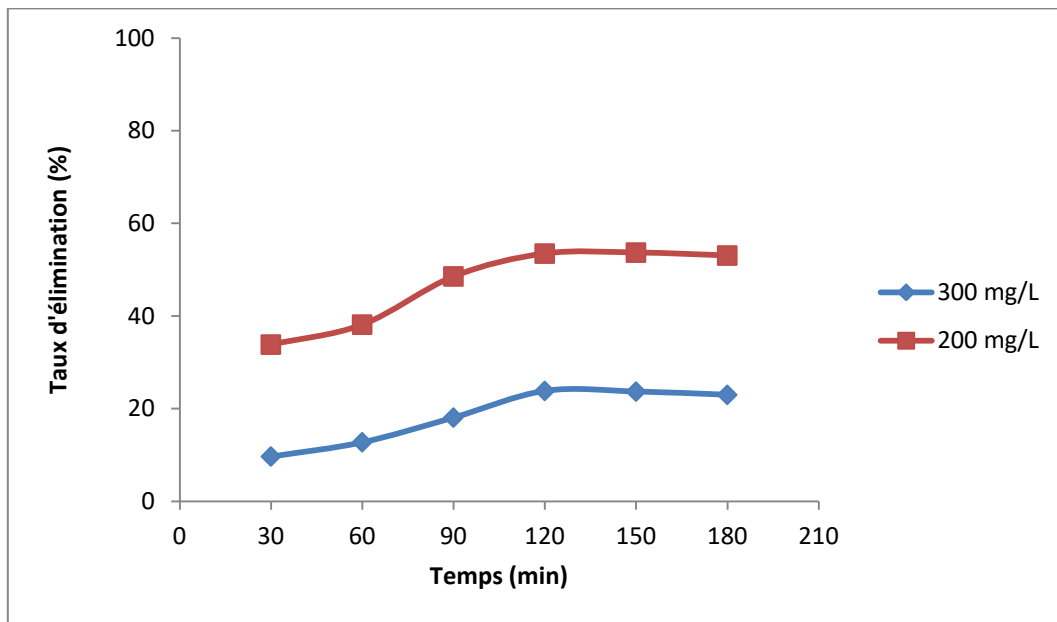


Figure II.6. Evolution du taux d'élimination en fonction du temps.

D'après la figure II.6, on constate que le taux d'élimination du colorant violet de méthyle (pour les deux concentrations) par le biosorbant augmente avec le temps, jusqu'à atteindre un palier. Les résultats montrent aussi l'existence de deux phases, la première rapide et la deuxième lente. Le temps de contact de 120 minutes correspond à un taux d'élimination maximal du colorant, soit 24% (300 mg/L) et 53% (200 mg/L) environ.

Donc toutes les expériences d'adsorption suivantes auront un temps de contact adsorbant /adsorbat de 2 heures.

II.5.4. Effet de la dose

Dans le but d'étudier l'influence de la dose de l'adsorbant sur la capacité d'adsorption, on suit les étapes suivantes : On introduit dans une série de béchers contenant successivement des masses de 0,025 ; 0,05 ; 0,075 ; 0,1 ; 0,150 grammes de notre biosorbant, 25 mL de la solution du polluant de concentration de 300 mg/L. L'ensemble est agité pendant 2 heures puis centrifugé et analysé par un spectrophotomètre.

Les résultats de ces mesures sont regroupés dans le tableau II.3 et représentés graphiquement sur la figure II.7.

Tableau II.3. Effet de la dose du biosorbant sur l'adsorption du VM ($C_0=300$ mg/L)

Dose (g/L)	1	2	3	4	6
Ce (mg/L)	254,62	223,52	177,73	178,57	187,39
Taux d'élimination (%)	15,21	25,49	40,75	40,47	37,53

