

LC 12 : Optimisation des cinétiques de réaction



proposée par :

CHARLOTTE MESMACQUE & GRÉGOR Y GREDAT

corrigée par :

JEAN PIERRE PLACIAL

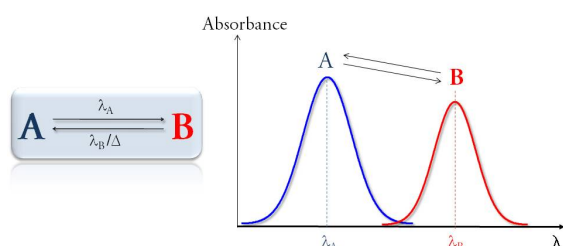
Le 27 Septembre 2013

Table des matières

Introduction	2
I Les grandeurs influençant la cinétique	2
I.1 Concentration des réactifs	2
I.2 Température	3
I.3 Interprétation microscopique	4
I.4 Autres facteurs	4
II Les catalyseurs	5
II.1 Généralités	5
II.2 Les grandes catégories de catalyse à travers l'expérience de dismutation de l'eau oxygénée	6
II.2.1 Catalyse homogène	6
II.2.2 Catalyse hétérogène	7
II.2.3 Catalyse enzymatique	8
II.3 Auto-catalyse	9
II.4 Les inhibiteurs	10
Conclusion	10
Bibliographie	13

Introduction

- ✧ Niveau : Terminale .
- ✧ Pré-requis : - établissement d'un tableau d'avancement,
 - notion de vitesse de réaction,
 - mesures par conductimétrie et spectrophotométrie,
 - réactions d'oxydo-réduction.



Expérience introductive : Photochromisme *C.f* [1]. Transformation réversible entre 2 états *A* et *B* d'une espèce chimique ayant des spectres d'absorption différents, le passage résultant de l'interaction avec un rayonnement électromagnétique. (Utilisé en lunetterie pour les verres à transmission variable)

On utilise des photochromes de type T (pour lesquels la transformation de retour se fait par voie thermique) tels que les *spiropyranes* ou les spirooxazines. La liaison C–O se rompt sous irradiation UV puis l'isomérisation cis–trans produit une forme colorée. En irradiant — à l'aide d'une lampe à UV — un flacon contenant des *spiropyranes* dans une solution de Toluène (C_7H_8), on observe l'apparition d'une teinte bleue. Ce choix de solvant (peu polaire) permet d'apprécier visuellement l'évolution temporelle de la transformation retour (conduisant à la disparition de la coloration en environ 5 min) à température ambiante. Ainsi on illustre les notions de transformation rapide — le passage à la forme colorée par irradiation — et lente — le retour à température ambiante à la forme incolore — dont on peut ensuite éventuellement donner une définition. (En principe, si la notion de vitesse de réaction est supposée acquise, ce n'est pas utile).

La cinétique des réactions et son optimisation constituent un enjeu tant au niveau industriel (dans un souci de productivité / rendement horaire), que domestique (par exemple pour la conservation des aliments) ou encore au niveau du vivant (on peut penser à la photosynthèse). Selon les objectifs de chacun, il est possible – et parfois primordial – de contrôler la cinétique d'une réaction.

I Les grandeurs influençant la cinétique

I.1 Concentration des réactifs

Simulation Réachim À l'aide du logiciel Réachim, on peut suivre l'évolution de la réaction en changeant la concentration moléculaire des réactifs *i.e.* le nombre de molécules initiales par unité de volume en solution. On observe que plus les molécules (bleues et rouges) s'agitent en tout sens sont nombreuses, plus la réaction s'effectue rapidement pour une valeur d'efficacité de choc donnée. On peut ensuite varier ce second paramètre à nombre de molécule fixé.

Conclusion : L'augmentation de la concentration d'au moins un des réactifs peut diminuer la durée d'évolution de la réaction. Augmenter l'efficacité des chocs produit le même effet — nous y reviendrons au § I.3.

I.2 Température

Effet de la température sur nos molécules photochromes Dans trois flacons différents, on introduit la même quantité de spiropyranes dans du Toluène. Après l'irradiation UV, le flacon (1) est immédiatement thermostaté dans un bécher contenant un bain de glaçons, le (2) dans un bain chaud et le (3) à l'ambient, faisant guise de témoin. On observe que la décoloration des solutions (lors de la transformation retour) est bien plus rapide dans le flacon (2) que dans le (3) et que celle du (1) est encore plus lente.

