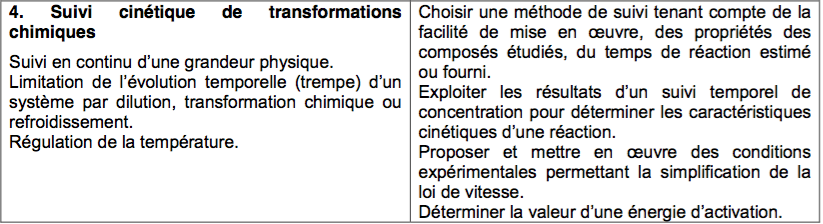
**LC 21- Cinétique Homogène**

**Prérequis:** Oxydoréduction, spectrophotométrie UV-Visible- Notion d’avancement

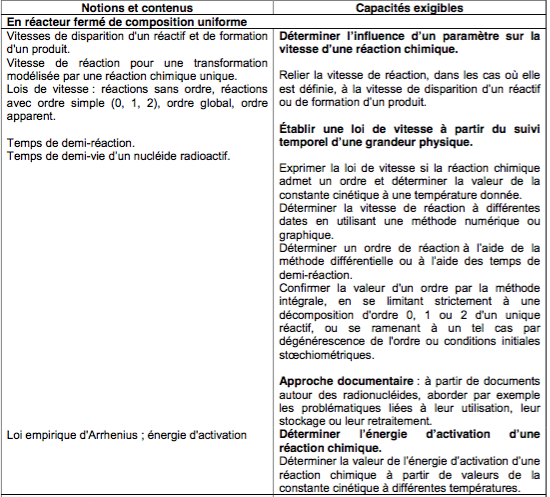
**Niveau:** CPGE   
Partie commune MPSI-PCSI-PTSI: **CINÉTIQUE MACROSCOPIQUE**

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

* Dans formation expérimentale

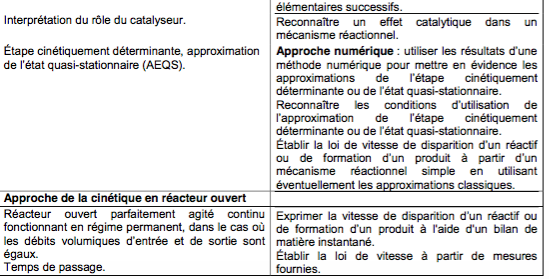
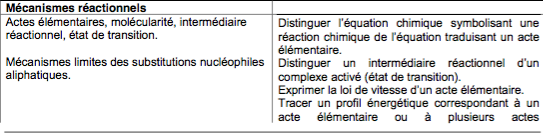


* Dans les contenus enseignés:



**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*](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*

*[**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*
* <https://www.edumedia-sciences.com/fr/media/564-facteur-cinetique>
* animation si besoin !
* **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. Etablissement d'une loi de vitesse 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 sait grâce à la thermodyamique si une réaction est favorisée dans le sens direct ou non et on connaît la position d’équilibre.*

*Prenons par exemple deux réactions.*

**Diapo Manipulation introductive**

*Les 2 réactions présentées sont :*

*2 I-(aq) + S2O82-(aq)=I2(aq)+ 2 SO42-(aq) (lente)*

*Ag+(aq) + I-(aq) = AgI (s) (rapide)*

*On sait grâce à la thermodynamique que ces réactions sont favorables et largement quantitative mais on ne sait pas à quelle vitesse l’équilibre est atteint ni de quel manière se déroule la réaction.*

Rq: on a accès au constante d’équilibre via l’enthalpie standard de réaction que j'ai calculé grâce au potentiel des couples redox.

*Faisons l'expérience, faisons les deux réactions :*

*Concluons sur le fait que les deux réactions n’ont à priori pas les mêmes vitesses. Cela amène à définir la cinétique:*

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

*Elle permet, ''à voir si vous l'écrivez'':*

*-d’étudier la vitesse des réactions, Notion que l’on va définir par la suite et analyser les divers facteurs pour optimiser les conditions industrielles.*

[*1*] vidéo intro

*Exemple : synthèse de l’ammoniac qui se fait à 200 bar et 400°C*

*-de déterminer le mécanisme d’une réaction à l’échelle élémentaire*

**Diapositive suivante : *exemples***

[*1*] vidéo intro

*La cinétique permet d’expliquer des situations rencontrées au quotidien et dans la nature.*

* *1er ex: La thermodynamique nous dit que le graphite est stable à pression et température ambiante, le diamant ne doit pas exister. Pourtant on en trouve dans la nature, en fait la cinétique nous dit que le diamant existe : La réaction Diamant -> Graphite a en effet lieu mais elle est Très lente.*

Rq: A garder pour les questions, on dit que le diamant est métastable.

