

---

# LC 08 : Cinétique et catalyse

---

Louis Usala et Julie Limonet

18/02/22

## Bibliographie

- 📖 *La chimie expérimentale, 1. Chimie générale*, J.-F. Le Maréchal, B. Nowak-Leclercq
- 📖 *Physique-Chimie TS enseignement spécifique*, Dulaurans Durupthy, Hachette
- 📖 *LC07*, Yohann Faure, [perso.ens-lyon.fr/yohann.faure/](http://perso.ens-lyon.fr/yohann.faure/)

## Prérequis

niveau terminale de spécialité ([programme](#))

- réactions totales et équilibrées
- oxydoréduction
- acides bases
- absorbance
- dérivation
- 🔧 Capacité numérique : À l'aide d'un langage de programmation et à partir de données expérimentales, tracer l'évolution temporelle d'une concentration, d'une vitesse volumique d'apparition ou de disparition et tester une relation donnée entre la vitesse volumique de disparition et la concentration d'un réactif.

## Expériences

- \* Suivi spectrophotométrique de la réduction de  $H_2O_2$  par  $I^-$  (quantitative).
- \* Comparaison des vitesses de réduction de  $H_2O_2$  par  $I^-$  en fonction de la concentration et de la température (qualitative).
- \* Comparaison des vitesses de dismutation de  $H_2O_2$  en catalyse homogène, hétérogène et enzymatique (qualitative).

## Table des matières

<b>1</b>	<b>Caractériser la vitesse d'une réaction</b>	<b>2</b>
1.1	Réaction entre $H_2O_2$ et $I^-$ . . . . .	3
1.2	Cinétique chimique . . . . .	4
<b>2</b>	<b>Influencer la vitesse d'une réaction</b>	<b>5</b>
2.1	Facteurs cinétiques . . . . .	5
2.2	Catalyse . . . . .	8

## Présentation de la leçon

Cette leçon s'inscrit dans le cadre du programme de terminale de spécialité, plus spécifiquement dans le cadre du suivi et de la modélisation de l'évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique. Plus tôt dans l'année, les élèves auront abordé l'aspect thermodynamique d'une réaction chimique en répondant à la question "est-ce que, à la fin de la réaction, tous les réactifs sont consommés (réaction totale) ou est-ce qu'il en reste une partie (réaction équilibrée)?" Cette leçon aura permis d'introduire la constante d'équilibre et le quotient réactionnel. Le but de cette leçon est d'introduire le point de vue cinétique d'une réaction en parallèle du point de vue thermodynamique. Les élèves se poseront la question "l'état final déterminé par la constante d'équilibre est-il déjà atteint?" La difficulté conceptuelle associée est le fait de comprendre que, du point de vue cinétique, s'il reste des réactifs en solution, ce n'est pas parce que la réaction est équilibrée mais parce qu'elle n'est pas terminée. Pour bien isoler l'étude de la cinétique, cette leçon ne contiendra que des réactions totales. Cette leçon se concentrera sur des réactions dont l'échelle de temps est mesurable en leçon : de l'ordre de la minute.

Cette leçon est également une application des notions d'oxydoréduction, de réactions acidobasiques et d'absorbance déjà vues en classe de première et revues en début d'année. Elle permet d'introduire la notion de vitesse de réaction et de donner un premier exemple de réaction d'ordre 1. La résolution de l'équation de vitesse pour une loi d'ordre 1 sera revue en TD.

## Introduction

Connaissez-vous le point commun entre vos blessures, l'eau de vos toilettes et le papier sur lequel vous écrivez ce que je suis en train de vous dire? Tout ceci est traité par du peroxyde d'hydrogène, aussi appelé eau oxygénée. \*Montrer une photo d'eau oxygénée Mercurochrome et une formule " $H_2O_2$ " \* L'eau oxygénée a beaucoup d'applications industrielles, comme agent blanchissant et médicales, comme désinfectant. Le gros problème, c'est que l'eau oxygénée réagit avec elle-même \*Afficher l'équation " $2 H_2O_{2(aq)} = 2 H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$ " \*. Pire encore : cette réaction est totale! A l'état final, il ne reste pas du tout d'eau oxygénée! Et pourtant, on a bien du désinfectant chez nous et on peut l'utiliser. Ce qui est important ici, ce n'est pas que l'état final. C'est le fait que cette réaction se fait vraiment très lentement. Après des mois, il y a toujours de l'eau oxygénée dans vos flacons de désinfectant. Mais dans certaines conditions \*verser de l'eau oxygénée sur un morceau de navet dans un tube à essai\*, elle se fait beaucoup plus vite. Ici on voit la production de dioxygène à l'oeil nu! Pendant cette leçon, nous chercherons à comprendre pourquoi une réaction va plus ou moins vite en fonction des conditions dans lesquelles on la réalise.

