



Pontage n°10
 Expériences illustrant la notion
 de vitesse de réaction et permet-
 tant la mesure de sa valeur.
 L'aspect énergétique pourra
 être abordé

Introduction :

Il est très intéressant, industriellement parlant de
 connaître l'évolution et la valeur de vitesse de
réaction.

Ainsi, il nous est possible d'influer sur celles-ci
 afin d'améliorer les rendements et de diminuer les
coûts de production.

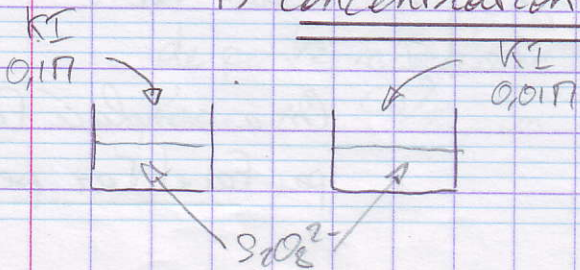
I Evolutions de systèmes chimiques

- $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$: la précipitation est
 instantanée.
- $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$: On observe progressivement
 l'apparition de I_2 (bleu)
- $\frac{1}{2}O_2 + H_2 \rightarrow H_2O$: A l'œil nu, on ne voit rien.

Cl : Il est possible de classifier les réactions
 selon leur vitesse.

II Influence de différents paramètres :

1) Concentration d'un réactif

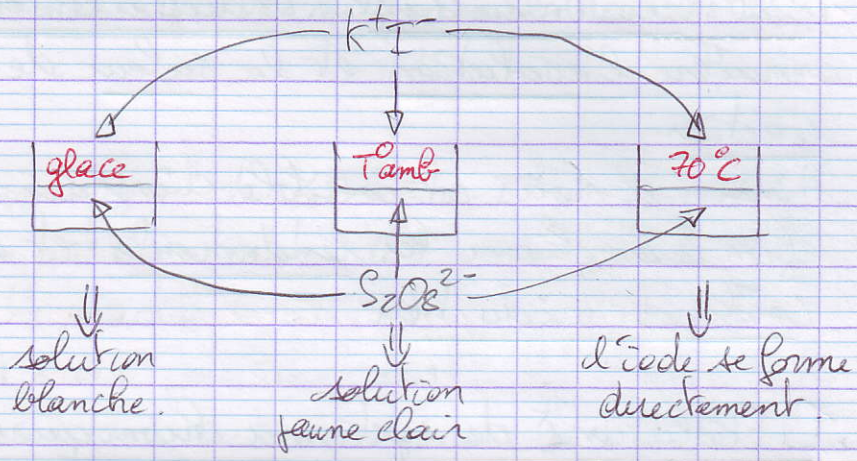


$$v = k [I^-]^\alpha [S_2O_8^{2-}]^\beta$$



- Pour comparer les vitesses, il faut qu'il se forme dans les 2 bechers la même quantité de I_2 donc $S_2O_8^{2-}$ doit être le réactif limitant.
- On remarque que la formation de I_2 est plus rapide dans le becher où $[I^-]$ est plus forte. Ce qui est conforme à l'équation de vitesse.

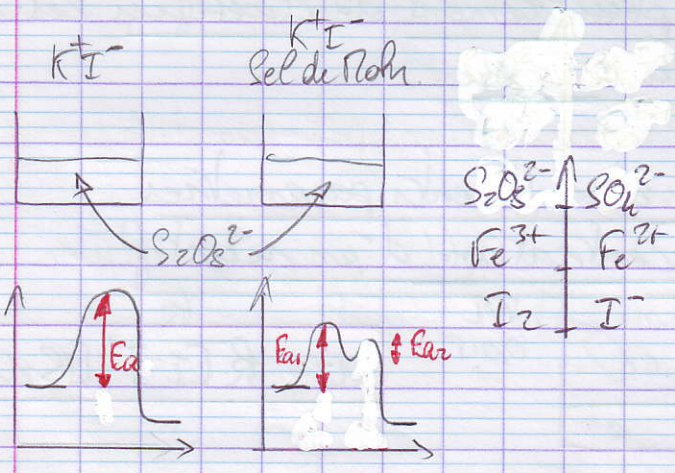
2) la Température :



