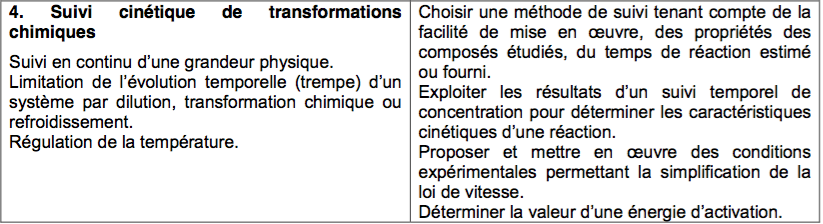
**LC 21- Cinétique Homogène**

**Prérequis:** Oxydoréduction, spectrophotométrie UV-Visible- Notion d’avancement, loi d’action des masses**,** dismutation.

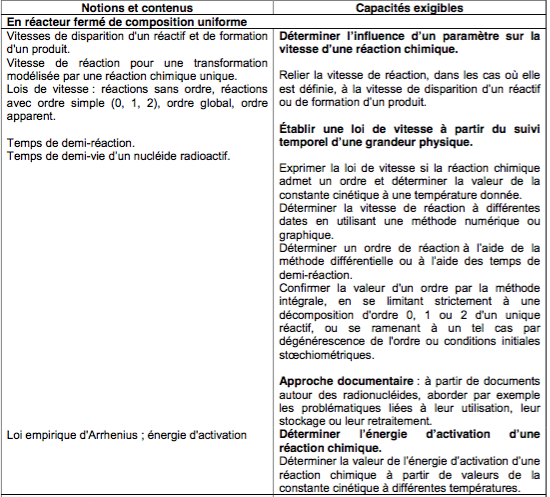
**Niveau:** CPGE   
Partie commune MPSI-PCSI-PTSI: **CINÉTIQUE MACROSCOPIQUE**

**On ne s’intéressera uniquement à cette partie ici !!**

* Dans formation expérimentale

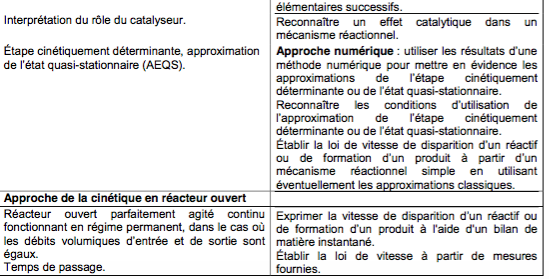
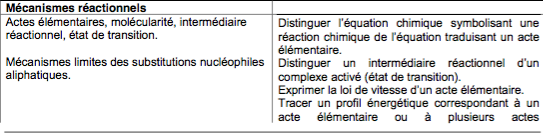


* Dans les contenus enseignés:



**Partie en plus pour les PCSI:**

**Il s’agit de la partie cinétique MICROSCOPIQUE**



**Qqs remarques intéressantes**

AURELIEN :

*“Le programme MPSI aborde la cinétique des réactions nucléaires à travers une étude documentaire. Il est donc possible de traiter ces réactions au cours de la leçon ; néanmoins cela prend du temps et vous en laissera moins pour faire les manips de cinétique et le traitement de données en direct. Je pense que vu le temps imposé, il vaut mieux seulement évoquer ces réactions en conclusion et dire (pourquoi pas) que ce sera abordé en TD.”*

N LEVY :

*"Il vous faut plus d'Exemples/applications*

*Par exemple: la loi d’Arrhenius avec effet de catalyseur sur le profil réactionnel; qqs commentaires sur les radionucléides*

*L’horloge à diiode et son application sur ChimGéné est une excellente initiative. A conserver précieusement !"*

**Références:**

[1] <http://www.david-malka-mpsi.fr/static/mpsi_website/media/CH5-Cinetique.pdf> Cours de cinétique prépa, vidéo introductive sympathique. Les références font appel à la vidéo introductive. La vidéo introductive peut se resumer en :

- on a des réactions rapides (explosion), et lentes (dismutation eau oxygenée)

- cinétique explique pourquoi des formes instables d’après la thermo existent

- interet : industriel et contraindre les mécanismes de réaction

[2] Chimie Tout-en-un PCSI ; B.Fosset, J-B Baudin, F.Lahitète, Dunod 4ième édition

[3] Chimie Tout-en-un PCSI/MPSI ; Schott, Valentin, etc... De boeck

[4] Cours d'Aurélien

* [5] Jacques MESPLÈDE et Jérôme RANDON. 100 manipulations de chimie générale et analytique. Bréal, 2004.
* [6] Epreuve orale de chimie, Florence Porteu de Buchère, Dunod 3ième édition
* **Table des matières :**

Introduction: 4

I. Réaction chimique et vitesse de réaction 5

I.1) Vitesse de réaction: 5

I.2) Méthode de suivi: 7

II. Concentration et vitesse de réaction 8

II.1) Ordre d’une réaction 8

II.2. Réduction à un ordre unique 9

II.3 Détermination d'un ordre de réaction 9

III. Influence de la température 12

Conclusion : 13

# Introduction:

Jusqu’ici on a ujtilisé la loi d’action des masses pour prédire l’état final d’un équilibre chimique. Ces données proviennent de la thermodynamique (cf. leçon 20) mais elles sont insuffisantes pour expliquer l’existance de certains produits comme l’eau oxygenée. En effet

**Diapo :**  eau oxygenée et K° associés.  
(http://www.lutes.upmc.fr/modules/resources/download/lutes/lutes/annales/chimie/LC104/corrLC104sept05.pdf)

L’équation de dismutation de l’eau o0xygenée a une constante de réaction très superieure à 1. On peut donc considerer la réaction comme totale. Or l’eau oxygenée existe et est vendue en grande surface.

Prenons un autre exemple : la réaction d’oxydation des ions Iodure par les ions peroxodisulfate et la réaction des ions iodure avec les ions argent.

<https://youtu.be/inYff1P_QJM?t=99> iode + peroxodisulfate (le bécher B a du fer pour catalyser…)

<https://youtu.be/Zq2s7HLUhSM?t=105> tube : iodure potassium , on ajoute nitrate argent

rq. Verifier dangerosit ;e des produits. Nottament le nitrate d’argent noircie à la lumière si contact avec peau DONC GANTS.

**Diapo :**  2 I-(aq) + S2O82-(aq)=I2(aq)+ 2 SO42-(aq)  Ag+(aq) + I-(aq) = AgI (s) et K° associés. **2 DIAPOSITIVES**

On observe qu’une réaction se fait de manière instantanée, tandis que l’autre prend plusieurs minutes. Pourtant, comme avec l’eau oxygenée, la constante de réaction indique que la réaction est quantitative. Cependant on ne sait pas à quelle vitesse l’équilibre est atteint ni de quelle manière se déroule la réaction. (on a accès au constante d’équilibre via l’enthalpie standard de réaction que j'ai calculé grâce au potentiel des couples redox.)