## 1 Caractériser la vitesse d'une réaction

Mais avant tout, qu'est-ce que ça veut dire "une réaction se fait plus ou moins vite"? C'est quoi la "vitesse d'une réaction"? On va s'intéresser à ces notions sur un exemple.

## 1.1 Réaction entre $H_2O_2$ et $I^-$

On étudie une réaction analogue à la précédente mais plus pratique car elle forme du diiode coloré. On peut donc la suivre par spectrophotométrie. \*Lancer la réaction la plus concentrée avant de donner plus d'explications.\*

### Expérience

**Référence :** JFLM p.271

**Matériel, description :**

- solution d'iodure de potassium  $KI$  à  $2.0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ ,
- solution d'acide sulfurique  $H_2SO_4$  à  $1.0 \text{ mol L}^{-1}$ ,
- solution d'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène)  $H_2O_2$  à  $2.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ ,
- 3 tubes à essai,
- pipettes jaugées de 2 mL (x1), 1 mL (x1), graduées de 5 mL (x1), 10 mL (x1).
- spectrophotomètre,
- plaque chauffante, grand b cher, potence, pinces, thermomètre,
- chronomètre.

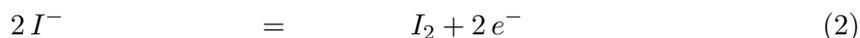
Préparer 3 tubes à essai contenant respectivement 4.00 mL, 5.00 mL, 6.00 mL d'iodure de potassium, puis 3.00 mL, 2.00 mL et 1.00 mL d'eau distillée et enfin 1.00 mL d'acide sulfurique. Thermostater les tubes à essai autour de  $35^\circ\text{C}$  à l'aide d'un bain-marie.

Régler le spectrophotomètre sur  $\lambda = 520 \text{ nm}$ .

Pour chaque tube (faire les expériences successivement), ajouter 2.00 mL d'eau oxygénée. Lancer l'acquisition du spectrophotomètre au moment d'ajouter l'eau oxygénée. Agiter le tube et verser son contenu dans une cuve à mettre dans le spectrophotomètre. Prolonger l'acquisition pendant 5 minutes environ.

Récupérer les données et les tracer sur python en supprimant les (30   60) premières secondes correspondant à l'absence de cuve.

Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction entre les couples  $H_2O_2/H_2O$  et  $I_2/I^-$ . Les demi-équations associées sont les suivantes :



L'eau oxygénée est réduite en eau et les ions iodure sont oxydés en diiode. C'est le diiode qui donne une couleur jaune caractéristique à la solution. Son pic d'absorbance est à  $520 \text{ nm}$ , c'est donc sur cette valeur que l'on a réglé le spectrophotomètre. On a ajouté de l'acide sulfurique dans le milieu car la réaction nécessite des ions hydronium, comme on peut le voir dans le bilan.

Le spectrophotomètre fournit une courbe  $A = f(t)$ . On utilise la loi de Beer-Lambert

$$A = \varepsilon_{(I_2, \lambda)} L [I_2] \quad (4)$$

pour retrouver la courbe d'évolution de la concentration  $[I_2] = f(t)$ .

### Transition

A partir de cette courbe, comment juger le caractère rapide ou lent de la réaction ?

## 1.2 Cinétique chimique

Une première idée consiste à voir à quelle vitesse varie la concentration des réactifs. Une réaction est d'autant plus rapide qu'elle consomme vite les réactifs. Définissons donc la vitesse de disparition des réactifs.