* *2ème ex: La thermodynamique nous dit que l’eau oxygéné, peroxyde d’oxyde, n’est pas stable. Dismutation :H202 =H2O +½ O2*

*Mais cette réaction est très lente. On la conserve à l’abri de la lumière [sensible aux UV, pk ?] et on le conserve à l’abri de la chaleur.*

Rq: Eau oxygénée est aussi métastable, garder en tête que la dismutation peut-être catalysée par un métal (platine par exemple), par des ions Fe3+ ou encore par de la catalase [Enzyme]

**Diapositive suivante : Cadre d'étude**

[*4*] intro

*Définissons le cadre d’étude:**systèmes fermés(sans échange de matière ac l’extérieur), 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

**Diapo vitesse volumique de réaction avec tableau d'avancement, le présenter.**

*Gardons la réaction vu en introduction comme point d’appui:*

*2 I-(aq) + S2O82-(aq)=I2(aq)+ 2 SO42-(aq)*

Rq: Il s'agit de l'oxydation des ions Iodure par les ions peroxodisulfate.

Le nombre d’oxydation de S dans S2O82– ne varie pas! C’est le nombre d’oxydation des oxygènes qui change. Voir la page wikipédia « Peroxodisulfate » pour plus de détails.

## I.1) Vitesse de réaction:

[*4*]

* On définit les vitesses de formation et de disparition d'un constituant:

*Pour étudier la vitesse, une première approche consiste à suivre la variation de la quantité de matière d’un constituant. Cependant afin de travailler sur une grandeur extensive, on divise par le volume. Or, nous sommes à volume constant, donc finalement on travaille sur la variation de la concentration. On définit alors:*

**Vitesse de formation du diode :**

**vform, I2 (t)= > 0**

**Vitess de de disparition des ions iodure:**

**vdisp,I- (t)= >0**

Transition: 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.

* *Nous allons construire la vitesse de réaction :*

**Définition : Vitesse volumique de réaction est v(t)** = 1/V.dξ/dt

*Terme en marron : variation de l'avancement (en mol.s-1)   
Toujours pareil, afin d'avoir une grandeur qui ne dépende pas de la quantité de matière totale dans le réacteur, on divise à nouveau par le volume.  
En gros, afin de contruire une grandeur extensive on divise par le Volume.  
On écrit alors son unité : mol.L-1.s-1*

**à volume constant** (x du tableau d'avancement en mol/L)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| 2 I-(aq) + S2O82-(aq) = I2(aq) + 2 SO42-(aq) | | | |
| Etat initial | C0 | C0' | 0 | 0 |
| A t |  |  |  |  |

**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 :**

**Définition: Temps nécessaire pour consommer la moitié du réactif limitant [la motité de l'avancement final].**

* *Exemple d'utilisation du temps de demi-vie: Les décompositions radioactives. Ici la réaction est la décomposition radioactive.  Ceci est notamment utile pour la datation au Carbone 14.*
* **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.

[*2*] p.232

Transition: Tout à l'heure nous avons lancé deux réactions chimiques, comment suivre expérimentalement la cinétique de ces réactions ?

## I.2) Méthode de suivi:

DIAPO : Suivi cinétique de la réaction fil rouge

[*5*] p.199

complément théorique [*6*] p.35

**A ce moment-ci on lance l'Expérience : Suivi cinétique**

*Nous allons directement lancer un suivi cinétique de la réaction des ions iodure avec le peroxodisulfate (réaction fil rouge) par une méthode de suivi physique.*

Le coefficient d'extinction molaire de I3- à 415 nm vaut 4360 L.mol-1.cm-1(MES GA)

Suivi spectrophotométrique de la réaction de I- avec S2O82-

On peut montrer le spectro avan afin de parler la longueur d'onde à laquelle on se place.

Montrer la courbe (ne pas l’effecer).

CHIMIGENE -> Cinétique -> Collection-> exemples-> Oxydation de l'ion iodure ...

concentratioan en I- : 0,75 mol/L

concentration en peroxodisulfate : 2,5.10-4

Ensuite ....

