

# MONTAGE 11

## Expériences illustrant la notion de catalyseur.

### Introduction

- Définition (espèce chimique qui accélère une réaction thermodynamiquement favorisée, entièrement régénérée à la fin de la réaction, ne modifie en rien l'état d'équilibre final).
- Différents types de catalyses : homogènes, hétérogènes, redox, acido-basique, enzymatique.
- Faire schéma pour montrer énergie d'activation : "barrière" énergétique à franchir pour que la réaction ait lieu. Faire un autre schéma (avec présence de catalyseur) pour montrer franchissement de deux barrières énergétiques, plus basses en énergies.
- Spécificité du catalyseur.

### I. Mise en évidence

Dans deux béchers, verse 20mL de solution de d'iodure de potassium à 0,5 mol/L et 10mL de solution contenant des ions peroxydisulfate à 0,1 mol/L. Dans un des deux béchers, rajouter quelques mL de solution d'ions Fe(II). Observer la formation de diiode.

Dans le bécher contenant les ions Fe(II) la réaction est nettement plus rapide. Les ions Fe(II) jouent le rôle de catalyseur homogène dans la réaction d'oxydation des ions iodure en diiode. Le couple redox Fe(III)/Fe(II) a un potentiel compris entre les potentiels redox des couples  $I_2/I^-$  et  $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ . La réaction est donc plus rapide.

### II. Catalyse hétérogène : spécificité du catalyseur

On mettra en évidence le rôle important de la surface du catalyseur.

#### 1. Déshydratation catalytique

Dans un tube à essai en pyrex, introduire au fond un coton imbibé d'éthanol absolu. Répartir sur les parois du tube de l'alumine. Adapter un bouchon percé muni d'un tube coudé en verre. Fixer le tube presque horizontalement à l'aide d'une pince et faire tremper le tube dans 1mL de solution d'eau de brome. Chauffer le tube à l'aide d'un décapeur thermique et observer.

La solution de dibrome se décolore assez rapidement. Dans le tube, l'alumine portée à haute température est un catalyseur de la réaction de déshydratation de l'éthanol. Il se forme alors de l'eau et de l'éthylène, qui décolore une solution de dibrome. Il est nécessaire de chauffer fortement le catalyseur car celui-ci n'est efficace qu'à forte température (400/500°C).

#### 2. Déshydrogénation catalytique

Comme précédemment, introduire dans un tube en pyrex un coton imbibé d'éthanol absolu et répartir sur les parois de la poudre de cuivre. Adapter un bouchon muni d'un tube coudé en verre et fixer le tube horizontalement. Faire tremper le tube dans une solution de 2,4-DNPH permettant de caractériser le produit formé et chauffer le cuivre.

La déshydrogénation de l'éthanol produit de l'éthanal, que l'on peut caractériser par le test à la DNPH. Il se forme alors un précipité jaune de 2,4-diphénylhydrazone.

### III. Catalyse homogène

## 1. Catalyse acido-basique

Manip à faire en préparation. Préparer un mélange contenant  $V = 10\text{mL}$  d'éthanol absolu et  $V = 10\text{mL}$  d'acide acétique. Répartir uniformément ce mélange dans deux tubes à essai en pyrex. Dans l'un ajouter  $1\text{mL}$  d'acide sulfurique concentré. Coiffer les deux tubes d'un réfrigérant à air et les placer dans un bain-marie à  $45/50^\circ\text{C}$ . Après 30 minutes de chauffage, introduire les mélanges dans deux béchers remplis d'une solution de chlorure de sodium saturé. Comparer les proportions de phase organique dans les deux cas.

Dans le cas du mélange contenant l'acide concentré, la réaction est beaucoup plus rapide. La présence du catalyseur ne modifie en rien l'état final du système : il modifie la vitesse de réaction mais ne modifie pas le taux d'avancement final. La réaction d'estérification étant une réaction athermique, l'élévation de température ne modifie pas l'équilibre.

## 2. Catalyse redox

Expérience qualitative : dans deux béchers, introduire  $10\text{ mL}$  d'acide oxalique  $0,1\text{M}$ , quelques gouttes d'acide sulfurique concentré et  $5\text{ mL}$  de permanganate de potassium  $0,05\text{M}$ . Dans un des deux béchers, rajouter quelques gouttes de solution contenant des ions manganèse. Observer le temps nécessaire à la disparition de la teinte violacée de la solution.

Expérience quantitative : Réaliser le spectre d'absorption de la solution de permanganate de potassium  $10^{-3}\text{ mol/L}$ . Introduire dans une cuve à spectro  $2\text{mL}$  d'un mélange  $V = 10\text{mL}$  de permanganate de potassium acidifié  $10^{-3}\text{ mol/L}$  et  $V = 10\text{mL}$  d'acide oxalique  $0,01\text{ mol/L}$ . Relever l'absorbance de la solution toutes les minutes en se plaçant au maximum d'absorption.

La réaction d'oxydation de l'acide oxalique par les ions permanganate est une réaction lente mais autocatalysée par les ions manganèse. Au cours de la réaction, la concentration en ions manganèse augmente : la vitesse croît donc au cours du temps. La courbe ainsi tracée donne l'absorbance au cours du temps et fournit ainsi, à une constante près, la concentration en ions permanganate, seule espèce colorée en solution. La catalyse par les ions manganèse s'explique par le fait que les couples redox  $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  ont un potentiel redox se trouvant entre celui des couples  $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$  et  $\text{CO}_2/(\text{COOH})_2$ .

## Conclusion

- Importance industrielle de la catalyse, du point de vue économique.
- Il existe aussi la catalyse enzymatique, non développée ici.
- Catalyse dans les pots catalytiques.
-