

Cinétique Chimique : Série de TD N°1

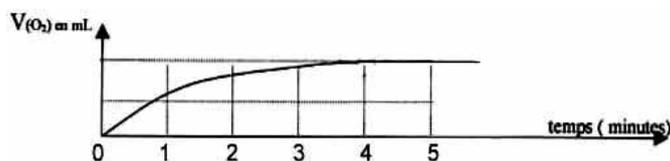
Exercice N°1: Laquelle de ces deux réactions est susceptible de s'effectuer le plus lentement ? Expliquez votre réponse.



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

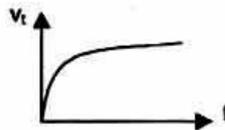
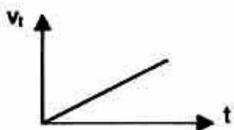


On mesure le volume de O_2 dégagé au cours du temps à 25 °C et on le met en graphique.

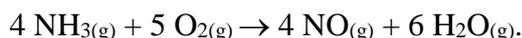


a) Quelle est la durée en minute de cette réaction ?

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 : 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:



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

Exercice N°5 :

Soit la transformation suivante : Ester + base → 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°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 : $2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$. 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 :

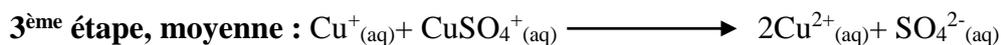
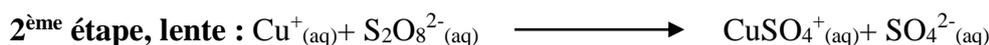
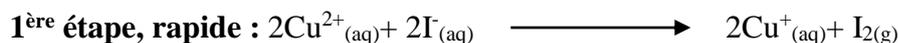
La décomposition de l'eau oxygénée H₂O₂ est catalysée par les ions iodures I⁻ et le mécanisme de cette réaction en solution est:



- 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?

Exercice N°1:

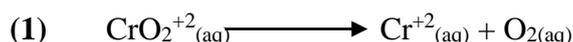
On considère la réaction : $C_6H_5N_2Cl \rightarrow C_6H_5Cl + N_2$ à 48 °C. On observe que la moitié du réactif s'est décomposé en 16.4 min, quelle que soit la concentration initiale en réactif.

a) Quel est l'ordre de cette réaction ?

b) Quelle est la valeur de sa constante de vitesse ? Au bout de combien de temps la concentration du réactif est-elle réduite à 30 % ?

Exercice N°2 :

A) Dans une première expérience on réalise dans les conditions appropriées, une étude cinétique de la réaction (1) suivante (solvant H_2O ; $T = 298 K$) :



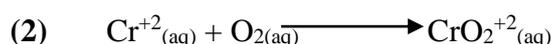
La réaction a pour constante de vitesse $k_1 = 2,5 \cdot 10^{-4} s^{-1}$. A l'instant $t_1 = 10^3 s$ la concentration en ions CrO_2^{+2} est : $[CrO_2^{+2}]_{t_1} = 1,5 \cdot 10^{-4} mol \cdot L^{-1}$.

1) Quel est l'ordre de cette réaction ? **Justifiez !**

2) Calculez la concentration initiale en CrO_2^{+2} ?

3) Déterminez le temps de demi-réaction ($t_{1/2}$) en secondes, pour la réaction (1).

B) Dans une deuxième expérience on réalise l'étude cinétique de la réaction (2) suivante (solvant H_2O ; $T = 298 K$) :



Les conditions initiales sont : $[Cr^{+2}]_0 = [O_2]_0 = 1,5 \cdot 10^{-4} mol \cdot L^{-1}$.

La réaction, a pour constante de vitesse $k_2 = 1,6 \cdot 10^8 mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$.

➤ Déterminez l'ordre global de la réaction (2) **en justifiant**, ainsi que son temps de demi-réaction ($t_{1/2}$) en secondes.

Exercice N°3:

Soit la réaction : $NOCl(g) \rightarrow NO(g) + \frac{1}{2} Cl_2(g)$

Temps(s)	0	20	40	60	90	120	240
[NOCl] (mol/L)	0.500	0.175	0.106	0.076	0.054	0.041	0.022

- 1) Trouvez l'ordre de cette réaction.
- 2) Donnez la valeur numérique de la constante de vitesse à l'aide des données ci-dessus
- 3) Calculez le temps de demi-réaction.

Exercice N°4:

La réaction $\text{CH}_3\text{Br} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH} + \text{Br}^-$, suit une loi de vitesse de la forme : $v = k [\text{CH}_3\text{Br}] [\text{OH}^-]$ avec une constante de vitesse $k = 2,810^{-4} \text{L. mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ à 25°C .

- Quelle est sa vitesse initiale et quelle proportion de CH_3Br a-t-elle été consommée après 1 heure de réaction, dans chacun des cas suivants :
- a) $[\text{CH}_3\text{Br}] = [\text{OH}^-] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
 - b) $[\text{CH}_3\text{Br}] = [\text{OH}^-] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$
 - c) $[\text{CH}_3\text{Br}] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice N°5:

Soit la réaction suivante :



On trouve expérimentalement qu'elle est **du second ordre** avec une constante de vitesse $k = 0,12 \text{ L/mole.s}$. La $[\text{Ester}]_0 = [\text{Soude}]_0 = 0,02\text{M}$. Quelle est sa vitesse initiale et quel pourcentage de ces réactifs sera transformé au bout de 15 minutes.