Il est donc manifeste que plus la température est élevée, plus le mécanisme se fait de façon rapide. L'expérience suivante permettra de quantifier cette observation dans le cas d'une réaction d'hydrolyse.

Suivi conductimétrique de l'hydrolyse du chlorure de tertio-butyle [2] Il faut absolument lancer l'expérience avant le § I.1 car l'acquisition est lente (> 20 min).

Protocole : Dans un bécher de 50 mL, on introduit 1 mL de $t\text{Bu-Cl}$ et 31.5 mL d'acétone (pour le rendre soluble). À $t=0$ du suivi conductimétrique, on verse 25 mL d'eau dans le bécher que l'on thermostatera à 19 et 40 degrés.

On établit le tableau d'avancement de la réaction (substitution nucléophile) comme suit :

Équation de la réaction	: $(\text{CH}_3)_3\text{CCl}_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(aq)} \longrightarrow (\text{CH}_3)_3\text{COH}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$				
État initial	n_0	excès	0	0	0
Au cours de la transformation	$n_0 - x$	excès	x	x	x
État final	0	excès	n_0	n_0	n_0

D'après la loi de *Kohlrausch*, la conductivité σ s'écrit :

$$\sigma = \sum_i |z_i| \lambda_i [X_i]$$

, où z_i désigne le nombre de charges de l'espèce ionique X_i , $[X_i]$ sa concentration en mol.m^{-3} et λ_i sa conductivité molaire ionique en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$. On a ici :

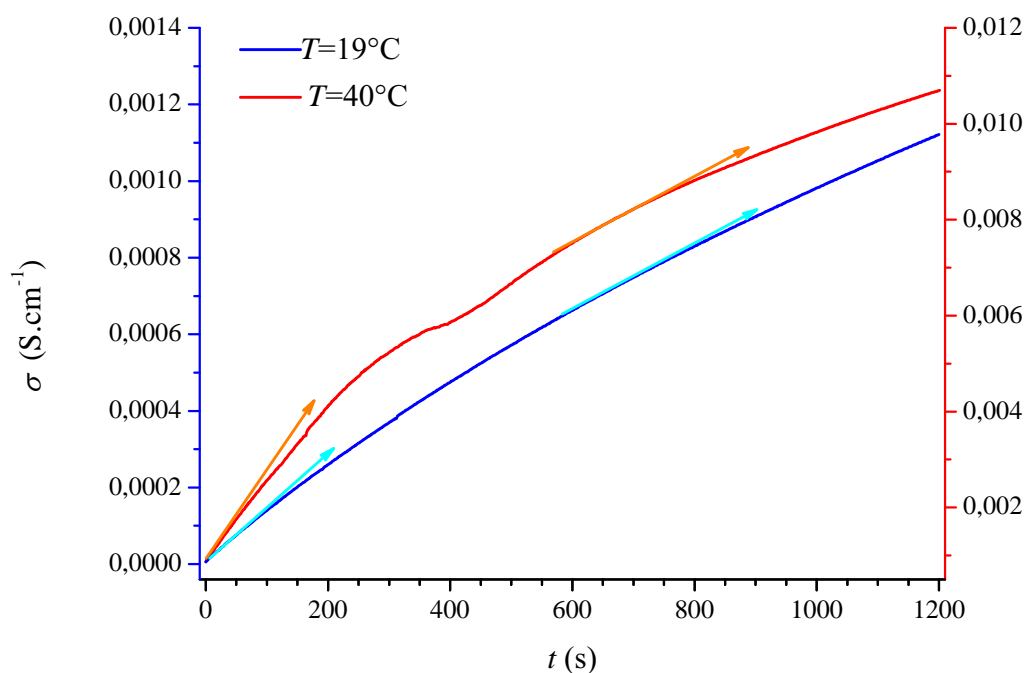
$$\begin{aligned} \sigma(t) &= [\text{H}_3\text{O}^+] \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + [\text{Cl}^-] \lambda_{\text{Cl}^-} \\ &= \frac{x(t)}{V} (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-}) \end{aligned}$$

Par conséquent, on peut accéder à la vitesse instantanée de réaction :

$$v(t) \equiv \frac{1}{V} \frac{d\mathbf{x}(t)}{dt} = \frac{d\sigma(t)}{dt} / (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-})$$

Sur la courbe $\sigma = f(t)$, la vitesse de réaction à t donné est proportionnelle au coefficient directeur de la tangente locale.