### Définition

**Vitesse volumique de disparition :** Soit un réactif  $A$  de concentration  $[A]$ . Sa vitesse volumique de disparition est

$$v_{d,A} = -\frac{1}{\mathcal{V}} \frac{dn(A)}{dt} = -\frac{d[A]}{dt}. \quad (5)$$

La concentration en  $A$  diminue, donc sa dérivée est négative. On met un signe "-" pour avoir une vitesse positive et on travaille en concentration pour avoir une vitesse qui ne dépend pas de la taille du système.

### Critère

Une réaction est d'autant plus rapide que la vitesse de disparition est grande.

Dans l'expérience précédente, on a obtenu la courbe de la concentration de  $I_2$ . Avec un tableau d'avancement, on trouve le lien entre celle-ci et la concentration en réactif  $H_2O_2$  :  $[H_2O_2] = [H_2O_2]_0 - [I_2]$ . En dérivant, on trace la vitesse de disparition de  $H_2O_2$ .

Ici on peut voir que la vitesse de disparition diminue au cours de la réaction. Par conséquent, ce n'est pas pratique de regarder directement la vitesse de disparition pour dire si une réaction est globalement rapide ou lente. Mais en soi, on s'attend à voir la vitesse diminuer. Plus on approche de la fin de la réaction et moins il y a de réactifs, donc plus ils mettent du temps à se trouver pour réagir ensemble. Regardons cette fois comment évolue la vitesse de disparition en fonction de la concentration de réactifs restants. On trace  $v_{d,H_2O_2} = f([H_2O_2])$  et on observe une droite.

Ici, on observe une propriété intéressante : la vitesse de disparition est proportionnelle à la concentration. On dit que la réaction est d'ordre 1.

### Définition

**Réaction d'ordre 1 :** Réaction pour laquelle la vitesse de disparition est proportionnelle à la concentration en réactif

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A], \quad (6)$$

avec  $k$  la constante de vitesse.

Ici, on a un nouveau critère pour juger de la vitesse d'une réaction.

### Critère

Une réaction est d'autant plus rapide que sa constante de vitesse est grande.

C'est un bon critère pour les réactions d'ordre 1. Le problème, c'est que les réactions d'ordre 1 sont un cas particulier. Un cas particulier fréquent et utile, mais pas une généralité.

Gardons cette idée pour plus tard et essayons une autre idée. Intuitivement, une réaction est d'autant plus rapide qu'elle se finit vite. Pour rappel, la fin de la réaction, ou l'état final, c'est quand les concentrations n'évoluent plus. On définit ainsi le temps de réaction comme la durée après laquelle l'avancement atteint sa valeur finale. Une réaction est d'autant plus rapide que son temps de réaction est court.

Dans l'idée, c'est bien ça que l'on cherche pour le désinfectant : est-ce qu'après un an l'eau oxygénée aura été consommée entièrement ou est-ce qu'il y en aura encore dans la bouteille en train de réagir ?

Ici, on peut revenir à la courbe de concentration de  $I_2$  en fonction du temps.

Le problème, c'est que la réaction est de plus en plus lente vers la fin. A partir de quand peut-on dire qu'une réaction est terminée ? Est-ce que c'est là ? Là ? Ou encore là ? Ce n'est pas précis du tout ! Pour éviter ce problème, on se fixe un autre point de repère : quand la moitié des réactifs a réagi.

#### Définition

**Temps de demi-réaction :** Durée après laquelle l'avancement a atteint la moitié de sa valeur finale.

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_{\max}}{2} \quad (7)$$

Cette notion est beaucoup plus précise : sur la courbe précédente, la moitié de l'avancement est repérée par cette droite  $*[I_2] = \frac{[I_2]_{\max}}{2}$  et le temps de demi-réaction est précisément à l'intersection.

#### Important

**Ce n'est pas la moitié du temps de réaction !**

#### Critère

**Une réaction est d'autant plus rapide que son temps de demi-réaction est court.**

#### Transition

On a finalement un critère pour décrire la vitesse d'une réaction. On peut maintenant l'utiliser pour décrire les situations où l'eau oxygénée se dégrade vite ou lentement !

