**Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse**

**BO**

|  |  |
| --- | --- |
| **Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse**  Réactions lentes, rapides ; durée d'une réaction chimique**.**  Facteurs cinétiques. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps.  Temps de demi-réaction.  Catalyse homogène, hétérogène et enzymatique. | ***Mettre en oeuvre une démarche expérimentale pour suivre dans le temps une synthèse organique par CCM et en estimer la durée. – PAS FAIT***  *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.  *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. |

**Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse**

**PREPARATION**

Lire pages 234 à 240

**PLAN DU COURS**

1. **Réactions lentes, rapides**
   1. **Réactions rapides**
   2. **Réactions lentes**
   3. **Exemple de réaction lente** (voir Activité Expérimentale)
2. **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**
3. **Facteurs cinétiques** (voir Activité Expérimentale)
   1. **Concentrations des réactifs**
   2. **Température du système réactionnel**
   3. **Etat de surface des réactifs**
   4. **Autres paramètres**
4. **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**

**Compétences attendues**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **NA** | **ECA** | **A** | **AR**  **EP** |
| *Mettre en œuvre 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. |  |  |  |  |
| *Mettre en œuvre 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. |  |  |  |  |

**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

**Préparation au bac**

S’entraîner page 253 et étudier page 254

**Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse**

1. **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**.

* 1. **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**.

* 1. **Exemple de réaction lente** (voir Activité Expérimentale)

Oxydation de l’acide oxalique (H2C2O4) par les ions permanganate MnO4-.

Couples mis en jeu : MnO4-(aq) / Mn2+(aq) et CO2 (aq) / H2C2O4 (aq)

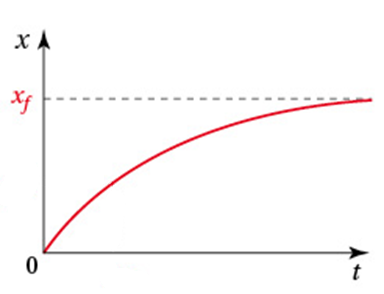
………………………………………………………………………………………………………………………………………………….………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………….………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………….………

………………………………………………………………………………………………………………………………………………….………

Les ions permanganate en milieu acide oxydent lentement l'acide oxalique H2C2O4 en dioxyde de carbone.

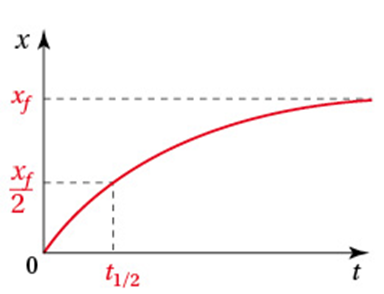


1. **Évolution d'une quantité de matière au cours du temps** 
   1. **Courbe de l’avancement *x* en fonction du temps *t***

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

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

* 1. **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** :

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.

1. **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.

* 1. **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.

* 1. **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.

* 1. **Autres paramètres**

Nature du solvant, lumière (photosynthèse)…

1. **Catalyse**
   1. **Mise en évidence du rôle d’un catalyseur** (voir Activité Expérimentale)
   2. **Définitions**
      1. **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.

* + 1. **Catalyse**

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

* + 1. **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 (Fe2+) tous deux liquides.

* + 1. **Catalyse hétérogène**

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

Exemple : eau oxygénée en présence de platine Pt.

* + 1. **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).

* 1. **Mode d’action d’un catalyseur**

Exemple de la dismutation de l’eau oxygénée.

Sans catalyseur, cette réaction est possible mais très lente :

H2O2 + 2H+ + 2e- ⇌ 2H2O

H2O2 ⇌ O2 + 2H+ + 2e-

2H2O2 → O2 + 2H2O

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

|  |  |
| --- | --- |
| 1ème réaction : les ions Fe3+ réagissent avec l’eau oxygénée. | 2ème réaction: les ions Fe2+ réagissent avec l’eau oxygénée. |
| H2O2 ⇌ O2 + 2H+ + 2e-  Fe3+ + e- ⇌ Fe2+ (x 2)  H2O2 + 2Fe3+ → O2 + 2H+ + 2Fe2+ (1) | H2O2 + 2H+ + 2e- ⇌ 2H2O   Fe2+ ⇌ Fe3+ + e- (x 2)  H2O2 + 2H+ + 2Fe2+ → 2H2O + 2Fe3+ (2) |

|  |
| --- |
| Bilan des réactions (1) et (2) :  H2O2 + 2Fe3+ → O2 + 2H+ + 2Fe2+  H2O2 + 2H+ + 2Fe2+ → 2H2O + 2Fe3+  Fe3+  2H2O2 → O2 + 2H2O |

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

* 1. **Exemples de catalyses dans l’industrie et la biologie**
     1. **Synthèse du nitrate d’ammonium (engrais)**

Fe

Synthèse de l’ammoniac : N2 + 3H2 → 2NH3

Pt

Synthèse de l’acide nitrique : 2NH3 + 5/2O2 → 2NO + 3H2O

2NO + O2 → 2NO2

3NO2 + H2O → 2 HNO3 + NO

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 : 2NH3 + 3/2O2 → N2 + 3H2O

Synthèse du nitrate d’ammonium : NH3 + HNO3 → NH4+,NO3-

* + 1. **Hydratation de l’éthylène en éthanol**

H2SO4

CH2=CH2 + H-HO → C2H5-OH

* + 1. **Oxydation de l’éthanol**

Cu ou Pt

C2H5-OH + ½O2 → CH3-CHO + H2O éthanal

Cu ou Pt

C2H5-OH + O2 → CH3-COOH + H2O acide éthanoïque

* + 1. **Autres**
* Enzymes : levure de pâtisserie, ferment lactique, champignon pour l’affinage de fromage
* Pot catalytique