Il s'agit ensuite de comparer les résultats obtenus aux deux températures différentes de 19 et 40 degrés.



Conclusion : L'avancement maximal est atteint d'autant plus vite qu'on augmente la température.

I.3 Interprétation microscopique

C.f LC09 prépa 2009/2010. "Lors d'une réaction, il y a un échange d'éléments entre les molécules. Pour qu'il y ait un échange, il faut que les molécules se rencontrent, qu'il y ait un choc. Pour que le choc soit efficace, il faut qu'il y ait assez d'énergie pour d'abord casser des liaisons, puis en reformer d'autres. Parfois, il faut aussi que les molécules soient correctement orientées l'une par rapport à l'autre pour le choc soit efficace" (notion d'encombrement stérique). "Une transformation chimique résulte donc de chocs efficaces entre les réactifs." La simulation Réachim montrait en effet que l'augmentation de la fréquence des chocs ou de leur efficacité permettait à la réaction de se faire plus rapidement. Pour l'influence de la température, l'interprétation est la même : si l'on augmente l'agitation thermique des molécules, leur probabilité de rencontre est accrue. En revanche, la cinétique peut rester lente si l'énergie à fournir (énergie d'activation) est trop grande (c'est la loi d'Arrhenius).

I.4 Autres facteurs

Parmi les autres facteurs susceptibles d'influer sur la cinétique d'une réaction nous pouvons citer :

- ✧ *la pression*. L'augmenter implique une probabilité de rencontre des réactifs plus importante donc une fréquence de chocs plus grande. Ceci a pour effet d'augmenter la vitesse d'une réaction.
- ✧ *les solvants*. Présent en excès, il n'intervient pas dans l'équation bilan mais n'est pas inactif pour autant. De par la polarité des molécules qui le constituent, le solvant peut — à l'échelle microscopique — favoriser ou non la rencontre des réactifs. La cinétique de la réaction s'en trouve alors modifiée.
- ✧ *l'éclairement*. Nous en avons vu une illustration concrète avec les photochromes.
- ✧ *la surface d'un solide*. Le fait d'augmenter les lieux de rencontre conduit à accélérer la transformation.

Influence des solvants sur nos molécules photochromes Dans trois flacons, on introduit la même quantité de spiropyranes dans des solvants différents : le Toluène (1), l'Acétonitrile (2) et l'éthanol (3). Après l'irradiation UV, on constate que les trois solutions ont acquis une coloration (la (1) est bleue, les (2) et (3) sont rose et violacée). On observe que les transformations de décoloration sont d'autant plus lentes que le solvant est polaire : le flacon (1) se décolore avant la (2) qui elle-même se décolore avant la (3). Par exemple, pour ce qui est de l'éthanol, sa polarité est due à sa géométrie (coudée, de type AX₂E₂), et aux électronégativités respectives du carbone, de l'oxygène et de l'hydrogène ($\chi(\text{O}) > \chi(\text{C}) > \chi(\text{H})$). Notons de surcroît que l'éthanol détériore les propriétés des photochromes... mieux vaut l'éviter.

Néanmoins, il existe bien d'autres moyens d'influencer la cinétique d'une réaction. Par exemple en agissant directement sur les mécanismes réactionnels, par sélection d'une réaction donnée au profit / au détriment d'une autre. Ceci réjouira l'industriel qui évitera par ce biais les coûts et les inconvénients liés aux techniques précédentes.

II Les catalyseurs

II.1 Généralités

On peut bien-sûr se référer à n'importe quel bouquin de Lycée. Je citerai ici simplement une introduction trouvée sur [le site de "la chimie au lycée" du CNRS](#). L'étymologie du mot catalyse est le terme grec *καταλυσις* : dissolution. Mot introduit en 1836 par Berzélius.

Définition "Un catalyseur est une espèce chimique qui permet d'augmenter la vitesse d'une réaction mais qui n'apparaît pas dans l'équation de cette réaction.