## 2 Influencer la vitesse d'une réaction

### 2.1 Facteurs cinétiques

Réalisons une expérience pour voir comment se dégrade l'eau oxygénée en présence d'iodure dans différentes conditions.

## Expérience

**Référence :** Inspirée du JFLM ch19

**Matériel, description :**

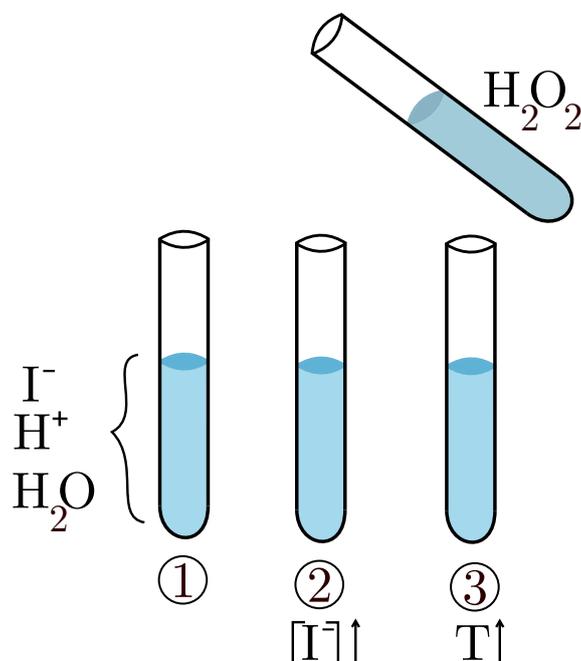
- solution d'iodure de potassium  $KI$  à  $2.0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ ,
- solution d'acide sulfurique  $H_2SO_4$  à  $1.0 \text{ mol L}^{-1}$ ,
- solution d'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène)  $H_2O_2$  à  $2.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ ,
- 3 tubes à essai avec support,
- 4 éprouvettes graduées,
- plaque chauffante, grand b cher, potence, pince, thermomètre.

Préparer 3 tubes à essai contenant respectivement 2.0 mL, 7.0 mL, 2.0 mL d'iodure de potassium, puis 5.0 mL, 0 mL et 5.0 mL d'eau distillée et enfin 1.00 mL d'acide sulfurique. Thermostater uniquement le dernier tube à essai autour de  $60^\circ\text{C}$  à l'aide d'un bain-marie.

Préparer 3 éprouvettes graduées contenant 2.0 mL d'eau oxygénée.

Placer les trois tubes à essai sur leur support et y verser en même temps le contenu des éprouvettes correspondantes.

Observer que le premier tube reste longtemps incolore. Le second (  plus haute concentration) et le troisième (  plus haute température) changent plus vite de couleur.



On remarque que la réaction se fait plus vite quand on augmente la température ou la concentration. Comment comprendre  a ?

Interprétation :   l'échelle microscopique, la réaction entre l'eau oxygénée et l'iodure se fait quand une molécule de la première espèce rencontre un ion de l'autre. Si on augmente la concentration des

espèces, les entités vont se croiser plus souvent et donc réagir plus vite. De même, si on augmente la température, les entités auront une plus grande vitesse et elles se croiseront plus souvent avec une énergie suffisante pour réagir.

Etude semi-quantitative : superposer les courbes obtenues en préparation à la courbe de l'expérience 1 et mesurer les temps de demi-réaction de chacune. Voir que le temps de demi-réaction augmente quand la concentration diminue.

### Attention

Après discussion, cette étude semi-quantitative est à retravailler.

Il se trouve que la réaction étudiée est en fait d'ordre 2 (ou du moins avec une dépendance en concentration en iodure). Les conditions de l'expérience permettent de ne pas la prendre en compte car on se place en large excès d'iodure. La concentration en iodure varie donc peu, ce qui permet d'intégrer la dépendance en  $[I^-]$  dans une constante de vitesse apparente (méthode de dégénérescence de l'ordre).

Le facteur cinétique "concentration" peut être compris de deux manières : influence de  $[H_2O_2]$  ou de  $[I^-]$ . L'étude proposée ci-dessus met en évidence l'influence des ions iodure : pour une quantité donnée d'eau oxygénée, la concentration en iodure change les valeurs de la constante de vitesse apparente et du temps de demi-réaction. Ainsi, la réaction est d'autant plus rapide que la concentration en iodure est grande.