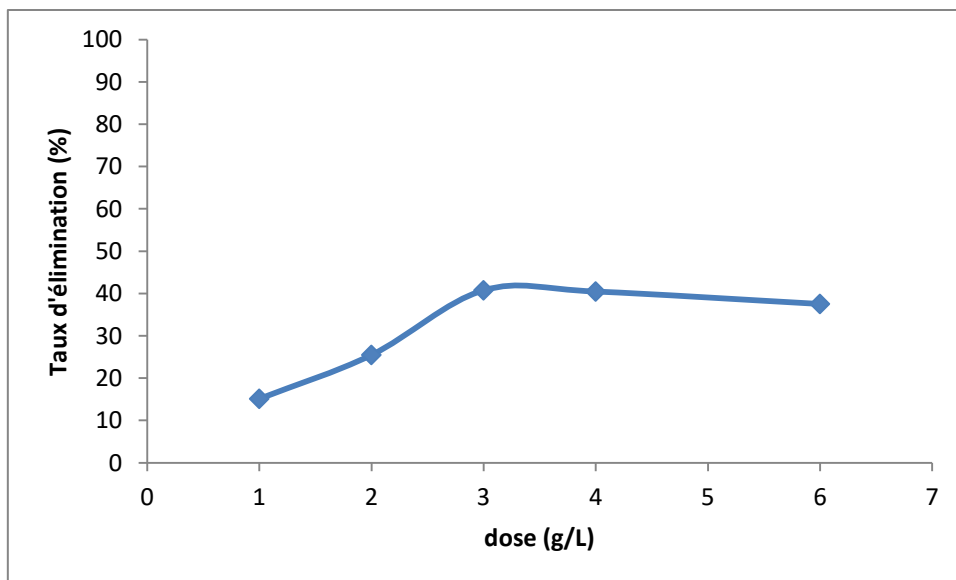


Figure II.7. Taux d'élimination du VM en fonction de la dose du biosorbant.

La figure II.7 montre l'influence de la masse du biosorbant sur la capacité d'adsorption du colorant. On remarque qu'une augmentation dans la masse des coques

d'amandes cause une augmentation du taux d'élimination et que cette adsorption est maximale pour une dose de 3g/L. Autrement dit, une augmentation de la masse du support entraîne une amélioration dans le rendement de fixation jusqu'à la saturation du support et s'ensuit une diminution dans le taux d'élimination.

Par conséquent, on va utiliser cette nouvelle dose pour toutes les expériences d'adsorption suivantes.

II.5.5. Effet du pH sur le processus d'adsorption

Dans le but d'étudier l'influence du pH de la solution sur la capacité d'adsorption, on a mis en contact, dans une série de béchers, successivement 0,075 g de biosorbant avec 25 mL de solutions à différents pH. Le pH de ces solutions varie entre 2 et 11. L'ajustement du pH est fait avec l'acide chlorhydrique pour les pH acides et l'hydroxyde de sodium pour les pH basiques.

Le mélange est agité pendant un temps déterminé précédemment, puis filtré et analysé par un spectrophotomètre à la longueur d'onde 587 nm.

Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau II.4 et représentés graphiquement dans la figure II.8.

Tableau II.4. Effet du pH sur l'adsorption du VM par les CA ($C_0 = 300$ mg/L).

pH	2,05	3,41	4,81	8,06	10,01	11,00
Ce	259 ,66	239,07	197,47	163,86	142,43	119,32
Taux (%) d'élimination	13,44	20,30	34,17	45,37	52,52	60,22

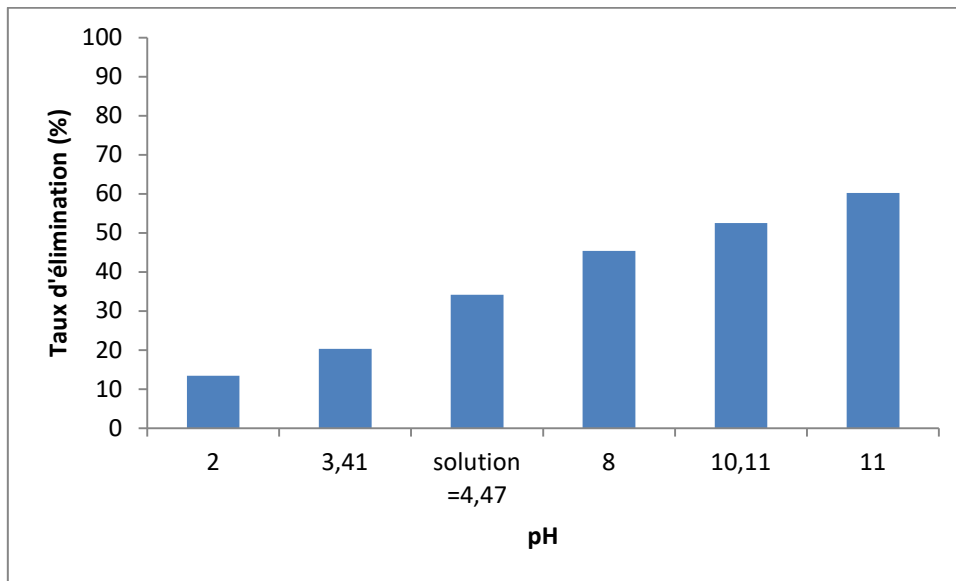


Figure II.8. Evolution du taux d'élimination en fonction du pH.