Lorsqu'un catalyseur est utilisé pour accélérer une transformation, on dit que celle-ci est catalysée."

Rôle "Un catalyseur modifie le mécanisme réactionnel de la réaction étudiée, c'est-à-dire la nature des étapes permettant de passer des réactifs aux produits. En aucun cas, il ne pourra modifier le sens d'évolution d'un système, ni son état d'équilibre.

Un catalyseur *influe uniquement sur la cinétique de la réaction chimique* considérée. Il n'est pas consommé et se retrouve inaltéré à la fin de la réaction. Il suffit alors d'une très petite quantité de catalyseur pour transformer rapidement une grande quantité de réactifs.

Un même catalyseur ne peut pas être efficace pour toutes les réactions. En général, un catalyseur catalyse une réaction déterminée et une réaction donnée ne peut être catalysée que par un nombre restreint de catalyseurs. On dit qu'un catalyseur est spécifique d'un type de réaction.

Un catalyseur peut également être *sélectif* si, à partir d'un système initial susceptible d'évoluer selon plusieurs réactions, il accélère préférentiellement l'une d'elles."

Applications "La plupart des procédés de synthèse industriels emploient des catalyseurs. Leur utilisation permet une augmentation de la vitesse de réaction et évite aux entreprises des coûts énergétiques trop importants. En effet, une hausse de la température du milieu a le même effet cinétique que l'utilisation d'un catalyseur. Cependant, le coût d'une élévation de température est nettement plus élevé, c'est pourquoi le choix du catalyseur est financièrement plus approprié. L'importance industrielle et économique des catalyseurs en fait aujourd'hui un des thèmes le plus étudiés dans la recherche. "

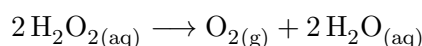
Bien souvent, le produit d'une réaction catalysée est extrait du réacteur au fur et à mesure de sa formation pour qu'il ne se redissolve pas.

De manière générale, on distingue trois types de catalyses : la catalyse hétérogène, la catalyse homogène et la catalyse enzymatique. Nous allons en faire l'illustration *via* la catalyse de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée [3].

Remarques : La catalyse hétérogène est parfois appelée catalyse interfaciale. Il existe un autre type de catalyse, dit catalyse homogène supportée. Le catalyseur, soluble, est fixé sur une grande molécule insoluble. Il s'agit d'une catalyse homogène dans laquelle on peut plus facilement récupérer le catalyseur.

II.2 Les grandes catégories de catalyse à travers l'expérience de dismutation de l'eau oxygénée

L'eau oxygénée est un ampholyte oxydo-réducteur : il intervient dans les deux couples redox $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$. Ainsi son équation de dismutation se lit :



Mis à l'air libre, cette réaction totale se fait lentement : il y a très peu de dégagement de dioxygène (*i.e.* de bulles) comme nous pouvons le constater à partir d'un bécher de H_2O_2 témoin.

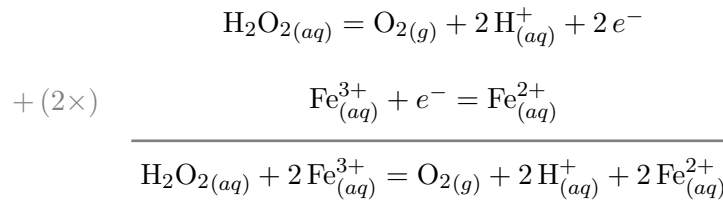
Nous allons voir l'influence de trois catalyseurs d'origine distincte sur ce dégagement de dioxygène, donc sur la cinétique de réaction.

II.2.1 Catalyse homogène

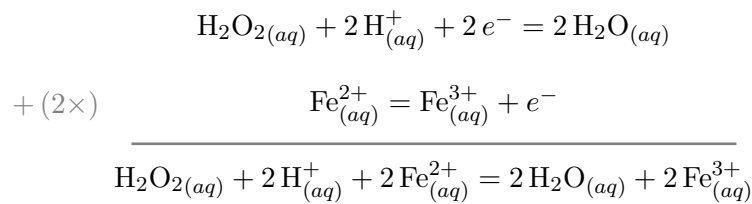
Observation Dans un bécher rempli d'eau oxygénée nous introduisons une espèce aqueuse : des ions fer(III) (en prenant quelques gouttes d'une solution de sulfate de fer(III)). Un meilleur dégagement gazeux est alors observé : la réaction est catalysée.

