

## TP 17. Cinétique 1. Facteurs cinétiques

### 1) Décomposition des ions thiosulfate en milieu acide pag 182-183. Savazin.

Réaction qui a lieu:  
(TS Hachette)

On avait du thiosulfate à  $c = 0,25 \text{ mol/L}$   
HCl à  $c = 1 \text{ mol/L}$

On prépare 4 béchers avec :

Essais No	thiosulfate de sodium	Eau	Acide chlorhydrique	Temps (s)
1	10	40	5	120"
2	20	30	5	57"
3	30	20	5	36"
4	50	0	5	20"

On trouve une proportionnalité entre la vitesse et la concentration en thiosulfate.

$$v \propto [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] \cdot [\text{H}^+]$$

Expérimentalement on a fait une croix sur une feuille blanche et on a mis les 4 béchers sur 4 croix et on a déclenché le chrono et immédiatement on a versé le HCl. On regarde combien de temps il faut pour que la croix devienne invisible.

Après on se pose la question sur l'influence de la concentration en  $[\text{H}^+]$  on fait alors :

3 béchers	eau 15 mL, HCl 10 mL, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 30 mL
	eau 10 mL, HCl 15 mL, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 30 mL
	HCl 25 mL, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 30 mL.

On ne voit pas d'influence sur le temps de  $\text{H}^+$  donc :

$$v \propto [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^1 [\text{H}^+]^0$$

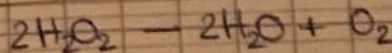
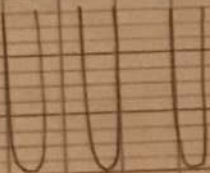
on peut aussi voir l'influence de la température en passant un bain de glace et un bain marie par exemple

### 2) Dismutation de l'eau oxygénée.

- \* Catalyse hétérogène par le platine
- \* Catalyse homogène par ions  $\text{Fe}^{2+}$
- \* Catalyse enzymatique (avec du nase<sup>2+</sup>)

ça marche pas très bien... il faut peut-être ↑ la concentration en ions  $\text{Fe}^{2+}$  ou sinon mettre du sel de môle (ça marche)

Dans 3 tubes à essais



eau oxygénée. on préfère la garder dans un pot opaque pour éviter réaction radicalaire. Attention en plastique (pas métallique car il peut avoir oxydation) ni verre car il est mauvais pour (cotes de silice, donc oxydation).



### 3) Autocatalyse. le marsechal (pag. 137).

Spectrophotométrie à  $\lambda = 550 \text{ nm}$ . Zéro avec cellule d'eau.

10 mL solution  $\text{KMnO}_4$   $c = 0,0020 \text{ mol L}^{-1}$

1 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $c = 2 \text{ mol L}^{-1}$

À  $t=0$  ajouter 10 mL d'acide oxalique ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ )  $c = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$

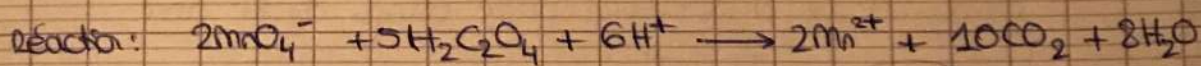
Remplir la cellule de spectro immédiatement.

on a enregistré 25 min. On exporte et on

trace  $\frac{dA}{dt}$



$$v \propto -\frac{dA}{dt}$$



Seule espèce colorée:  $\text{MnO}_4^-$

$$v \propto -\frac{1}{2} \frac{d[\text{MnO}_4^-]}{dt} \approx A$$

$$A = \epsilon \cdot l [\text{MnO}_4^-]$$

Cette réaction est catalysée par  $\text{Mn}^{2+}$ .



## CATALYSE ET INTERMÉDIAIRES RÉACTIONNELS

1) Oxydation des ions tetraté par l'eau oxygénée, catalysée par les ions cobalt (II). Sauvagnin pag 194. ou mauchérol pag 265

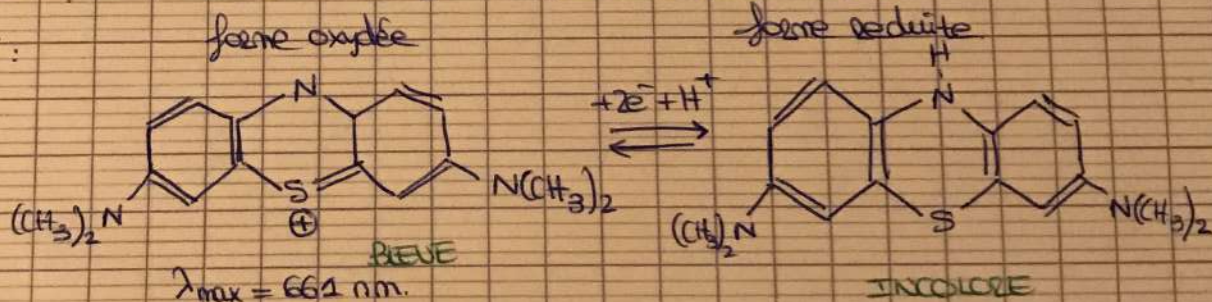
3g tetraté dans 50 ml d'eau dans béccher de 250 ml.  
On prend de l'eau très chaude du robinet et on le met dans un bain marie. On ajoute 20 ml d'eau oxygénée. On ajoute 5 ml de chlorure de cobalt.

On observe décoloration de la solution, qui était rose au début à cause des ions  $Co^{2+}$ . On observe un abondant dégagement gazeux. On a préparé un bain de glace à côté. Une fois que la solution devient verte sombre, on prélève une partie et on le met dans un tube à essais situé dans le bain de glace. (ça va arrêter la réaction, influence de la température). Au contraire dans le récipient au chaud, on voit que la solution redevient rose.

La couleur verte est due au cobalt (III) qui forme un complexe avec des ligands. (Ce n'est pas le  $Co(III)$  qui est vert mais le complexe).

2) Expérience de la bouteille bleue: oxydation du glucose par le dioxygène, catalysée par le bleu de méthylène (Sauvagnin pag 180).

BBT:



solution de BBT, glucose

Dissoudre 0,5 g de potasse (KOH) dans 25 ml d'eau, puis 0,5 g de glucose.

Ajouter BBT jusqu'à une coloration soutenue quoiqu'encore transparente. La solution se décolore au bout de quelques instants.

FERMER LE TUBE A ESSAIS. Agiter → couleur redevient

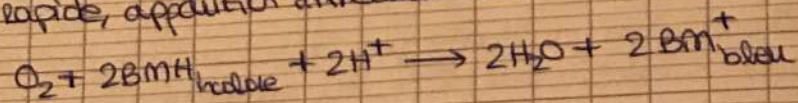
bleue:

La forme réduite est oxydée par le  $O_2$  de l'air dans le tube à essais et ça devient bleu alors quand on agite. Le glucose vient réduire le BBT → la couleur disparaît.

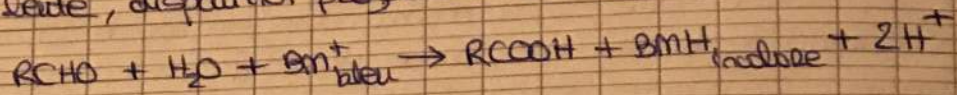


Les deux réactions qui ont lieu sont :

- réaction rapide, apparition immédiate de la couleur



- réaction lente, disparition progressive du bleu :



Le BBT est un organocatalyseur.  
c'est un indicateur coloré

La réaction qu'on observe ici est l'inverse de la réaction qu'on observe dans les plantes où  $CO_2$  donne glucose.