D'après la figure II.8 on constate les meilleurs taux d'élimination sont obtenus d'une manière générale à des pH basiques, et que le taux d'élimination atteint son maximum à un pH égal à 11.

Le Violet de méthyle est un colorant cationique, la charge positive du colorant est attribuée à un atome d'azote protoné dans sa structure [23].

Le point de charge zéro est le pH auquel la charge de la surface de l'adsorbant devient neutre. Pour des valeurs de pH inférieures au pH_{pzc} la surface de l'adsorbant est chargée positivement et négativement pour des valeurs de pH supérieures au pH_{pzc} . Pour les coques d'amandes, le pH_{pzc} est égal à 6,35 [24] ceci explique les meilleurs taux d'élimination à pH basiques.

II.5.6. Etude de l'influence de la température sur le processus d'adsorption

Afin d'étudier l'influence de la température sur l'adsorption du polluant par le biosorbant, des flacons contenant 25 mL de solutions de VM de concentration et de pH connus auxquelles nous avons ajouté 0,075g de biosorbant, sont placés dans un bain-marie

muni d'un thermostat permettant de régler la température (25, 30, 40 °C), l'ensemble est agité pendant deux heures puis centrifugé et analysé par spectrophotométrie.

Les résultats de ces mesures sont mentionnés dans le tableau II.5 et représentés sur la figure II.9.

Tableau II.5. Effet de la température sur l'adsorption du VM par les CA ($C_0=300\text{mg/L}$).

Température (K)	298	303	313
$1/T \text{ (K}^{-1}\text{)}$	0,0034	0,0033	0,0032
Taux (%) d'élimination	75,49	79,13	85,71
$\text{Ln } k_d$	0,0263	0,2343	0,6931

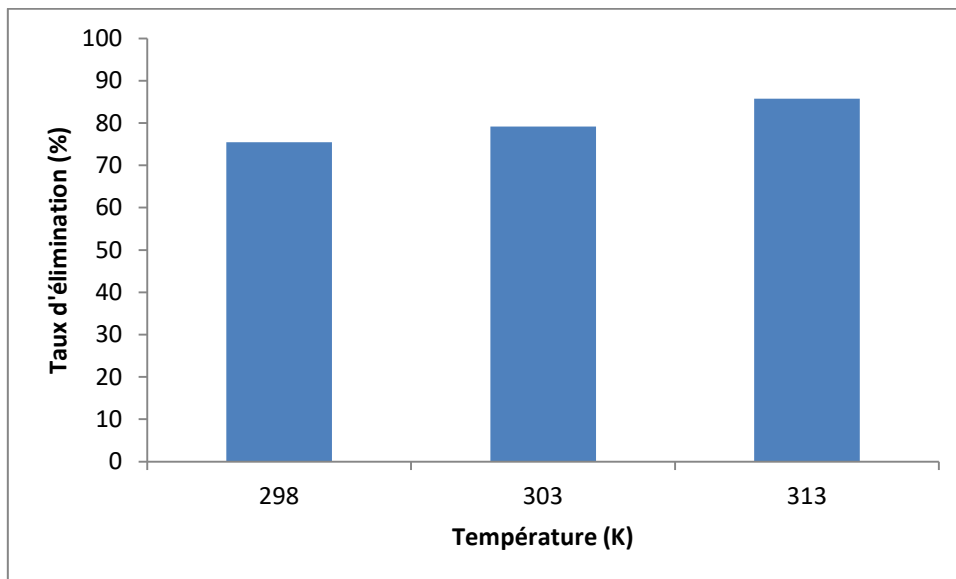


Figure II.9. Taux d'élimination du VM en fonction de la température.

D'après cet histogramme, on peut déduire que la température améliore la capacité d'adsorption des CA. En effet, lorsque la température augmente, on assiste à une augmentation du taux d'élimination du colorant. Pour confirmer ces résultats, on a calculé les paramètres thermodynamiques (ΔG , ΔH et ΔS) liés au processus d'adsorption et le coefficient de distribution K_d .

