

LC 7 Titre : Cinétique et Catalyse

Présentée par : Edouard TOUZE

Correcteur : N. LEVY

Date : 17/10/2019

Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

Rappels de définitions, concepts à aborder lors de la leçon :

L'enjeu de la leçon est de donner un cadre scientifique sur une notion intuitive : des réactions se passent vite et d'autres lentement. C'est une leçon à niveau lycée et dès l'introduction, vous devez être dans le concret, le quotidien.

Les exemples ne manquent pas et doivent interpeler l'auditoire : le froid et la conservation des aliments, la maturation du vin (il s'agit d'une réaction d'estérification qui donne le bouquet du vin et c'est une réaction « lente ») etc etc ... et donc d'indiquer que l'enjeu est de mettre de la science sur ces exemples. Et notamment que l'on va donner des clés pour pouvoir « jouer » sur cette vitesse : comment la ralentir, comment l'accélérer

Avis sur le plan proposé, choix des exemples et des expériences :

Le plan est le bon, mais vous avez cruellement manqué d'exemples du quotidien et d'illustrations pour déclencher la leçon.

Le choix d'expérience est « traditionnel » ; à ceci près que vous ne pouvez réaliser facilement un suivi spectrophotométrique thermostaté. Cette expérience, à mon avis, doit être qualitative ET accompagner d'une expérience numérique (voir référence plus bas). C'est indispensable à l'heure du numérique et c'est ce qui rend votre leçon un peu « ancienne école » au niveau et de l'illustration et de l'utilisation du web/numérique.

Remarques sur des points spécifiques de la leçon :

On se rappelle que dans une leçon à niveau lycée l'expérience doit venir rapidement. Ce fut le cas, c'est bien !

Vous avez également lancé une expérience en avance (celle du suivi spectrophotométrique) ; là aussi cela se fait MAIS c'est venu trop tôt. Sachez avoir davantage conscience du temps ; j'aurais lancé cette phase au niveau du I.1

Je vous conseille l'expérience numérique suivante :

<http://scphysiques.free.fr/TS/chimieTS/cinetique2.swf>

Enfin, au niveau des questions, vous devez être préparé sur l'oxydo-réduction (car beaucoup d'exemples en proviennent), également sur toute la cinétique à niveau prépa (ordre, dégenrescence de l'ordre, temps demi-vie, ...) et sur la catalyse et son action à niveau microscopique (Énergie d'activation, Arrhénius ...)

Discussion sur les manipulations présentées au cours du montage (objectifs de l'expérience, phases de manipulations intéressantes, difficultés théoriques et techniques) :

Expérience 1 :

RAS

Expérience 2 :

Expérience classique qui permet de quantifier la cinétique. L'enjeu est de savoir quand la lancer au préalable du discours car elle prend du temps de lancement

Expérience 3 :

Sans disposer d'un spectrophotomètre thermostaté, il n'est pas réaliste de vouloir quantifier proprement l'effet de la température expérimentalement. Comme indiqué, je vous propose de réaliser une expérience qualitative accompagné d'une animation numérique.

Expérience 4 :

Là aussi RAS, classique MAIS je ne suis pas convaincu par l'utilisation d'eau oxygénée à 30%.
Tester avec de l'eau oxygéné dilué. Au niveau dangerosité, cela pourra vous être reproché

Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté :

Malaise dans une classe : comment intervenir ?

En cas de malaise « grave », ne pas oublier de demander à la classe de sortir de la salle afin de ne pas faire « spectacle »

Propositions de manipulations – Bibliographie :

<http://scphysiques.free.fr/TS/chimieTS/cinetique2.swf>

LC 7 Titre : Cinétique et Catalyse

Présentée par : Edouard Touzé

Correcteur : N.Levy

date : 17/10/2019

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Physique Chimie Terminale S Enseignement spécifique		Nathan 2012	010475
Physique Chimie Terminale S		Hachette 2012	
100 manipulations de chimie générale et analytique		Mesplède	

Plan détaillé
<p><u>Niveau choisi pour la leçon : Lycée</u></p> <p><u>Prérequis :</u></p> <ul style="list-style-type: none">-Tableau d'avancement-Oxydo-Réduction-Acides-Bases-Loi de Beer-Lambert <p>I/Durée d'une réaction</p> <p>II/Facteurs cinétiques</p> <p>III/Catalyse</p> <p>Intro : Selon leur nature et les conditions expérimentales, les transformations chimiques ont des durées différentes. Le domaine de la chimie qui étudie ces durées est la cinétique chimique. C'est un domaine particulièrement important pour les industriels qui cherchent en général à faire des transformations aussi rapides que possible.</p> <p>I/Durée d'une réaction</p> <p>1) Réaction lente, Réaction rapide</p>

Expérience 1 : Présentation d'une réaction lente et d'une réaction rapide.
Définition de réaction lente/rapide.

Exemples réactions rapides : acides bases où on n'a qu'un échange de proton. Réaction lentes : chimie organique où il faut casser et former beaucoup de liaisons.

TR : Comment quantifier ce que nous venons de voir ? Comment déterminer durée d'une réaction ? On fait un suivi cinétique

2) Suivi cinétique

Définition durée de réaction. A $t=t_f$ on a $x=x_{\max}$.

Différentes méthodes : Méthodes chimiques et méthodes physiques
Avantages et inconvénients des deux méthodes.

Expérience : Suivi cinétique par spectrophotométrie. Présentation de l'expérience, des équations etc...

