

Série d'exercices sur la Cinétique chimique TSExp

Exercice1 :

Au cours d'une décomposition on observe que le temps de demi-réaction indépendant des concentrations initiales est égal à 100s.

a) Quel est l'ordre de la réaction.

b) Au bout de combien de temps 80 % du produit initial aura-t-il disparu ?

Exercice 2

1/- Le pentaoxyde de diazote ou l'hémiperoxyde d'azote (N_2O_5) se dissocie suivant l'équation bilan :



1.1/- Etablis la loi de transformation de cette équation sachant qu'elle est d'ordre 1.

1.2/- A 105°C , on constate qu'au bout de 4 min, $3/4$ de la quantité initiale du pentaoxyde de diazote a été décomposé. Calcule le temps de demi-réaction à cette température.

2/- A 95°C , le temps de demi-réaction est de 5 min. Calcule le temps au bout duquel $3/4$ du pentaoxyde du diazote sera décomposé.

3/- A une température quelconque, on fait les mesures suivantes :

t (s)	0	4450
$[\text{N}_2\text{O}_5]$ en (molL^{-1})	$3 \cdot 10^{-2}$	$2,7 \cdot 10^{-2}$

3.1/- Calcule la constante de vitesse et le temps de demi-réaction à cette température.

3.2/- Que devient ce temps de demi réaction si l'on doublait la concentration initiale ?

3.3/- Calcule la vitesse de la réaction à $t = 0$ et à $t = 50$ heures.

3.4/- Détermine la date à laquelle la concentration devient $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$.

Exercice 3

1-Un ester peut être préparé par action d'un acide carboxylique sur un alcool ou par action d'un chlorure d'acide sur un alcool. La deuxième méthode est la plus utilisée dans l'industrie pourquoi ?

2-On fait agir 2,13 g d'un chlorure d'acyle à chaîne carbonée sur de l'éthanol en excès. Il se forme un composé organique A et le chlorure d'hydrogène.

2.1- Ecrire l'équation – bilan de la réaction.

2.2- On utilise une solution d'hydroxyde de sodium $0,4 \text{ mol.L}^{-1}$. Pour doser une solution aqueuse du chlorure d'hydrogène précédemment obtenu. Le virage du bleu de bromothymol est constaté pour un volume $V = 50 \text{ ml}$ de la solution d'hydroxyde de sodium.

Calculer la masse molaire du chlorure d'acide. En déduire les formules semi –développées possibles de l'ester et les noms correspondants.

1- A un instant $t = 0$, on prépare un litre de solution aqueuse en mélangeant 10^{-2} mol d'hydroxyde de sodium au produit formé.

3.1- Ecrire l'équation bilan de réaction et donner son nom.

3.2- L'étude cinétique de cette réaction a permis de déterminer la concentration c d'alcool formé en fonction du temps t (voir le tableau suivant).

Temps (min)	0	1	3	5	7	10	15	21	25
[alcool](en 10^{-3} mol)	0	1,1	2,6	3,7	4,5	5,4	6,4	7,1	7,5

- a- Tracer la courbe $c = f(t)$; échelle 1cm pour 1 min, 1cm pour 10^{-3} mol.L $^{-1}$
- b- Déterminer les vitesses de réaction aux instants $t_1 = 3$ min et $t_2 = 8$ min.
- c- Déterminer le pourcentage d'ester ayant réagi à l'instant $t = 12$ min.
- 2- Le phosphore catalyse la substitution par un halogène situé en position α par rapport au groupement COOH. Sur le composé obtenu en à la question 3, on fait agir du dibrome en présence de phosphore. Il se forme un composé B et du HBr.
- 4.1- Ecrire l'équation de la réaction et nommer le corps B.
- 4.2- Par une réaction de substitution nucléophile, un excès d'ammoniac transforme le composé. Quel est le nouveau composé ? Donner son nom.

Exercice 4

On mélange à la date $t = 0$, une mole d'éthanol et une mole d'acide éthanóïque. On détermine la quantité d'ester formé à la date t ; elle est de la forme $n = \frac{0,67t}{t + 17}$ (t en h et n en mole)

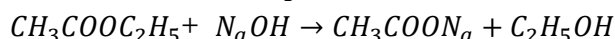
- a) Quelle est la vitesse moyenne de formation de l'ester pour $t = 0$ et $t = 50$ h.
- b) Quelle est la vitesse de formation de l'ester pour $t = 20$ h.
- c) On recommence l'expérience à $t=0$ avec 0,01mol/L d'alcool et 0,01mol/L d'acide, les quantités d'ester formé en fonction du temps sont :

t(seconde)	0	180	240	300	360
Ester en mol/L	0	$2,6 \cdot 10^{-3}$	$3,17 \cdot 10^{-3}$	$3,66 \cdot 10^{-3}$	$4,11 \cdot 10^{-3}$

- d) Montrer que la réaction est d'ordre global 2, à partir du tableau.
- e) Calculer la constante de vitesse à 25°C ainsi que le temps de demi réaction et la vitesse à cet instant.

Exercice 5 :

Soit la réaction de saponification :



On introduit 0,2 mol d'acétate d'éthyle et 0,2 mol de soude dans 1 L d'eau. Au bout de 5 mn on constate que 30% d'acétate d'éthyle sont transformés.

- 1) Calculer :
- a) La constance de vitesse sachant que la réaction est du 2^{ème} ordre.
- b) La vitesse de la réaction au temps $t = 5$ mn.
- 2) Déterminer la composition du mélange 10mn après le début de l'expérience.

Exercice 6:

On fait réagir de l'acide acétique sur de l'alcool isopropylique .

