



Exercices de la séquence 4

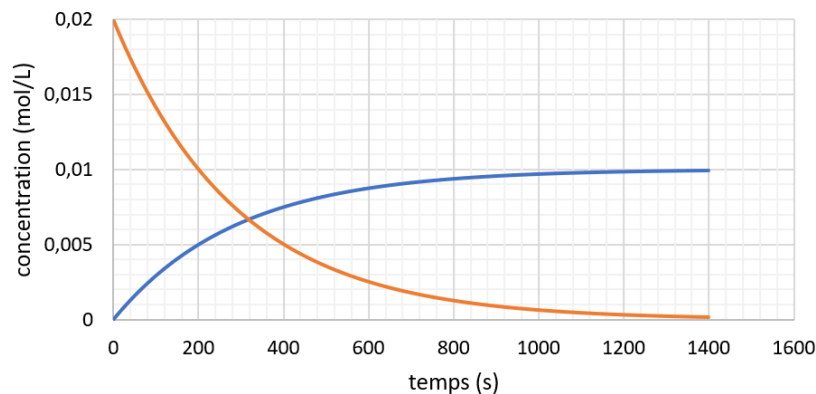
Suivi cinétique d'une réaction chimique

EXERCICE 1 : QCM sur la cinétique chimique



une version interactive de cet exercice est disponible !

Le suivi cinétique d'une réaction chimique a donné les deux courbes suivantes :



- La courbe bleue représente l'évolution en fonction du temps de :
 - ☐ la concentration d'un réactif ;
 - ☐ la concentration d'un produit ;
 - ☐ la réaction chimique ;
 - ☐ la concentration en catalyseur.
- La courbe rouge représente l'évolution en fonction du temps de :
 - ☐ la concentration d'un réactif ;
 - ☐ la concentration d'un produit ;
 - ☐ la réaction chimique ;
 - ☐ la concentration en catalyseur.
- Le temps de demi-réaction vaut, pour la réaction ayant donné les courbes ci-dessus :
 - ☐ 200 s
 - ☐ 320
 - ☐ 700 s
- Un catalyseur est une espèce chimique :
 - ☐ régénérée en fin de réaction ;
 - ☐ toujours à l'état solide ;
 - ☐ toujours dissoute en solution ;
 - ☐ qui permet de rendre plus rapide n'importe quelle réaction lente.
- Une réaction chimique lente en milieu aqueux peut être ralentie :
 - ☐ en ajoutant un catalyseur
 - ☐ en ajoutant un ralentisseur
 - ☐ en augmentant la température
 - ☐ en diminuant la concentration
- Laquelle de ces propositions ne permet pas de rendre plus rapide une réaction chimique ?
 - ☐ diminuer la température ;
 - ☐ augmenter la concentration d'un réactif ;
 - ☐ ajouter un catalyseur.

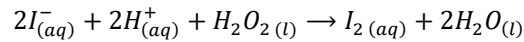


EXERCICE 2 : différentes conditions expérimentales pour une même réaction



une version interactive de cet exercice est disponible !

En milieu acide les ions iodure réagissent avec l'eau oxygénée pour donner du diiode et de l'eau. La réaction a pour équation :

