

Dépollution des eaux par l'adsorption sur des billes d'alginate :

Guillemette ROLLAND -n° 39713

Introduction

- I. Synthèse des billes d'alginate :
 - a. Protocole
 - b. Mécanisme
- II. Cinétique d'adsorption :
 - a. Protocole
 - b. Choix du modèle
- III. Difficultés rencontrées :
- IV. Comparaison des résultats :
 - a. Influence de la concentration en polluant
 1. Influence sur Q_{eq}
 2. Influence sur k_2
 - b. Influence du pH
 1. Influence sur Q_{eq}
 2. Influence sur k_2
 - c. Valeur ajoutée du ferrofluide
 1. Influence sur Q_{eq}
 2. Influence sur k_2

Conclusion

Annexe : photographies des expériences

Bibliographie

Introduction :

La pollution des eaux est devenue un problème de plus en plus alarmant pour les populations. Avec l'essor de l'industrie textile et l'arrivée de la fast fashion, de plus en plus de colorants toxiques sont déversés dans les rivières environnantes chaque année. En plus de dégrader les écosystèmes marins [1], cela a aussi un impact négatif sur la vie des populations côtières.



Rivière contaminée en Chine

<https://observers.france24.com/fr/20140515-imprimerie-couleurs-riviere-chinoise-encre-guangdong-boluo>

Pour contrer ce phénomène, la dépollution par extraction est adaptée. Elle peut être faite par adsorption, par exemple sur de l'alginate. Ce procédé repose sur des liaisons faibles du type interaction de Van der Waals et/ou les liaisons hydrogènes et par des interactions électrostatiques, toutes se font à la surface du dépolluant. Le charbon actif est l'adsorbant le plus couramment utilisé dans l'industrie, car il possède une très grande surface spécifique, offrant ainsi un contact important avec les effluents. Toutefois, comme c'est une poudre, il est difficile de l'extraire une fois qu'elle est saturée [2].

Le travail effectué tout au long de l'année avait pour but de répondre à la problématique : **comment optimiser la dépollution par des billes d'alginate ?** Nous étions en binôme et le travail a été réparti de la sorte :

Je me suis intéressée aux paramètres de la solution de polluant (concentration en polluant modèle et pH), ainsi que la valeur ajoutée du ferrofluide.

Mon binôme a travaillé sur le type de bille utilisée (taille), leur capacité à être réutilisées, ainsi que la manière de les mettre en solution (système ouvert/fermé).

Grâce à nos résultats, nous pourrions en déduire les conditions optimales pour la meilleure dépollution.

Nous allons d'abord nous intéresser à la synthèse des billes d'alginate, contenant ou non du ferrofluide, pour ensuite étudier la cinétique d'adsorption du bleu de méthylène sur les billes d'alginate. Cela nous permettra de déduire les meilleurs paramètres pour une dépollution optimale. Nous conclurons en mettant mes résultats en commun avec ceux de mon binôme.

I. Synthèse des billes d'alginate :

a. Protocole :

L'alginate est un glucide naturel formé de plusieurs oses (sucres) extraits des algues brunes, c'est donc un polysaccharide. En présence de cations divalents, comme le Ca^{2+} , il développe des propriétés gélifiantes dont l'industrie pharmaceutique, alimentaire et cosmétique exploitent les avantages [3]. Pour ce TIPE, nous allons exploiter ces propriétés et en synthétiser des billes. Cette forme permet d'avoir une surface de contact maximale avec le polluant, donc d'optimiser la dépollution. Nous avons trouvé un protocole détaillé de la formation de ces billes dans la thèse de Layaly OBEID [4] :

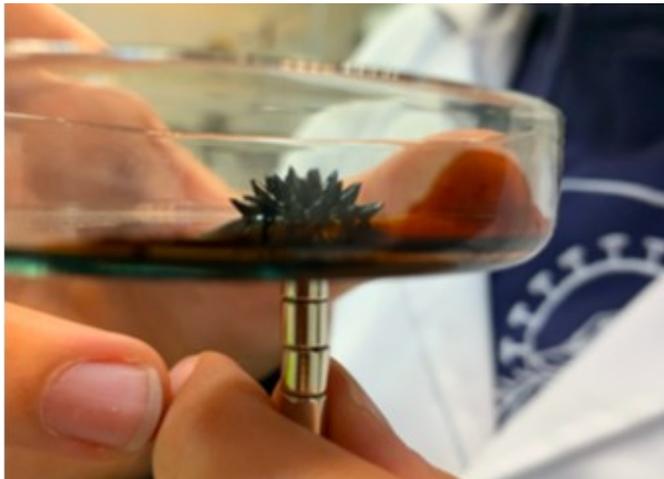
- **Préparation d'une solution d'alginate de sodium**
3 g d'alginate de sodium sont dissous dans 200 mL d'eau distillée. Le mélange est agité avec un agitateur mécanique (moteur réglé à une vitesse de $450 \text{ tr}\cdot\text{min}^{-1}$ entraînant une palette en téflon) jusqu'à dissolution complète du solide. La solution d'alginate obtenue est translucide et visqueuse.
- **Préparation du mélange alginate de sodium/ferrofluide citraté**
56,39 mL de ferrofluide citraté sont ajoutés à la solution d'alginate. L'ensemble est agité pendant deux heures pour obtenir un liquide marron foncé et visqueux. De l'eau distillée a été ajoutée pour avoir un volume total de 300 mL.
A ce stade, la concentration de l'alginate est de $10 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ et celle du fer de $0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- **Préparation des billes d'alginate**
 - Le mélange alginate/ferrofluide est introduit dans une seringue munie d'une aiguille de diamètre interne 1,1mm. Grâce à un pousse-seringue qui permet d'avoir un flux régulier, le mélange est introduit goutte à goutte dans un bain de calcium ($V=800\text{mL}$; $C=0,5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$). La distance qui sépare l'aiguille de la surface du bain est de 10 cm et le pousse seringue est réglé à $4,3 \text{ mL}\cdot\text{min}^{-1}$. On place un aimant près du bain de calcium pour attirer les billes et éviter leur coalescence lors de la gélification. Les billes obtenues sont laissées dans le bain de CaCl_2 pendant 24h.
 - La solution est aspirée à l'aide d'une trompe à eau et les billes sont lavées trois fois avec 800 mL d'eau distillée sous agitation pendant 1h30min.
 - Les billes sont pesées et conservées dans l'eau distillée jusqu'à utilisation.

Protocole de la synthèse des billes d'alginate

Thèse de Layaly OBEID [4]