Cl : Pour cette réaction, plus la température augmente, plus la vitesse de la réaction augmente.

loi d'Arrhenius : $\frac{d \ln k}{dT} = \frac{E_a}{RT^2}$ ($E_a > 0$)

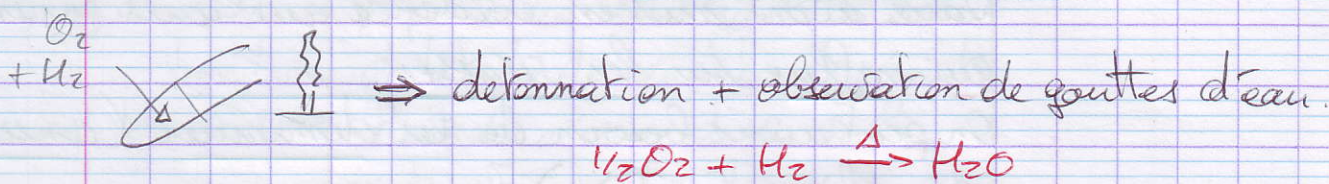
3) Presence d'un catalyseur.



la réaction catalysée est plus rapide : on a $S_2O_8^{2-} - SO_4^{2-}$ $Fe^{3+} - Fe^{2+}$ $I_2 - I^-$ **PUIS**

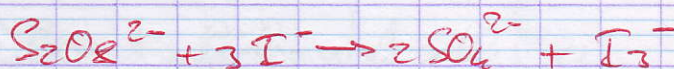
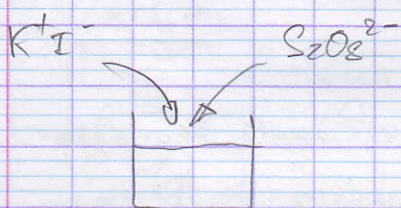
On a remplacé E_a très grande par E_{a1} et E_{a2} petite.

4) Besoin d'une initiation: thermique.

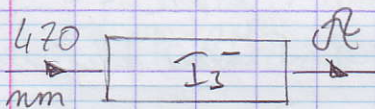


Rq: Réaction très exothermique, tenir le tube à essai avec un chiffon.

III Analyse quantitative d'une réaction lente par spectrophotométrie.



$t=0$	C_0	excès	0	0
t	$C_0 - x$	excès	$2x$	x
$t \rightarrow \infty$	0	excès	$2C_0$	C_0



$$v = - \frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt} = k[S_2O_8^{2-}]$$

$$\Rightarrow \ln c = \ln C_0 - kt \quad (c = C_0 - x)$$

α : $\left. \begin{array}{l} A = \epsilon l x \\ A_0 = \epsilon l C_0 \end{array} \right\} \Rightarrow \ln c = C_0 \left(\frac{A_0 - A}{A_0} \right)$

- On a effectué le zéro du spectrophotométrie avec une cuve à eau.
- On fait l'acquisition par Candibus et on trace par régressi.
- On trace $\ln c = f(t)$ qui donne une droite de pente négative égale à $-k$.
- Pour $c = C_0/2$, on retrouve la valeur de $t_{1/2}$.



Conclusion :

Nous avons mis en évidence quelques paramètres qui influent sur les vitesses.

On peut avoir besoin de les diminuer (conservation des aliments T°)

Ou de les augmenter (rendement industriel T°)

On peut aussi éviter des surcoûts en employant des catalyseurs plutôt qu'augmenter les concentrations afin d'augmenter les vitesses.

→ Détermination de E_a : ($C_a \pm T^{\circ}$)

le rapport des ctes de vitesses est égal au rapport des temps de $1/2$ réaction :

- vrai pour une réaction du 1^{er} ordre ($T_1 = k_1 \tau_1$)
- vrai pour autre ordre si la E_a initiale des reactifs est la même.