



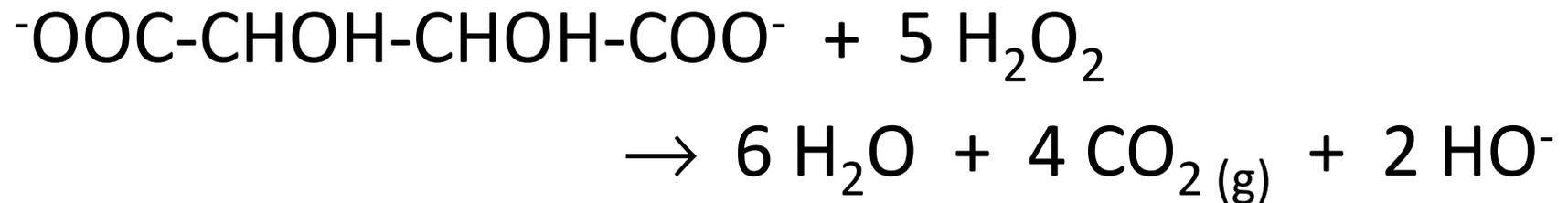
Année internationale de la  
**CHIMIE**  
**2011**

# Comment augmenter la vitesse d'une réaction chimique ?

## Mise en évidence de la régénération du catalyseur

# Réaction étudiée

Oxydation des ions tartrate par le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) :



# Caractéristiques

- Réaction **très lente**, même à température élevée
- Réaction **catalysée par les ions  $\text{Co}^{2+}$**

# Mise en évidence expérimentale

## Sans catalyseur :

On mélange :

8 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$  à 20 volumes (12,9 mmol)

3 g de sel de Seignette (10,6 mmol)



A température ambiante

rien ne se passe

⇒ réaction lente

En chauffant (70°C)

toujours pas de réaction

⇒ l'augmentation de température ne suffit pas

# Mise en évidence expérimentale

## Avec catalyseur :

On ajoute une pointe de spatule de  $\text{CoCl}_2$  solide, à  $70^\circ\text{C}$ .

- La solution devient rose (couleur des ions  $\text{Co}^{2+}$ ).



# Mise en évidence expérimentale

- Après quelques secondes, on observe :
  - une **forte effervescence** due à un abondant dégagement gazeux (principalement du  $\text{CO}_2$ ) ;
  - un **changement de couleur** dû à l'oxydation des ions  $\text{Co}^{2+}$  en  $\text{Co}^{3+}$  (**verts**).

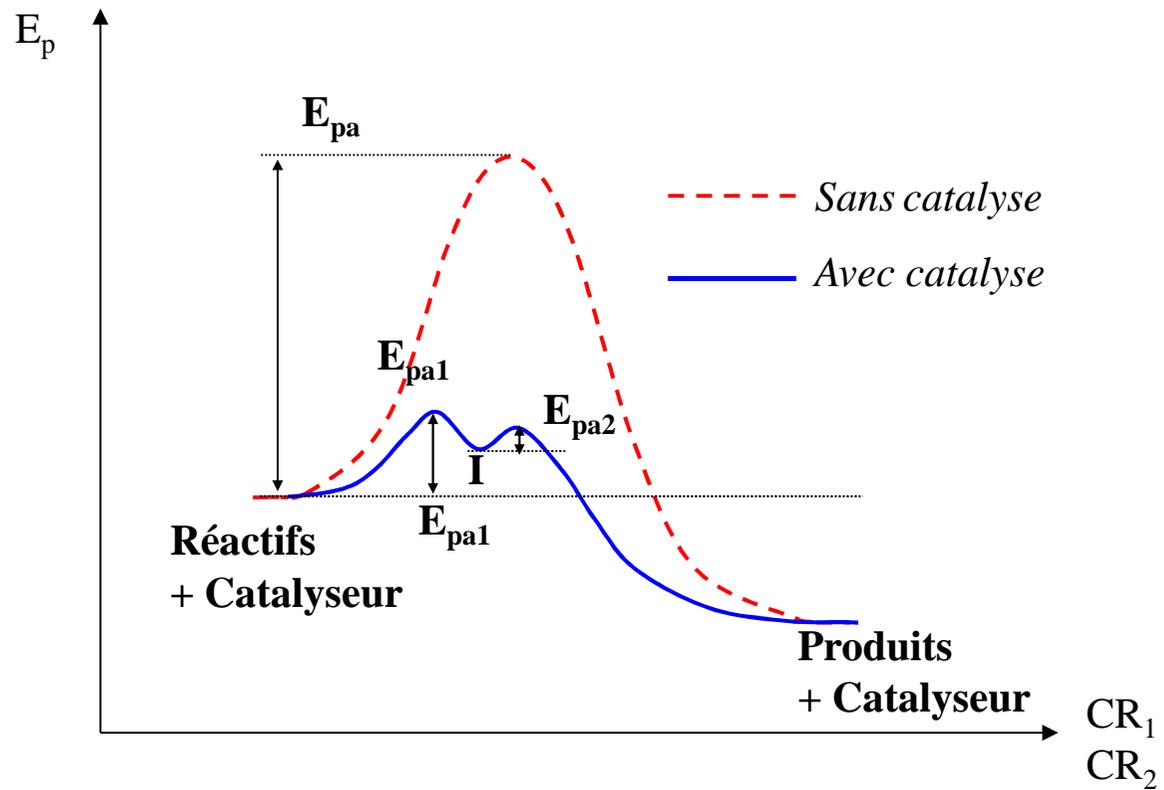


- Quelques minutes plus tard, la **solution redevient rose...** et on peut à nouveau ajouter de l'eau oxygénée : tout recommence ! (voir la vidéo sur le site)

# Mécanisme proposé

- Le **catalyseur** permet aux réactifs ( $\text{H}_2\text{O}_2$  et  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ ) de parvenir aux produits (dont  $\text{CO}_2(\text{g})$ ) par un **chemin énergétiquement moins exigeant**.
- Ce chemin peut être modélisé par 2 réactions chimiques rapides d'équations :
  - (1)  $5 \text{H}_2\text{O}_2 + 10 \text{Co}^{2+} = 10 \text{Co}^{3+} + 10 \text{HO}^-$
  - (2)  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-} + 10 \text{Co}^{3+} + 8 \text{HO}^- = 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{Co}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O}$
- En fin de réaction,  $\text{Co}^{3+}$  a totalement disparu du milieu ( $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$  en excès) : seul  $\text{Co}^{2+}$  est alors présent (on retrouve la couleur rose de départ).

# Profil réactionnel



# Remarques

- En réalité, les ions du cobalt sont complexés :
  - $\text{Co}^{2+}$  par l'eau (**complexe rose**)
  - $\text{Co}^{3+}$  par les ions tartrate (**complexe vert**)
- Le dégagement gazeux obtenu est un mélange de  $\text{CO}_2$  et de  $\text{O}_2$  : en effet, les ions du cobalt catalysent également la dismutation de  $\text{H}_2\text{O}_2$  selon 
$$2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 (\text{g})$$

# Conclusion

- Le catalyseur accélère une réaction thermodynamiquement possible.
- Il n'est pas consommé par la réaction : il est utilisé puis régénéré.