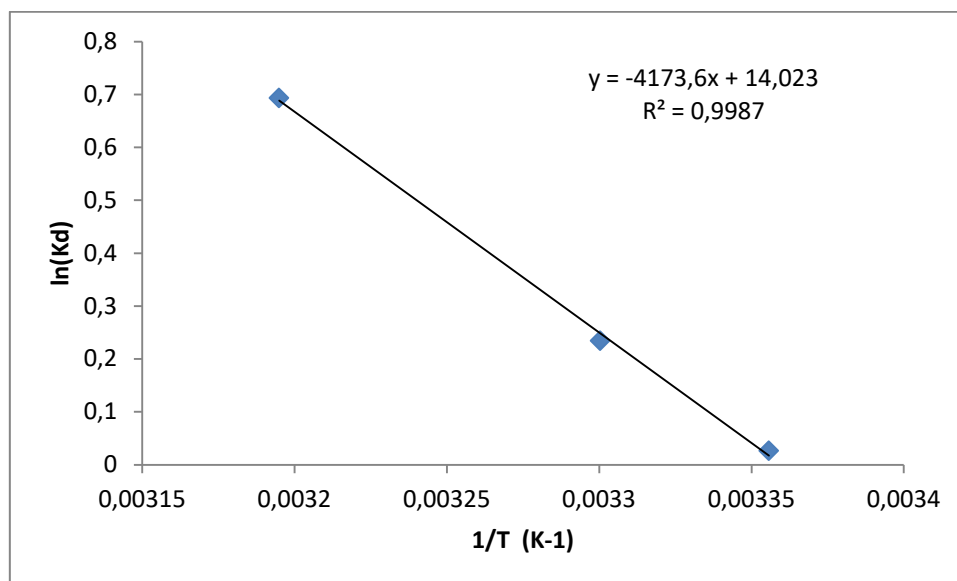


Figure II.10. Evolution de Lnkd en fonction de 1/T.

A partir du tracé de la figure II.10 ΔH et ΔS sont déduites respectivement, de la pente et de l'ordonnée à l'origine. Le tableau II.6 regroupe les grandeurs thermodynamiques.

Tableau II.6. Paramètres thermodynamiques d'adsorption ($C_0=300\text{mg/L}$).

Equation	ΔG° (KJ/mol)			ΔH° (KJ/mol)	ΔS° (KJ/mol.K)
	298 K	303 K	313 K		
$Y = -4173,6X + 14,023$	-0,437	-0,626	-1,792	34,69	0,11

Les valeurs négatives de l'énergie libre, ΔG , impliquent la spontanéité du processus d'élimination du violet de méthyle. Les valeurs de ΔG diminuent avec l'augmentation de la température, ce qui prouve que la meilleure adsorption est obtenue à haute température.

Les valeurs positives de ΔS impliquent que les molécules de VM adsorbées à l'interface solide-liquide sont moins ordonnées.

Les valeurs positives de ΔH indiquent que l'adsorption du VM est endothermique. L'adsorption est ainsi favorisée par une élévation de la température.

II.5.7. Isothermes d'adsorption

Dans une série de béchers, nous avons introduit successivement la quantité optimisée du biosorbant et 25 mL de solutions filles, de concentrations qui varient entre 50 et 350 mg/L. Le mélange est agité pendant un temps déterminé, puis filtré et analysé. On calcule ensuite la quantité adsorbée (x/m) qui est déterminée par l'équation suivante :

$$x/m=(C_0-C_e).V/m$$

Où

C_0 : Concentration initiale de l'adsorbant (mg/L).

C_e : Concentration à l'équilibre de l'adsorbant (mg/L).

V : Volume d'adsorbat (L).

m : Masse de l'adsorbant (g).