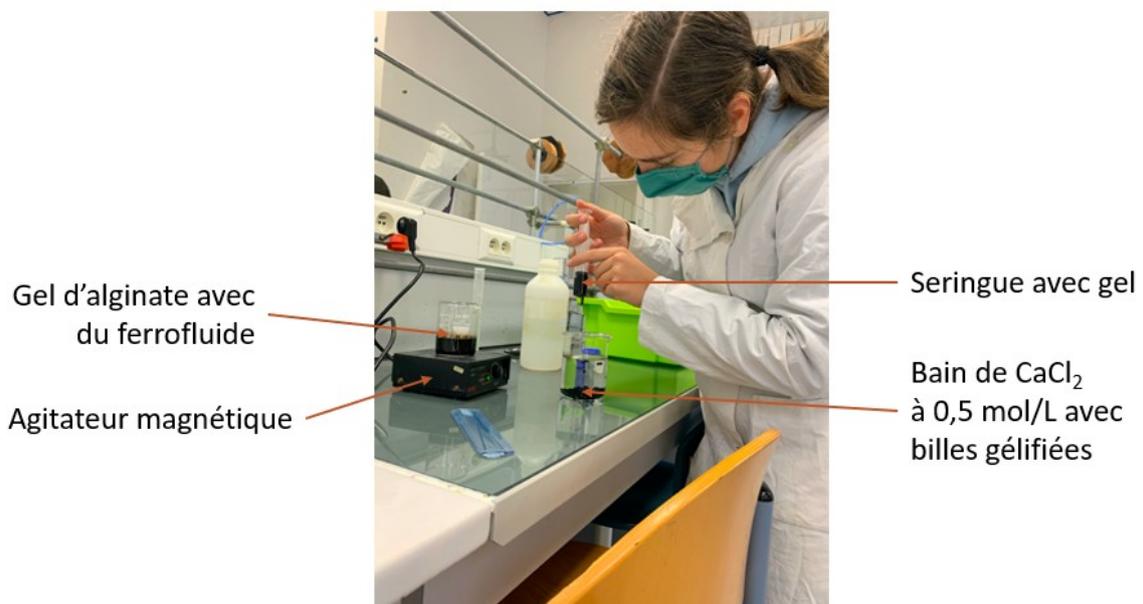
L'alginate se présente sous forme de poudre, et se dissout facilement dans l'eau. Après dissolution, nous obtenons un gel, qui peut être placé dans une seringue. Le gel est déposé goutte à goutte dans une solution de chlorure de calcium à $0,5 \text{ mol/L}$, où il est réticulé. Les billes ainsi formées sont laissées dans le bain de calcium 24h pour que la réticulation s'effectue jusqu'au centre des billes. Les billes sont ensuite rincées à l'eau distillée et conservées dans de l'eau distillé jusqu'à leur utilisation.

Vincent ROCHER [5] propose d'insérer du ferrofluide dans les billes d'alginate pour faciliter l'extraction de celles-ci de l'effluent une fois qu'elles sont saturées. Les ferrofluides sont des solutions composées de nanoparticules magnétiques, des suspensions colloïdales, dans un liquide porteur [4]. La solution obtenue peut réagir à proximité d'un champ magnétique et vectoriser le mouvement de l'ensemble des billes présentes. Ainsi, en plaçant un aimant à proximité des billes où du ferrofluide a été inséré, les billes sont attirées par celui-ci et il est simple de les séparer de la solution dépolluée. De plus, le ferrofluide présente quelques propriétés adsorbantes, que nous évaluerons prochainement.

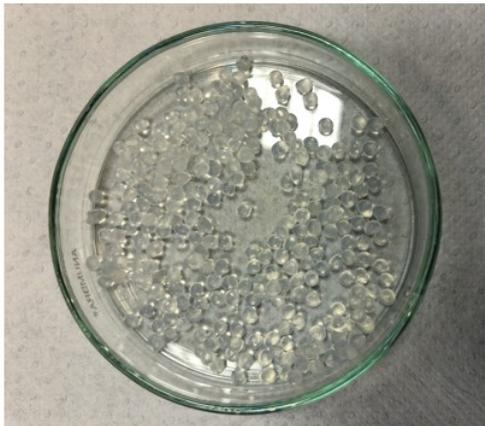


Ferrofluide libre sous l'influence d'un aimant. Le ferrofluide s'aligne avec les lignes de champ créées par l'aimant, d'où sa forme particulière.

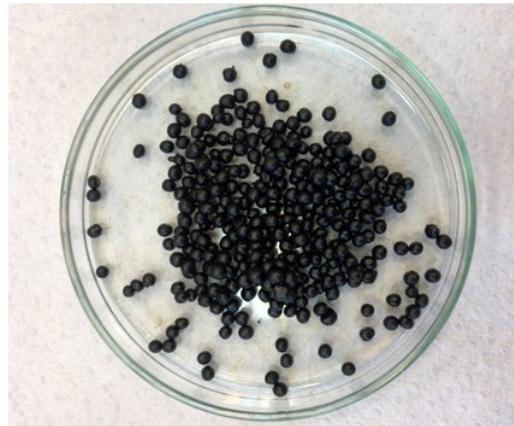
Afin d'encapsuler le ferrofluide dans les billes, il suffit d'ajouter du ferrofluide dans le gel avant de le placer dans la seringue. On procède ensuite à la réticulation, sans changer le protocole.



Synthèse des billes



Sans ferrofluide



Avec ferrofluide

Billes synthétisées au laboratoire

b. Mécanisme :

L'alginate est un copolymère composé de deux monomères : l'acide β -D-mannuronique (noté M) et l'acide α -L-gulonique (noté G). Selon la manière dont sont arrangés les monomères en blocs, les propriétés de l'alginate varient (figure II.5) [5].

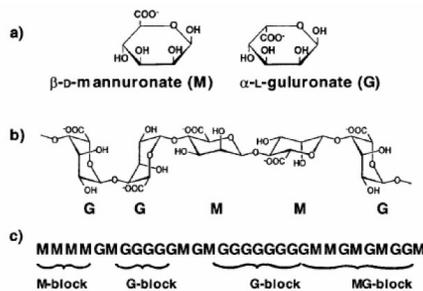


figure II.5 : a) monomères mannuronate M et guluronate G ; b) poly-gulonate GG et poly-mannuronate MM; c) exemple d'enchaînement des blocs GG, blocs MM ou blocs alternés MG dans une chaîne d'alginate.

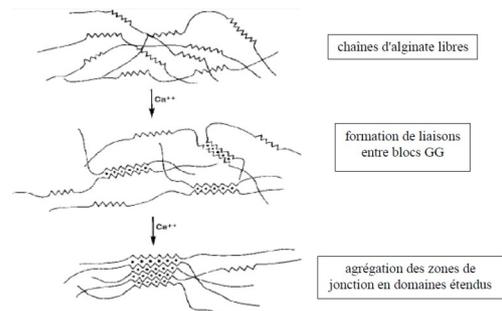


figure III.1 : schéma du mécanisme de formation d'un gel d'alginate de calcium, d'après [McHugh (2001)].

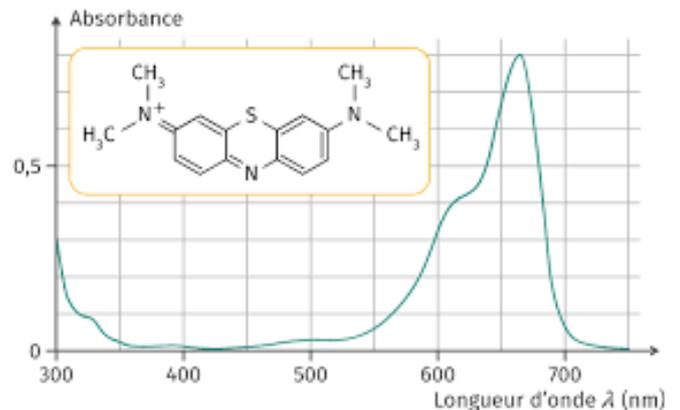
D'après la thèse de Vincent ROCHER [5]

Les ions Ca^{2+} présentent une affinité particulière pour les blocs G par rapport aux blocs M. Ainsi, lors de la mise en contact du gel d'alginate avec les ions Ca^{2+} , on observe une formation de liaisons entre les blocs GG. On a alors la formation de billes par réticulation (figure III.1) [5].

II. Cinétique d'adsorption :

a. Protocole :

L'objectif de ce TIPE était d'étudier la dépollution des eaux par l'adsorption de colorant sur des billes d'alginate. Nous avons utilisé comme polluant modèle le bleu de méthylène, un colorant non toxique qui absorbe la lumière dans l'UV/visible. Il était ainsi possible de suivre nos expériences simplement par spectrophotométrie.