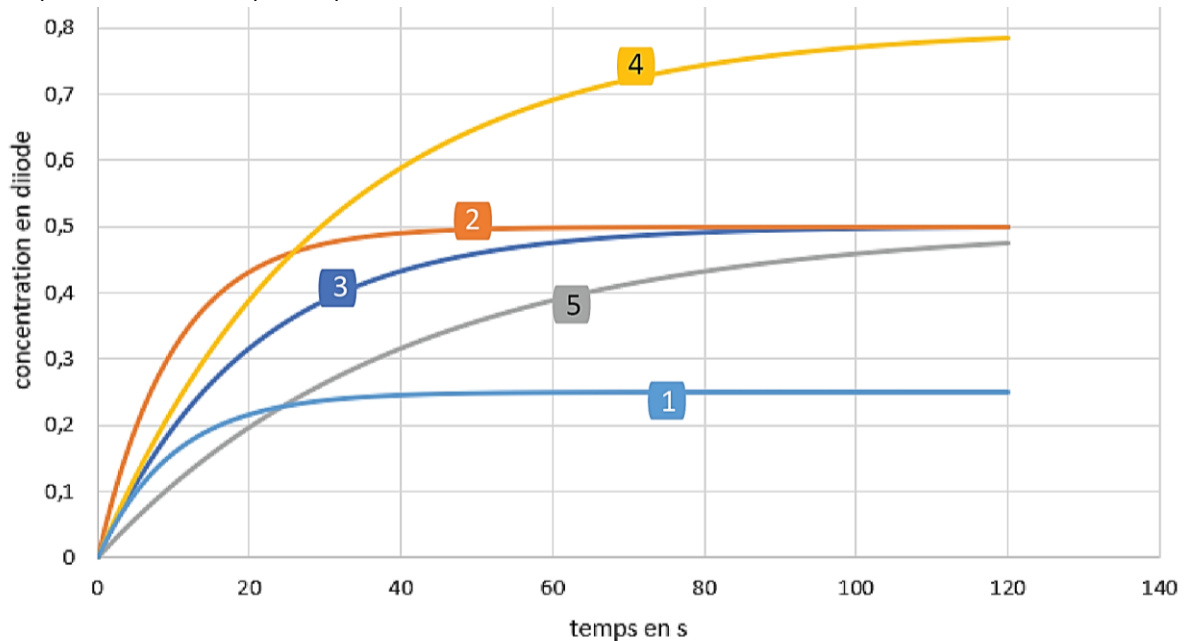


Au cours d'une activité expérimentale, les élèves devaient réaliser cette réaction chimique et effectuer un suivi cinétique de l'apparition du diiode. Le protocole suivi est le même pour tous :

- Dans un bécher, introduire 20 mL de solution d'iodure de potassium $K^+ + I^-$;
- ajouter 10 mL d'eau oxygénée H_2O_2 ;
- ajouter quelques gouttes d'acide sulfurique concentré ;
- placer le mélange dans un bain thermostaté réglé à la température indiquée par le professeur ;

Cependant tous les binômes ne disposaient pas de solutions de même concentration, tous n'ont pas réglé la même température et certains ont, à la demande de leur professeur, ajouté quelques gouttes d'un catalyseur. Le but de cet exercice est de déterminer qui a fait quoi.

Voici cinq courbes obtenues par cinq binômes différents :



1. Quel binôme a obtenu la vitesse d'apparition du diiode la plus élevée ? Justifier à l'aide du graphique mais sans faire de calcul.
2. Quel binôme a obtenu la vitesse d'apparition du diiode la plus basse ? Justifier à l'aide du graphique mais sans faire de calcul.
3. Le tableau ci-dessous décrit les conditions expérimentales des cinq suivis cinétiques étudiés. Compléter la première ligne de ce tableau en précisant le numéro du binôme concerné.

Binôme n°...					
Concentration initiale des ions iodure	1,0 mol/L	1,0 mol/L	1,0 mol/L	1,6 mol/L	0,50 mol/L
Concentration initiale de l'eau oxygénée	0,50 mol/L	0,50 mol/L	0,50 mol/L	1,0 mol/L	0,50 mol/L
Concentration initiale des ions H^+	2,0 mol/L	2,0 mol/L	2,0 mol/L	2,0 mol/L	2,0 mol/L
Température	25 °C	70 °C	70 °C	70 °C	70 °C
Présence de catalyseur	non	non	oui	non	non



EXERCICE 3 : réaction d'estérification

On estérifie, à température constante, un mélange d'éthanol C_2H_5OH et d'acide éthanóïque CH_3COOH pour obtenir de l'éthanoate d'éthyle $CH_3COOC_2H_5$ de l'eau H_2O .

On fait réagir 1,0 mol d'éthanol avec 1,0 mol d'acide éthanóïque.

