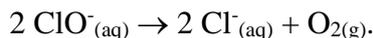


Cinétique Chimique : Série de TD N°1

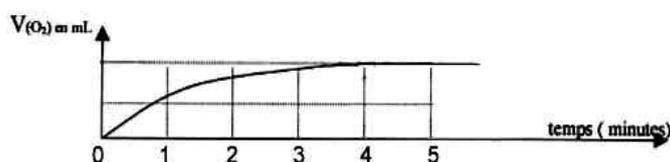
Exercice N°1 : Laquelle de ces deux réactions est susceptible de s'effectuer le plus lentement ? Expliquez votre réponse.

1. $\text{Ca} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
2. $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

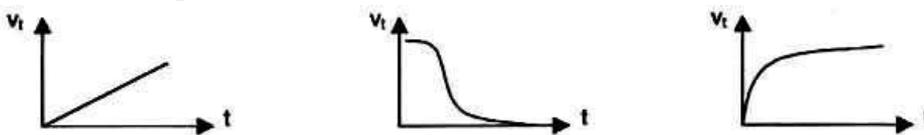
Exercice N°2 : On étudie la cinétique de la décomposition d'un hypochlorite :



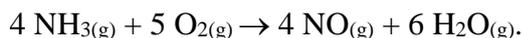
On mesure le volume de O_2 dégagé au cours du temps à 25 °C et on le met en graphique.



- a) Quelle est la durée en minute de cette réaction?
- b) Parmi les 3 graphiques ci-dessous, quel est celui qui traduit l'évolution de la vitesse de la réaction au cours du temps ? (Justifiez votre choix)



Exercice N°3 : Soit la réaction d'oxydation de l'ammoniac :



Sachant qu'à l'instant t, NH_3 disparaît à la vitesse de 0,2 mol/L.s, calculez :

La vitesse de la réaction globale, la vitesse de disparition de O_2 et les vitesses d'apparition de NO et H_2O au même instant.

Exercice N° 4 :

Soit la transformation suivante : Ester + base \rightarrow Sel + alcool. On dose la base restante en solution, et on trouve ceci :

Temps (S)	0	150	300	450	600	750
[Base] mole/l	10^{-2}	7.710^{-3}	6.2510^{-3}	5.2510^{-3}	4.5510^{-3}	410^{-3}

- 1°) Tracez la courbe donnant [Base] en fonction du (Temps)
- 2°) Déterminez la vitesse moyenne entre les instants t=150 s et t= 450 s
- 3°) Calculez la vitesse instantanée à t=600 s.

Exercice N°5 :

On dissout 34,2g de saccharose dans de l'eau afin d'obtenir 100 mL de solution, et on déclenche le chronomètre. Quel que soit l'instant choisi comme origine des temps, on constate que, si N est la quantité de saccharose présent à cet instant, il faut attendre 200 min pour que la quantité de saccharose restant en solution soit égale à N/2 (dans les conditions de l'expérience). La réaction de dissolution du saccharose dans l'eau est:



1. Tracez la courbe donnant la concentration du glucose formé en fonction du temps de $t=0$ à $t=1200$ min.
2. Et déduire la vitesse de disparition du saccharose au temps $t=300$ min.

Exercice N°6 :

Le peroxyde d'hydrogène liquide (H_2O_2) se décompose en eau et en dioxygène en présence de FeCl_3 (catalyseur) selon la réaction suivante : $2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$. Dans un récipient, on introduit le peroxyde et le catalyseur et on mesure au cours du temps le volume de O_2 dégagé.

Temps en minutes	0	2	4	6	10	15	20	25
n de O_2 (10^{-5} mol)	0	2	4	6	20	30	40	48
Conc de H_2O_2 (10^{-4} mol/L)	40	39.6	39.2	38.8		34	32	30.4

- a) Calculez la vitesse moyenne de formation de O_2 entre 4 et 10 minutes.
- b) Calculez la concentration de H_2O_2 à l'instant $t = 10$ min
- c) Tracez le graphe d'évolution de la concentration de H_2O_2 en fonction du temps.
- d) Déterminez graphiquement le temps au bout duquel le 1/8 de H_2O_2 a été décomposé.

Cinétique Chimique : Série de TD N°2

Exercice N°1 :

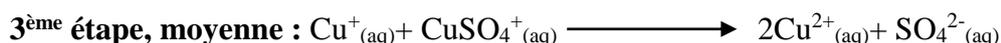
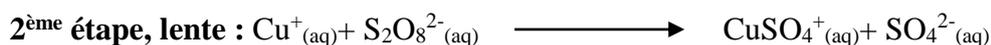
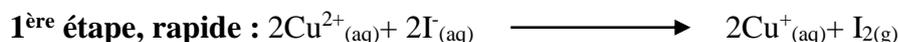
La décomposition de l'eau oxygénée H₂O₂ est catalysée par les ions iodures I⁻ et le mécanisme de cette réaction en solution est:



- 1°) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.
- 2°) Exprimer la vitesse de cette réaction.
- 3°) Que peut-on dire des ions IO⁻.

Exercice N°2 :

Voici le mécanisme d'une réaction catalytique :



- a) Quelle est la réaction globale (bilan) de ce mécanisme ?
- b) Quelle substance joue le rôle de catalyseur ? Expliquez votre réponse.
- c) Quelle est l'étape déterminante de ce mécanisme ? Expliquez votre réponse.

Exercice N°3 :

Soit la réaction : $\text{CH}_3\text{I} + \text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} \longrightarrow \text{CH}_3\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{NaI}$. Elle est d'ordre global "2" et K étant sa constante de vitesse. On a établi les résultats expérimentaux suivants : (R = 8,31 J.K⁻¹.mol⁻¹)

T (°C)	0	6	12	18	24	30
K (mol ⁻¹ .L.s ⁻¹)	5,60.10 ⁻⁵	11,8.10 ⁻⁵	24,5.10 ⁻⁵	48,8.10 ⁻⁵	100.10 ⁻⁵	208.10 ⁻⁵

- a) En déduire l'énergie d'activation de cette réaction ainsi que son facteur de fréquence.

Exercice N°4 :

- a) La constante de vitesse de la réaction $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ double quand on passe de 22,50°C à 27,47°C. Déterminer l'énergie d'activation de la réaction.
- b) Une réaction a une énergie d'activation de 70 kJ. Quelle est la valeur du rapport des vitesses à 40°C et 60°C?