Définition Le catalyseur étant dans la même phase que le réactif, on parle de *catalyse homogène*.

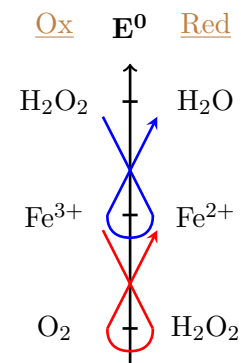
Explication Dans une première étape, l'eau oxygénée est oxydée en dioxygène par les ions Fe^{3+}



Dans une seconde étape, les ions Fe^{2+} formés réduisent l'eau oxygénée :



Les deux étapes réactionnelles que l'on vient de détailler sont rapides. Ainsi, en faisant le bilan des deux équations, on retombe sur l'équation de dismutation de l'eau oxygénée. Le catalyseur modifie donc le déroulement de la réaction en remplaçant une réaction lente par deux réactions successives rapides, la première consommant le catalyseur et la seconde le régénérant totalement.



Nota bene Pourquoi se sert-on de l'eau oxygénée comme antiseptique ? *Une piste* : L'eau oxygénée se décompose rapidement au contact d'une goutte de sang qui contient de la peroxydase (enzyme ayant des ions fer(III)). On utilise également l'eau oxygénée comme décolorant du fait de son caractère hautement oxydant.

II.2.2 Catalyse hétérogène

Observation Dans un autre bécher rempli d'eau oxygénée nous introduisons cette fois une espèce sous forme solide : une tige de platine. Au voisinage de la tige de platine, le dégagement gazeux est accrue : la réaction est catalysée.

Définition Le catalyseur et le réactif étant dans des phases différentes, on parle de *catalyse hétérogène*.

Remarque Lors d'une catalyse hétérogène, on distingue trois étapes :

- ✦ l'*adsorption* pendant laquelle certains des réactifs se fixent à la surface du catalyseur
- ✦ la réaction chimique qui se déroule à la surface du catalyseur

✧ la *désorption* pendant laquelle les produits de la réaction quittent la surface du catalyseur.

Dans une catalyse hétérogène, la réaction est d'autant plus rapide que la surface du catalyseur est plus grande. Il existe certains corps étrangers à la réaction qui modifient la surface du catalyseur et ralentissent, voire annulent, l'action catalytique : ce sont des poisons du catalyseur. Après un certain temps d'utilisation, le catalyseur "vieillit", il faut alors le régénérer.

II.2.3 Catalyse enzymatique

Observation Si maintenant on introduit dans le bécher de H_2O_2 une enzyme appelée catalase, le dégagement est spectaculaire et l'eau oxygénée très rapidement consommée !

Définition Dans le cas d'une catalyse par une enzyme, on parle de *catalyse enzymatique*.

Remarque Pour la catalyse enzymatique, on peut citer le modèle de *Michaelis-Menten*. Voir, par exemple, l'exercice aux pages 138-139 de la référence [4] et son corrigé.

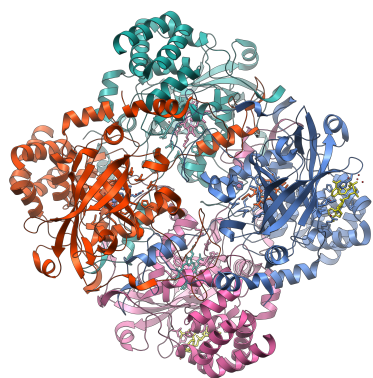


Fig. 1 – Structure d'une catalase

À propos de la catalase D'après WIKIPÉDIA : "Cette enzyme est formée de quatre chaînes polypeptidiques d'environ 500 acides aminés, comportant chacune un groupe *hème*. Ces *hèmes* et leur environnement protéique sont les sites actifs de cette enzyme. Pour catalyser la réaction, l'atome de fer du groupement *hème* de la catalase réalise une coupure hétérolytique de la liaison O–O du peroxyde d'hydrogène, créant de ce fait une molécule d'eau et un groupement $Fe(IV)=O$ hautement oxydant ; ce dernier peut ensuite oxyder une autre molécule de peroxyde d'hydrogène pour donner du dioxygène. Avec une vitesse maximale de 200 000 réactions catalytiques par seconde, elle est une des enzymes les plus efficaces connues. Sa vitesse de réaction ne semble en effet limitée que par la diffusion, c'est-à-dire par la vitesse limite avec laquelle