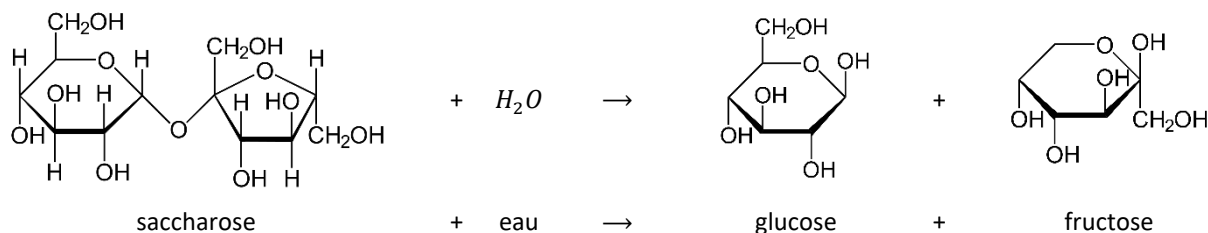
À des dates déterminées, on réalise le titrage de l'acide restant. On obtient les résultats suivants.

Temps (h)	0	3	10	25	50	75	100	150
Quantité d'acide restant (mol)	1,00	0,79	0,60	0,40	0,37	0,35	0,35	0,35

1. Écrire l'équation de la réaction en précisant les réactifs et les produits.
2. Représenter graphiquement l'évolution de la quantité de matière en acide restant en fonction du temps (on utilisera une feuille quadrillée).
3. Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.
4. Déterminer *graphiquement* la vitesse de disparition de l'acide éthanóïque à la date $t = 0$, en faisant bien apparaître les traces de la mesure.
5. De même, déterminer graphiquement la vitesse de disparition de l'acide éthanóïque à la date $t = 20$ h.
6. Comment peut-on expliquer l'évolution de la vitesse de disparition de l'acide éthanóïque au cours du temps ? Utiliser ses connaissances sur les facteurs cinétiques pour répondre.

EXERCICE 4 : hydrolyse du saccharose

Le saccharose est un sucre de formule brute $C_{12}H_{22}O_{11}$. Le saccharose peut être hydrolysé pour libérer du glucose ($C_6H_{12}O_6$) et du fructose ($C_6H_{12}O_6$).



Cette réaction est très lente. Elle peut être rendue plus rapide en milieu acide et/ou en présence d'une protéine appelé la saccharase.

La réaction a été menée à 25 °C à partir d'une solution de saccharose de concentration 1 mol.L⁻¹.

À intervalles de temps réguliers, on a déterminé la concentration de glucose formé.

On obtient les résultats suivants :

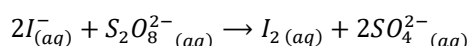
Temps (min)	0	45	90	130	180	200	400
Concentration en glucose (mol.L ⁻¹)	0	0,147	0,274	0,372	0,467	0,500	0,748

1. Écrire l'équation de la réaction, à l'aide des formules brutes et en précisant les réactifs et les produits.
2. Représenter graphiquement l'évolution de la concentration en glucose en fonction du temps (on pourra utiliser un tableur grapheur... ou bien une feuille quadrillée).
3. Pourquoi ce graphique ne nous permet-il pas de mesurer le temps de demi-réaction ?
4. Déterminer les valeurs successives de la vitesse de formation du glucose : utiliser pour cela le tableur ou compléter à la main le tableau de mesures ci-dessus en détaillant l'un des calculs.
5. Quel est le rôle de la saccharase ?



EXERCICE 5 : oxydation des ions iodure par un peroxodisulfate

Les ions iodure réagissent avec les ions peroxodisulfate pour donner des ions sulfate et du diiode. La réaction a pour équation :



Pour étudier la cinétique de cette réaction, on utilise une solution d'ions thiosulfate de concentration $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et avec un grand excès d'ions iodure.

Deux expériences sont réalisées : l'une à la température 25°C et l'autre à 35°C.

À des dates déterminées, on mesure la concentration en diiode dans le milieu réactionnel. On obtient les résultats suivants.