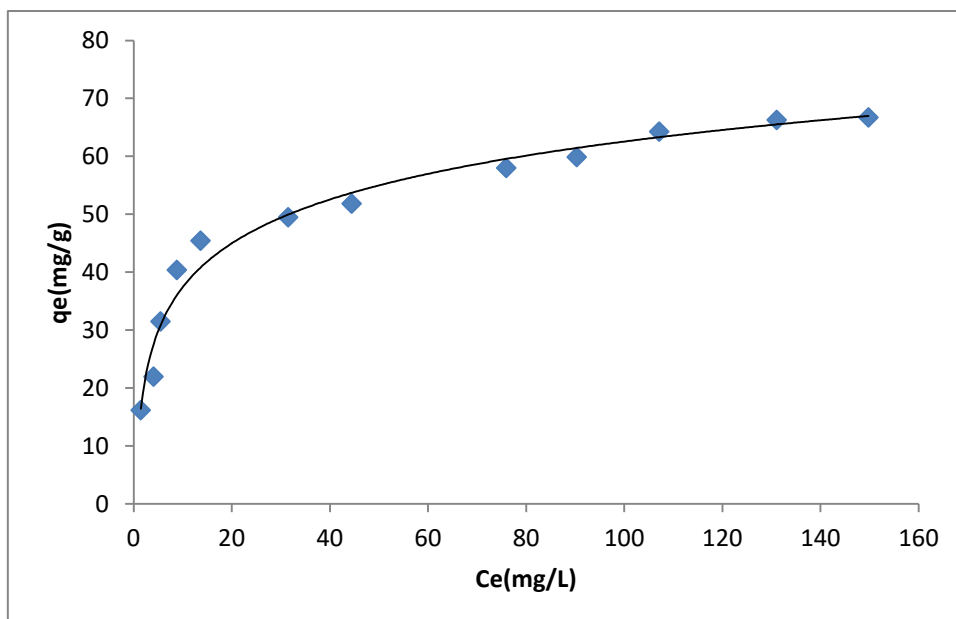


Figure II.11. Isotherme d'adsorption du violet de méthyle par les CA.

D'après la figure II.11 et selon la classification de Giles et coll., l'isotherme obtenue est du type L, et la quantité adsorbée augmente avec l'augmentation de la concentration du polluant jusqu'à atteindre un palier indiquant la saturation des sites de la surface et donc formation d'une monocouche.

- **Application du modèle de Freundlich et de Langmuir**

Pour quantifier la capacité d'adsorption des CA pour le violet du méthyle, les données d'adsorption sont traitées selon l'équation linéaire de Freundlich et de Langmuir.

Les courbes du modèle de Langmuir et de Freundlich sont représentées sur les figures II.12 et II.13.

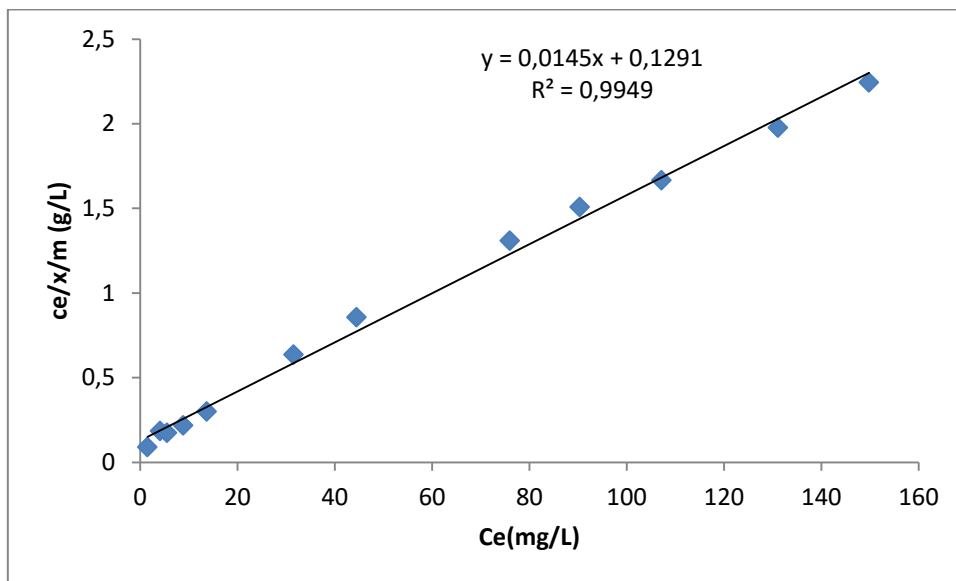


Figure II. 12. Isotherme de Langmuir linéarisée pour l'adsorption du VM par les CA.

