

Chap 7 : Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse

I. Transformations lentes et rapides.

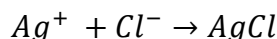
Regarder la première vidéo dans complément du cours.

Réaction 1 :

- Dans un tube à essai, introduire une solution de chlorure de sodium.
- Ajouter une solution de nitrate d'Argent.
- Observer.

Il se forme un précipité blanc instantanément.

La réaction s'écrit :



Réaction 2 :

- Dans un bécher, introduire une solution d'acide Chlorhydrique (l'indicateur coloré le BBT est alors jaune pH<7).
- Ajouter une solution d'hydroxyde de sodium.
- Observer.

La solution change immédiatement de couleur (elle devient bleue BBT forme basique).

La réaction s'écrit :

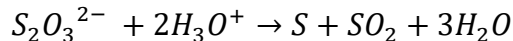


Réaction 3 :

- Dans un bécher ; introduire du thiosulfate de sodium ($S_2O_3^{2-}$; Na^+)
- Ajouter une solution d'acide Chlorhydrique
- Observer.

La solution change de couleur après un certain temps

La réaction s'écrit :



Conclure.

Certaines réactions sont rapides voire instantanées alors que d'autres sont lentes.

Une réaction est dite instantanée lorsque l'évolution du système est si rapide que la réaction semble achevée dès que les réactifs entrent en contact.

Une réaction est dite lente lorsque son déroulement dure quelques secondes à plusieurs minutes, voire plusieurs dizaines de minutes.

Une réaction est dite infiniment lente lorsque l'évolution du système ne peut être appréciée, même après plusieurs jours : un tel système est dit cinétiquement inerte. (ex : vieillissement du vin.)

La cinétique chimique est l'étude de l'évolution d'un système chimique au cours du temps.

II. Facteurs cinétiques.

<http://clemspcreims.free.fr/Simulation/vitesse3.swf>

L'évolution d'un système chimique est d'autant plus rapide que :

- La concentration des réactifs sont grandes
- La température du système est élevée
- On utilise un catalyseur.

Il existe d'autres facteurs pouvant accélérer une réaction comme l'éclairement, le solvant ...

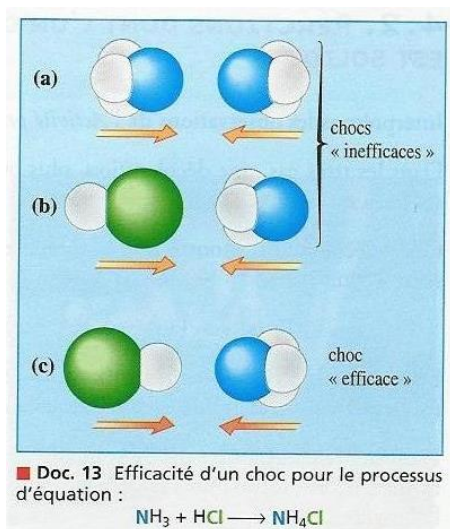
Exemples d'utilisation des facteurs cinétiques :

- ✓ Accélération d'une réaction industrielle.
- ✓ La trempe (refroidissement brutal pour arrêter la réaction)
- ✓ Congélation (arrêter les réactions de dégradation).

A. Interprétation microscopique.

La transformation chimique résulte de chocs entre les molécules de réactifs. Les chocs doivent être **efficaces** pour qu'il y ait réaction.

Les chocs sont efficaces s'ils sont entre réactifs dans la disposition géométrique convenable avec une énergie suffisante.



Plus la température est élevée, plus l'agitation et la vitesse des molécules sont grandes donc plus le nombre de chocs efficaces augmente. **C'est pourquoi la vitesse de réaction augmente avec la température.**

Plus la concentration des réactifs est grande plus le nombre de chocs efficaces est importante. **C'est pourquoi la vitesse de réaction augmente avec la concentration des réactifs.**

Lorsqu'un des réactifs est solide plus la surface de contact de ce solide est grande (poudre plutôt que lame) plus le nombre de chocs efficaces est grand, plus la vitesse de réaction est grande.

B. Le catalyseur

Activité 1 : Les catalyseurs.

Un catalyseur est une substance qui accélère une réaction chimique sans apparaître dans l'équation de la réaction.

Un catalyseur ne modifie ni le sens d'évolution d'une transformation ni la composition du système à l'état final. Tout catalyseur d'une réaction dans le sens direct catalyse aussi la réaction en sens inverse. De ce fait, un catalyseur ne permet pas à des réactions thermodynamiquement peu déplacées de modifier leur avancement final.