Cependant, cette démarche risque d'amener des confusions dans l'esprit des élèves car la dépendance en  $[I^-]$  est cachée dans  $k_{app}$ . Les élèves voient apparaître  $[H_2O_2]$  dans la loi de vitesse d'ordre 1 donc il est préférable de jouer sur ce paramètre. Une autre manière de se rendre compte de la confusion consiste à se dire que la constante de vitesse apparente (qui, certes, reste constante tout au long de la réaction), n'est pas constante d'une condition expérimentale à l'autre. Enfin, la seule loi cinétique au programme est celle d'ordre 1. Il est donc justifiable et recommandé de ne traiter que des cas de réaction d'ordre 1. (Oui, certes, ce n'est pas un cas général et il serait pertinent que les élèves aient déjà en tête le fait que  $[I^-]$  influence  $k_{app}$  afin de les préparer au jour où ils verront des lois d'ordre 2. Mais là on va juste les embrouiller.)

**Pour mieux traiter cette partie**, il est recommandé de traiter cette étude de la manière suivante. Garder une concentration initiale d'iodure identique (et en large excès) pour chaque réalisation de l'expérience. Faire varier la concentration initiale en eau oxygénée. Interprétation : le temps de demi-réaction est le même pour chaque réalisation car il caractérise une réaction et on a ici toujours la même réaction. On a donc une réaction qui se fait à la même vitesse (en terme de proportions). Mais puisqu'on a mis plus de réactif dans certaines réalisations, on récupère (proportionnellement) plus de produit après un même temps donné.

Idée à faire passer : une personne est capable de couper 50 carottes par heure. C'est caractéristique de la vitesse de découpe des carottes. Si on avait eu des tomates, la personne en aurait coupé 70 par heure car les tomates se coupent plus vite que les carottes. Maintenant, si le but est d'obtenir des carottes coupées plus vite, on peut ajouter une deuxième personne et on aura 100 carottes coupées par heure. Ce n'est pas parce qu'on a changé la vitesse de découpe des carottes mais parce qu'on a augmenté la concentration en personnes.

Applications : dans l'industrie chimique, pour faire des réactions plus rapides, il est possible de chauffer les réacteurs et de concentrer les différentes espèces. Au contraire, pour limiter les réactions, il est

possible de diluer le milieu ou de le refroidir. C'est ce qu'on fait en mettant les aliments au frigo pour ralentir leur péremption. En chimie, on utilise la trempe qui consiste à mettre le milieu réactionnel dans un bain d'eau froide pour arrêter la réaction.

### Transition

Quand on chauffe un réacteur, on utilise plus d'énergie que nécessaire pour faire la réaction. De même quand on concentre le milieu, on favorise des réactions parasites, ce qui diminue le rendement. Pourrait-on gagner du temps sur la réaction dans le cadre d'une chimie plus verte ?

## 2.2 Catalyse

### Expérience

**Référence :** Dulaurans p.231

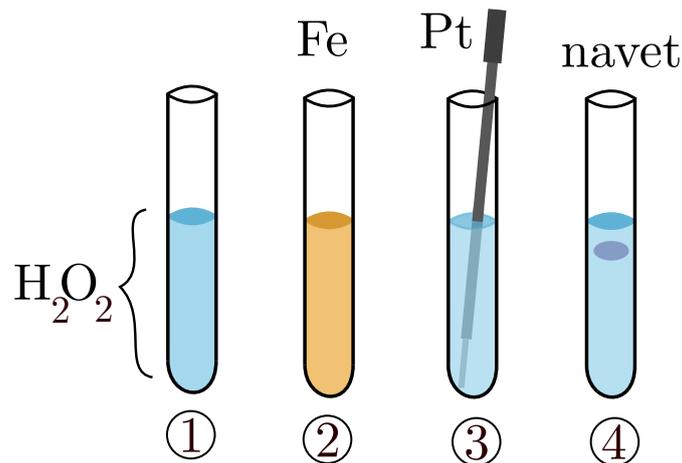
**Matériel, description :**

- solution d'eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène)  $H_2O_2$  à  $2.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$ ,
- 4 tubes à essai avec support,
- 1 éprouvette graduée,
- solution de chlorure de fer concentrée,
- copeaux ou tige de platine,
- morceau ou jus de navet,
- pipette Pasteur et bécher.