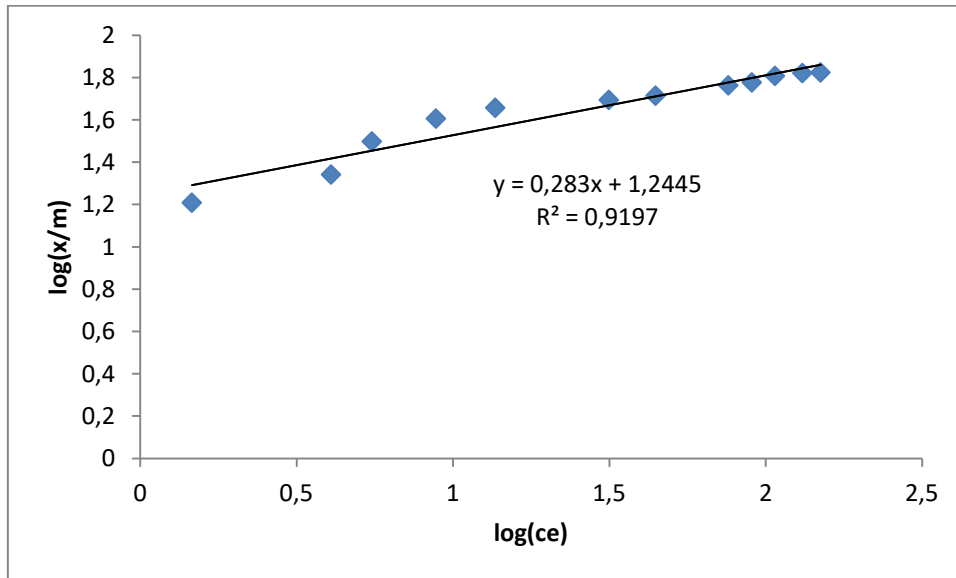


Figure II.13. Isotherme de Freundlich linéarisée pour l’adsorption du VM par les CA.

A partir des modèles tracés dans les figures II.12 et II.13, on a pu calculer les constantes des modèles Langmuir et Freundlich. Les valeurs de ces constantes sont rassemblées dans le tableau II.7.

Tableau II.7. Constantes de Freundlich et Langmuir.

Violet de méthyle					
Freundlich			Langmuir		
Y=0,2812 X+1,2483			Y=0,0145X+0,1268		
n	K _f	R ²	b (mg/g)	K _L (L/mg)	R ²
3,55	17,71	0,91	68,96	0,114	0,994

D’après les valeurs des coefficients de détermination montrées dans le tableau ci-dessus, nous pouvons conclure que le modèle de Langmuir est le mieux adapté à nos résultats

expérimentaux. La pente et l'ordonnée à l'origine de la droite permettent de déterminer la capacité maximale d'adsorption b ainsi que la constante K_L pour le biosorbant étudié.

La capacité maximale d'adsorption du colorant violet de méthyle par les CA est de 68 mg/g ce qui fait des coques d'amandes un bon biosorbant.

II.5.8. Cinétique d'adsorption

Deux modèles cinétiques sont pris en considération afin d'étudier le processus d'adsorption. Il s'agit d'effectuer les tests d'adsorption en prenant des temps de contact inférieurs au temps d'équilibre, avec la dose et le pH optimums trouvés.

La cinétique d'adsorption a été étudiée en appliquant les modèles de pseudo-premier et pseudo-deuxième ordre.

Les résultats obtenus sont représentés dans les figures II.14 et II.15 et regroupés dans le tableau II.8.