Le catalyseur participe à la réaction dans une étape, mais est régénéré dans une étape subséquente. Il ne fait donc pas partie des réactifs.

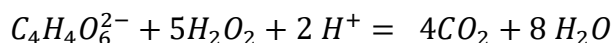
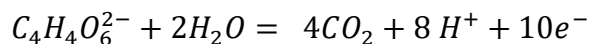
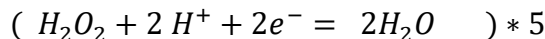
Expérience (Voir vidéo cinétique par les ions cobalt)

Dans un bécher, on dissout dans 20mL d'eau 1g de sel de Seignette (tartrate double de sodium et de potassium). On porte le mélange à ébullition puis on en transvase le contenu dans une éprouvette de 100mL. Par mesure de sécurité, on place l'éprouvette dans un cristalliseur au cas où la réaction s'emballerait et le contenu de l'éprouvette déborderait. On ajoute alors à la

solution 10mL d'eau oxygénée à 20 volumes (environ 2 mol/L). Puis on ajoute un peu de solution de chlorure de cobalt (ou pointe de spatule)

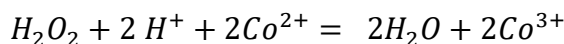
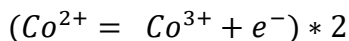
Les ions cobalt (II) ont une couleur rose en solution aqueuse et les ions cobalt (III) ont une couleur verte.

La réaction des ions tartrate avec de l'eau oxygénée est une réaction lente :



Lorsque l'on ajoute des ions Cobalt II cette réaction est rapide :

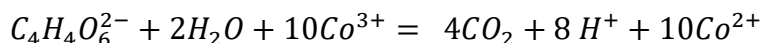
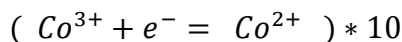
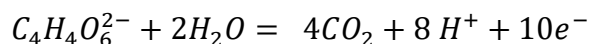
Première étape :



Cette réaction est rapide

Initialement la solution contient des ions cobalt (II) (teinte rose). Ces derniers sont oxydés en ion cobalt (III) et la couleur rose disparaît tandis que la teinte verte apparaît.

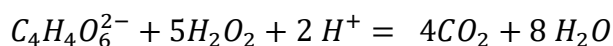
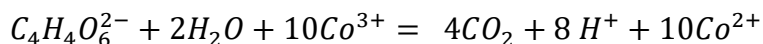
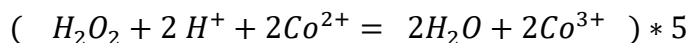
Deuxième étape :



Cette réaction est rapide

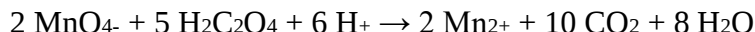
En fin de réaction le catalyseur est régénéré et la couleur verte disparaît au profit de la teinte rose.

Le bilan des 2 réactions successives (1) et (2) conduit bien à la même réaction



Le catalyseur modifie le déroulement de la réaction en remplaçant une réaction lente par deux réactions successives rapides, la 1ere consommant le catalyseur et la 2eme le régénérant.

Si le catalyseur fait partie des produits, la réaction est dite **autocatalysée**. C'est le cas, par exemple de la réaction d'équation :



Pour laquelle les ions Mn^{2+} ont un rôle catalytique.

Regarder la vidéo les différents types de catalyse :

Il existe trois types de catalyse :

- ✓ Catalyse **homogène** (même phase) : réaction d'autant plus rapide que la concentration du catalyseur est grande. (Dernière expérience de la vidéo (décomposition de l'eau oxygénée H_2O_2 catalysée par les ions fer II))
- ✓ Catalyse **hétérogène** (deux phases) : Réaction d'autant plus rapide que la surface du catalyseur est grande. (Première expérience de la vidéo (décomposition de l'eau oxygénée H_2O_2 catalysée par le platine solide))
- ✓ Catalyse **enzymatique** (utilisation d'une enzyme) : Réaction d'autant plus rapide que le nombre de site actif est grand. (Deuxième expérience de la vidéo (décomposition de l'eau oxygénée H_2O_2 catalysée par les enzymes présentes dans le navet))