TR : Difficile de déterminer t_f surtout quand les réactions sont très longues. Dans ce cas on cherche une valeur particulière de durée de transformation pour caractériser la réaction

3) Temps de demi-réaction

Définition du temps de demi-réaction. A $t=t_{1/2}$, $x=n_0/2$

Mesure du temps de demi-réaction sur la courbe du suivi cinétique obtenu précédemment : $t_{1/2}=40\pm 2s$.

TR : Est-il possible d'accélérer la réaction ?

II/Facteurs cinétiques

1)Température

Description expérience réalisée en préparation. Avec becher thermostaté, solution iodure potassium portée à 45°C. Puis on fait le suivi cinétique avec spectromètre. Avec un bain de glace on porte la solution iodure potassium portée à 5°C. Ici le suivi n'a pas fonctionné.

On présente résultat à 45°C et 20°C. Allure des courbes montre bien que la température est un facteur cinétique.

On peut ralentir des réactions au quotidien. C'est exactement ce qu'on fait avec un réfrigérateur pour la conservation des aliments.

TR : Pas toujours possible de modifier la température. Autre facteur ?

2) Concentration

Grâce à une animation trouvée sur internet, on voit l'effet d'un changement de concentration. Plus la solution est concentrée plus on augmente les chances de collisions entre les espèces et donc on change la cinétique de la réaction.

On peut voir de même une autre simulation avec changement de température.

TR : Encore une fois on ne peut pas toujours modifier concentration. Par ailleurs, utiliser des solutions plus concentrées est plus coûteux.

3) Autres facteurs

Autres facteurs comme :

- Lumière : voir photosynthèse, nitrate d'argent qui réagit à la lumière. Raison pour laquelle on éteint la lumière dans le réfrigérateur.
- Solvant : Influence de la polarité, des liaisons de Van der Waals, des liaisons hydrogènes.

TR : Dernier facteur : ajout d'une espèce chimique pour accélérer la réaction.

III/ Catalyse

Définition catalyseur. On les retrouve à la fin de la réaction.

3 types de catalyse

Expérience : dismutation du peroxyde d'hydrogène. Mise en évidence des trois types de catalyse : homogène, hétérogène, enzymatique.

Catalyse homogène : on ne récupère pas le catalyseur.

Catalyse hétérogène : Phases différentes et on peut récupérer le catalyseur. Exemple pot catalytique des voitures.

Tableau récapitulatif des deux premiers types de catalyse

Catalyse enzymatique : très spécifique → une seule réaction. Mais bien pour l'environnement et pour la chimie verte.

Conclusion : Récap rapide de ce qui a été vu et retour rapide sur la catalyse enzymatique et la chimie verte.

Questions posées

- Comment peut-on améliorer l'intro ? Quel ancrage dans le quotidien peut-on apporter ?

- Définition réaction lente/rapide : visible ou non à l'œil nu. Est-ce qu'au niveau lycée on peut être plus précis ? D'où vient le choix de cette définition ? Comment peut être améliorée cette définition ?
- Retour sur la première expérience. Qui est l'oxydant ? Le réducteur ? Pourquoi ? Quels sont les nombres d'oxydation ? Quelle est la configuration électronique de Mn ? Comment obtient-on cette équation de réaction ?
- Retour sur suivi cinétique des ions iodure et du peroxodisulfate. Finalement, quel est l'ordre de la réaction ? Comment on peut le démontrer ? Pourquoi est-ce une cinétique d'ordre 1 alors qu'on a deux réactifs ? Si I^- est en excès c'est quelle hypothèse ? Ecrire l'équation de vitesse. Ici k c'est quoi ? Il a un nom particulier ?
- Vous avez parlé de temps de demi-vie. Il se relie à des grandeurs ? Genre k ? Quel est le lien entre $t_{1/2}$ et k ? Est-ce qu'il y a un lien entre k et l'ordre de la réaction ? Quelle est l'unité de k ?
- Influence de la température. Pourquoi votre expérience n'a pas bien marché ? Il aurait fallu faire comment ? Quel type de matériel et d'appareil ? On ferait comment facilement ?
- Quelle est la différence entre une trempe et une trempe chimique ? Tu as utilisé ces deux termes, c'est la même chose ?
- De façon schématique, ça fonctionne comment un catalyseur d'un point de vue microscopique ? En quoi avoir un état intermédiaire améliore la cinétique ?
- En quoi jouer sur les Energies d'activation améliore la cinétique ? C'est quoi la loi d'Arrhenius ? C'est quoi le coefficient A ? Quelles grandeurs il y a dedans ?
- Sur ton diagramme E_p , c'est quoi ces bosses ? C'est quoi un état de transition ?
- Comment ça marche la catalyse enzymatique ?

Commentaires

Globalement c'est bien. Le plan est très classique mais qui fonctionne bien. Tout ce qu'il faut voir est vu.

Encore un ton un peu hésitant donc il faut encore s'entraîner. Ce ton hésitant a tendance à donner envie au jury d'attaquer.

Il y a un effort sur la pédagogie ce qui est important. Slides propres, définitions au tableau. Moments récapitulatifs très bien.

Suivi cinétique lancé trop tôt. Problème de la lancer aussi tôt est que tu l'as décrit trop tôt. Expérience dure 5 minutes donc plutôt à faire à la fin du petit 1) du grand I.

Dans l'intro il faut parler du quotidien. Typiquement la tomate au réfrigérateur ou alors les enjeux économiques dans l'industrie. Pour les leçons niveau lycée il faut faire des liens avec le quotidien.

Attention à la gestion du tableau et à bien effacer tout.