les molécules parviennent au site actif de l'enzyme. On trouve la catalase chez tous les organismes aérobies et plus particulièrement dans les navets ou dans la plupart des racines des plantes, dans la levure et dans le foie des animaux."

À propos des enzymes C.f LC08 prépa 2012/2013. "*Le sexe des enzymes* : selon l'Académie française, le mot enzyme est masculin, selon l'Académie des Sciences, il est féminin. Dire une enzyme est une faute tolérée.

La spécificité des enzymes est un effet stérique.

On connaît à ce jour environ 3000 enzymes. Il existe six grandes catégories d'enzymes :

- ✧ *Oxydoréductases* : réactions d'oxydo-réduction.
- ✧ *Transférases* : transfert de radicaux fonctionnels d'une molécule à l'autre.
- ✧ *Hydrolases* : réactions d'hydrolyse.
- ✧ *Lyases* : addition sur les liaisons doubles.

- ❖ *Isomérases* : réactions d'isomérisation.
- ❖ *Ligases* : formation de liaisons covalentes C–C avec hydrolyse d'un triphosphate."

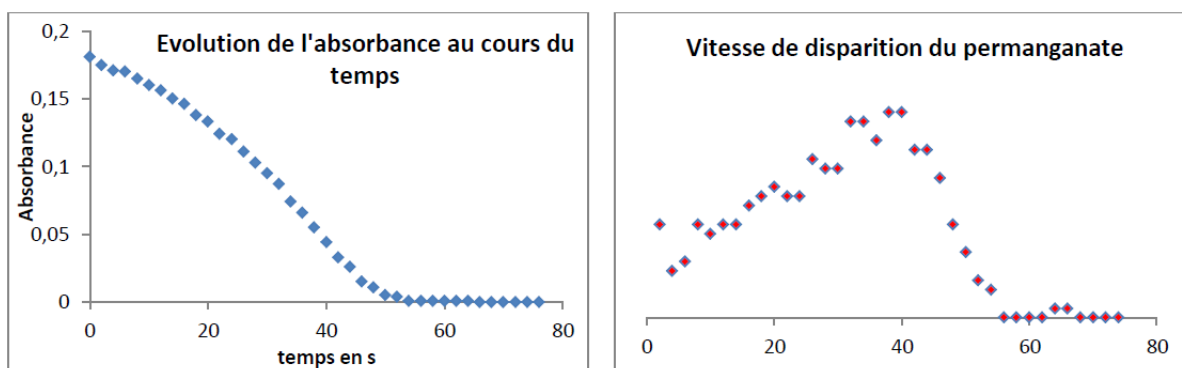
II.3 Auto-catalyse

Mise en évidence par suivi cinétique par spectroscopie de la réduction des ions permanganate par l'acide oxalique [5] On peut également se reporter à la [Leçon de CAPES C9 de Julien Durero en 2011](#).

"La spectrophotométrie est un outil de choix pour suivre l'évolution cinétique d'une réaction chimique dans le cas où l'un des réactifs ou produits est une espèce colorée. En effet cette méthode est non invasive et permet la mesure d'un grand nombre de points. Dans le cas de cette réaction, l'espèce colorée est le permanganate de potassium.

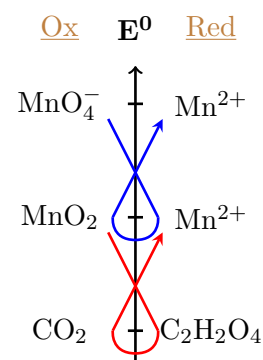
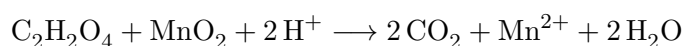
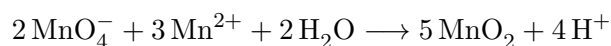
La première étape consiste à étalonner le spectrophotomètre. On commence par tracer le spectre d'une solution de permanganate de potassium diluée. On observe un pic d'absorbance à 525 nm. On choisira donc de travailler à cette valeur pour minimiser l'incertitude lors du calcul de la concentration associée (explication possible avec un graphique). On réalise ensuite un blanc en prenant le solvant seul (c'est-à-dire l'eau). On peut alors commencer les mesures. On programme le logiciel pour mesurer l'absorbance toutes les 3 secondes pendant 100 secondes.