Temps (min)	Concentration en diiode $[I_2]$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	
	Température 25°C	Température 35°C
0	0	0
1 min	$2,1 \times 10^{-3}$	$3,8 \times 10^{-3}$
2 min	$3,8 \times 10^{-3}$	$6,1 \times 10^{-3}$
3 min	$5,1 \times 10^{-3}$	$7,5 \times 10^{-3}$
4 min	$6,1 \times 10^{-3}$	$8,3 \times 10^{-3}$
5 min	$6,8 \times 10^{-3}$	$8,8 \times 10^{-3}$
6 min	$7,5 \times 10^{-3}$	$9,1 \times 10^{-3}$
7 min	$7,9 \times 10^{-3}$	$9,3 \times 10^{-3}$
8 min	$8,3 \times 10^{-3}$	$9,4 \times 10^{-3}$
9 min	$8,6 \times 10^{-3}$	$9,5 \times 10^{-3}$
10 min	$8,8 \times 10^{-3}$	$9,5 \times 10^{-3}$
11 min	$9,0 \times 10^{-3}$	$9,6 \times 10^{-3}$
12 min	$9,1 \times 10^{-3}$	$9,6 \times 10^{-3}$
13 min	$9,2 \times 10^{-3}$	$9,6 \times 10^{-3}$
14 min	$9,3 \times 10^{-3}$	$9,6 \times 10^{-3}$
15 min	$9,4 \times 10^{-3}$	$9,6 \times 10^{-3}$

1. À l'aide d'un tableur-grapheur, représenter graphiquement, dans le même repère, l'évolution de la concentration du diiode formé à 25°C et à 35°C en fonction du temps.
2. Calculer les valeurs de la vitesse d'apparition du diiode pour chaque date où cela est possible, pour les deux températures considérées et les représenter graphiquement en fonction du temps.
3. Pour quelle température la vitesse d'apparition du diiode est-elle *initialement* la plus élevée ? Quel est le rôle de la température mis en évidence par ces deux courbes ?
4. La réponse précédente est-elle toujours valable à la fin de la réaction ? Comment peut-on le justifier ? Utiliser ses connaissances sur les facteurs cinétiques pour répondre.



EXERCICE 6 : synthèse de l'éthanoate de propyle - exercice BILAN

On fait réagir le propan-1-ol (en excès) avec une solution d'acide éthanoïque (anciennement appelé « acide acétique ») de concentration $0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le mélange réactionnel est acidifié par de l'acide sulfurique. On obtient un ester appelé éthanoate de propyle de formule $\text{CH}_3\text{COOC}_3\text{H}_7$ ainsi que de l'eau. Cette réaction est lente et limitée.

Pour étudier la cinétique de cette réaction, on dose l'acide éthanoïque restant à intervalle de temps régulier.

On obtient les résultats suivants.

Temps (s)	0	100	200	300	400	500	1000
Concentration de l'acide éthanoïque (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	0,200	0,159	0,126	0,100	0,080	0,063	0,020

1^{ère} partie : formules et fonctions chimiques

1. Associer la fonction alcool et la fonction acide carboxylique à leurs groupes caractéristiques.
2. Écrire les formules brutes et développées du propan-1-ol et de l'acide éthanoïque.
3. En utilisant la notation de Cram, représenter deux stéréoisomères de conformation du propan-1-ol et les nommer.
4. Écrire l'équation de réaction d'estérification en utilisant des formules brutes.

2^{ème} partie : réaction acido-basique

5. L'acide éthanoïque est un acide faible. Que signifie cette affirmation ?
6. Écrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau.

3^{ème} partie : cinétique de la réaction chimique d'estérification

7. À l'aide d'un tableur-grapheur ou sur une feuille quadrillée, représenter graphiquement la concentration de l'acide éthanoïque restant en fonction du temps, lors de l'estérification décrite en préambule.
8. Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.
9. Déterminer graphiquement la valeur de la vitesse initiale de disparition de l'acide éthanoïque. Laisser sur le graphique les traces de la mesure.
10. Quel rôle l'acide sulfurique introduit avant l'estérification joue-t-il ? Justifier à l'aide de l'équation de la réaction (voir question 4).
11. Sur le graphique réalisé à la question 7, représenter l'allure qu'aurait eue la courbe obtenue si l'acide sulfurique n'avait pas été ajouté.