Cette façon de voir l'effet de la température sur la cinétique de la réaction ne fonctionne pas. Dans le spectro la température change.

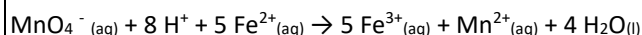
Avoir des simulations c'est super ! Y a de très bonnes simulations sur internet pour voir l'effet de la concentration et de la température.

Parler de la coloration de I_3^- c'est trop compliqué. Niveau lycée on dit juste que c'est I_2 qui colore. Puis dans les questions du jury, quand la question est posée on parle de I_3^- .

Expérience 1 - Titre : Réaction entre les ions permanganate et l'ion fer II et avec l'acide oxalique.

Référence complète : Physique Chimie TS Hachette 2012 p230

Équation chimique et but de la manip : Le but est de mettre en évidence une réaction lente et une réaction rapide afin d'amener l'intérêt de la cinétique d'une réaction.



Modification par rapport

au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel :

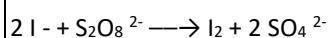
Phase présentée au jury : Toute l'expérience

Durée de la manip : Moins d'une minute

Expérience 2 - Titre : Réaction d'oxydation des ions iodure et ions peroxydisulfate.

Référence complète : 100 manipulations de chimie générale et analytique (Mesplède) p 193

Équation chimique et but de la manip : Le but était de faire suivi cinétique par spectrophotométrie.



Modification par rapport

au mode opératoire décrit :

Commentaire éventuel : Il était prévu de faire plusieurs suivis cinétiques à des températures différentes en changeant la température de la solution avec un becher thermostaté et un bain de glace. Toutefois, la température de la solution dans la cuve introduite dans le spectro varie beaucoup.

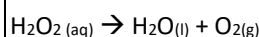
Phase présentée au jury : Préparation de la solution et lancement du suivi. Le blanc avait été fait en préparation.

Durée de la manip : 5 minutes pendant la leçon. Autour de 30 minutes en préparation le temps de bien comprendre comment fonctionne regressi

Expérience 3 - Titre : Etude des différents types de catalyse

Référence complète : Physique chimie TS, Hachette 2012, p231

Équation chimique et but de la manip : But de la manip est de présenter et expliquer les trois types de catalyse : homogène, hétérogène et enzymatique



Modification par rapport

au mode opératoire décrit : Un navet est utilisé pour la catalyse enzymatique, et un fil de platine pour l'hétérogène

Commentaire éventuel : Pour la catalyse homogène, attention à ne verser que très peu de chlorure de fer. La réaction peut être très violente sinon. Prévoir un cristalliseur au cas où des tubes à essai débordent.

Phase présentée au jury : Toute l'expérience

Durée de la manip : 2 à 3 minutes.

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Un.e élève fait un malaise dans une classe. Comment gérer la situation ?

Réponse proposée :

D'abord j'essaie d'évaluer la gravité du malaise. Si c'est léger je demande à un élève de confiance ou au délégué d'aller à l'infirmerie. Si c'est plus grave j'appelle une ambulance et demande de l'aide ou d'aller chercher de l'aide par un élève.

Commentaires du correcteur :

Il faut aussi penser à faire évacuer la classe pour que l'élève qui a fait un malaise ne soit pas en spectacle. On garde avec soit deux élèves de confiance, un pour aller chercher de l'aide et l'autre pour rester avec soit pour ne pas rester seul.

LC 7 Titre : cinétique et Catalyse

Présentée par : Julie Corjon

Correcteur : Yann Arribard

Date : 06/02/2020

Compte-rendu de leçon de chimie correcteur

Rappels de définitions, concepts à aborder lors de la leçon :

Réaction lente et rapide, durée d'une réaction chimique, temps de demi-réaction.

Évolution d'une quantité de matière, facteur influençant la cinétique, technique de suivi de la réaction

Catalyse homogène, hétérogène et enzymatique

Avis sur le plan proposé, choix des exemples et des expériences :

Le plan est très bien, les exemples et les expériences utilisés pour illustrer chacune des parties étaient parfaitement appropriés. Il y a peut être un peu trop d'expérience qui ne permet pas une bonne gestion du temps.

Remarques sur des points spécifiques de la leçon :

Il faut expliciter plus clairement comment est déterminée l'absorbance à l'infini car ce n'est pas trivial.

Avec du temps en plus, il faudrait bien plus expliciter la partie Catalyse et notamment expliquer les différentes phases de la catalyse faite en expérience.

L'explication qualitative de l'influence des différents facteurs est vraiment appréciable et très pédagogique.

Discussion sur les manipulations présentées au cours du montage (objectifs de l'expérience, phases de manipulations intéressantes, difficultés théoriques et techniques) :

Expérience 1 :

Réaction entre permanganate et fer :

Mettre en évidence la différence entre une réaction dite rapide et une réaction dite lente par changement de couleur du permanganate. Attention, pas de lunette et de gants mis sur cette expérience.

Expérience 2 :

Réaction ions iodures et peroxydisulfate :

Montrer l'évolution d'une grandeur liée à la quantité de matière de produit (l'absorbance) en fonction du temps pour déterminer le temps de demi-réaction. Il y a eu un problème de mesure en direct => très bon réflexe d'utiliser les courbes obtenues en préparation.

Utilisation de cette expérience pour mettre en avant l'influence de la concentration sur la vitesse de réaction => même sans la mesure en direct, il y a suffisamment de données obtenues en préparation pour voir l'influence.