Dans un bécher, on verse 5 mL d'une solution d'acide oxalique à $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L et 10 mL d'une solution d'acide sulfurique à 2 mol/L. On ajoute alors rapidement au mélange 5 mL d'une solution de permanganate de potassium à 10^{-3} mol/L. On agite le mélange avec une baguette en verre puis on en verse une partie dans une cuve de spectrophotométrie. On peut alors lancer les mesures. Cette manipulation nécessite une grande rapidité car la réaction a déjà commencé et on risque de manquer le début de la courbe qui a une grande importance lors de l'étude que l'on cherche à effectuer.



On peut alors tracer l'évolution de l'absorbance au cours du temps. La concentration en ions permanganate est proportionnelle à cette valeur. Il est aussi intéressant de tracer l'opposé de la dérivée au cours du temps de l'absorbance. Celle-ci sera ainsi proportionnelle à la vitesse de disparition du permanganate. Le phénomène qui se produit ici est que la réaction est catalysée par son propre produit : Mn^{2+} . Au fur et à mesure que la concentration en ions augmente, la réaction s'accélère même si les concentrations en réactifs décroissent. Il vient cependant le moment où les deux phénomènes se compensent (vitesse maximale) puis où la disparition prend le dessus et la réaction ralentit."

Les réactions d'oxydo-réduction qui rentrent en jeu sont :



Problèmes rencontrés : L'espèce MnO_2 est colorée! Son apparition et la teinte brune qu'elle présente influent donc sur l'évolution de l'absorbance au cours du temps. Ceci est à ajouter aux problèmes de saturation du spectrophotomètre à la longueur d'onde choisie. Il faut donc s'écarter de la valeur du pic d'absorption, introduisant alors des incertitudes sur le calcul de la concentration associée et ne permettant pas de s'affranchir de la contribution de MnO_2 . Pour ces raisons (ou d'autres qui nous échappent), notre préparation n'a pas pu aboutir.

II.4 Les inhibiteurs

Les inhibiteurs sont des molécules dont l'action est de ralentir ou bien d'arrêter une réaction chimique. Nous pouvons citer, à titre d'exemple, les antibiotiques, les poisons (ou encore les drogues) → "agir en fonctionnaire de l'État de façon éthique et responsable")

Conclusion

Tous les facteurs et composés chimiques évoqués sont à prendre en compte dans le contrôle des cinétiques de réaction. Aujourd'hui, il y a encore beaucoup de recherche sur ce sujet notamment sur les catalyses enzymatiques par exemple sur les agro-carburants ou encore sur les pots catalytiques.

Questions du correcteur :

Sur les photochromes

Q : Qu'est-ce qu'un photochrome ?

R : Cf Introduction.

Q : Quelles sont les étapes pendant une réaction photochimique ?

Que se passe-t-il sous la lampe à UV ?

R : La liaison Carbone-Oxygène se rompt sous irradiation UV, s'ensuit alors une isomérisation Cis Trans menant à la forme colorée appelée mérocyanine.

Q : Avant la réaction directe, d'où vient la coloration sous l'UV ?

R : Fluorescence.

Q : Pourquoi cacher la lumière ambiante quand on irradie les photochromes d'UVs ?

R : Réaction retour tout de même possible sous un certain λ . On veut s'affranchir d'une décoloration parasite pour avoir une couleur plus intense plus vite.

Q : Comment déterminer si la réaction retour de décoloration d'un photochrome est thermique ou photochimique ?

R : Si c'est photochimique, la décoloration est caractérisée par le coefficient d'extinction molaire du composé, lié au nombre de photons absorbés.

Sur l'effet de la concentration

Q : Dans la simulation Réachim, regarde-t-on le nombre de produits formés pour voir l'influence de la concentration ?