Préparer 4 tubes à essai contenant 5.0 mL d'eau oxygénée. Utiliser le premier tube comme témoin. Ajouter au second tube quelques gouttes de solution de chlorure de fer (à la pipette et au bécher). Ajouter au troisième le platine et au quatrième le navet.

Observer un dégagement gazeux (caractéristique du dioxygène produit) dans les tubes 2, 3 et 4.

Les tubes 2, 3 et 4 illustrent respectivement les phénomènes de catalyse homogène, hétérogène et enzymatique. L'enzyme contenue dans le navet s'appelle la catalase.



On constate que la dismutation de l'eau oxygénée ne se fait pas toute seule mais elle se fait en présence d'autres espèces. Est-ce qu'on fait toujours la même réaction ? Oui, mais pas de la même manière. On a toujours réaction de deux molécules d'eau oxygénée pour donner de l'eau et du dioxygène, mais cette fois une autre espèce aide chaque molécule à se transformer. Elle permet de prendre un chemin moins haut en énergie, moins difficile donc plus rapide. Notons que l'espèce n'est pas consommée pendant la réaction. On l'appelle un catalyseur.

### Définition

**Catalyseur** : Espèce accélérant la réaction sans changer le rendement final ni intervenir dans le bilan.

- **Catalyse homogène** : le catalyseur et les réactifs sont dans la même phase.
- **Catalyse hétérogène** : le catalyseur n'est pas dans la même phase que les réactifs.
- (**Catalyse enzymatique** : le catalyseur est une enzyme.)

La catalyse homogène est d'autant plus efficace qu'on a une grande concentration en catalyseur, mais puisque le catalyseur n'est pas consommé, la catalyse marche même avec une faible concentration en catalyseur.

La catalyse hétérogène marche d'autant mieux qu'on a une grande surface de contact entre les phases. En général, elle est moins efficace que la catalyse homogène mais on récupère plus facilement le catalyseur \*Garder une slide avec un montage à extracteur de Soxhlet si on a du temps à combler\*.

La catalyse enzymatique est une catalyse homogène très efficace car les enzymes sont spécifiques à une réaction et elles l'accélèrent beaucoup. Cependant, ce sont des molécules très fragiles car sensibles à la température, au pH etc. De plus, il faut trouver dans le milieu naturel la bonne enzyme pour catalyser la réaction.

## Conclusion

Cette leçon nous a permis de déterminer différents moyens de mesurer la vitesse d'une réaction. Nous avons aussi vu des méthodes pour accélérer ou ralentir une réaction en jouant sur la température, la concentration ou la présence de catalyseurs. Gardons en tête que nous nous sommes concentrés ici sur des réactions totales mais que le même raisonnement peut être appliqué à des réactions équilibrées. Dans ce cas, les facteurs cinétiques peuvent parfois diminuer le rendement final. Il faut alors faire un compromis entre la vitesse de la réaction et son rendement.