Expérience 3 :

Réaction ions iodures et peroxydisulfate :

Mettre en évidence l'influence de la température sur la vitesse d'une réaction par modification de la couleur de la solution au cours du temps. Attention à ne pas mettre de gant de protection (latex...) sur la main près du chauffage.

Expérience 4 :

Mise en évidence de l'influence de la surface de contact sur la cinétique : réaction de HCl avec du zinc en poudre ou du zinc en morceau => décoloration plus ou moins rapide => pas de problème sur cette expérience.

Expérience 5 :

Catalyse réaction oxydation du tartrate par l'eau :

Mise en évidence de la consommation et de la régénération du catalyseur par les changements de couleurs de la solution. Intéressant mais pas utilisé car la leçon était sur le point de finir.

Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté :

Les parents d'un élève vous disent qu'ils autoriseront leur enfant à ne pas être présent aux cours traitant de l'énergie nucléaire pour raison idéologique. Que répondez-vous ?

Bien répondu sur le devoir de neutralité du professeur dans son enseignement. Ne pas oublier de parler des solutions supplémentaires en cas de problème persistant : le recoure au professeur principal ou CPE.

Propositions de manipulations – Bibliographie :

Aucune

Plutôt que d'ajouter des manipulations, il faudrait peut-être en retirer une : celle de l'influence de la surface est la moins nécessaire.

LC 07 Titre : Cinétique et catalyse

Présentée par : Julie CORJON

Correcteur : Yann ARRIBARD

date : 07/02/2020

Compte rendu leçon élève

Bibliographie de la leçon :			
Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Tout-en-Un Chimie PCSI		Dunod (2016)	
Physique-Chimie TS Enseignement spécifique		Hachette 2012	
Physique-Chimie TS Enseignement spécifique		Hatier 2012	
Physique-Chimie TS Enseignement spécifique		Bordas 2012 (collection Espace)	
100 manips de chimie générale et analytique	Mesplède		
La chimie expérimentale : Tome 1 Chimie générale	JFLM		

Plan détaillé
<p><u>Niveau choisi pour la leçon :</u> Lycée</p> <p><u>Prérequis :</u></p> <ul style="list-style-type: none">- Tableaux d'avancement- Réactions d'oxydo-réduction- Loi de Beer-Lambert- <i>Interactions de Van Der Waals et liaisons hydrogènes</i> <p><u>Plan :</u></p> <ol style="list-style-type: none">1) Évolution d'un système chimique<ol style="list-style-type: none">A) Durée d'une réactionB) Suivi cinétique d'une réaction chimiqueC) Méthodes chimiques et physiques2) Facteurs influençant la cinétique<ol style="list-style-type: none">A) La concentrationB) La températureC) Autres facteurs3) Catalyses<ol style="list-style-type: none">A) Principe de la catalyseB) Différents types de catalyse

Les timings de la présentation seront précisés en bleu.

Introduction : Présentation niveau, prérequis, plan

Jusqu'à maintenant nous nous sommes plutôt intéressés aux produits obtenus lors d'une synthèse sans faire attention à la durée de la réaction. Pourtant, cet aspect a un impact dans la vie quotidienne (dégradation des aliments, temps de prise d'une colle) mais aussi dans l'industrie. Ainsi, dans cette leçon, nous allons nous intéresser à la *cinétique d'une réaction* qui est l'étude des vitesses de réactions chimiques.

Nous allons donc tâcher de quantifier la notion de vitesse de réaction, et de déterminer les facteurs influençant la cinétique.

01'20 1.A) Durée d'une réaction

Expérience : (avec diapo explicative et visualisation à la flexcam)

On fait réagir du permanganate de potassium sur une solution de Fe^{2+} et sur de l'acide oxalique. Dans le premier bécher, on constate que la couleur violette caractéristique du permanganate de potassium disparaît instantanément (réaction rapide) alors que dans le bécher contenant l'acide oxalique, la solution reste violette et met environ 8 min pour se décolorer.

03'40 Durée d'une réaction : correspond au temps t_f pour que le système chimique n'évolue plus.

On dit qu'une réaction est *rapide* si la réaction est terminée en environ un dixième de seconde (qui correspond environ à la pertinence rétinienne).

On dit qu'une réaction est *lente* si un suivi est possible à l'œil nu ou à l'aide d'un appareil de mesure.

Par exemple, la réaction entre les ions Fe^{2+} et le permanganate de potassium est une réaction rapide. De même, généralement les réactions acide-base sont rapides car il s'agit uniquement d'un échange de proton.

La réaction entre le permanganate de potassium et l'acide oxalique est une réaction lente. C'est également le cas, généralement, des réactions en chimie organique pour lesquelles le mécanisme réactionnel peut être complexe et long (plusieurs liaisons à briser et former).

06'30 1.B) Suivi cinétique d'une réaction chimique

Un *suivi cinétique* correspond à la connaissance de l'état du système au cours du temps.

Quelle grandeur faut-il suivre ? Il faut suivre une grandeur liée à l'avancement.

De façon qualitative, on peut suivre l'évolution de la coloration d'une solution (pour des espèces colorées), le dégagement gazeux (d'une solution qui produit du gaz) et l'apparition ou la disparition de solides (dans le cas d'une réaction chimique qui convient). On peut suivre l'évolution du système, de façon qualitative, avec une CCM.

De façon quantitative, on peut utiliser des appareils de mesure qui permettent de mesurer une grandeur qui est fonction de l'avancement. On peut déterminer la concentration, l'absorbance, la pression (dans le cas de la formation d'un gaz) ou la conductivité (pour des espèces chargées).