Simulation étudiée -> k=0,0158 s-1.L.mol-1, Ea j'y touche pas ...

Choix de la grandeur étudiée -> Etude de l'absorbance de la solution -> I2 = 4360 !

Tracer

*Rq: En effet, nous avons vu en introduction une coloration de la solution. Nous allons donc suivre au cours du temps l'aborbance qui est directement reliée à la concentration en diiode formé.*

***PUIS*** *on décrit les différentes méthodes.*

Voir directement le slide avec avantages et inconvénients des méthodes chimiques et physiques.

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, Idée: On pourrait donc travailler à 350nm avec des concentrations plus faible. Oui mais dans ce cas la réaction serait trop lente. On prend donc une longeur d'onde un peu plus grande, ainsi l'absorbance n'est pas trop élevé avec de telles concentrations.

*Nous reviendrons sur l'analyse de cette cinétique plus tard.*

Transition: Peut-on prédire la valeur de la vitesse à partir des connaissances sur la réaction ?

# II. Influence de la concentration

## II.1) Ordre d’une réaction

On s'intéresse dans un premier temps à l'influence de la concentration d'un réactif.

DIAPO Influence de la concentration

<https://www.youtube.com/watch?v=9GEmhPIL76U>

Cette fois, il faut comparer tube 1 et 2

Dans le tube 1, on a 5 mL de KI, 1 mL de peroxodisulfate 9 mL d’eau

Dans le tube 2, on a 5 mL de KI et 10 mL de peroxodisulfate.

**Expérience qualitative**: Tubes à essai d’ions iodure et peroxodisulfate à différentes concentrations. Montrer que la réaction n’a pas la même vitesse.

Rq : Si on veut que l'expérience aille plus vite, pour que ce soit plus facilement exploitable, on rajoute du Sel de Mohr.

*La vitesse dépend de la concentration, pour certaines réactions, par exemple celle étudiée dans cette leçon, on peut écrire :*

[*3*] p.56

**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**

*Rq: k est fonction de la température.*

* **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.**

*Rq: On peut donc jouer sur la concentration pour diminuer ou augmenter une vitesse de réaction. C'est la première étape de la trempe chimique. Retour sur le suivi par méthode chimique qui nécessite une trempe.*

Rq: 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 chimique dont le milieu réactionnel est le siège.

* **Exemples de réactions:**

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

* d'ordre 1: les désintégrations radioactives

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

* *D'autres réations n'admettent pas d'ordre.*

[*2*] p.215

Rq: Avoir en tête la réaction de formation de bromure d'hydrogène (cf.Dunod PCSI p.215) qui est une réaction sans ordre

*Réaction fil rouge : v(t)=k×[I−]p×[S2O82−]q*

Transition: Comment déterminer les ordres partiels p et q ?

## II.2. Réduction à un ordre unique

[*5*] p.199

complément théorique [*6*] p.35

**v(t)=k[I−]p[S2O82−]q**

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

**Dégénérescence de l’ordre:**

*Dans l'expérience réalisée plus tôt, les ions iodures ont été introduits en large excès:*

[*4*]

**n0(I-)= 1, 5.10-2 mol >> 2.n0(S2O82- )=2 x 5.10−6mol. (prendre plutot les valeurs rentrées dans chimgéné !! )**

celles-ci :

concentratioan en I- : 0,75 mol/L

concentration en peroxodisulfate : 2,5.10-4

*Donc à chaque instant :* **donc v(t)=k[I−]p[S2O82−]q=kapp. [S2O82−]q**

**où kapp= k[I−]p**

**On parle de dégénérescence de l'ordre de I-.**

**Autre méthode : mélange stoechiométrique**

Rq: Je ne la présente pas mais être à l'aise sur le contenu

Transition: Maintenant qu’on a simplifié le problème, il nous reste tout de même à obtenir l’ordre. Cependant, on sait le faire car on a une équation différentielle avec un seul paramètre.