Spectre d'absorption du bleu de méthylène

D'après <https://www.livrescolaire.fr/page/6562927>

Il était nécessaire de quantifier la quantité de colorant adsorbé sur les billes, afin de pouvoir comparer les différentes expériences avec des paramètres qui varient, pour en déduire les meilleurs. Grâce au suivi spectrophotométrique, nous avons pu définir la quantité de colorant adsorbé par la relation :

$$Q(t) = A_0 - A(t)$$

Où : $Q(t)$ est la quantité de colorant adsorbé à l'instant t ,

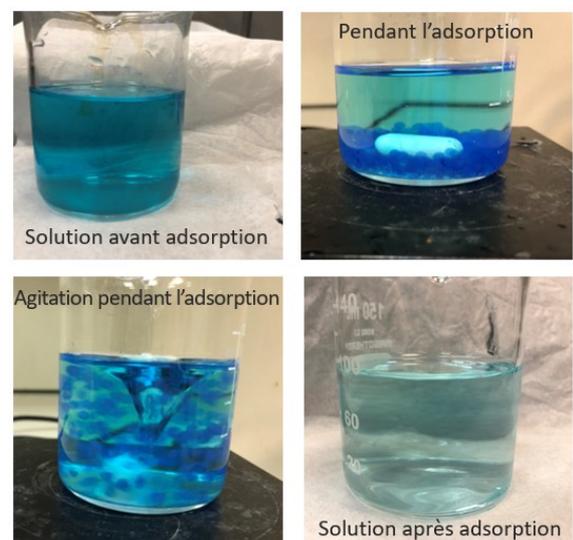
A_0 est l'absorbance initiale de la solution,

$A(t)$ est l'absorbance de la solution à l'instant t

L'expérience de suivi cinétique effectuée consistait à placer 5g de billes dans une solution de bleu de méthylène (de concentration entre $0,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L et $5,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L).

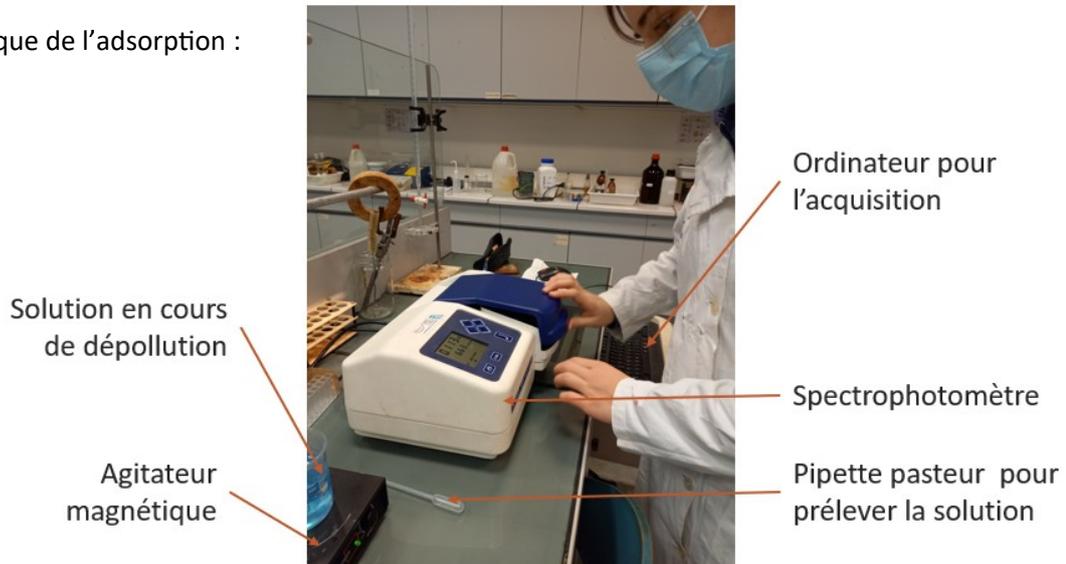
Le suivi a été effectué pendant 1h, avec un relevé d'absorbance toutes les minutes.

Le suivi a été effectué pendant 1h, avec un relevé d'absorbance toutes les minutes.



Photographies pendant l'expérience :

Suivi cinétique de l'adsorption :



b. Choix du modèle :

La littérature présente trois modèles cinétiques pour cette réaction, nous allons déterminer la plus pertinente pour notre cas de figure.

Le modèle le plus ancien est celui du **pseudo-ordre 1**. Proposé par Lagergren en 1898, il considère que l'adsorption est limitée par la formation de liaison entre soluté (polluant) et site actif (alginate), et suit la loi de vitesse suivante :

$$\frac{dQ(t)}{dt} = k_1(Q_{eq} - Q(t))$$

Celle-ci s'intègre en :

$$\ln(Q_{eq} - Q(t)) = \ln(Q_{eq} - Q_0) - k_1 t$$

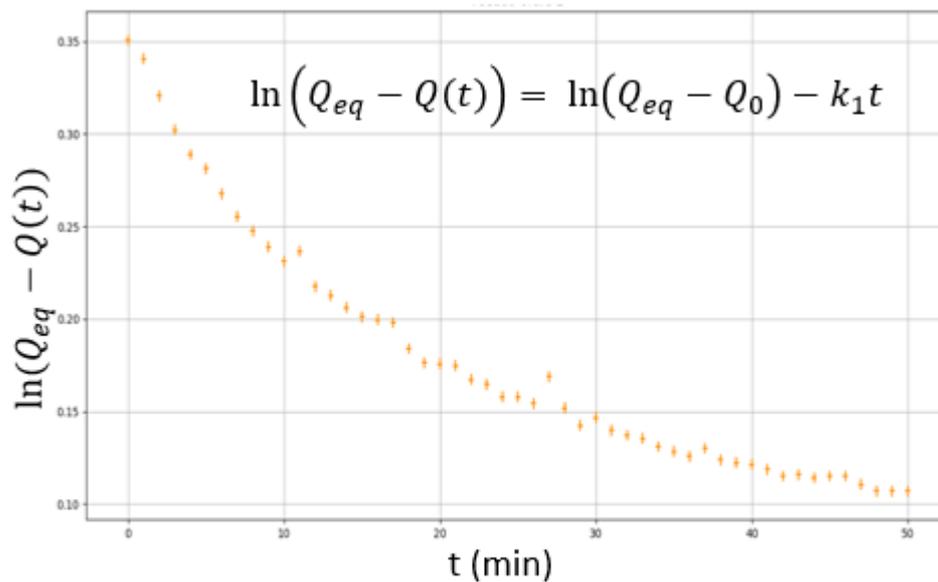
Où : $Q(t)$ est la quantité de colorant adsorbé au temps t

Q_{eq} est la quantité de colorant adsorbé à l'équilibre

Q_0 est la quantité initiale de colorant

k_1 est une constante d'équilibre

Afin d'évaluer la validité de ce modèle, on trace :



Pseudo-ordre 1

Lors du choix du modèle cinétique le plus pertinent, j'ai exploité l'expérience qui fait intervenir des billes d'alginate sans ferrofluide, dans une solution de bleu de méthylène de concentration $C=1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L et à pH=6,0.

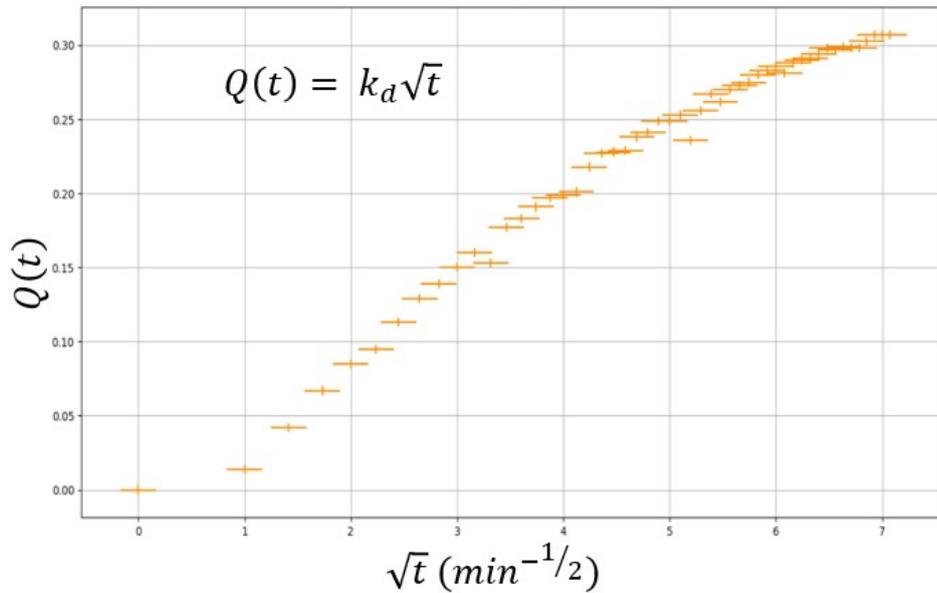
La courbe n'étant pas une droite affine, on n'utilisera pas ce modèle pour décrire notre expérience. Cela nous indique que l'adsorption n'est pas limitée par la formation de liaison entre soluté (polluant) et site actif (alginate).