10'00 Expérience (avec slide explicative)

On lance le suivi cinétique par spectrophotométrie de la réaction entre l'iodure de potassium et le peroxydisulfate de sodium (réaction lente).

Le diiode étant la seule espèce colorée en solution, on peut suivre l'évolution de l'absorbance en fonction de la concentration en diiode (loi de Beer-Lambert).

Slide : Exploitation de l'évolution de l'absorbance en fonction du temps $A(t)$ obtenue en préparation.

L'absorbance augmente en fonction du temps et tend vers une valeur maximale A_{∞} .

Slide : présentation du tableau d'avancement associé à la réaction

On voit que la durée totale de la réaction est difficilement estimable, on utilise donc une autre notion : le *temps de demi-réaction* défini tel que :

$$\xi \left(t = t_{\frac{1}{2}} \right) = \frac{\xi_f}{2}$$

15'40 ATTENTION, $t_{\frac{1}{2}} \neq \frac{t_f}{2}$, comme on peut le voir sur les courbes de l'absorbance en fonction du temps.

16'30 1.C) Méthodes chimiques et physiques

Les *méthodes chimiques* consistent à déterminer une concentration d'une espèce du milieu réactionnel à différents instants. Pour ce faire, on réalise différents titrages à différents instants.

Les *méthodes physiques* consistent à suivre une grandeur physique qui dépend de l'avancement de la réaction. Ainsi, en cas de formation ou disparition d'espèces colorées, il est possible de suivre l'absorbance en fonction du temps. Dans le cas de réactions avec des espèces chargées, il est possible de suivre la conductimétrie. Et pour des réactions avec production ou disparition de gaz, il est possible de suivre la pression ou le volume.

18'20 Slide : présentation des avantages et inconvénients liées à chacune de ces méthodes.

20'10 *Transition : on a vu comment déterminer la vitesse d'une réaction, mais pouvons-nous en tant qu'opérateur influencer sur cette vitesse en modifiant différents paramètres ?*

20'30 2.A) La concentration

Slide : tracés de deux courbes de l'absorbance en fonction du temps pour différentes concentrations en peroxydisulfate (réaction avec l'iodure de potassium).

Dans ce cas, on peut voir qu'une augmentation de la concentration en peroxydisulfate augmente la vitesse de réaction et diminue donc le temps de demi-réaction.

En général, quand la concentration d'un des réactifs augmente alors la vitesse de réaction augmente et le temps de demi-réaction diminue.

Microscopiquement, lorsque la concentration d'un des réactifs augmente alors le nombre de choc entre molécules de réactifs augmente et donc la réaction a lieu plus rapidement.

Animation : (non présentée à cause d'un problème technique)

scphysiques.free.fr > chimieTS > cinetique2 (j'ai utilisé celle-ci pour la température et la concentration, il faut la télécharger, et disposer du logiciel SWF pour l'ouvrir)

On peut aussi utiliser celle-ci : <https://www.pccl.fr/chimie.htm> **facteur cinétique : concentration**

25'45 Application : trempe chimique, afin de diminuer la vitesse d'une réaction, on peut diluer fortement le milieu réactionnel, pour réaliser un suivi cinétique par méthode chimique par exemple.

26'15 2.B) La température

Expérience : (avec slide explicative)

On effectue la réaction entre de l'iodure de potassium et du peroxodisulfate à température ambiante et dans un bain marie à 100°C. On observe l'apparition d'une coloration jaune dans le milieu réactionnel plus rapidement dans le tube à essai qui a été chauffé que dans le tube à température ambiante.

En général, quand la température augmente alors la vitesse de réaction augmente également.

D'un point de vue microscopique, une augmentation de la température augmente l'agitation thermique des molécules et donc le nombre de chocs entre molécules de réactifs augmente ce qui entraîne une augmentation de la vitesse de réaction.

Animation : (non présentée à cause d'un problème technique)

[scphysiques.free.fr > chimieTS > cinetique2](http://scphysiques.free.fr/chimieTS/cinetique2) ou

<https://www.pccl.fr/chimie.htm> **facteur cinétique : température**

On peut également appliquer ce facteur à la trempe chimique, en effectuant une dilution avec de l'eau glacée par exemple, ce qui permet de jouer sur les facteurs concentration et température en même temps.

30'40 2.C) Autres facteurs

- La surface entre les réactifs :

Expérience :

Dans deux tubes à essai, acide chlorhydrique sur du Zinc (solide).

Dans le premier tube, le zinc est sous forme de poudre (il est dit finement divisé) et on observe un dégagement gazeux (qui correspond à dioxyde de carbone)

Dans le second tube, le zinc est sous forme d'un « bloc » et on observe peu (voire pas) de dégagement gazeux.

La surface de contact est donc un facteur influençant la vitesse de réaction.

- Le solvant est également un facteur cinétique.

Slide : exemple d'une réaction (SN du tertibutanol avec les ions Cl-) ayant lieu dans l'eau et pas dans l'eau

- La lumière est un facteur cinétique. (exemple de la photosynthèse)

34'40 3.A) Principe de la catalyse

Un *catalyseur* est une espèce capable d'orienter ou d'accélérer la vitesse d'une réaction

chimique. Il n'intervient pas dans le bilan de la réaction car il est consommé puis régénéré au cours de la réaction.