*Réalisons ces expériences :*

*Expérience : réactions introductives*

D’après les concepts vus au lycée

* *Ag+(aq) + I-(aq) = AgI (s) on a pas le temps de voir la réaction 🡪 rapide*
* *2 I-(aq) + S2O82-(aq)=I2(aq)+ 2 SO42-(aq) 🡪 on voit la réaction se faire 🡪lente*

**Diapo**

Ces deux réactions n’ont donc pas la même vitesse 🡪 c’est le domaine d’étude de la cinétique.

**Définition : La cinétique est l’étude de l’évolution au cours du temps d’une réaction chimique à priori thermodynamiquement possible.**

Intérêt crucial en industrie par exemple ou tout les procédés sont optimisés pour être rapides. Le temps c’est de l’argent pour les industriels.

Nous allons poser le cadre de la leçon. On étudiera des systèmes :

**Cadre d’étude : systèmes fermés, homogènes** (une seule phase) **et isochores** (volume constant) **et monothermes** (température ext est constante)

Transition : Dans un premier temps nous allons définir plus précisément la vitesse de réaction.

# I. Réaction chimique et vitesse de réaction

Intéressons-nous à la réaction d’oxydation des ions Iodure par les ions peroxodisulfate vu en intro*.*  **Diapo:**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | 2 I-(aq) + S2O82-(aq)  = I2(aq) + 2 SO42-(aq) | | | |
| Initialement | C0 | C0’ | 0 | 0 |
| À l’instant t | C0-2x | C0’ - x | x | 2 x |

Le tableau d’avancement est écrit en fonction des concentrations et non des quantités de matière car le système est isochore.

**Rq : écrire la réaction au tableau pour avoir un support autre que les diapositives.**

*Dans le couple peroxodisulfate/sulfate, le nb d’ox du soufre ne varie pas (+VI), c’est le dg d’ox de l’oxygène qui varie : dans S2O82–,, les deux oxygènes centraux st au dg d’ox -I et non -II comme les autres Voir la page Wikipédia « Peroxodisulfate » pour plus de détails.*

[*https://en.wikipedia.org/wiki/Peroxydisulfate*](https://en.wikipedia.org/wiki/Peroxydisulfate)

## I.1) Vitesse de réaction:

[*4*]

Pour étudier la vitesse, nous pouvons suivre la variation de la quantité de matière d’un constituant donné (un réactif ou un des produits). Cependant afin de travailler sur une grandeur extensive (pour que ça ne varie pas en doublant le volume), on divise par le volume. Etant à volume constant on travaille finalement sur la variation de la concentration de ce constituant. (voir cours ch 5)

On voit dans cette réaction que les réactifs sont consommés pour créer des produits. On veut que les vitesses soient positives :

On définit **les vitesses de formation des produits et de disparition des réactifs** :

**vf (I2)=**

**vf (SO42-)**

**vdisp,I- (t)=**

**vdisp {S2O82-}(t)**

On veut définir une vitesse de réaction qui ne dépende pas du constituant étudié, pour cela on utilise l'avancement qui relie les différentes quantités de matière.

**Définition : Vitesse volumique de réaction : en mol.L-1.s-1 à volume constant** (x du tableau d'avancement en mol/L) , ATTENTION avec x on a nu le coefficient stochéométrique

**A t: [I-]=C0-2x soit d'où v(t)=**

**Plus largement:**

* **On a finalement accès aux vitesses de formation et de disparition à travers v(t):**

**vdisp,I- (t)=**

* On décrit souvent une réaction par **son temps de demi-réaction : temps nécessaire pour obtenir la moitié de l’avancement final. Ceci est analogue au temps de démi-vie des isotopes radioactifs**

*Exemple d'utilisation du temps de demi-vie: Les décompositions radioactives, utile pour la datation au Carbone 14 par exemple.*

**Rq:** Lire ***Dunod PCSI page 232*** pour un petit complément sur le C14, il s'agit d"un ordre 1. Et via t1/2 on peut réaliser une datation. En effet t1/2 permet d'accéder à k et ensuite on utilise ln([C14]/[C14]0)=-k.tm pour déterminer tm, le temps depuis la mort de l'échantillon. [C14]0 est constant et égal à la concentration dans l'environnement. (validé)

[*2*] p.231-233

Transition: La question qui se pose à présent c’est comment on mesure la vitesse des réactions ?

## I.2) Méthode de suivi:

Nous avons vu en introduction que lors de la réaction d’oxydation des ions Iodure par les ions peroxodisulfate la solution changeait de couleur. L’absorbance d’une solution colorée est directement liée à la concentration de l’espèce colorée par la **loi de Beer Lambert, ici : A=b.[I2] ou b est une constante** (prerequis + connaissance lycée) (b0 est le coefficient d’absorption molaire \* longueur de la cuve)

Nous pouvons donc, par absorbance, connaitre la concentration de diode dans la solution à tout instant.

Diapo : Concentration des espèces (diapo 6)

Rq: Savoir que la substance colorée est en réalité le complexe I3–, mais ne pas en parler.