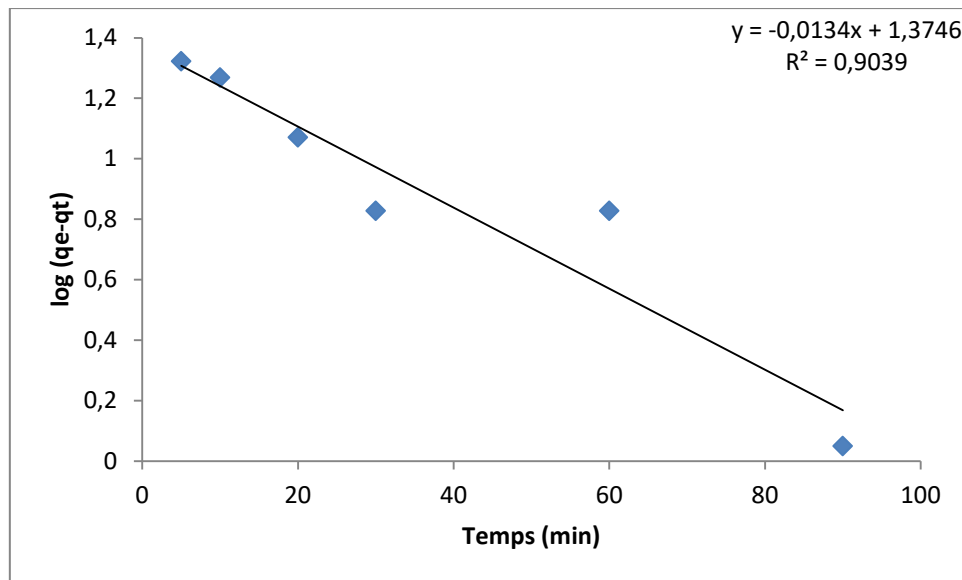


Figure II.14. Application du modèle cinétique du pseudo-premier ordre à l'adsorption du VM par les CA.

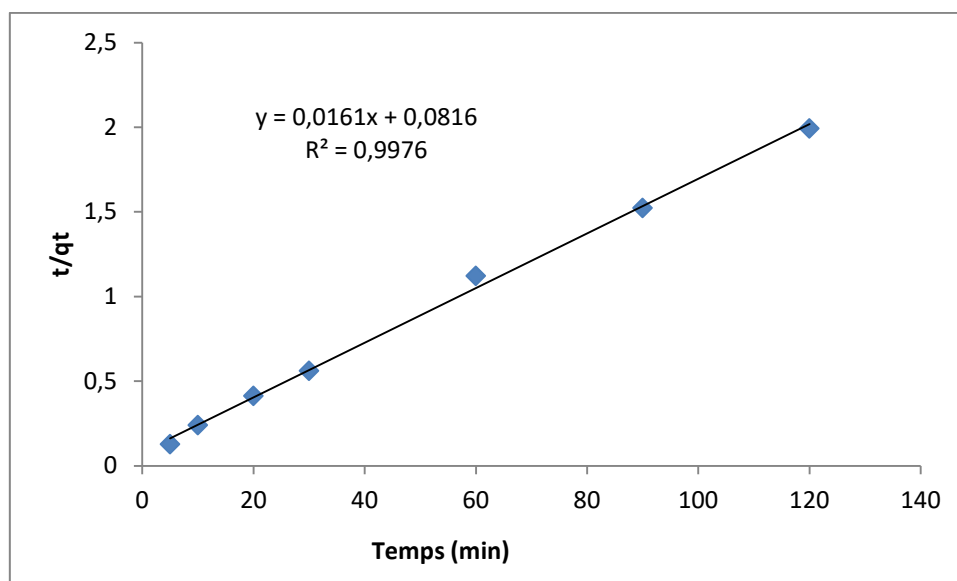


Figure II.15. Application du modèle cinétique du pseudo-second ordre à l’adsorption du VM par les CA.

A partir des modèles tracés dans les figures II.14 et II.15, on a pu calculer les paramètres cinétiques des modèles étudiés. Les valeurs de ces paramètres sont rassemblées dans le tableau II.8.

Tableau II.8. Paramètres cinétiques d’adsorption ($C_0 = 300$ mg/L).

Système		coques d’amandes
C_0 (mg/L)		300
q_{exp} (mg/g)		60,22
Pseudo 1 ^{er} ordre	q_e (calc) (mg/g)	23,60
	K_1 (min ⁻¹)	0,0308
	R^2	0,90
Pseudo 2 ^{ème} ordre	q_e (calc) (mg/g)	62,11
	K_2 (g/mg.min)	0,0816
	h (mg/g.min)	12,25
	R^2	0,99

D'après ces résultats, on remarque que l'application du modèle de pseudo-premier ordre donne un coefficient de détermination (R^2) égal à 0,90 et que la quantité fixée par gramme de biosorbant calculée ne correspond pas à celle trouvée expérimentalement. Donc l'adsorption du polluant par les coques d'amandes n'est pas un processus de pseudo-premier ordre ; par contre le coefficient de détermination (R^2) du pseudo-second ordre est supérieur à 0,99 et la quantité adsorbée calculée est presque égale à celle trouvée expérimentalement. On peut conclure alors que l'adsorption suit bien le modèle du pseudo-second ordre.

Conclusion générale

Conclusion générale

A l'heure où les pays du monde sont conscients de la nécessité de protection de la qualité de l'environnement, de plus en plus de travaux sont mis en œuvre pour trouver des solutions économiquement, socialement et environnementalement rentables.