37'00 Expérience : Dans un bécher chauffé dans un bain marie à environ 70°C, on place une solution d'ions tartrate avec de l'eau oxygénée. Il ne se passe rien. On ajoute un peu de chlorure de cobalt (la solution se teinte en rose) puis de la mousse se forme la coloration de la solution passant au vert. Enfin, la mousse « retombe » et la solution redevient rose. Le chlorure de cobalt est bien un catalyseur puisqu'il est régénéré au cours de la réaction et qu'il intervient puisqu'il change de forme au cours de la réaction (il n'est donc pas spectateur).

38'00 3.B) Différents types de catalyses

On parle de *catalyse homogène* lorsque le catalyseur et les réactifs sont dans la même phase (comme c'est le cas pour l'expérience précédente).

On parle de *catalyse hétérogène* lorsque ce n'est pas le cas. (Vidéo non montré : dismutation de l'eau oxygénée <https://www.youtube.com/watch?v=4vqnz9OTRbg&t=2s>)

Enfin, en milieux biologiques, une catalyse de type *enzymatique* a souvent lieu. Dans ce cas, le catalyseur est une macromolécule d'origine biologique, appelé enzyme. (Expérience non montrée : amidon + amylase entraîne la formation de maltose)

Slide : avantages et inconvénients liés à chacune des catalyses.

39'56 Conclusion : retour sur ce qui a été fait

-> éventuellement, ouverture sur le caractère respectueux de l'environnement des catalyseurs

40'20 Fin

Questions posées

Lors de l'introduction, vous avez dit que la cinétique a un impact sur la cuisson des aliments. Pouvez-vous en dire plus ?

Comme cela a été expliqué au cours de la leçon, la température influence la cinétique des réactions chimiques et la cuisson en est une.

Sur la première manipulation, pouvez-vous me donner les dangers liés aux espèces ?

Le permanganate de potassium est corrosif, on porte donc des gants.

Les solutions d'ions Fe^{2+} et l'acide oxalique sont dangereux en cas d'ingestion ou de contact, donc on porte des gants.

En dehors de la hotte, faut-il prendre d'autres précautions ?

Le port de lunettes de protection est obligatoire et dans ce cas, il faut aussi porter des gants.

Peut-on suivre une réaction rapide avec un appareil de mesure ?

→ Etes-vous sûre qu'il n'y pas de méthode pour suivre une réaction rapide ?

Peut-on faire des mesures à l'œil ou avec une CCM ?

Dans le cas d'une production de gaz, on peut suivre à l'œil (à l'aide d'une éprouvette retournée) le volume de gaz créé et donc la cinétique de la réaction.

Connaissez-vous le nom des techniques permettant de suivre quantitativement une réaction ?

Chromatographie sur colonne

En connaissez-vous une autre qui y ressemble ? On peut aussi réaliser des chromatographies sur des couches épaisses de silice mais je ne connais pas le nom qui est associé à cette méthode. (ça s'appelle aussi des CCM si je ne me trompe pas)

Lors de la présentation des différentes méthodes de suivi, vous avez donné différents exemples de grandeurs qui peuvent être suivies. Pourriez-vous donner un exemple de réaction associée à chacune de ces grandeurs ?

Pour la pression : dismutation de l'eau oxygénée : $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$ donc pression mesurable à l'aide d'un manomètre dans une enceinte fermée.

Pour l'absorbance : réaction donnée dans l'expérience du suivi cinétique

Pour la concentration : avec la réaction utilisée pour le suivi cinétique, on peut remonter par iodométrie à la concentration en diiode.

Pour la conductivité : $(\text{CH}_3)_3\text{Cl} + \text{HO}^- = (\text{CH}_3)_3\text{COH} + \text{Cl}^-$

Pour la mesure de l'absorbance en fonction du temps, pourquoi avoir choisi de se placer à 415 nm ?

Le maximum d'absorbance est plutôt autour de 380 nm, mais le spectrophotomètre utilisé ne permet de travailler avec une telle longueur d'onde. Cependant, à 415 nm, on reste dans la bande d'absorption, les mesures restent correctes.

Quel est l'intérêt de se mettre au maximum d'absorption ?

On augmente la précision de la mesure.

Sur une diapositive, vous nous avez présenté un tableau d'avancement en quantité de matière et toute votre argumentation se fait sur les concentrations, pourquoi ce choix ?

Au lycée, les tableaux d'avancement sont vus uniquement en quantité de matière. Cependant, à volume constant, la quantité de matière et la concentration sont proportionnelles donc raisonner sur l'un est équivalent à raisonner sur l'autre.

Sur l'une des courbes $A(t)$, l'asymptote choisie pour A_∞ est au-dessus de la valeur asymptotique, pourquoi ?

On constate sur la courbe que l'absorbance a encore tendance à croître. Le temps d'acquisition n'était pas suffisamment long pour que je puisse déterminer A_∞ je l'ai donc estimée un peu au-dessus.

Comment déterminer $A(t)$ de façon mathématique ?

Par la loi d'Arrhénius. (en fait ABSOLUMENT PAS, on ne peut pas relier l'absorbance et la concentration par la loi d'Arrhenius)

Que dit-elle ? Quelle est la définition générale de la vitesse de réaction ?

$k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$ et $v = \frac{1}{\nu} \frac{dn_i}{dt} = k[A]^a[B]^b$ si elle admet un ordre.

Peut-on calculer A_∞ ?

Grâce à la loi de Beer-Lambert : $A = \epsilon l [I_2] \Rightarrow A_\infty = \epsilon l [S_2O_8^{2-}]_0$ car le peroxodisulfate est le réactif limitant.

Quel est le nom de ϵ ?