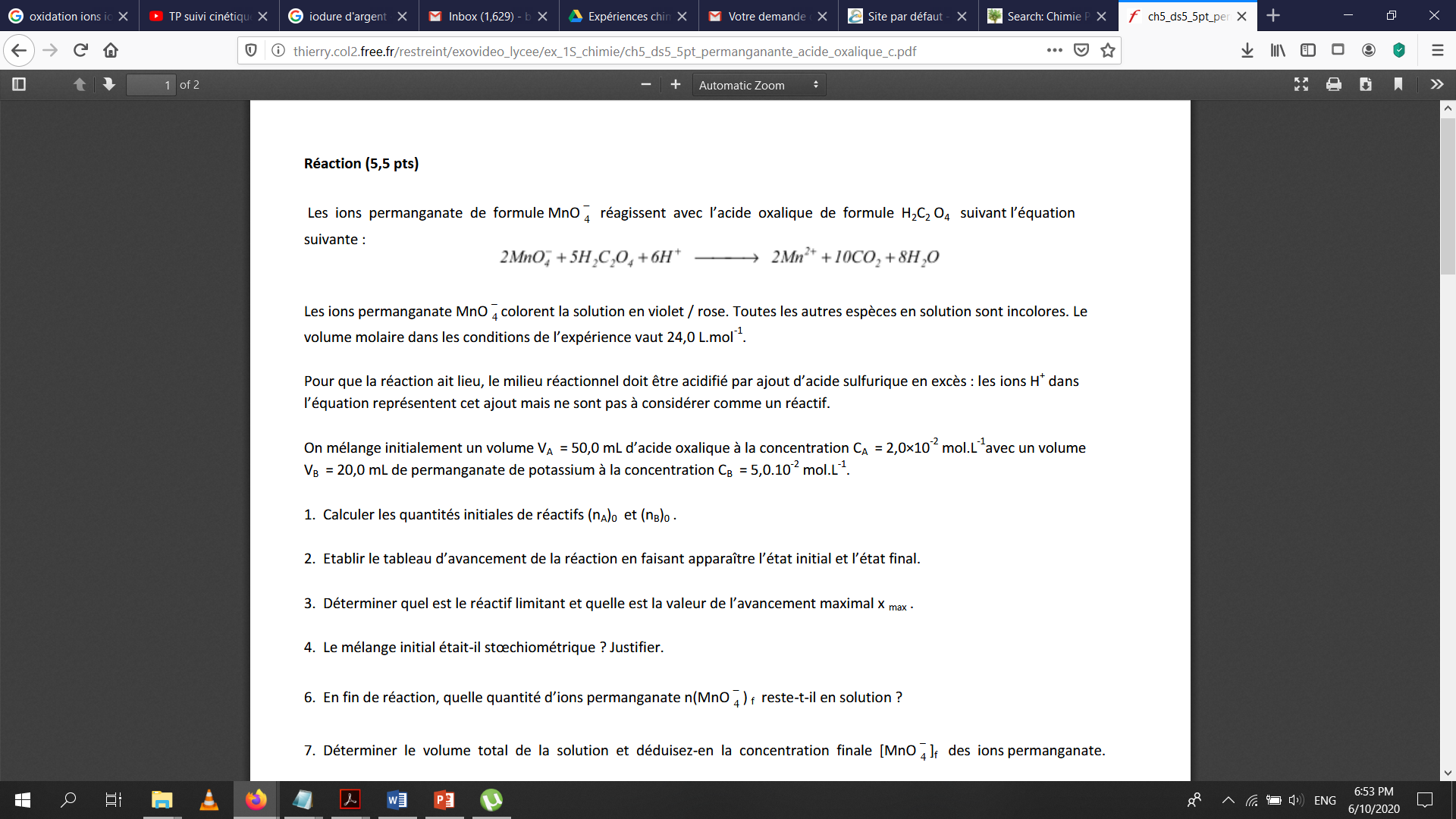
I3- présente un max d'absorption vers 350 nm mais on travaille à 415nm pq le coeff d'extinction est tres grand à 350 nm (et le spectro qu’on utilise ne descend pas en dessous de 400…), Idée: On pourrait donc travailler à 350nm avec des concentrations plus faible. Oui mais dans ce cas la réaction serait trop lente (la réaction globale n’est pas d’ordre 1 !). On prend donc une longeur d'onde un peu plus grande, ainsi l'absorbance n'est pas trop élevée avec de telles concentrations.

Montrer la vidéo pour illustrer comment on fait un suivi cinétique par absorption. Dire que on a fait le blanc préalablement.

<https://youtu.be/WudNVc2eOS4?t=86> (utilisation d’un spectro pour réaction entre permanganate de potassium et acide oxalique)

**à ce moment nous devons reprendre notre équation support sur le tableau et mettre les quantités de matière initiales que nous avons mis dans le bécher. Ça nous aidera par la suite.**

