Sép **Cinétique et catalyse**

LC 7

*Niveau : Lycée*

**Bibliographie :**

[1] André DURUPTHY, Thierry DULAURANS et al. Physique Chimie, Terminale S enseignement spéciﬁque.HachetteEducation,2012. ISBN :2011355745.

[2] Valéry PRÉVOST, Bernard RICHOUX et al. Physique Chimie, Terminale S enseignement spéciﬁque.Nathan,2017.

[3] Mathieu RUFFENACH, Theirry CARIAT, Valérie MORA et al. Physique Chimie, Terminale S enseignementspéciﬁque.Bordas,2012

[4] Jacques MESPLÈDE etJérôme RANDON.100manipulationsdechimiegénéraleetanalytique. Bréal,2004.

[5] <https://www.edumedia-sciences.com/fr/media/564-facteur-cinetique>

[6] Gilles MABILON. «Dépollution catalytique des gaz d’échappement automobiles». In : L’ActualitéChimique 229(1999),p.117-120.

**Expériences :**

* Suivi spectrophotométrique entre les ions iodures et le peroxodisulfate [4]p.199
* Permanganate avec ions ferreux et acide oxalique [1]p.230
* Réaction des ions tartrate avec le peroxyde d’hydrogène [4]p.355 – [2]p.274
* Dismutation de l’eau oxygénée.

**Prérequis :**

* Tableau d’avancement
* Spectrophotométrie, conductimétrie
* Chromatographie sur couche mince et titrage
* Oxydoréduction et équations de réactions chimiques

Réaction des ions iodure avec les ions peroxodisulfate [4]p.199

On travaille à une longueur d’onde de 415 nm car on ne peut pas travailler efficacement en UV.

Les trois courbes auront déjà été tracées au moins une fois en préparation au cas où.

Lancement du suivi spectrophotométrique au début de la leçon sur un temps d’acquisition de 10 min pour une concentration.

**Introduction : (Diapo introductive)**

La vitesse des réactions chimiques est un enjeu important de la chimie. En effet, les réactions chimiques ont lieu sur des durées excessivement variables : quelques milliards d’années pour permettre la transformation du carbone graphite en carbone diamant dans des conditions de hautes température et pression. Quelques jours suffisent pour voir apparaitre les premiers signes de dégradation d’aliments laissés à l’air libre. D’autres réactions sont au contraire très rapides, c’est le cas par exemple des réactions explosives qui durent généralement quelques secondes.

La plupart des réactions qu’on a étudiées jusqu’à maintenant ont des durées variables de l’ordre de la minute à la dizaine de minute.

L’objectif de cette leçon est de quantifier la rapidité d’une réaction chimique et d’identifier quelques facteurs qui influencent la vitesse d’une réaction.

La cinétique chimique est l’étude des vitesses des réactions chimiques.

1. **Vitesse d’une réaction chimique**
2. **Réactions rapides, réactions lentes**

Réactions lentes et rapides : [1]p.230 (avec modification de protocole)

En préparation : préparer les deux béchers ainsi que les deux éprouvettes graduées contenant le permanganate de potassium

Face au jury, montrer que la réaction entre la solution de fer et le permanganate est rapide alors que celle avec l’acide oxalique est lente (quelques minutes) (Diapo)

*MnO4- (aq) + 8 H+ (aq) + 5 Fe2+(aq) -> 5 Fe3+(aq) + Mn2+(aq) + 4 H2O(l)*

*2 MnO4- (aq) + 6 H+ (aq) + 5 C2O4H2(aq) -> 10 CO2(g) + 2 Mn2+(aq) + 8 H2O(l)*

Permanganate de potassium et acide oxalique (réaction lente)

<https://www.youtube.com/watch?v=ZIvq0fvFHyY>

Temps utile : 0 :47 à 1 :30 (à passer en vitesse double)

KMnO4 : 5 mL à 0,001 mol/L

Acide oxalique : 10 mL à 0,5 mol/L

La vidéo est de base accélérée 16 fois

Permanganate de potassium et ions fer II (réaction rapide)