Il s'agit du coefficient d'extinction molaire.

Comment pourriez-vous le déterminer ?

Par étalonnage ; connaissant la concentration en diiode et en traçant l'absorbance en fonction de différentes concentrations.

Pourquoi avoir bouché un tube à essai (celui chauffé) sous la hotte ?

Il peut y avoir formation de diiode gazeux.

Est-ce pertinent de chauffer quelque chose de boucher ?

De façon générale, il ne faut pas faire cela car il y a un risque de surpression et donc d'explosion de la verrerie. Ici, le chauffage n'était pas très important, donc il n'y avait pas vraiment de risque.

Etes-vous sûre que le gaz formé soit du diiode ?

Non, il s'agit plutôt de vapeur d'eau (solvant).

=> Conclusion : le protocole nous suggère de boucher le tube à chauffer. Il ne faut pas le faire.

La photosynthèse, qu'est-ce que c'est ?

Les végétaux sont capables de produire de la matière organique en présence de lumière, à partir d'eau, de CO_2 et de nutriments.

La lumière influe-t-elle vraiment sur la vitesse de la réaction ? Oui, la réaction est trop lente pour se faire sans lumière : c'est un blocage cinétique.

La chlorophylle est-elle un intermédiaire réactionnel ? Oui

La température et l'ajout de réactifs sont « coûteux » et les catalyseurs ?

Ils sont aussi coûteux (d'un point de vue financier) mais ils sont plus respectueux de l'environnement car on peut les récupérer à la fin de la réaction et les réutiliser.

C'est quoi de l'acide chlorhydrique concentré ?

Cela n'existe pas, on demande aux techniciens une certaine concentration. Le terme « concentré » veut usuellement dire à la concentration maximale permise par la solubilité.

Ajout correcteur : HCl pur est sous forme gazeuse, donc on demande en % généralement.

Quand la concentration augmente, la vitesse de réaction augmente et le temps de demi-réaction diminue, est-ce toujours vrai ?

Non, ce n'est pas général.

La dilution est un contre-exemple, en augmentant trop la concentration d'un réactif par rapport à un autre, on diminue le nombre de choc entre différents réactifs en faveur de choc en réactifs d'une même espèce.

De plus pour certaines réactions (comme celle entre les ions iodure et peroxodisulfate), l'ordre partiel par rapport aux ions peroxodisulfate est de 1, donc $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale. Ici, I^- est en excès, donc k_{app} augmente quand même, d'où l'influence de l'augmentation de concentration.

Pour votre expérience, vous vous êtes placé dans le cas où $[I^-]_0 \gg [S_2O_8^{2-}]$. Quel est le nom de cette méthode ?

Il s'agit d'une méthode de dégénérescence de l'ordre.

A quel niveau lycée placeriez-vous cette leçon et comment cela s'agence par rapport à vos prérequis ?

Il s'agit d'une leçon au niveau terminale S ou STL/SPCL.

Les réactions d'oxydo-réduction et la loi de Beer-Lambert sont vues au niveau 1^{ère} et les tableaux d'avancement sont vus en 1^{ère} et il faudrait faire un rappel en terminale avant la leçon. Les interactions de VdW et liaisons H sont vues avant en terminale.

A quoi servent les interactions de VdW et liaisons H dans votre leçon ?

Sur l'influence du solvant. Il s'agit en fait de l'impact de la polarité du solvant.

Est-ce abordable au lycée ?

Non, ce n'est pas abordable à ce niveau.

Quand est-ce étudié ?

En CPGE, lors de l'étude de la compétition entre S_N1 et S_N2 .

Quelles sont les différences entre les notions qui sont abordées au lycée et celles en CPGE ?

En CPGE, on ne parle plus de temps de demi-réaction. On va plus loin dans la théorie (lois de vitesse et ordres).

Quelles sont les difficultés prévisibles ?

Au niveau lycée, la catalyse : consommation puis régénération dans une autre étape du mécanisme. => d'où l'expérience avec les ions cobalt comme catalyseur

Difficultés calculatoires (niveau CPGE) et problèmes d'unités sur le temps de demi-réaction par exemple.

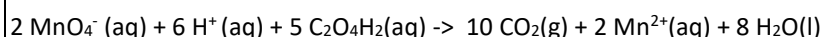
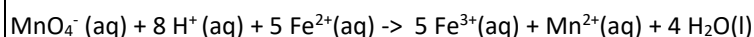
Commentaires

- Le plan est OK, attention toutefois à la répartition des poids de chaque partie dans la leçon. Il y a sans doute trop d'expériences. Il est possible de supprimer la partie sur les autres facteurs cinétiques pour gagner du temps.
- Ajouter la conductivité en prérequis, et enlever les interactions inter-moléculaires, on n'en parlera pas si on enlève les « autres facteurs cinétiques ».
- Penser aux incertitudes sur les expériences quantitatives
- Bonne attitude face aux imprévus lors de la leçon, on ne se décourage pas, on fait autrement et on repart

Expérience 1 - Titre : Réaction entre les ions permanganate et l'ion fer(II) ou l'acide oxalique

Référence complète : Physique-Chimie TS Hachette 2012 p230

Équation chimique:



But de la manip : Montrer que les réactions ne se produisent pas toutes à la même vitesse. Introduction des définitions de réactions lentes et rapides.

Commentaire éventuel :

La réaction du permanganate de potassium sur l'acide oxalique peut être catalysée par des ions H^+ (en ajoutant 10 gouttes d'acide sulfurique à 2 mol/L par exemple, ce qui est la quantité nécessaire pour qu'on voie la solution se décolorer, mais que la réaction reste tout de même assez lente).