Lorsque l'adsorption n'est pas limitée par la réaction entre le soluté et le site actif mais par la diffusion du soluté à l'intérieur du matériau, on privilégie le modèle de **diffusion intraparticulaire** proposé par Allen et al. en 1989. Ce modèle suit la loi cinétique suivante (avec les mêmes notations que précédemment) :

$$Q(t) = k_d t^{1/2}$$

Où : k_d est la constante de diffusion.

Afin d'évaluer la validité de ce modèle, on trace :



Diffusion intraparticulaire

La courbe n'étant pas une droite affine, ce modèle ne semble pas cohérent. Cela est en accord avec l'expérience réalisée, pour laquelle nous avons utilisé un agitateur magnétique, ce qui favorise le contact entre soluté et site actif.

Le dernier modèle proposé, celui du **pseudo-ordre 2**, a été développé par Y.S. Ho et G. McKay en 1998 et traduit l'existence d'un équilibre entre espèce en solution et espèce adsorbée. Il suit l'équation suivante (avec les mêmes notations que précédemment) :

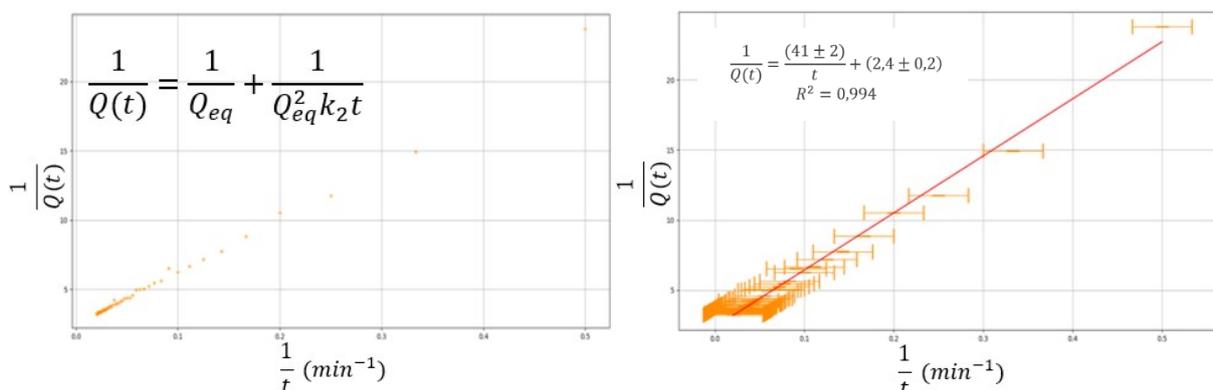
$$\frac{dQ(t)}{dt} = k_2(Q_{eq} - Q(t))^2$$

Où : k_2 est une constante cinétique

Elle s'intègre en :

$$\frac{1}{Q_{eq} - Q(t)} = \frac{1}{Q_{eq}} + k_2 t \quad \square \quad \frac{1}{Q(t)} = \frac{1}{Q_{eq}} + \frac{1}{Q_{eq}^2 k_2 t}$$

Afin d'évaluer la validité de ce modèle, on trace :

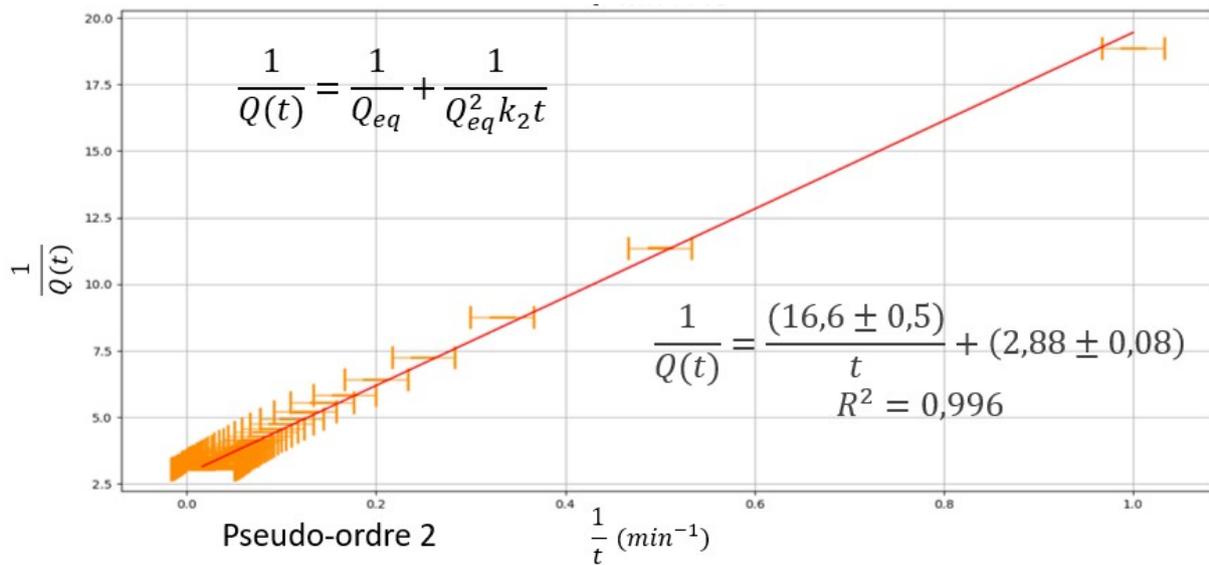


Pseudo-ordre 2

A gauche : sans incertitudes ; à droite : avec incertitudes et droite

On observe bien une droite affine, le modèle du pseudo-ordre 2 est donc validé.

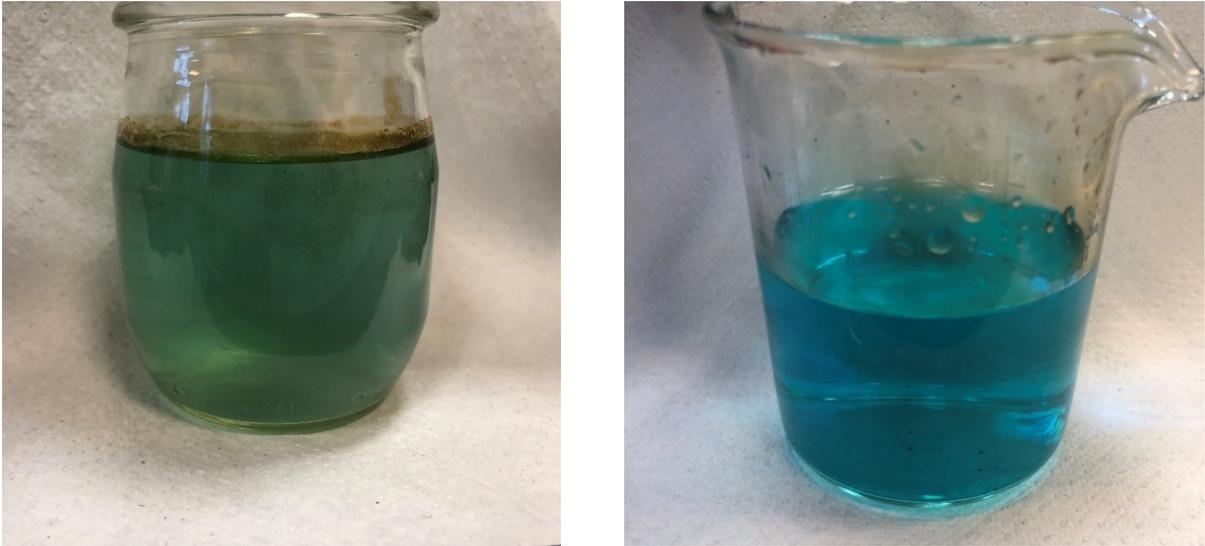
Afin de vérifier la validité du modèle sur toutes les expériences réalisées, nous avons tracé la même courbe avec des paramètres différents, voici celle pour des billes d'alginate sans ferrofluide, dans une solution de bleu de méthylène de concentration $C=1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L et à **pH=9,0** :