**n0(I-)= 1, 5.10-2 mol >> n0(S2O82- )= 5.10−6mol**



Expérience 1 : suivie spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82-

[*5*] p.199

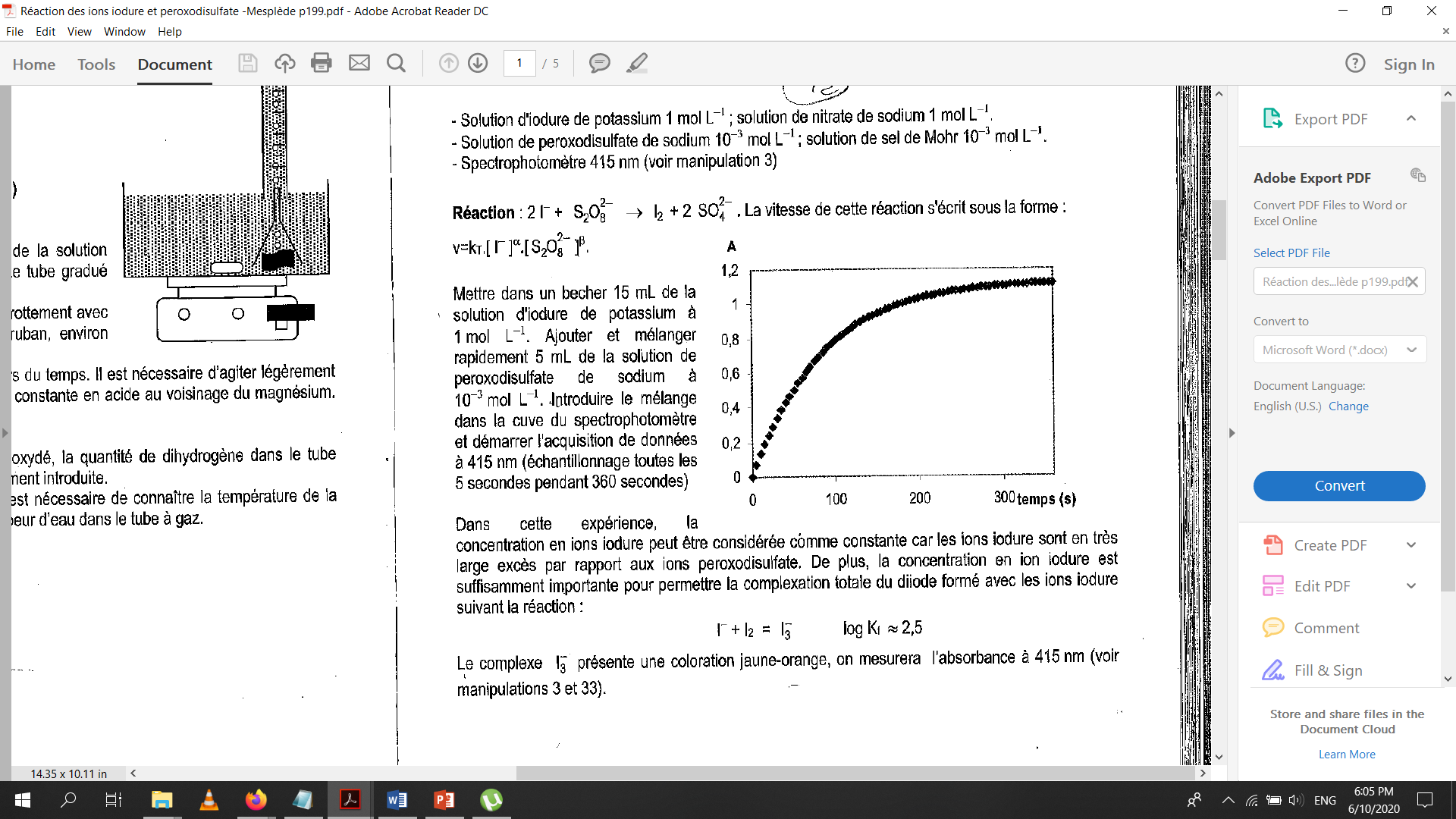
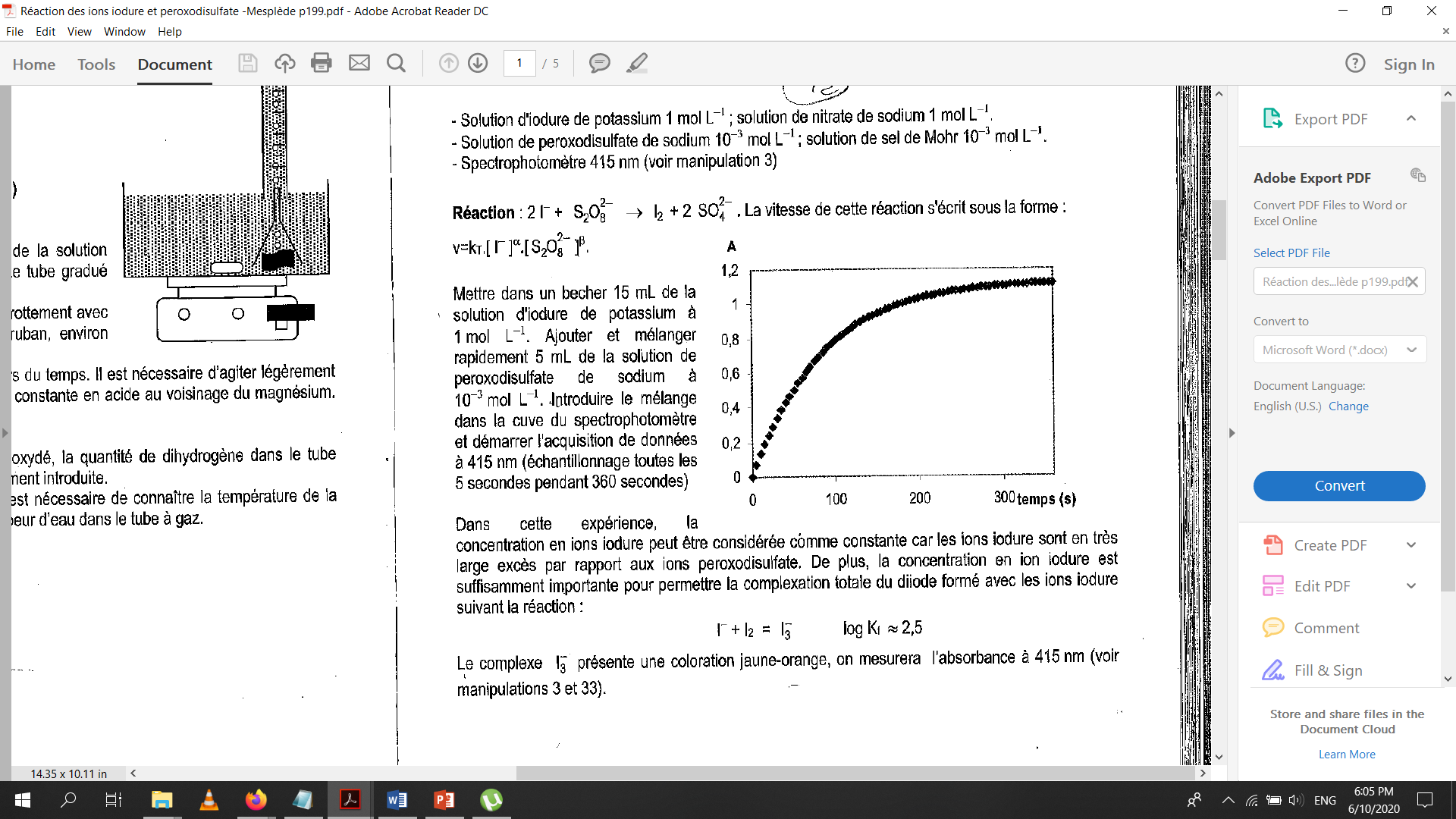
complément théorique [*6*] p.35

* en préparation : avoir fait une solution de 15 mL de KI à 1mol/L et 1 solution de 5 mL de NaS2O8  à 10-3mol/L
* Spectro déjà étalonné
* Devant le jury mélanger les deux solutions puis mettre de la nouvelle solution dans une cuve spectro et lancer le suivi

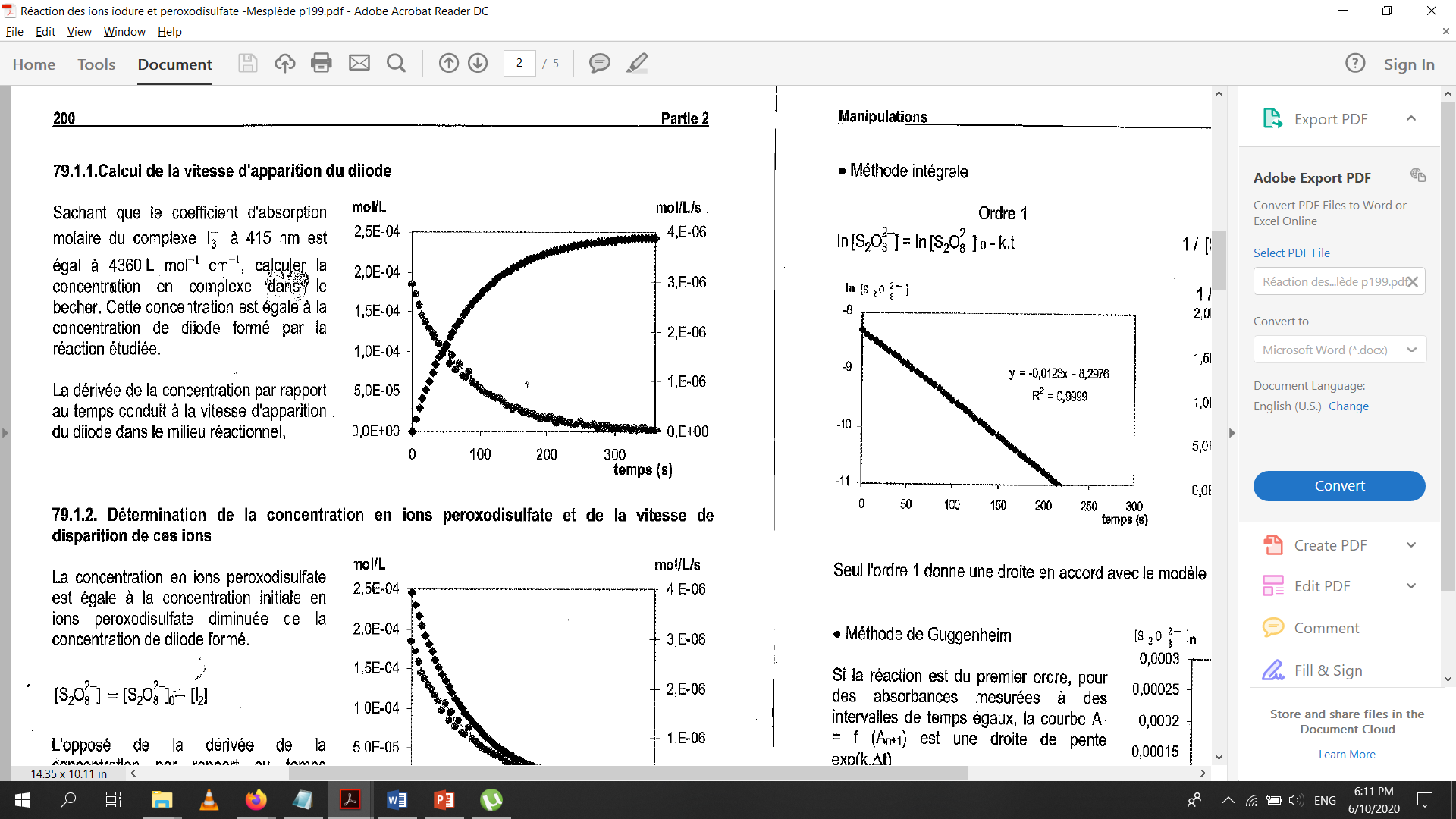
Rq sur l’experience :