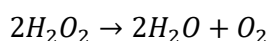
- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner sa nature (on donnera les noms des produits formés)
- 2) sachant qu'on est parti d'un litre de solution contenant 1 mol d'acide et 1 mol d'alcool , vérifier que la réaction est d'ordre 2 à partir du tableau ci-dessous : (la réaction a lieu à température constante).

Temps (h)	0	25	50	100	150	200
[Ester] (mol.l ⁻¹)	0	0,2	0,33	0,55	0,6	0,67

- 3) Tracer la courbe donnant la variation de la concentration de l'ester en fonction du temps.
- 4) Déterminer la vitesse moyenne de la réaction entre les instants t = 100h et t = 150h.
- 5) Calculer la vitesse à t = 50 h
- 6) Déterminer graphiquement une valeur approchée de la limite de cette estérification.

Exercice 7 :

On étudie la décomposition du peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée (H_2O_2) dans u ballon maintenu à température constante. L'eau oxygénée se dcompose en eau et oxygène suivant l'équation -bilan



A la date t = 0, la solution contient 0,01mol d'eau oxygénée et occupe un volume de 1L. Le volume d'oxygène obtenue et mesuré à pression constante a donné les résultats suivants :

t(mn)	0	5	10	15	25	35	55	75
V _{O₂} (cm ³)	0	15	28	39,4	57,6	71,6	90 ,4	101,2

Dans les conditions de l'expérience le volume molaire d'un gaz vaut 24l.

- 1) a) tracer la courbe H_2O_2 restant = f(t).

Echelles : 1,5cm pour 10mn

2cm pour 10⁻³ mol/l

- b) Quelle est la vitesse de disparition de H_2O_2 à la date t = 18 mn , l' exprimer en mol.l⁻¹.mn⁻¹
- c) Trouver la vitesse moyenne de disparition en mol.l⁻¹.mn⁻¹ entre les instants t₁=10mn et t₂=45mn.

- 2) Quel est le temps de demi-réaction ?

Exercice8 :

En faisant réagir les ions iodures I⁻ sur les ions peroxosulfates S₂O₈²⁻ on obtient du diode selon l'équation :



Pour étudier l'évolution de cette réaction, on procède de la façon suivante : à l'instant t = 0, on mélange 0,5 L d'une solution d'iodure de potassium KI de concentration molaire égale à 0,40 mol .L⁻¹ et 0,5 L d'une solution de peroxosulfates de potassium K₂S₂O₈ de concentration molaire égale à

0,2 mol .L⁻¹. Dans ce mélange, maintenu à 25°C sous agitation permanente, on effectue des prélèvements réguliers afin de déterminer par dosage la concentration molaire du diiode formé à des dates t. On obtient le tableau suivant.

T(mn)	0	2,5	5	10	15	20	25	30
10 ⁻² [I ₂] mol.L ⁻¹	0	0,95	1,70	2,95	3,85	4,57	5,15	6,60

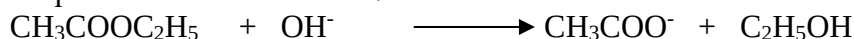
- 1- Représenter les variations de [I₂] en fonction du temps. Prendre pour echelle : 1cm pour 1mn et 1cm pour 1 cm 10⁻² mol.L⁻¹.

- 2- Calculer les concentrations molaires en ions iodure et peroxydisulfate du mélange initial et déterminer le temps de demi-réaction.
- 3- Quelle est la vitesse de disparition des ions iodures à cette même date.
- 4- Pour effectuer cette expérience on a pris soin d'effectuer des prélèvements de 20 cm^3 que l'on a immédiatement dilué dans de l'eau glacée avant le dosage. Expliquer les avantages de ce mode opératoire.

Exercice 9

On étudie la cinétique de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle.

L'équation de la réaction est :



Des expériences faites avec des concentrations molaires initiales $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_0 = [\text{OH}^-]_0 = C_0$, ont données les temps de demi-réactions $t_{1/2}$ indiqués dans le tableau suivant

$C_0 (\text{mol.L}^{-1})$	10^{-2}	2.10^{-2}	4.10^{-2}	8.10^{-2}
$t_{1/2} (\text{mn})$	17.8	8.9	4.45	2.22

- 1- Montrer que la réaction est d'ordre 2 et déterminer la constante de vitesse :
- 2- On part des conditions $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_0 = [\text{OH}^-]_0 = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le temps qu'il faut pour que 80% de l'acétate soit transformé.

Exercice 10

On réalise l'estérification de l'acide formique (acide méthanoïque) par l'éthanol à la température de 50°C en mélangeant à la date $t = 0$, une mole d'acide formique avec une mole d'éthanol dans un solvant. Le volume de la solution obtenue est $V = 200 \text{ cm}^3$. A différentes dates t , on effectue des prélèvements de volumes négligeables afin de déterminer le nombre de moles n_A d'acide restant dans le mélange. Les résultats sont portés dans le tableau suivant :

$T(\text{mn})$	0	10	20	30	40	50	60	80	100	120
n_A	1	0,83	0,69	0,60	0,52	0,47	0,43	0,39	0,37	0,36

1. Ecris l'équation-bilan de la réaction d'estérification correspondante et nommer l'ester obtenu.
2. trace sur une feuille de papier millimétré le graphe représentant la variation de la concentration molaire de l'ester formé en fonction du temps : $C_E = f(t)$.

Echelles : $1\text{Cm} \longleftrightarrow 10\text{mn}$; $1\text{Cm} \longleftrightarrow 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

3. Détermine à l'aide du graphique :

- 3.1. La vitesse moyenne d'estérification pendant les 15 premières minutes.
- 3.2. La vitesse d'estérification à l'instant $t = 30\text{mn}$.