On utilisera donc ce modèle pour la suite des expériences.

III. Difficultés rencontrées :

Lors de l'utilisation des billes contenant du ferrofluide, nous avons observé un rejet de celui-ci dans la solution, comme en témoignent les photographies ci-dessous :



Solution repolluées par le ferrofluide rejeté par les billes.

Cela posait problèmes pour plusieurs raisons. Tout d'abord, le ferrofluide est toxique s'il n'est pas encapsulé, j'étais donc en train de repolluer ma solution en voulant la dépolluer. Cela a aussi faussé mes mesures et augmenté mes incertitudes, car la solution n'était plus bleue mais plutôt bleu-marron. De plus, du ferrofluide restait accroché aux pipettes utilisées pour le prélèvement ainsi qu'aux cuves du spectrophotomètre. Toutefois, je ne pouvais pas changer de cuve à chaque mesure, par souci d'écologie et de gâchis.

Une solution à ce problème a été d'encapsuler une quantité plus faible de ferrofluide dans les billes. En effet, nous observons sur la photographie de droite que la solution (issue de la dépollution avec des billes contenant du ferrofluide à $[Fe] = 0,25 \text{ mol/L}$) est plus polluée que celle de gauche (issue de la dépollution avec des billes contenant du ferrofluide à $[Fe] = 0,125 \text{ mol/L}$).

Il m'a été impossible de quantifier la quantité de ferrofluide rejetée par les billes, à cause du manque de matériel spécifique au laboratoire, et à la perte sur les parois du bécher et autre matériel utilisé (pipette pasteur, cuves).

IV. Comparaison des résultats :

a. Influence de la concentration en polluant :

Le premier paramètre que nous allons tester est la concentration en bleu de méthylène de la solution modèle polluée.

Pour ce faire, nous avons effectué le suivi cinétique pendant 1h en utilisant des billes avec et sans ferrofluide, pour trois concentrations en bleu de méthylène différentes : $C = 5,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L, $C = 1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L et $C = 0,5 \cdot 10^{-5}$ mol/L. Toutes les solutions étaient à pH=6,0.

1. Influence sur Q_{eq} :

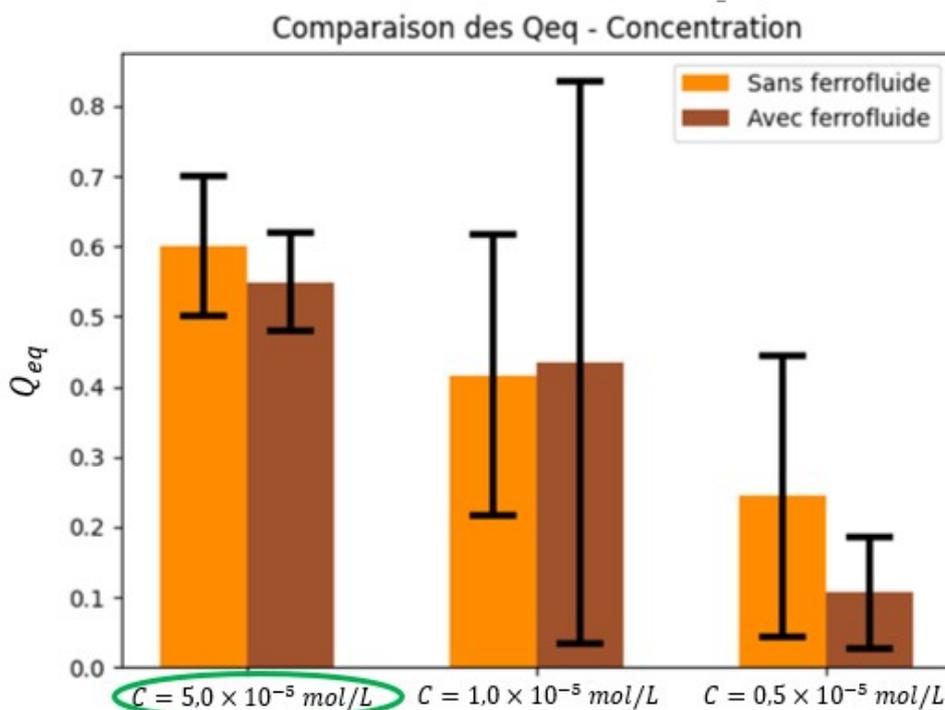
Notre objectif est d'avoir la dépollution la plu efficace possible, qui se traduit par une quantité de polluant adsorbée à l'équilibre (Q_{eq}) la plus grande possible. Nous allons alors comparer les Q_{eq} de chaque expérience et en déduire les conditions optimales vis-à-vis de la concentration en polluant.

Lorsqu'on trace la courbe du modèle pseudo-ordre 2, on peut remonter à Q_{eq} grâce à l'ordonnée à l'origine. En effet, l'équation de la courbe est :

$$\frac{1}{Q(t)} = \frac{1}{Q_{eq}} + \frac{1}{Q_{eq}^2 k_2 t}$$

Q_{eq} est donc l'inverse de l'ordonnée à l'origine.

Après analyse des différentes courbes, les données ont été rassemblées dans ce graphe :



Nous observons que plus la solution est polluée initialement (grande concentration), plus les billes ont adsorbé de colorant. Cela est cohérent avec le modèle choisi, qui traduit **un équilibre** entre espèce en solution et espèce adsorbée **et non une saturation des billes**.

Nous pouvons en conclure que la pollution sera efficace sur une solution très polluée, ce qui est encourageant, puisque l'objectif final est de dépolluer des rivières très concentrées en colorant toxique.