- les ions peroxodisulfate sont le réactif limitant, les ions iodure sont en large excés.

- les ions iodure se complexent en i3- avec une constante de réaction log(K) ~ 2,5, réaction totale

- vitesse de réaction :  courbe du spectro :  Échantillonage 5 sec.

- coef absorption molaire triodure est 4360 L/mol/cm, on remonte donc a [I2]. On peut faire une derivée numerique pour accéder à la vitesse d’apparition du diode.



Le suivie spectrophotométrique est lancé, nous y reviendrons plus tard.

Cette méthode de suivi est dite physique car on suit l’évolution d’un paramètre physique dépendant de la concentration des espèces.

Il en existe d’autres.

**Méthodes physiques** **: Spectrophotométrie, conductimétrie, potentiométrie …**

Il existe aussi des méthodes de suivi cinétique dites chimiques : **Titrage, CCM**

Chacune de ces méthodes ont leur avantages et inconvénients : Diapo

Transition: Peut-on relier la vitesse d’une réaction aux concentrations des différents réactifs ?

# II. Concentration et vitesse de réaction

## II.1) Ordre d’une réaction

**Expérience 2 qualitative** :

* 2 tubes à essai contenant 15 mL de KI à 1 mol/L et du sel de Mohr (pour que l'expérience aille plus vite, pour que ce soit plus facilement exploitable)

Relativement en même temps

* Devant le jury : ajouter dans le premier 5mL de NaS2O8  à **10-2mol/L**
* Devant le jury : ajouter dans le premier 5mL de NaS2O8  à **10-3mol/L**

**FAIRE SLIDE 7 et expliquer**

On voit que la réaction avec une concentration plus grande en ions peroxodisulfate est plus rapide que l’autre. La vitesse de cette réaction dépend donc de la concentration et on peut écrire :

**Loi de vitesse : v(t)=k×[I−]p×[S2O82−]q**

**On dit que la réaction admet un ordre.**

* **k est la constante de vitesse. Son unité dépend des valeurs de p et q et elle ne dépend que de la température : k(T). INSISTER QUE C’EST DIFFERENT DE K réaction**
* **p et q sont respectivement les ordres partiels par rapport à I- et S2O82−.**
* **On définit l'ordre global comme la somme des ordres partiels p+q.**

La loi de vitesse d’une réaction est l’équation liant la vitesse volumique v(t) aux concentrations des différents constituants.

On peut donc jouer sur la concentration pour diminuer ou augmenter une vitesse de réaction. C'est une des manière de faire une trempe chimique : dilution brutale d’un milieu réactionnel 🡪 ralentir considérablement la ou les réactions chimique dont le milieu réactionnel est le siège

*Savoir que trempe chimique : On appelle trempe un refroidissement et une dilution brutale d’un milieu réactionnel. La trempe a pour effet de ralentir considérablement la ou les réactions chimiques dont le milieu réactionnel est le siège.*

* **Exemples de réactions:**

[*2*] p.232  
+ compl  
p.18

* **d'ordre 1 (ordre globale égale à 1): les désintégrations radioactives**

**146C =147N + 0-1e + 00  (antineutrinos) ; v(t)=k[146C]**

* **D'autres réations n'admettent pas d'ordre***.* Avoir en tête la réaction de formation de bromure d'hydrogène qui est une réaction sans ordre

[*2*] p.215

***Qu’en est ‘il de la réaction entre les ions iodure et le peroxodisulfate ?On commence par supposer que la réaction admet un order. Alors  v(t)=k×[I−]p×[S2O82−]q* Avec deux ordres partiels, on a «  deux degrés de liberté » ce qui n’est pas très pratique pour déterminer ces ordres. On va donc chercher à se ramener à la détermination d’un seul ordre à la fois.**

## II.2. Réduction à un ordre unique

**On a l’équation différentielle : v(t)=k[I−]p[S2O82−]q**

Expliquer pourquoi on peut écrire la dérivée à côté, répéter que les deux expressions sont valides pour v.

On va avoir deux méthodes pour ne pas avoir à déterminer deux paramètres (p et q) :

* **Dégénérescence de l’ordre:**

Dans les expérience du suivi cinétique, les ions iodures ont été introduits en large excès : **n0(I-)= 1, 5.10-2 mol >> n0(S2O82- )= 5.10−6mol.**

[*4*]

La quantité de matière (et donc la concentration) en I- ne varie presque pas au cours de la réaction 🡪 A *chaque instant :* [I-]~ [I-]0  et donc :

**v(t)=k[I−]p[S2O82−]q= k[I−]p0[S2O82−]q = kapp. [S2O82−]q**

On s’est ramené à la détermination de l’ordre partiel q , on parle de **dégénérescence de l'ordre par rapport à I-.** Pourquoi dégénerescence de l’ordre ? la réaction a un ordre apparent globale q avec une constante de vitesse kapp, mias ce n’est du que aux conditions particulières liées aux quantités initiales de réactifs.

* **Mélange stœchiométrique :** 🡪 détermination de l’ordre global (on peut sauter si on manque de temps, juste le mentionner)

On introduit les réactifs en proportion stœchiométrique : = [S2O82−] à tout instant, donc

**v(t)=k[I−]p[S2O82−]q** **= k. 2p.** **[S2O82−]q+p = kapp’. [S2O82−]q+p**

Transition : Maintenant qu’on a simplifié le problème au cas d’un ordre unique, quelles sont les méthodes pour déterminer cet ordre ?