## Questions

- **Revenez sur la loi de Beer Lambert, nom et unités de epsilon**
- **Conditions d'application de cette loi** Solutions diluées, soit absorbance autour de 1-2 max. Au-delà loi plus linéaire. Prise en compte des interactions intermoléculaires, et agrégation.
- **Valeur minimale d'absorbance?** Déterminée par capacités spectro. Si absorbance trop faibles, on peut être de l'ordre du bruit de fond (variations de densité locales)
- **Comment fonctionne un spectrophotomètre?** On envoie une source polychromatique sur un échantillon. La lumière en sortie passe par un système dispersif (prisme ou réseau) et on récupère la lumière d'une seule longueur d'onde à l'aide d'une fente. L'intensité associée à une longueur d'onde est comparée à une intensité de référence pour la même longueur d'onde. En fonction des spectrophotomètres, l'intensité de référence est mesurée en faisant une mesure sur la cuve remplie de solvant ou en faisant une mesure sur une cuve témoin (en séparant le faisceau initial en deux). Le second type est appelé spectrophotomètre à double faisceau. (n.b. L'absorbance est déterminée par comparaison entre l'intensité reçue après échantillon et une intensité de référence.)
- **Est-ce qu'on ne pourrait pas mettre le réactif directement dans le spectro pour gagner du temps?** Ça poserait deux problèmes : on aurait une solution mal mélangée et des incertitudes plus grandes sur la concentration. Et de toute façon on ne met jamais réactif directement dans un appareil d'analyse.
- **Est-ce que les élèves de terminale sont censés savoir résoudre des équations différentielles?** Oui, ils voient la résolution des équations d'ordre 1 donc la loi d'ordre 1 est faisable. Ils sont aussi capables de trouver l'expression de  $t_{1/2}$  dans ce cas. **Attention** : les élèves de qui ne suivent ni la spécialité maths ni l'option maths n'auront pas encore abordé la notion d'équation différentielle.
- **Problème de compréhension sur le graphique** On s'est placé tout le temps dans le cas où l'iodure est en excès et on a bien toujours la même concentration initiale en eau oxygénée, à préciser et à mettre sur le graphique. Voir la note "Attention" en rouge.
- **Autres facteurs cinétique?** Solvant, agitation, soleil (réactions photochimiques, plus particulièrement photocatalysées).
- **C'est quoi la chimie verte?** Cadre de la chimie qui cherche à avoir une démarche plus respectueuse de l'environnement, on utilise des produits moins toxiques, voies de synthèses avec moins d'étape, meilleur rendement, moins d'énergie. ON DIT "CHIMIE DURABLE".
- **Vous avez dit que lorsqu'on ajoute le catalyseur, il n'y a pas de nouvelle réaction qui se fait. C'est-à-dire?** Le catalyseur n'apparaît pas dans le bilan bien qu'il apparaisse dans le mécanisme. "Nouvelle réaction" est trop vague. On n'a pas de nouveau bilan réactionnel mais on a un nouveau chemin réactionnel.
- **Est-ce qu'on peut dire que le catalyseur est un facteur cinétique? C'est ce qui est écrit dans la réf Hachette utilisée.** On ne peut pas. On parle de facteur cinétique pour un paramètre qui accélère une réaction en passant par le même chemin réactionnel. On parle de catalyseur pour une espèce chimique qui accélère une réaction en changeant le chemin réactionnel. Au niveau terminale on n'a pas encore la notion de chemin réactionnel mais on peut faire la différence pour les années suivantes.
- **Élément imposé passé sous silence, revenez dessus.**

- **Comment on amène ça aux élèves ?** Faire un fichier préparé en amont. Faire un TP guidé à partir de ce fichier et de consignes progressives.
- **Autre suivi que spectro possible ?** Oui : conductimétrique, ou titrages pH-métriques successifs à des instants différents.
- **Conditions sur un capteur pour suivi temporel réaction ?** Temps de réponse court devant le temps caractéristique du phénomène. Mesure d'une grandeur qui change avec l'avancement de la réaction et qui est spécifique à la réaction considérée.
- **Crise d'épilepsie en plein cours, que faites vous ?** S'assurer qu'il ne peut pas se blesser. Eloigner tout matériel coupant et si possible le mobilier. Si besoin, déplacer l'élève à un endroit où il ne peut pas se cogner. Envoyer des élèves prévenir l'infirmerie et l'administration. Ne pas brusquer l'élève à la fin de la crise : éviter les attroupements des autres élèves. Permettre à l'élève de rentrer (en général après passage par l'infirmerie. Si l'élève est mineur.e, passage par l'administration pour valider la sortie de classe).