Exercices 9p244

III. Méthode de suivi temporelle de réaction.

TP : Suivi cinétique d'une réaction

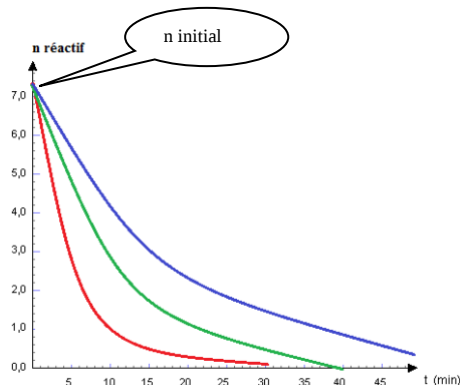
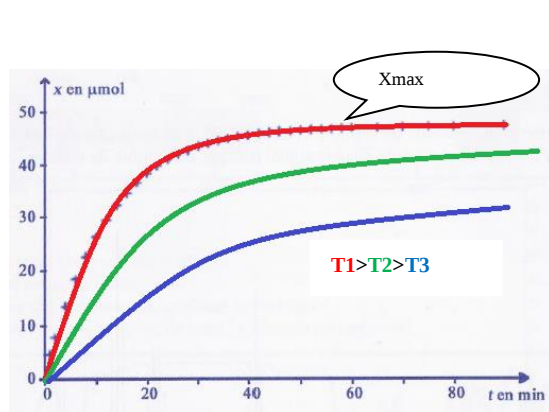
Activité 2 : suivi cinétique par CCM

L'évolution temporelle d'un système chimique consiste à déterminer l'avancement du système en fonction du temps.

Elle peut être faite par méthode :

- **Chimique** : utilisée pour des systèmes dont l'évolution est relativement lente. Titration des échantillons prélevés à des instants différents maintenus constante en composition grâce au trempage.
- **Physique** : permet de mesurer en continu l'évolution du système sans le perturber. Mesure d'absorbance pour la formation ou disparition d'une espèce colorée. Mesure de la conductivité si des espèces ioniques sont consommées ou produites. Mesure de pH si des acides ou des bases sont consommés ou produits. Mesure de volume ou de pression si un gaz est produit ou consommé.

A. Évolution de la quantité de matière en fonction du temps.



B. Temps de réaction

On appelle durée d'une réaction chimique le temps t_f nécessaire à la consommation totale du réactif limitant dans le cas d'une réaction totale.

A t_f $x = x_{\max}$

Si la réaction est limitée c'est le temps nécessaire pour avoir les quantités à l'équilibre.

A t_f $x = x_{\text{eq}}$.

C. Temps de demi-réaction

Le temps de demi-réaction est le temps au bout duquel l'avancement de la réaction a atteint la moitié de sa valeur finale.

On le note $t_{1/2}$ et s'exprime dans les unités de temps habituelles.

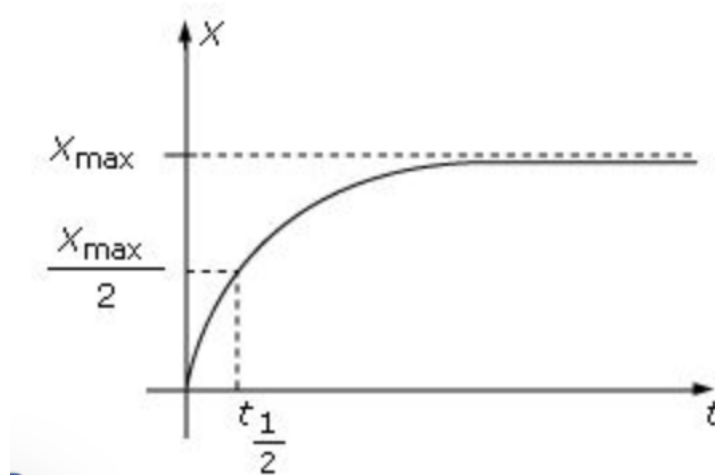
Remarque :

Cela ne veut pas dire qu'au bout de 2 fois $t_{1/2}$ la réaction est terminée.

$t_{1/2}$ n'est pas une grandeur caractéristique pour une réaction et dépend de plusieurs paramètres extérieurs comme la température, la concentration, etc...

Détermination du temps de demi-réaction

Sur la courbe $x(t)$, on trace l'asymptote qui correspond à x_f puis la droite horizontale qui correspond à $x = \frac{x_f}{2}$. L'abscisse du point correspondant à l'intersection entre cette dernière droite et $x(t)$ donne $t_{1/2}$.



Remarque :

Pour un suivi correct d'une transformation chimique, il faut donc que le temps de mesure sur le système soit bien inférieur au temps de demi-réaction pour pouvoir observer quelque chose.

Exercices 11p245 ; 14p245 ; 21p247 et 25p250.