

TEMPS ET EVOLUTION CHIMIQUE : CINETIQUE ET CATALYSE

BO

<p>Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse Réactions lentes, rapides ; durée d'une réaction chimique.</p> <p>Facteurs cinétiques. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps. Temps de demi-réaction.</p> <p>Catalyse homogène, hétérogène et enzymatique.</p>	<p><i>Mettre en oeuvre une démarche expérimentale pour suivre dans le temps une synthèse organique par CCM et en estimer la durée. – PAS FAIT</i></p> <p><i>Mettre en oeuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence quelques paramètres influençant l'évolution temporelle d'une réaction chimique : concentration, température, solvant. Déterminer un temps de demi-réaction.</i></p> <p><i>Mettre en oeuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence le rôle d'un catalyseur. Extraire et exploiter des informations sur la catalyse, notamment en milieu biologique et dans le domaine industriel, pour en dégager l'intérêt.</i></p>
--	--

TEMPS ET EVOLUTION CHIMIQUE : CINETIQUE ET CATALYSE

PREPARATION

Lire pages 234 à 240

PLAN DU COURS

- I. Réactions lentes, rapides
 1. Réactions rapides
 2. Réactions lentes
 3. Exemple de réaction lente (voir Activité Expérimentale)
- II. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps
 1. Courbe de l'avancement x en fonction du temps t
 2. Temps de demi-réaction $t_{1/2}$
- III. Facteurs cinétiques (voir Activité Expérimentale)
 1. Concentrations des réactifs
 2. Température du système réactionnel
 3. Etat de surface des réactifs
 4. Autres paramètres
- IV. Catalyse
 1. Mise en évidence du rôle d'un catalyseur (voir Activité Expérimentale)
 2. Définitions
 3. Mode d'action d'un catalyseur
 4. Exemples de catalyses dans l'industrie et la biologie

COMPETENCES ATTENDUES

	NA	ECA	A	AR EP
<i>Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence quelques paramètres influençant l'évolution temporelle d'une réaction chimique : concentration, température, solvant.</i>				
Déterminer un temps de demi-réaction.				
<i>Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour mettre en évidence le rôle d'un catalyseur.</i>				
Extraire et exploiter des informations sur la catalyse, notamment en milieu biologique et dans le domaine industriel, pour en dégager l'intérêt.				

NA : Non Acquis - ECA : En Cours d'Acquisition - A : Acquis - AREP : A Réviser En Priorité

EXERCICES

QCM & Exercices résolus : pp.241 et 242-243

Exercices d'entraînement : 8 p.244 ; 11, 13, 14 p.245 ; 15, 16, 18 p.246 ; 23, 24 p.249 ; 25 p.252

PREPARATION AU BAC

S'entraîner page 253 et étudier page 254

TEMPS ET EVOLUTION CHIMIQUE : CINETIQUE ET CATALYSE

I. Réactions lentes, rapides

1. Réactions rapides

Une **réaction** est considérée comme **rapide** lorsque l'on ne peut pas suivre son évolution. On la considère comme **pratiquement instantanée**.

2. Réactions lentes

Une **réaction** est considérée comme **lente** lorsqu'on peut suivre son évolution : le temps de réponse de l'instrument d'analyse est petit par rapport au temps de relaxation du système chimique vers l'état final. On peut alors **étudier la cinétique chimique**.

3. Exemple de réaction lente (voir Activité Expérimentale)

Oxydation de l'acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) par les ions permanganate MnO_4^- .

Couples mis en jeu : $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ et $\text{CO}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 (\text{aq})$

.....
.....
.....
.....

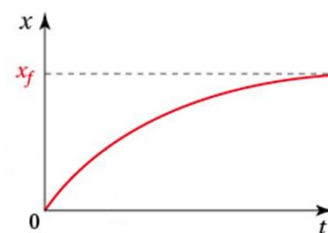
Les ions permanganate en milieu acide oxydent lentement l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ en dioxyde de carbone.

II. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps

1. Courbe de l'avancement x en fonction du temps t

Une réaction chimique est terminée lorsque son **avancement** x a atteint sa valeur **finale** x_f .

L'avancement augmente rapidement au début puis de plus en plus lentement pour atteindre une asymptote horizontale égale à l'avancement final.



2. Temps de demi-réaction $t_{1/2}$

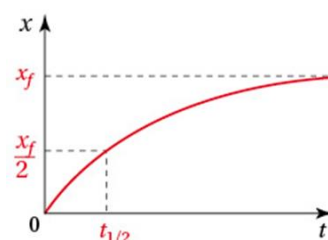
Le **temps de demi-réaction** $t_{1/2}$ correspond au temps nécessaire pour que l'**avancement** soit parvenu à la **moitié** de sa **valeur finale** :

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$$

Dans le cas d'une transformation considérée comme totale, il correspond au temps nécessaire pour qu'il y ait disparition de la moitié de la quantité de matière du réactif limitant.