R : Non. Plutôt le pourcentage ayant réagi.

Sur l'hydrolyse du tertiobutyle et la conductimétrie

Q : Pour l'hydrolyse du tertiobutyle, avez-vous mesuré la température ? Comment le faire ?

R : Non, car pas de mesure quantitative faisant intervenir T . Il ne faut pas se fier à la jauge du bain thermostaté mais utiliser un thermocouple.

Q : Avez-vous étalonné le conductimètre ?

Comment fait-on ?

Quelle grandeur physique mesure-t-on ?

Que cherche-t-on à déterminer pour l'étalonnage ?

R : Non, il aurait fallu.

On étalonne un conductimètre en mesurant la résistance d'une solution étalon (dont la conductivité est tabulée) afin de déterminer la constante de cellule.

Q : Quel choix doit-on faire pour comparer les vitesses de réaction à deux températures ?

R : Il faut fixer la concentration, typiquement on compare à $t = 0$ s pour que ce soit la même. À t grand, la comparaison n'a plus de sens, les vitesses de réaction tendant vers 0 par disparition des réactifs.

Q : Existe-t-il des modèles permettant de prédire la loi de variation de la vitesse avec la température ?

R : La loi d'*Arrhénius*.

Q : À part *Arrhénius* ?

R : Théorie du complexe activé. Équation d'*Eyring* :

$$k \propto \frac{k_B T}{h} \exp \left[\frac{-\Delta G^\ddagger}{RT} \right]$$

Sur les catalyseurs

Q : Vous connaissez quoi comme solides susceptibles d'intervenir dans une catalyse hétérogène ?

R : Acides minéraux (H_3PO_4) déposés sur des supports solides (Silicagel).

Q : En chimie organique ?

R : Le cobalt dans la réaction du permanganate et du tartrate.

Q : Quelle espèce va-t-on utiliser pour l'hydrogénation catalytique ?

R : Un alcène avec H_2 en présence de Ni.

Q : Quel est le nom de la grandeur attestant du nombre de réactions par seconde ?

R : Le *Turn Over Number* (TON) : nombre moyen de réactions catalysées avant dégradation du catalyseur. Ou encore le *Turn Over Frequency* (TOF).

Q : Quelle est la façon de maximiser la surface réactive d'un solide ?

R : L'utiliser en poudre.

Q : Pourquoi, dans les béchers de H_2O_2 , des bulles se forment près du fond ou des parois ?

R : Aspérités des parois et tension de surface.

Q : D'un point de vue thermodynamique, quel est la variation d'énergie d'une bulle en fonction de son diamètre ?

R : Loi de Laplace. Existence d'un diamètre critique en dessous duquel il y a dissolution.

Q : Comment donne-t-on usuellement la concentration de H_2O_2 ?

R : En volumes. Pour une solution à n volumes, 1 L de solution va dégazer n L de dioxygène.

Q : Ce produit présente-t-il un quelconque danger ?

R : Oxydant puissant : irritant à forte concentration.

Q : À quelle température est le bécher contenant de la glace et de l'eau ? Comment refroidir plus ?

R : À 0 degrés Celsius exactement. En rajoutant du sel.

Q : Peut-on faire la catalyse homogène de H_2O_2 avec des ions Fe^{2+} ?

R : Évidemment, cela ne change que l'ordre dans lequel se font les réactions.

Bibliographie

- [1] Jonathan PIARD. *Le photochromisme : définition et applications*. BUP, **107**, mai 2013. p. 549-559.
- [2] F. Daumarie, P. Griesmar, and S. Salzard. *Florilège de chimie pratique*. HERMANN p. 71-78. ISBN-10 : 2705663738.
- [3] *Physique-chimie TS*. 2012. HACHETTE p. 231. ISBN : 978 2 01 135579 9.
- [4] B. Fosset, J.-B. Baudin, F. Lahitète, and V. Prévost. *Chimie Tout-En-Un-MPSI-PTSI*. DUNOD, ISBN : 2 10 007293 5.
- [5] J. Mesplède and J. Randon. *100 manipulations de chimie générale et analytique*. BRÉAL. ISBN : 978 2 7495 0351 6.



« Il faut toujours viser la lune, car même en cas d'échec, on atterrit dans les étoiles. »
OSCAR WILDE