## II.3 Détermination d'un ordre de réaction

[*5*] p.199

**Exploitation de l'expérience du suivi cinétique par absorbance :**

* Montrer la courbe de suivi

(**SLIDES**) 10 et 11

On obtient la variation de l’absorbance en fonction du temps. La loi de Beer Lambert comme nous l’avons dit plus tôt relie cette absorbance à la concentration en diiode : **A=b.[I2]**

Dans le cadre de ce suivi, nous avions introduit en excès les ions iodure, la loi de vitesse se met alors sous la forme :

**v(t)= k[I−]p0[S2O82−]q = kapp. [S2O82−]q**

et on cherche à déterminer l’ordre partiel du peroxodisulfate q grâce à ce suivie cinétique.

On sait que :

**v(t) = = kapp. [S2O82−]q**

Préciser que comme les nombres stochéométriques sont égaux à 1 vapp = [S2O8] = v

On a donc une équation différentielle par rapport à la concentration en peroxodisulfate.

* **Première étape :** **déterminer [S2O82−] en fonction de l’absorbance** et donc de [I2]🡪 tableau d’avancement

Diapo : SLIDE 12

[*6*] p.37

Pour cette on peut juste montrer le tableau d’avancement sur slide et écrire les relations importantes. Pas la peine de trop détailler.

A l’instant t : [I2](t) = x et [S2O82−](t) = C0’-x**At=b.[I2]= b.x**

A l’état final : [I2]() = C0’et [S2O82−]() = 0 A∞= b.[I2]∞ = b.C0’

**D'où  ; x =** **et [S2O82−] =**

* Déterminer  **= pour tous les tps sur Excel**
* Tracer  **[S2O82−]**  en fonction du temps, montrer au jury.

On a la vitesse de disparition d’ions pewroxodisulfate et leur concentration dans le temps. Il faut encore déterminer l’ordre partiel q et la constante de vitesse !

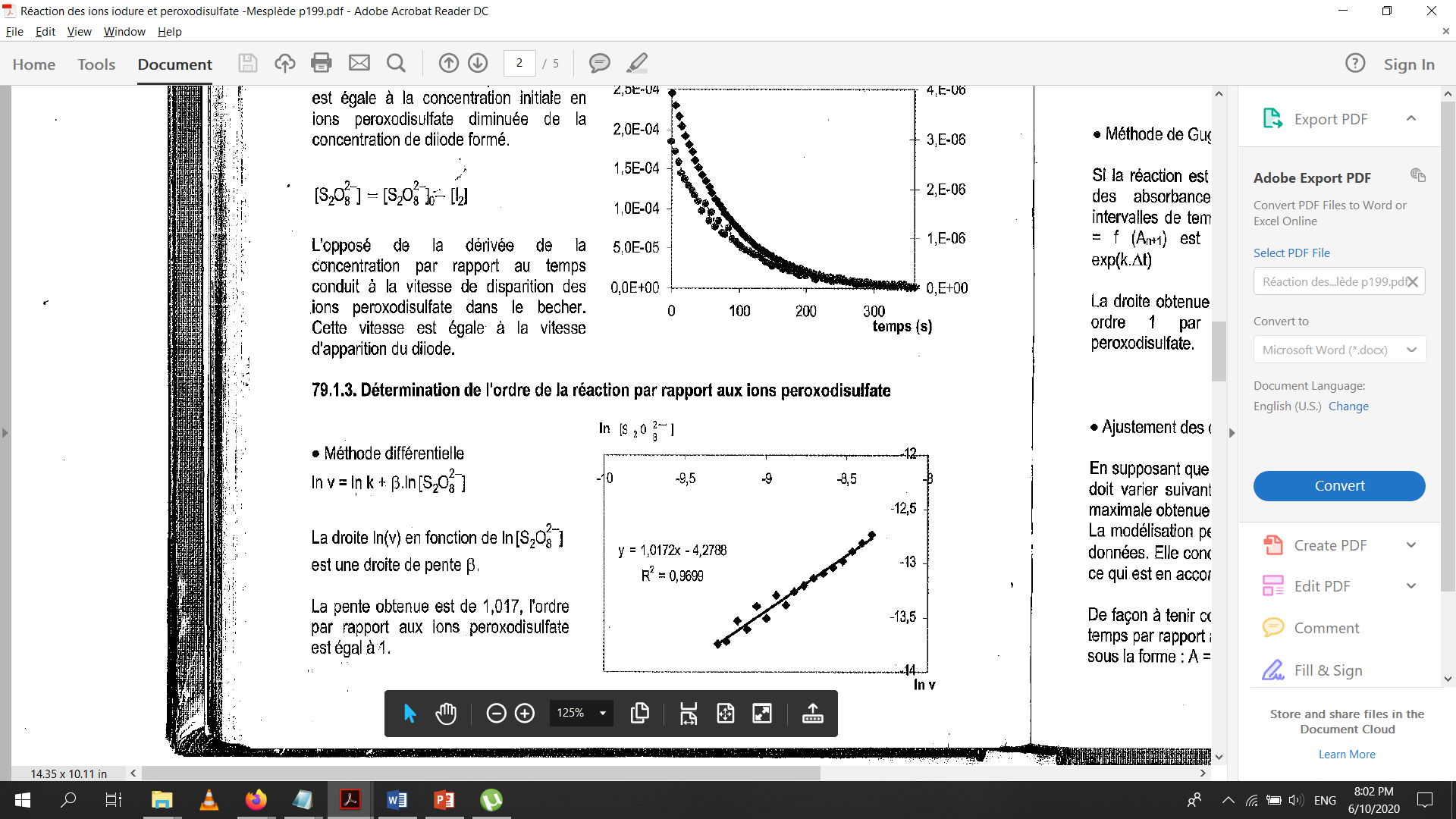
* Deuxième étape : Deux méthodes possibles :
  + Méthode différentielle : (on peut on parler brièvement mais ne pas passer trop de temps)

= kapp.q**🡪ln(v) =** **=ln(kapp)+q.ln(**

Mettre le 1/1 et le 1 pour montrer que l’on prend en compte le coef stoechio

En traçant en fonction de 🡪 droite de pente q

**Inconvénient** : Cela nécessite de calculer la dérivée numérique de par rapport au temps, assez imprécis 🡪 On ne le fait pas.

 *je laisse la courbe au cas où.*

* + **Méthode intégrale** : On suppose un certain ordre, on s’attend à une certaine évolution, et on vérifie que ça marche bien.
    - **Supposons un ordre 1 pour le peroxodisulfate : q=1**

**🡪**

**Soit en intégrant entre t=0 et t :**

De manière générale, pour une réaction On procède de la même façon et on obtient pour les ordres 0, 1 et 2

**~Diapo** 13

* On avait tracé précédemment et on avait constaté que ce n'était pas une droite : donc pas un ordre 0
* Montrer que si on trace : ce n'est pas un ordre 2
* Tracer de = f(t), on ajuste par une foncion linéaire dont le coefficient directeur donne kapp en s-1.
* Donner kapp = 0.0123 s-1

**Rq [***6***] p.38 qui fait réf à la p.25:**

Il faut noter que la linéarité de la courbe =f(t) n'est observée qu'en début d'expérience en raison de la non-dégé d'ordre apres qq minutes. On travail sur le début de l'exp.