## Commentaires

- Garder la mise en forme avec des critères (partie 1). C'est un réel plus de la leçon.
- Attention craie rouge peu visible
- Avoir en tête de montrer le mieux possible les expériences
- Attention écriture en diagonale sur le tableau
- Prendre des couleurs visibles pour les courbes projetées.
- On préférera le terme de chimie durable à chimie verte.
- Il faut parler du Python. Il faut faire du Python en direct et montrer au jury que l'on maîtrise l'outil.
- Il aurait fallu faire varier la concentration initiale en  $H_2O_2$  et on aurait obtenu le même temps de demi-réaction. c.f. note "Attention".
- De même, un temps de demi-réaction identique n'implique pas la même vitesse (mais la même "vitesse en proportion")
- Avoir un bécher plus haut pour mettre les pipettes dedans et pas que ça goutte partout.
- Montrer que tu sais jouer avec le code
- Justifier le choix des capteurs, c'est attendu dans le programme.
- p76 du Hachette (ou 67) manip sympa.
- Parle un peu plus fort, respire.
- Attention les états de la matière dans les réactions
- Envisager un petit exemple qualitatif sur vitesse des réactions en intro.
- Démontrer ou ne pas démontrer le résultat mathématique : dans le programme il faut savoir le faire pour la désintégration nucléaire.
- Pour Python, la régression linéaire est faite avec numpy. Faisable avec scipy qui permet le choix du modèle pour avoir une réflexion et un regard critique dessus.

## Annexe : code Python

```

#### Bibliotheques

import numpy as np
from scipy import stats
import matplotlib.pyplot as plt
plt.rcParams['font.size'] = 20
plt.rcParams['lines.markersize'] = 10

#### Grandeurs

epsilon=900 # L/mol/cm
l=1 # cm
K=1/(epsilon*l)*1000 # mmol/L : C=A*K

#### Donnees

l_i,l_f=50,110 # nbr de lignes skip le temps de mettre la cuve \
puis nbr de lignes gardees

tabx=(np.arange(l_f*4)*3+50)/60 # abscisse : 1pt/3secondes
tabx=tabx[5:-5] # On raccourcit car la derivee diminue le nbr de pts.

data=np.loadtxt("Nom_fichier.txt",delimiter="   ",usecols=(1,2,3,4),\
skiprows=l_i,max_rows=l_f)

data=np.reshape(data,(4*l_f,))*K #donnees sur 1 seule ligne

kernel_size = 10
kernel = np.ones(kernel_size) / kernel_size
data = np.convolve(data, kernel, mode='same')[5:-5] # lissage

C=np.amax(data)-data # conversion absorbance to [H2O2]
V=-(C[1:]-C[:-1])/(3) # derivation

#### Ajustement avec numpy

a,b=np.polyfit(C[:-1],V,1) # fit lineaire de v=f(c)

#### Ajustement avec scipy

a,b,r_value,p_value,std_err=stats.linregress(C[:-1],V)
print(" Coefficient de correlation r^2=",r_value**2)
print(" valeur p=",p_value)
print(" Ecart-type sigma=",std_err)

#### Courbes

plt.figure() # c=f(t)
plt.plot(tabx[:-1],C[:-1]*10**3,"b+",label="$[I^-]_0=1.0\cdot 10^{-1}$ mol/L")

```

```

plt.plot(tabx,122*np.ones_like(tabx),"k")
plt.xlim(0,np.amax(tabx))
plt.ylim(0,10**3*np.amax(data)/1.5)
plt.xlabel("temps (min)")
plt.ylabel("concentration (mmol/L)")
plt.title("$[H_2O_2]=f(t)$")
plt.legend()
plt.show()

plt.figure() # v=f(t)
plt.plot(tabx[:-1],V*10**6,"b",marker="+",linestyle="",\
label="$[I^-]_0=1.0,10^{-1}$ mol/L")
plt.xlabel("temps (min)")
plt.ylabel("vitesse ($\mu$mol/L/s)")
plt.title("$\frac{d[H_2O_2]}{dt}=f(t)$")
plt.legend()
plt.show()

plt.figure() # v=f(c)
plt.plot(C[:-1]*10**3,V*10**6,"b",marker="+",linestyle="",\
label="$[I^-]_0=1.0,10^{-1}$ mol/L")
plt.plot(C[:-1]*10**3,(a*C[:-1]+b)*10**6,"b")
plt.xlabel("$[H_2O_2]$ (mmol/L)")
plt.ylabel("$\frac{d[H_2O_2]}{dt}$ ($\mu$mol/L)")
plt.title("$\frac{d[H_2O_2]}{dt}=[H_2O_2]$")
plt.legend()
plt.show()

```