2. Influence sur k_2 :

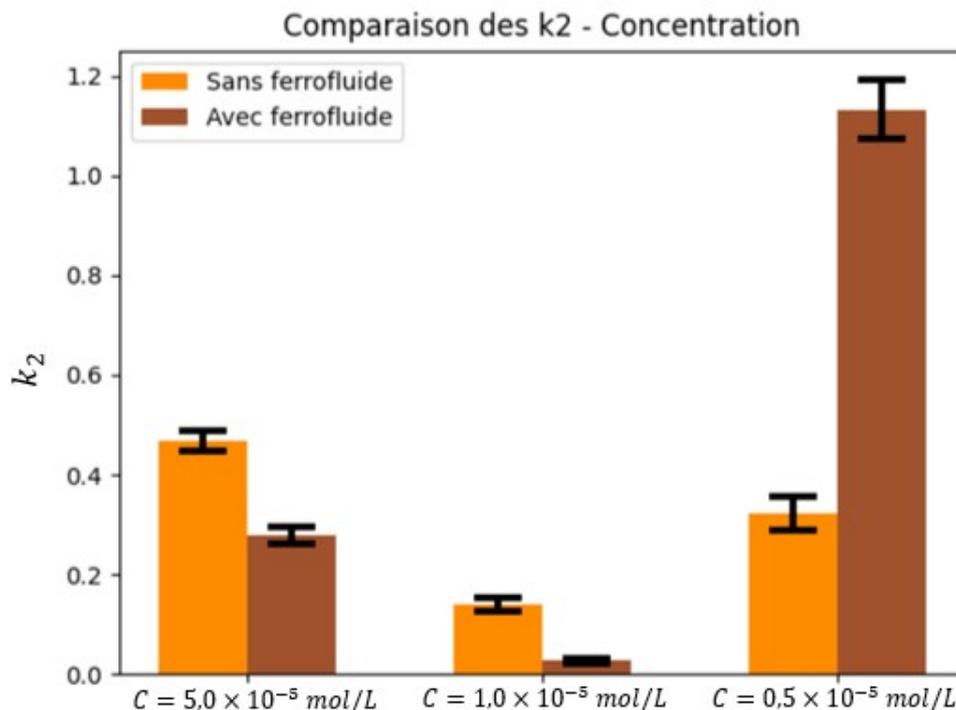
Nous pouvons aussi nous intéresser à la rapidité de la réaction, pour mesurer la reproductibilité de notre expérience à grande échelle.

Lorsqu'on trace la courbe du modèle pseudo-ordre 2, on peut remonter à k_2 grâce à Q_{eq} (trouvé précédemment), et la pente. En effet, l'équation de la courbe est :

$$\frac{1}{Q(t)} = \frac{1}{Q_{eq}} + \frac{1}{Q_{eq}^2 k_2 t}$$

k_2 est donc l'ordonnée à l'origine sur la pente.

Après analyse des différentes courbes, les données ont été rassemblées dans ce graphe :



On observe que la concentration n'influe pas de manière prévisible sur la cinétique de la réaction. De plus, j'ai observé que l'absorbance de la solution stagnait entre 45min et 1h, ce qui m'indiquait que la réaction avait atteint son équilibre en moins d'une heure.

Nous savons que k_2 est inversement proportionnelle à Q_{eq} , ce qui implique qu'il faut choisir à quel paramètre il faut accorder le plus d'importance. Puisque **la réaction atteint un état d'équilibre en moins d'une heure**, nous allons privilégier le caractère d'équilibre le plus avancé (Q_{eq} élevé) à la rapidité (k_2 élevé). Cela nous permettra d'obtenir une dépollution optimale, tout en sachant que celle-ci atteint son état final en moins d'une heure. Elle sera donc reproductible à grande échelle.

b. Influence du pH :

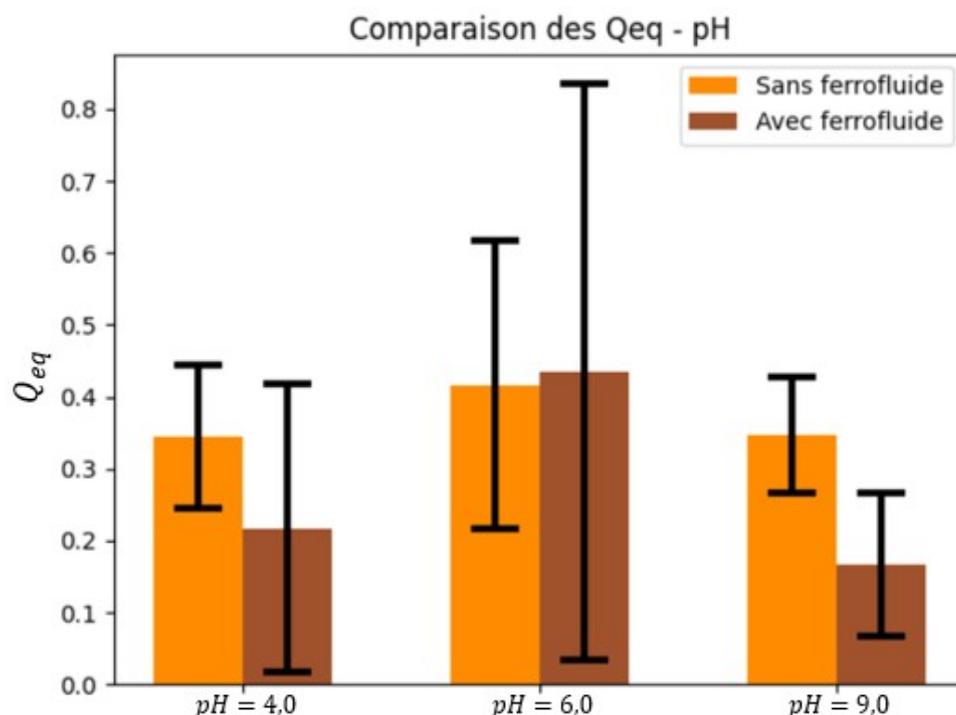
Le deuxième paramètre que nous allons tester est le pH de la solution modèle polluée.

Pour ce faire, nous avons effectué le suivi cinétique pendant 1h en utilisant des billes avec et sans ferrofluide, pour trois pH différents : pH = 4,0, pH = 6,0, pH = 9,0. Toutes les solutions avaient une concentration en bleu de méthylène de $C = 1,0 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

1. Influence sur Q_{eq} :

Les expériences et l'exploitation sont les mêmes qu'avec la concentration, seulement en changeant le pH de la solution et non sa concentration en polluant.

Après analyse des différentes courbes, les données ont été rassemblées dans ce graphe :



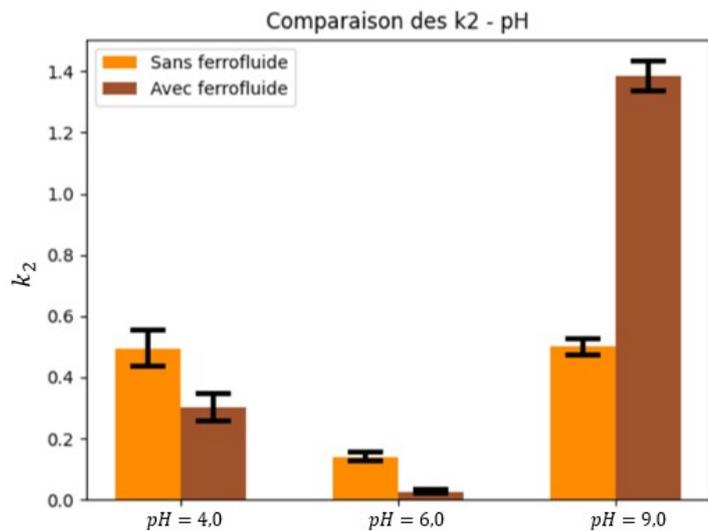
Nous observons que le pH de la solution de polluant n'a pas grande influence sur la qualité de la dépollution. Cela nous permet de conclure **que la dépollution est indépendante du pH**, idéal pour dépolluer tout type de rivières.

2. Influence sur k_2 :

De même, nous rassemblons les données sur les constantes de vitesse dans ce graphique :

Comme pour l'influence de la concentration, on observe que le pH n'influe pas de manière prévisible sur la cinétique de la réaction.

Nous en tirons donc la même conclusion, c'est-à-dire que **la réaction atteint un état d'équilibre en moins d'une heure**. Nous allons donc privilégier le caractère d'équilibre le plus avancé (Q_{eq} élevé) à la rapidité (k_2 élevé).