Pour déterminer l’ordre partiel par rapport aux ions iodure, il faut refaire un suivi cinétique avec une concentration initiale différente pour les ions iodure (rq. Toujours en large excés). Par exemple une concentration initiale divisé de 3 fois. Ensuite il faut comparer la nouvelle vitesse de réaction avec celle obtenu précédemment. On verrait alors que la vitesse de réaction à été divisé par 3**. Ceci nous dit que l’ordre partiel par rapport aux ions iodure est de 1**. On peut alors trouver la valeur de la constante de vitesse qui s’exprimera en s-1.L.mol-1 en utilisant la valeur de la constante apparente de vitesse et la concentration initiale en ions iodure.

**Nous avons trouvé alors la loi de vitesse de cette réaction :**

**v(t)=k[I−][S2O82−] avec k = 0.0158 s-1.L.mol-1**

On s’est intéressé au temps de demi-réaction en début de leçon, celui-ci donne aussi accès à une vérification rapide de l’ordre. En effet le temps de demi-réaction ne dépend pas de la même façon de la concentration initial en réactif selon l’ordre de ce réactif.

* **Détermination de t1/2 pour l’ordre 1 : (si on manque de temps donner simplement la valeur en disant à l’oral comment on la trouve)**

Il s’agit donc tu temps t1/2 tel que  **=** en remplaçant la valeur de dans l’équation régissant l’évolution de on a :

**soit**

Soit un temps de demi-réaction qui ne dépend pas de la concentration initiale en peroxodisulfate.

On trouve pour la réaction étudiée t1/2 = 56s

De manière générale, pour une réaction On procède de la même façon et on obtient pour les ordres 0, 1 et 2 :. **~Diapo 15**

* Donner la valeur expérimentale de t1/2 , montrer qu’elle n’est pas reliée à la concentration initiale
* comparer avec la valeur théorique trouvée avec le kapp déterminé plus haut

Transition : On a vu que la vitesse dépendait de la concentration en réactifs, ça nous a permis de décrire la cinétique d'une réaction. Quels autres paramètres jouent sur la cinétique.

# III. Influence de la température

**Expérience 3 : influence de la température sur la réaction d’oxydation des ions Iodure par les ions peroxodisulfate :**

[*6*] p.35

Si on a le temps, mais ça me paraît très tendu, on peut faire l’horloge chimique, obtenir k (T ) et remonter à l’énergie d’activation par ajustement. A rebosser d'ici les oraux si j'ai le temps... Cf [5] p 204

* Préparer 9mL de KI à 1 mol/L et 3mL de NaS2O8  à 10-2mol/L ou à 10-3mol/L (voir ce qui est le mieux)
* mélanger 3ml de KI et 1mL de NaS2O8  dans un tube à essaie dans la glace
* mélanger 3ml de KI et 1mL de NaS2O8  dans un tube à essaie à Tamb
* mélanger 3ml de KI et 1mL de NaS2O8  dans un tube à essaie dans u bain marie

On constate que les réactions chimiques sont plus rapides quand on augmente la température. Una application classique est le refrigerateur qui ralentis les réactions liées à la décomposition des aliments.

Cette constatation expérimentale a été théorisée :

*En 1889, Arrhenius a proposé une loi empirique :*

**k: constante de vitesse à la température T**

**Ea: Energie d'activation en J.mol.-1. Correspond à la barrière d'énergie à franchir pour effectuer la réaction.**

**A: facteur pré-exponentiel, de même dimension que k.**

Rq: Avoir profil réactionnel en tête (même ac rôle catalyseur et IR)

Rq: Le facteur préexponentiel A traduit la fréquence des collisions (il est en fait relié à l’entropie). Pour plus de détails, lire PCSI DUNOD p 275 et suivantes, puis PC/PC\* Dunod p 593 et suivantes. NE PAS LE DIRE, CA PARAIT GALERE... Mais l'avoir en tete au cas où..

*Qq commentaires à faire :*

* Pour les questions avoir en tête que certaines réaction sont plus rapide à froid:

Cf. [*2*] p.241 : Oxydation du monoxyde d'azote (NO) en dioxyde d'azote (NO2) par O2

* *Principe du réfrigérateur*
* *On a tout pour comprendre le principe de la trempe chimique : dilution + refroidissement, pour [2] p 219 diminuer énormément vitesse de réaction.*

Rq: La loi d’Arrhenius est empirique. Il existe une équation similaire, l’équation d’Eyring, qui relie la vitesse de la réaction chimique à la température. Cette équation est théorique et est basée sur la thermodynamique statistique. Bien que cette équation soit hors programme, il ne me paraît pas aberrant que le jury vous pose une question en lien avec l’équation d’Eyring si vous avez fait une très bonne leçon et que vous répondez bien aux questions. (la page wikipédia sur l’équation d’Eyring est très courte et contient l’essentiel, lire les 4 première lignes suffit).

# Conclusion :

* Outil important d’amélioration de la cinétique : la catalyse (diminution de l’énergie d’activation avec formation d’un intermédiaire réactionnel, cf. profils d’énergie réactionnelle).

**Questions posées par Aurélien en 2018 :**

1)Expérience 1 : Quel précipité ? Pourquoi avoir mis des gants ? Nitrate d’argent, tâche noire, sinon diiode

2)A T ambiant le diiode est sous quel forme ? Solide

 3)Quelle est la propriété de la famille des éléments du diiode ? Oxydant

4)Dans quel cas une réaction n’admet pas d’ordre ?

5)Quand est-on sûr que les coefficients stœchiométriques sont les ordres partiels ?

6)Quels sont les critères d’un processus élémentaire ?

7)Que dit la loi de Van’t Hoff dans ce processus ?

8)Distinction entre méthode physique et chimique ?

9)Suivi spectro vous avez utilisé des gants et en même temps l’ordi ?

* 10) Pourquoi avoir utilisé une cuve en plastique ? Dans le visible
* 11)  La réaction a commencé avant, cela pose-t-il problème pour le suivi cinétique ? non car la  réaction ici est d’ordre 1.
* 16)  Méthode intégrale. Redémontrer le temps de demi -réaction pour un ordre 2.
* 17)  Autres méthodes que la méthode intégrale ? avec les vitesses initiales
* 18)  Loi d’Arrhenius, c’est une loi empirique ? oui
* 19)  Loi établis à partir de la loi d’Arrhenius ? Théorie de Eyring ?
* 20)  Profil réactionnel d’une réaction catalysée et non catalysée. Faire le schéma
* 22)  Conclusion : effet de solvant, exemple ? SN. Quel solvant pour favoriser une SN1 ? Polaire
* 23)  Un exemple de réaction photochimique ? mécanisme de la vue sur la rétine de l’œil  (isomère Z ou E)  Ou Photo isomérisation acide maléique.
* **Question posées à Lolita: (voir CR pour les réponses)**

Question 1 : sur la première partie, tu nous as parlé de réactions favorables thermodynamiquement. Comment ça se vérifie avec les données que tu nous montres ? Réponse 1 : K° >> 1 —> Sens direct de manière quantitative.