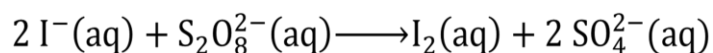
Phase présentée au jury : Ajout du permanganate simultanément dans les deux solutions. Projection à la flexcam.

Durée de la manip : 1'00

Expérience 2 - Titre : Réaction des ions iodure avec les ions peroxydisulfate

Référence complète : Plus ou moins inspiré du Mesplède, p199

Équation chimique :



But de la manip :

A) Montrer une méthode de suivi cinétique.

Analyse de l'allure de la courbe donnant l'absorbance en fonction du temps.

Détermination du $t_{1/2}$.

Commentaire éventuel : J'ai expliqué le principe de la manip et lancé le suivi cinétique pour une certaine concentration. J'ai ensuite immédiatement analysé la courbe d'absorbance faite en préparation, pour une concentration en ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ différente, et déterminé $t_{1/2}$.

La courbe dont le suivi cinétique a été initié sera étudiée peu après.

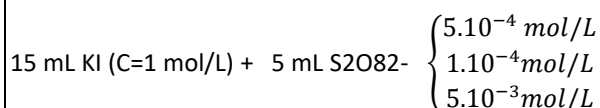
Phase présentée au jury : ajout de 15 mL d'une solution de peroxydisulfate à une solution de I^- (1 mol/L)

Durée de la manip : 3 min maximum

But de la manip :

B) Influence de la concentration.

Commentaire éventuel : On peut mesurer le temps de demi-réactions pour des réactions entre ces différentes solutions :



Phase présentée au jury : Exploitation du suivi cinétique lancé précédemment.

Durée de la manip : 30''

=> seule expérience quantitative, ça vaut le coup de parler d'incertitudes

But de la manip :

C) Influence de la température

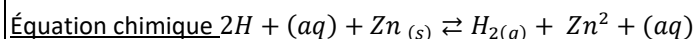
Phase présentée au jury : On ajoute à 2 tubes à essais contenant 3 mL de KI à 1 mol/L, 1 mL de solution de peroxydisulfate à 10^{-3} mol/L.

On laisse un tube à température ambiante, on met l'autre dans un bain marie chauffé, tout en agitant les tubes.

Durée de la manip : 1'30

Expérience 3 - Titre : Mise en évidence de l'influence de la surface de contact sur la cinétique

Référence complète : /



But de la manip : Montrer que la réaction se produit plus vite pour un réactif solide finement divisé (poudre de zinc) qu'avec un morceau de zinc.

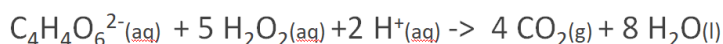
Commentaire éventuel : L'acide utilisé est l'acide chlorhydrique, qui doit être assez concentré pour qu'on voit le dégagement gazeux au contact de la poudre de zinc, mais pas trop pour que le dégagement gazeux reste faible sur le morceau de zinc.

Durée de la manip : 1 '00

Expérience 4- Titre : Catalyse : réaction d'oxydation du tartrate par l'eau oxygénée

Référence complète : Mesplède p 335

Équation chimique et but de la manip :



Catalyseur : Co (II)

But : montrer l'effet de la catalyse : sans l'introduction du chlorure de cobalt, la réaction ne se fait pas.

Autre intérêt : montrer qu'un catalyseur est régénéré. Les ions Co(II) sont roses, lors de la réaction, les ions Co(III) sont verts, puis quand la réaction est terminée, la solution redevient rose.

Commentaire éventuel : Il faut bien suivre le protocole, la solution doit être assez chaude.

Phase présentée au jury : introduction de l'eau oxygénée dans la solution d'ion tartrate chauffée, introduction du catalyseur.

Durée de la manip : 1'30

Expérience 5 - Titre : Catalyse enzymatique de l'amidon par l'amylase (non présentée à l'oral par manque de temps)

Référence complète : Physique-Chimie TS Bordas 2012 p 235

Équation chimique ??

But de la manip : Montrer le principe de la catalyse enzymatique.

Commentaire éventuel : On a utilisé du sirop « Maxilase » pour la solution d'amylase.

Un tube à essai contenant de l'amidon et de l'eau constitue le témoin. On teste la présence d'amidon avec de l'eau iodée (I₂ dans KI), et la présence du glucose avec de la liqueur de Fehling (il faut ensuite chauffer le tube à essai avec un décapeur thermique).

Attention, même avec la catalyse, il restera de l'amidon dans la solution, donc le test à l'eau iodée sera positif.

Durée de la manip : 2'00

Compétence « Autour des valeurs de la République et des thématiques relevant de la laïcité et de la citoyenneté »

Question posée : Des parents vous informent que leur enfant ne sera pas là pour des raisons idéologiques au cours sur l'énergie nucléaire. Comment réagissez-vous ?

Réponse proposée :

- Discussions avec l'élève et les parents sur le fait que le devoir de neutralité impose à tous les professeurs de ne pas prendre parti. Le cours portera donc uniquement sur les connaissances liées à l'énergie nucléaire (fonctionnement, avantages, inconvénients, répartition de l'usage de l'énergie nucléaire selon les pays...) et ne consistera aucunement en un débat.
- Si les parents insistent, on peut rappeler que le règlement impose la présence de l'élève à tous les cours et on en réfère au CPE.

Commentaires du correcteur :

- Charte de la laïcité (Vademecum)