<https://youtu.be/-UD2IBHut5Q?t=30>

Temps utile : 0 :29 – fin

KMnO4 : 20 mL à 0,1 mol/L

Sel de Mohr : 20 mL à 0,02 mol/L

-> (NH4)2Fe(SO4)2 · 6 H2O (solution qui porte le nom d’un chimiste allemand)

<https://fr.wikipedia.org/wiki/Sel_de_Mohr>

*Préciser sur les slides qu’on aurait dû pour pouvoir comparer les deux réactions il aurait fallu utiliser les mêmes solutions mais on observe le même résultat (malgré que sur les vidéos ça ne soit pas le cas)*

[1]p. 234

Une réaction est *rapide* lorsqu’elle semble achevée dès que les réactifs sont mis en contact ; réaction finie en moins d’un 1/25 de seconde (persistance rétinienne). C’est le cas de la réaction entre le permanganate et les ions ferreux.

Une réaction est *lente* lorsqu’elle dure plus de quelques secondes. C’est le cas de la réaction entre l’acide oxalique et le permanganate de potassium.

[2]p.271 : On appelle *durée d’une transformation chimique* la durée nécessaire pour que l’avancement x atteigne une valeur fixée par l’expérimentateur.

Il est à remarquer que c’est une définition arbitraire dépendant de chaque expérimentateur. Dans l’industrie, cette valeur est fixée par des contraintes de rentabilité.

**Transition : comment pouvons-nous quantifier la durée d’une transformation ?**

1. **Suivi temporel d’une réaction chimique**

[3]p. 238 : Effectuer un *suivi temporel* d’une réaction chimique consiste à connaitre à chaque instant l’état du système chimique. Cela pourra nous permettre de remonter à la durée de la réaction.

On doit donc trouver des méthodes pour trouver l’évolution de la concentration en fonction du temps.

Réaction des ions iodure avec les ions peroxodisulfate [4]p.199

Les trois courbes auront déjà été tracées au moins une fois en préparation au cas où.

Lancement du suivi spectrophotométrique au début de la leçon sur un temps d’acquisition de 10 min pour une concentration.

*Utiliser la simulation geogebra pour la simulation du tracé de l’absorbance en fonction du temps.*

Pour quantifier la durée d’une réaction on peut utiliser une notion appelée *temps de demi-réaction*.

[2]p.272 On appelle *temps de demi-réaction* la durée de transformation pour laquelle l’avancement est égal à la moitié de l’avancement final . Autrement dit : .

*Attention, (comme cela est visible sur les courbes de l’absorbance).*

Ainsi, au cours de la réaction il y a formation de diiode (seule espèce colorée en solution) et donc l’absorbance augmente au cours du temps. La solution absorbe de plus en plus. Ainsi, pour déterminer l’avancement final, on peut se fier à la valeur maximale atteinte par l’absorbance car d’après la loi de Beer-Lambert, .

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |
| Excès |  | 0 | 0 |
| Excès |  |  |  |

Donc et on a donc

Export des données sur Regressi pour déterminer l’avancement maximal et calculer le temps de demi-réaction. Pour le moment, on montre qu’une seule courbe.

Il est à noter que si la réaction ne met pas en jeu de molécules colorées, on peut suivre une concentration à l’aide d’autres méthodes telles que la conductimétrie ou par CCM en chimie organique en effectuant des prélèvements réguliers. Au pire, on peut toujours effectuer des titrages en prélevant un peu du milieu réactionnel et en effectuant une trempe chimique pour tracer l’évolution d’une concentration donnée en fonction du temps.

**Transition : En introduction, nous avons dit que certains aliments se décomposent en quelques jours à l’air libre. Cependant, nous savons que les placer au réfrigérateur permet de ralentir la dégradation de ces derniers. Nous allons voir quels facteurs peuvent influencer la vitesse d’une réaction chimique.**

1. **Facteurs cinétiques**
2. **Influence de la température**

Ions iodure et peroxodisulfate dans un bécher à 70°C et dans un bécher à température ambiante (voire refroidi) : [4]p.199

À priori doublement de la vitesse environ tous les 10°C

Facteur température :

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

On s’intéresse qu’au tube 2 et 3 (solutions chauffées) on observe que la coloration apparait plus vite : réaction entre de l’iodure de potassium et des ions peroxodisulfate

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

[2]p.273 De façon générale, plus la température du milieu est élevée, plus la durée de la transformation diminue. La température est donc un facteur cinétique.