Notre étude s'inscrit dans ce contexte, gestion durable de l'environnement, d'une part parce qu'elle prétend dépolluer des eaux contaminées et d'autre part parce qu'elle permet de valoriser un déchet abondamment disponible dans notre pays.

De ce fait, la partie expérimentale a englobé deux parties; la première partie a été consacrée à la caractérisation du matériau naturel utilisé (les coques d'amandes), par l'analyse infrarouge à transformée de Fourier. L'analyse a montré que les coques d'amandes étaient constituées de polysaccharides.

Dans la seconde partie, on présente tous les résultats issus des essais de l'adsorption du colorant violet de méthyle sur le biosorbant ainsi que leurs interprétations, les résultats obtenus dans ce travail ont permis de montrer que :

Le meilleur taux d'élimination du colorant VM est obtenu pour une dose de biosorbant égale à 3g/L.

L'étude de l'effet du pH, met en lumière une efficacité de fixation maximale à pH égal à 11.

La rétention du colorant par les coques d'amandes se fait en deux parties, la première rapide et la deuxième lente. Le temps de contact de 120 minutes correspond à une élimination maximale du colorant.

Le modèle cinétique du pseudo-second ordre est bien adapté pour décrire le processus d'adsorption du colorant VM, justifié par un coefficient de détermination supérieur à 0,99.

D'après la classification de Giles et Coll., l'adsorption étudiée est de type L. L'isotherme qui la décrit le mieux est le modèle de Langmuir, avec un coefficient de détermination R^2 supérieur à 0,99. La capacité maximale d'adsorption des coques d'amandes pour le violet de méthyle est de 68 mg/g.

L'étude du comportement thermodynamique a révélé que l'adsorption du VM par les coques d'amandes est spontanée en raison des valeurs négatives de l'enthalpie libre (ΔG).

En conclusion, le biomatériau (les coques d'amandes) s'est avéré être un excellent support adsorbant. Il présente plusieurs avantages tels que son abondance et sa mise en œuvre peu coûteuse.

Références bibliographiques

Conclusion générale

A l'heure où les pays du monde sont conscients de la nécessité de protection de la qualité de l'environnement, de plus en plus de travaux sont mis en œuvre pour trouver des solutions économiquement, socialement et environnementalement rentables.

Notre étude s'inscrit dans ce contexte, gestion durable de l'environnement, d'une part parce qu'elle prétend dépolluer des eaux contaminées et d'autre part parce qu'elle permet de valoriser un déchet abondamment disponible dans notre pays.

De ce fait, la partie expérimentale a englobé deux parties; la première partie a été consacrée à la caractérisation du matériau naturel utilisé (les coques d'amandes), par l'analyse infrarouge à transformée de Fourier. L'analyse a montré que les coques d'amandes étaient constituées de polysaccharides.

Dans la seconde partie, on présente tous les résultats issus des essais de l'adsorption du colorant violet de méthyle sur le biosorbant ainsi que leurs interprétations, les résultats obtenus dans ce travail ont permis de montrer que :

Le meilleur taux d'élimination du colorant VM est obtenu pour une dose de biosorbant égale à 3g/L.

L'étude de l'effet du pH, met en lumière une efficacité de fixation maximale à pH égal à 11.

La rétention du colorant par les coques d'amandes se fait en deux parties, la première rapide et la deuxième lente. Le temps de contact de 120 minutes correspond à une élimination maximale du colorant.

Le modèle cinétique du pseudo-second ordre est bien adapté pour décrire le processus d'adsorption du colorant VM, justifié par un coefficient de détermination supérieur à 0,99.

D'après la classification de Giles et Coll., l'adsorption étudiée est de type L. L'isotherme qui la décrit le mieux est le modèle de Langmuir, avec un coefficient de détermination R^2 supérieur à 0,99. La capacité maximale d'adsorption des coques d'amandes pour le violet de méthyle est de 68 mg/g.

L'étude du comportement thermodynamique a révélé que l'adsorption du VM par les coques d'amandes est spontanée en raison des valeurs négatives de l'enthalpie libre (ΔG).

En conclusion, le biomatériau (les coques d'amandes) s'est avéré être un excellent support adsorbant. Il présente plusieurs avantages tels que son abondance et sa mise en œuvre peu coûteuse.