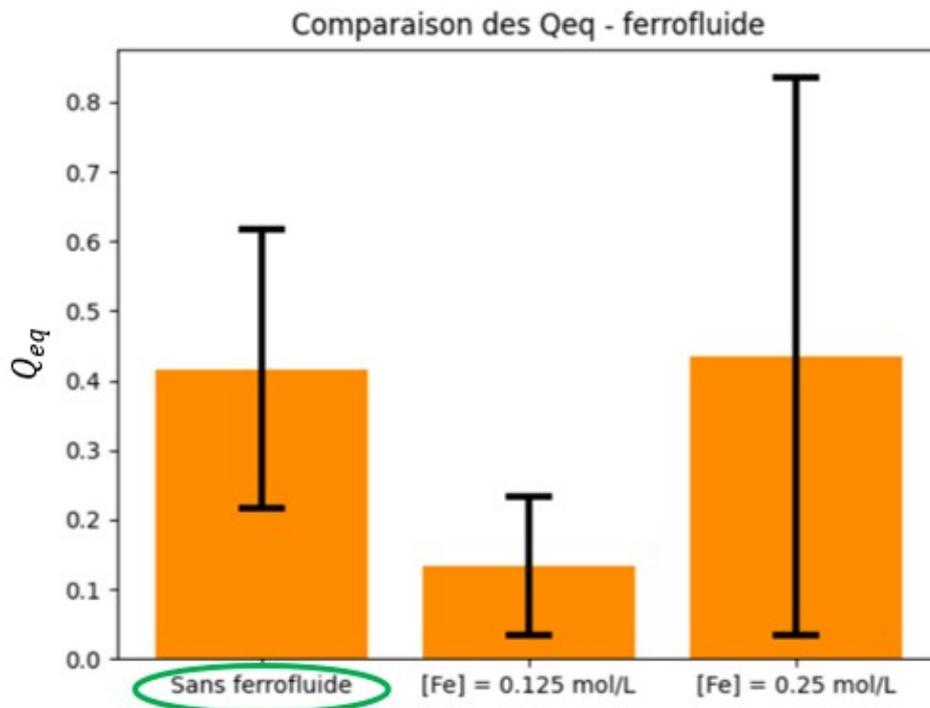
c. Valeur ajoutée du ferrofluide :

Du ferrofluide a été encapsulé dans les billes pour deux raisons. La première, purement pratique, pour pouvoir attirer les billes grâce à un aimant. Mais le ferrofluide possède aussi des légères propriétés adsorbantes, nous allons essayer de les mettre en évidence ici.

Pour ce faire, nous avons effectué le suivi cinétique pendant 1h, en utilisant différentes billes. La première sorte ne contenait pas de ferrofluide, et les deux autres en contenaient, avec des concentrations en ferrofluide respectives de $[Fe] = 0.125 \text{ mol/L}$ et $[Fe] = 0.25 \text{ mol/L}$. Toutes les solutions avaient une concentration en bleu de méthylène de $C = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ et un pH de 6,0.

1. Influence sur Q_{eq} :

La réaction suit toujours le modèle du pseudo-ordre 2, donc l'exploitation des résultats est la même. Après analyse des différentes courbes, les données ont été rassemblées dans ce graphe :



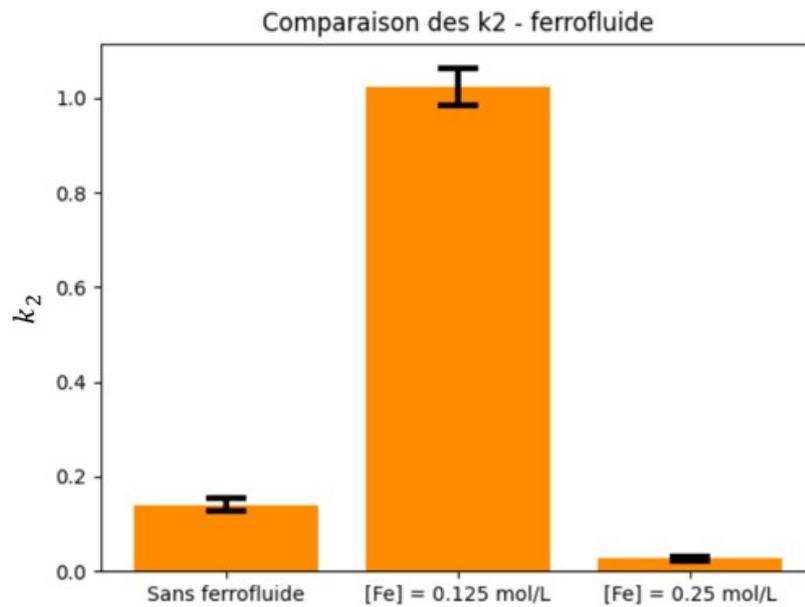
Tout d'abord, si on s'intéresse aux deux expériences impliquant du ferrofluide (deux bâtons de droite), nous remarquons que plus les billes sont concentrées en ferrofluides, plus la dépollution est efficace (Q_{eq} plus grand pour les billes très concentrées en ferrofluide, le plus à droite). **Les propriétés adsorbantes du ferrofluide ont bien été mises en évidence ici.**

Toutefois, le graphe révèle une incohérence. En effet, je m'attendais à ce que le diagramme suive une croissance monotone, c'est-à-dire que le Q_{eq} des billes sans ferrofluide soit inférieur aux deux autres. Nous pouvons interpréter le graphe ci-dessus par la sur-pollution due au rejet de ferrofluide dans la solution. En effet, comme évoqué dans les difficultés rencontrées, le rejet de ferrofluide par les billes a faussé les mesures, ce qui explique l'abaissement drastique des Q_{eq} lorsque du ferrofluide est encapsulé dans les billes. Ainsi, la solution est plus polluée que s'il n'y avait pas eu de ferrofluide, donc le Q_{eq} est abaissé en conséquence.

Pour conclure, nous pouvons affirmer que le ferrofluide possède effectivement des propriétés adsorbantes, mais que le rejet de ferrofluide par les billes est trop important. La solution a été à nouveau polluée par un polluant encore plus compliqué à extraire, alors que le but était de la dépolluer. L'ajout de ferrofluide dans les billes possède des avantages, mais il y a **trop d'effets indésirables** pour que le ferrofluide aie une réelle valeur ajoutée bénéfique.

2. Influence sur k_2 :

Nous procédons de même, et rassemblons les données dans ce graphe :



L'analyse du graphe aboutit à la même conclusion que pour l'influence de la concentration et du pH sur k_2 , c'est-à-dire que **la réaction atteint un état d'équilibre en moins d'une heure**. Nous privilégions donc le caractère d'équilibre le plus avancé (Q_{eq} élevé) à la rapidité (k_2 élevé).

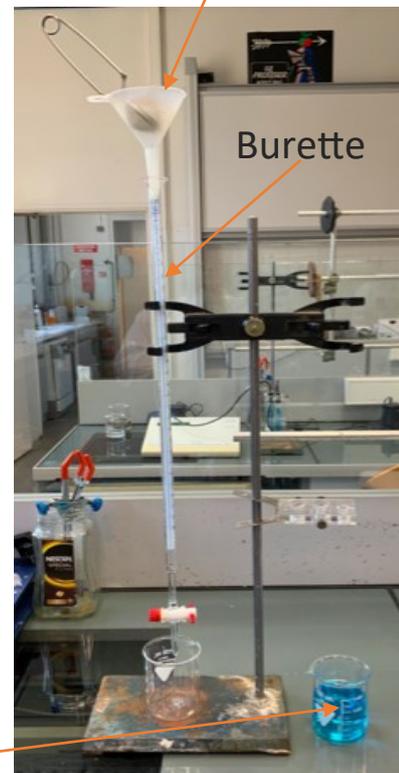
Conclusion :

Ces expériences nous ont permis de dégager les paramètres optimaux pour la meilleure dépollution possible. Voici un tableau qui regroupe l'ensemble de mes conclusions, ainsi que celles de mon binôme :

Paramètre	Guillemette	Barbara
Concentration de la solution en polluant	$C = 1,0 \times 10^{-5}$ mol/L	
pH de la solution	6,0 (peu d'influence)	
Ferrofluide	Non	Non
Taille des billes/ embout		Petites / 0,5mm
Mise en contact avec la solution		Système ouvert

Mon binôme avait mis en place le système ouvert ci-contre :

Boule à thé remplie de billes



Solution à dépolluer

À la suite de ce TIPE, il serait possible de poursuivre les recherches sur plusieurs points. Le traitement qui intervient après la dépollution peut être étudié, avec la gestion des produits chimiques encapsulés dans les billes, ainsi que le confinement des polluants dans un volume plus réduit. Il est aussi possible de penser au stockage ou à la valorisation des billes, voire à la régénération, au traitement ou à l'incinération des billes.