*La dissolution du calcaire est plus rapide en solution froide qu’en solution chaude (contre-exemple). De façon générale, il faut regarder la relation de van’t Hoff ainsi que le signe de l’enthalpie de réaction standard.*

Animation [5] : plus la température augmente, plus les chocs entre les réactifs sont nombreux et efficaces -> le temps de demi-réaction diminue avec la température

La limite est le compromis à faire entre rapidité et coût énergétique.

Applications : réfrigérateur permet de ralentir la dégradation des aliments

1. **Influence de la concentration**

En préparation, refaire la manipulation des ions iodures et ions peroxodisulfates pour différentes concentrations en ions peroxodisulfate.

*Il est possible de lancer un suivi spectrophotométrique avant la partie sur la température.*

Facteur 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.

On constate que l’évolution de la concentration est plus rapide pour les concentrations les plus élevées.

Plus la concentration est élevée, plus le nombre de chocs augmente et sont efficaces.

Applications : trempe chimique : en effet, pour ralentir une réaction chimique on ajoute de l’eau glacée, ce qui permet à la fois de jouer sur le facteur température et la concentration.

**Transition : il existe d’autres facteurs influençant la vitesse d’une réaction chimique comme le solvant (Dissolution de l’iode dans le cyclohexane) , la surface de contact (Réaction d’oxydoréduction pour une plaque ou poudre finement divisée) … Comment améliorer la cinétique d’une réaction sans modifier les conditions expérimentales ?**

1. **Utilisation d’un catalyseur**
2. **Catalyse homogène (Diapo)**

Dismutation de l’eau oxygénée par les ions tartare [4]p.355-[2]p.274

Cette manipulation est super belle et permet de voir la génération du catalyseur (montrer la vidéo)

*Si on juge que l’on n’a pas le temps, on peut utiliser la dismutation de l’eau oxygénée par une solution d’ions ferreux (mettre un cristallisoir en dessous au cas où)*

<https://www.youtube.com/watch?v=nbNzvVwW7w8>

[2]p. 274 : un *catalyseur* est une espèce chimique qui diminue la durée d’une transformation. On dit que la réaction est *catalysée.* Un catalyseur n’apparait pas dans l’équation de la réaction et est regénéré au cours de la réaction.

La catalyse est dite *homogène* lorsque le catalyseur et les réactifs sont dans la même phase.

1. **Catalyse hétérogène (Diapo)**

Dismutation de l’eau oxygénée par un fil d’argent ou de platine ou poudre de zinc [4]p.212

Insister sur le fait que la réaction a uniquement lieu à la surface du catalyser

<https://www.youtube.com/watch?v=nbNzvVwW7w8>

On parle de *catalyse hétérogène* lorsque le catalyseur et les réactifs ne sont pas dans la même phase. Ici, le catalyseur est solide alors que l’unique réactif est liquide.

Applications : pots catalytiques [6]

Dans les pots d’échappement, on catalyse les réactions suivantes :

(réaction catalysée par rhodium ou palladium)

(réaction catalysée par rhodium, palladium ou platine)

Ces réactions évitent le dégagement dans l’atmosphère de gaz nocifs au profit du dioxyde de carbone, gaz à effet de serre mais néanmoins moins toxique.

1. **Catalyse enzymatique (Diapo)**

Dismutation de l’eau oxygénée par du navet qui contient de la catalase (ou jus de navet)

<https://www.youtube.com/watch?v=nbNzvVwW7w8>

La catalyse enzymatique fonctionne sur un système clé-serrure.

Intérêt : très efficace, basse température et peu de rejets.

(Diapo) Bilan sur les différents types de catalyse

**Conclusion : Au cours de cette leçon, nous avons vu comment on peut caractériser la vitesse d’une réaction chimique par le biais du temps de demi-réaction. *On peut faire un parallèle avec la radioactivité.* Nous avons également vu quelques facteurs qui peuvent influencer la cinétique d’une réaction. Nous pourrions maintenant chercher à déterminer les lois de vitesse des réactions chimiques afin d’être plus quantitatifs et de mettre en avant différents comportements.**