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

[*5*] p.199

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

On souhaite déterminer l'ordre de la réaction en peroxodisulfate, q:

*On va utiliser les deux définitions de la vitesse qu'on connaît:*

*- (cf. I.1)*

*-La loi de vitesse: v(t)= kapp.[S2O82−]q*

**On a donc l'équation différentielle kapp[S2O82−]q**

* *Première étape : Avoir accès la concentration en via l'absorbance mesurée*

[*6*] p.37

Rq: Je n'utilise pas la valeur de ε(λ) mais plutôt la démarche proposée par le PORTEU p.37

DIAPO: Exploitation des résultats

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| 2 I-(aq) + S2O82-(aq) = I2(aq) + 2 SO42-(aq) | | | |
| Etat initial | EXCES | C0' | 0 | 0 |
| A t | EXCES |  |  |  |
| A t∞ | EXCES |  | *x=* |  |

**Loi de Beer-Lambert:**

**At=ε(λ).l.[I2]= ε(λ).l.*x***

**A∞= ε(λ).l.[I2]∞ or à t=∞, [I2]∞=C0'(S2O82-)**

[*6*] p.38

**D'où et donc x=**

**On a accès à [S2O82−] =**

**D'où : ([S2O82−]/[S2O82−]0)=**

*Tracer la concentration en [S2O82−] en fonction du temps, montrer au jury.*

Une fois que l'on a cette courbe, que peut-on faire ?

* **Deuxième étape : Deux méthodes possibles**
* **Méthode différentielle:**

**=kapp.q**

**On trace ln(v)=ln(kapp)+q.ln( en fonction de**

**=> Droite de pente q**

***Inconvénient*** *: Cela nécessite de calculer la dérivée numérique de pour accéder à la vitesse. On ne le fait pas.*

Autre méthode : DIAPO Méthode intégrale

* **Méthode intégrale**: (sauter l'hypothèse ordre 2 si besoin)
* **On suppose la réaction d'ordre 1 en peroxodisulfate :**

**On a donc**

**Soit en intégrant**

Rq: 1. pour insister sur le fait qu'ici il y a 1 pq c'est le nombre stoechio !!

* *On suppose la réaction d'ordre 2 en peroxodisulfate :*

Rq: On ne fait pas le calcul pour l'ordre 2 et 0, utiliser directement le slide

Calcul si besoin :

*On a donc 2*

* Montrer que si on trace : ce n'est pas un ordre 2
* Et de même on avait tracé ( et on avait constaté que ce n'était pas une droite : donc pas un ordre 0
* ***Finalement, Vérification de l'ordre 1 : Tracé de en fonction du temps, on ajuste par une foncion linéaire dont le coefficient directeur donne kapp en s-1.***

***Bilan : 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.

**Dernier point à aborder dans cette partie : Calculer le temps de demi-vie de la réaction.**

Faire défiler le diapo Méthode intégrale

**d'où: = 56 secondes**

**Donner la valeur numérique dans notre cas à partir de kapp déterminé juste avant, vérifier avec la valeur expérimentale !**

*Sur le slide, présenter les valeurs des temps de demi-réaction pour l'ordre 0 et l'ordre 2.*

*Commentaires : Ordre 1 est le seul à dépendre de la concentration initiale*

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

DIAPO Influence de la température

*Contextualisation : Décomposition d'une tranche de viande à l'air libre et à l'intérieur d'un réfrégirateur.*

<https://www.youtube.com/watch?v=9GEmhPIL76U>

Temps utile : 1 :13 – 1 :50 (passer la vidéo en vitesse fois 2) si besoin !

**Expérience:**

[*6*] p.35

Réaction à plusieurs températures dans des tubes à essai.

Rq: On prépare la solution dans un seul tube à essai initialement pour que ce soit exactement la même composition dans les trois tubes à essai.

Rq: 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 MES-GA p. p 204*

On constate que la réaction est plus rapide à chaud

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

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

[*3*] p.59

**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 :*

* *Réactions plus lentes avec le froid (de manière générale) principe du réfrigérateur !*  
  Rq: 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

* *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 :

Pusieurs possibilités:

* Autres facteurs influençant la cinétique : catalyseur, lumière. On a d'ailleurs pas expliquer pq il fallait conserver l'eau oxygéné à l'abri de la lumière, mais on comprend pq il faut la conserver à l'abri de la chaleur. Il existe aussi des catalyseurs pour catalyser cette réaction(en espérant une question là dessus ;) )  
  Rq: Se renseigner à ce propos (lumière)
* Il existe des cinétiques hétérogènes.
* 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).
* Utilité de la cinétique, comme dit en intro: Permet de choisir les facteurs influençant une réaction rapide en industrie. On a vu un autre exemple, la datation au carbone 14

**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:**

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