De plus, les billes d'alginate peuvent adsorber d'autres types de polluants, pas seulement les colorants. Il serait donc intéressant d'étudier ces autres types d'adsorption.

Enfin, il est possible de réfléchir à une industrialisation du processus. En effet, l'alginate de sodium se trouve facilement dans le commerce pour un faible coût, dû à son utilisation dans plusieurs domaines. La synthèse des billes peut facilement être automatisée, avec l'utilisation d'un pousse-seringue par exemple. Nous avons aussi vu que nos conditions de laboratoires pouvaient correspondre à une rivière réelle polluée, donc la dépollution pourra avoir lieu à l'échelle industrielle.

Finalement, la manière la plus efficace de dépolluer n'est-elle pas de ne pas polluer du tout ? L'utilisation de la teinture végétale devrait être approfondie pour qu'elle soit intégrée dans l'industrie textile, afin d'éviter toute cette pollution.



Exemple de teinture végétale

<https://archzine.fr/diy/teinture-vegetale-guide-complet-10981/>

Annexe : photographies des expériences :

Influence de la concentration en polluant



$C = 5,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$
Avant/Après

$C = 0,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$
Avant/Après

Influence de la concentration en ferrofluide



Avant adsorption

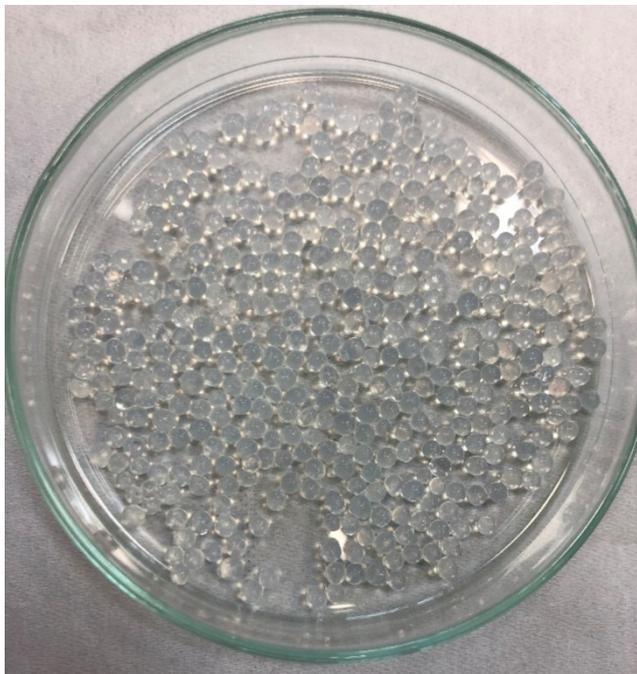
Après adsorption

0 mol/L

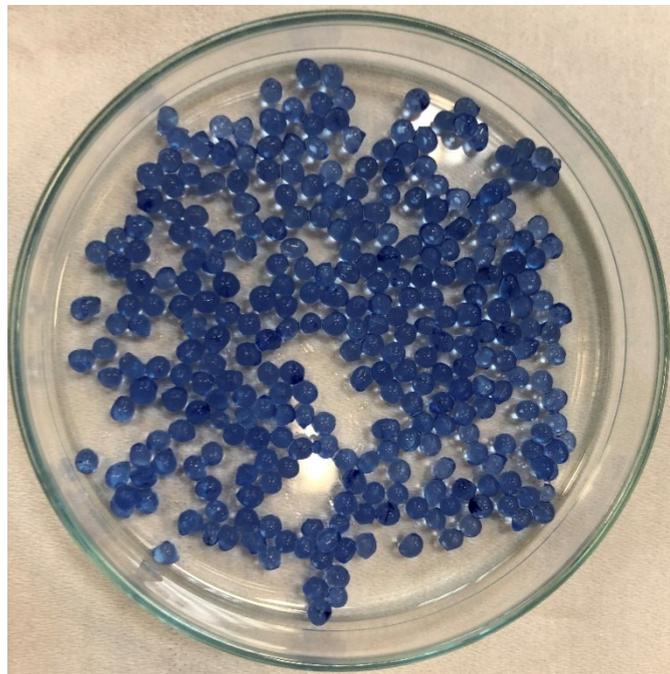
0,125 mol/L

0,25 mol/L

Annexe : photographies des expériences :



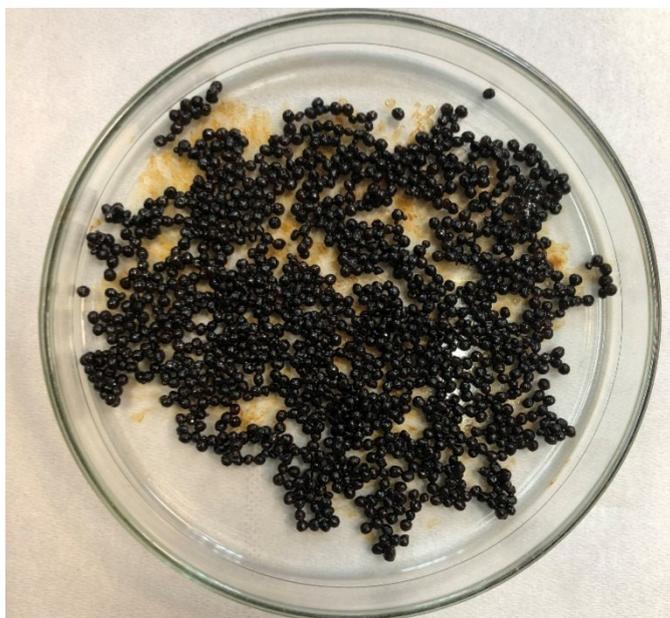
Billes d'alginate avant adsorption :



Billes d'alginate après adsorption :



Grosses billes d'alginate avec ferrofluide encapsulé :



Petites billes d'alginate avec ferrofluide encapsulé :

Bibliographie

[1] René P. Schwarzenbach, Thomas Egli, Thomas B. Hofstetter, Urs von Gunten, and Bernhard Wehrli : Global Water Pollution and Human Health, Institute of Biogeochemistry and Pollutant Dynamics (IBP), ETH Zurich, Switzerland; Swiss Federal Institute of Aquatic Science and Technology, Switzerland, 2010

[2] G. M. Walker, L. R. Weatherley, Biological activated carbon treatment of industrial wastewater in stirred tank reactors, Chemical Engineering Journal 1999, 75, 201

[3] Hanne Hjorth Tønnesen et Jan Karlsen (2002) Alginate dans les systèmes d'administration de médicaments, le développement de médicaments et la pharmacie industrielle, 28:6, 621-630, DOI : [10.1081/DDC-120003853](https://doi.org/10.1081/DDC-120003853)

[4] Layaly Obeid. Thèse : Synthèse et caractérisation de matériaux magnétiques pour l'adsorption de polluants présents dans les eaux. Chimie organique. Université Pierre et Marie Curie - Paris VI, 2014. Français. NNT :2014PA066285. tel-01207492

[5] Vincent Rocher. Thèse : Synthèse et caractérisation de billes d'alginate magnétiques pour l'élimination de polluants organiques dans les effluents par séparation magnétique. Matériaux. Université Pierre et Marie Curie - Paris VI, 2008. Français. tel-00346240