Question 2 : Si on avait des constantes de l’ordre de 10^3, faudrait il prendre en compte un autre paramètre ?

Question 2 bis : Si on a un K° de l’ordre de 10^3, est on sûr qu’elle est favorable thermodynamiquement ?

C'est ok pour des concentrations usuelles. Si c'est très dilué ou très concentré ça ne va pas forcémenent marché. La limite 10^3 stipule qu'il faille vérifier la gamme de concentration.   
Sinon on calcule l'avancement.

Question 3 : Tu nous as donné des exemples de réactions rapides et lentes. Dans le cas de H2O2 tu as mis un égale et une flèche. Que voulais tu signifier par là ?

Question 3 bis : Les informations avec les flèches ou les égales donnent une information thermodynamique et cinétique ?

Question 3 ter : Quand on met un égal, ça signifie quoi alors ?

Question 4 : Tu nous as parlé de vitesse de formation et de disparition qui sont d’une part positive et d’autre part négative. C’est possible, ça, d’avoir une vitesse négative comme tu la définis ? Attention, on définit les vitesses positives !

Question 4 bis : Où est donc l’erreur ? Que faut-il bien remarquer dans l’expression de la vitesse de disparition ?

Question 4 ter : Si on voulait avoir une représentation graphique de la vitesse, que faudrait-il faire ?

Question 5 : Es tu donc sûre que la vitesse de disparition va être -2\*v ?

Question 6 : Tu nous as parlé de méthodes chimiques pour faire un suivi cinétique. Tu nous as parlé de trempe. C’est quoi une trempe ? Dillution + refroidissement

Question 6bis : Pourquoi c’est intéressant de refroidir le milieu réactionnel ?

Question 6 ter : Il y a une autre solution pour diminuer la vitesse de réaction. Laquelle ?

Question 7 : A propos des méthodes physique, tu pourrais nous donner les lois qui permettent de relier les concentration et les paramètres physique ? (Absorbance, Polarimétrie, Conductimétrie)

Question 7 bis : On a donc un lien de proportionnalité entre une concentration et la grandeur mesurée. Est-ce la même chose lorsqu’on mesure le pH ?

Question 8 : Sur le tableau d’avancement, il y a une petite erreur …

Question 9 : Tu nous as montré que selon l’ordre, on trouvait via l’équation différentielle différentes solutions. Peux tu nous ré-expliquer ce à quoi ça sert et comment ça marche ?

Question 10 : Si on avait des mesures de t1/2, que faudrait-il tracer pour vérifier qu’on a un ordre 0,1 ou 2 ?

Question 11 : Tu as dit que l’unité de kapp peut varier selon l’ordre. A l’ordre 1 tu nous as dit que kapp s’exprimait en s-1. Quelle serait l’unité pour les ordres 0 ou 2 ?

Question 12 : Dans la loi d’Arrhenius, R c’est quoi ? Ca vaut quoi ?

Question 13 : Comment pourrions nous trouver une expérience quantitative pour voir l’influence de la température sur la vitesse de réaction ?

Question 13 bis : En admettant qu’on refasse l’expérience en spectrophotométrie, quelle jeux de donnée obtiendrions nous et comment les exploiterions nous ?\*a différentes températures

Question 13 ter : Comment avec ces données obtenir la valeur de l’énergie d’activation ?

Question 14 : Imaginons que des élèves tracent ça dans un exo, quel autre paramètres pourraient-ils obtenir via la pente et l’ordonnée à l’origine ?

Question 15 : Si on voulait faire une étude cinétique en phase gazeuse, au lieu de la concentration on s’intéresserait à quoi ?

Question 16 : De façon général, peut on définir différents types d’ordre ? Peut il dépendre du temps ?

Question 17 : Quelle difficulté peux tu prévoir pour les élèves ? Et sur quels points va t il falloir bien insister ? De manière générale sur la leçon.

Question 18 : vous avez la même leçon quasiment au niveau lycée. Quelle différence entre cette leçon et celle de niveau lycée ?

Question 18 bis : qu’est ce qui est commun ?

Question 19 : Cette leçon pourrait très bien être menée en parallèle d’un TP. Sur quoi insisterons nous sur le suivi photométrique d’un point de vue expérimental ? Quels type de cuves ? Choix de la longueur d’onde / Choix de la cuve

Question 19 bis : Quelle longueur d’onde vont-ils être amené à choisir pour faire le suivi ? celle associé au max d’absorption // En l'occurence c'est pas vrt le max (cf remarque)

Question 19 ter : quelle étape préalable y a t-il avant de faire le suivi ? Faire le blanc, pas du bulle …

Question Agir : En raison du confinement, le ministère demande une continuité pédagogique. Qu’est-ce que c’est ? Quelles difficultés sont à prévoir, en particulier vis à vis des élèves ? A part les questions d’inégalités matérielles, quelles difficultés va t on rencontrer ? Et vis à vis de la psychologie, quelles problématiques va-t-on rencontrer ? Quels sont les armes mis à la disposition des élèves et des professeurs pour réaliser la continuité pédagogique ? Et comment les exploiter ? Ça correspond à quoi les classes inversées ? Le prof intervient à quel moment dans la classe inversée ?

**Liste de matériel:**

-Plaque chauffante OU bain thermostaté

-Cristallisoirs

-Glace

-15 tubes à essai histoire d'être tranquille avec quelques bouchons

-Porte tube

-Spectrophotomètre

-Cuves à spectro

-Barre de verre pour agiter

-Béchers de 100mL/ etc ...

**Liste de produits chimiques**

**exp 1: Qualtitative**

**pKs(AgI)=16,08 => s=9.E(-9)**

100 mL Nitrate d'argent à 0,1 mol/L voire concnentration beaucoup plus faible

100mL KI à 1 mol/L voire concnentration beaucoup plus faible mais on en a besoin à 0,1 pour a dernière exp

**Exp 2: détermination ordre:**

**Selon MES-GA p.199**

100mL de Iodure de potassium à 1 mol/L (besoin de 15mL pour une exp)

100 mL Peroxodisulfate à 10-3 mol/L et à **10-2 mol /L (pour l'expérience sur l'influence de la concentration)**

100mL Solution de sel de Mohr à 10-3 mol/L (si besoin est)

**Exp 3: Influence de la température:**

100mL de peroxodisulfate à 10^-1 mol/L

KI à 0,1 mol/L

Addendum sur les experiences :