Le temps de demi-réaction permet d'évaluer la vitesse d'une réaction pour :

- adapter la méthode de titrage la plus appropriée à la réaction.
- estimer la durée pour atteindre la fin de la réaction.



III. Facteurs cinétiques (voir Activité Expérimentale)

Les différentes expériences ont permis de mettre en évidence des paramètres influençant l'évolution temporelle d'une réaction chimique. Ces facteurs cinétiques sont divers.

1. Concentrations des réactifs

Tous les autres paramètres du système étant maintenus constants, l'augmentation de la concentration d'au moins un des réactifs diminue la durée d'évolution du système.

2. Température du système réactionnel

Tous les autres paramètres du système étant maintenus constants, l'augmentation de la température du milieu réactionnel diminue la durée d'évolution du système.

3. Etat de surface des réactifs

Tous les autres paramètres du système étant maintenus constants, l'augmentation de l'état de division d'au moins un des réactifs diminue la durée d'évolution du système.

4. Autres paramètres

Nature du solvant, lumière (photosynthèse)...

IV. Catalyse

1. Mise en évidence du rôle d'un catalyseur (voir Activité Expérimentale)

2. Définitions

a. Catalyseur

Un catalyseur est une espèce chimique qui accélère ou oriente une réaction chimique sans modifier l'état final du système chimique.

Le catalyseur est consommé, mais régénéré en égale proportion au cours de la réaction : il ne figure pas dans l'équation de la réaction.

b. Catalyse

La catalyse est l'action d'un catalyseur sur une réaction chimique spontanée.

c. Catalyse homogène

Une catalyse est homogène lorsque le catalyseur et les réactifs ne forment qu'une seule phase.

Exemple : eau oxygénée en présence d'ions fer III (Fe^{2+}) tous deux liquides.

d. Catalyse hétérogène

Une catalyse est hétérogène lorsque le catalyseur et les réactifs forment des phases différentes.

Exemple : eau oxygénée en présence de platine Pt.

e. Catalyse enzymatique

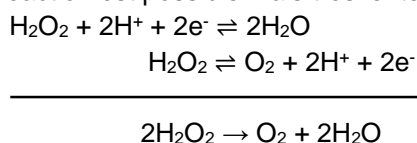
Une catalyse est enzymatique lorsque le catalyseur est une enzyme; protéine élaborée par les systèmes vivants.

Exemple : eau oxygénée en présence de catalase (enzyme contenant l'élément fer et présente dans le sang des mammifères).

3. Mode d'action d'un catalyseur

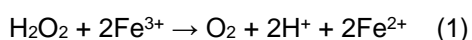
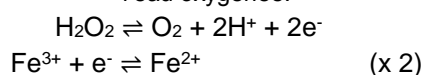
Exemple de la dismutation de l'eau oxygénée.

Sans catalyseur, cette réaction est possible mais très lente :

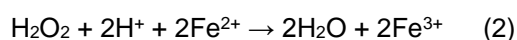
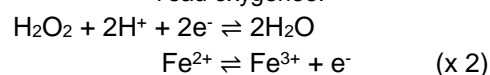


Catalyse : les ions fer catalysent la transformation chimique par des réactions intermédiaires plus rapides :

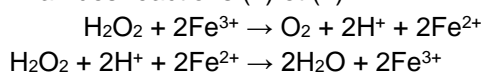
1^{ème} réaction : les ions Fe^{3+} réagissent avec l'eau oxygénée.



2^{ème} réaction: les ions Fe^{2+} réagissent avec l'eau oxygénée.



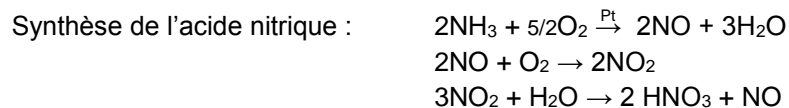
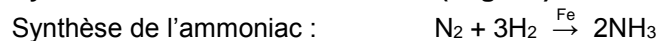
Bilan des réactions (1) et (2) :



Conclusion : le catalyseur n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction.

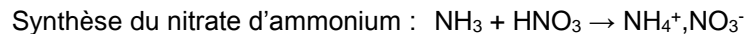
4. Exemples de catalyses dans l'industrie et la biologie

a. Synthèse du nitrate d'ammonium (engrais)

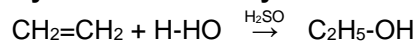


La catalyse par le platine est ici sélective en favorisant une réaction déterminée.

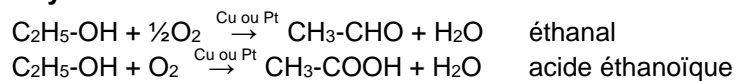
En effet, les mêmes réactifs peuvent former du diazote et de l'eau : $2\text{NH}_3 + 3/2\text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$



b. Hydratation de l'éthylène en éthanol



c. Oxydation de l'éthanol



d. Autres

- Enzymes : levure de pâtisserie, ferment lactique, champignon pour l'affinage de fromage
- Pot catalytique