

CORRIGE

SUIVI TEMPOREL D'UNE REACTION

2.2. Mode opératoire :

c) déclenchement de la réaction (1) et suivi temporel

Compléter ce tableau en indiquant les volumes équivalents V_{eq} pour chaque titrage.

t(min)	2	6	10	15	20	25	30	40	50
V_{eq} (mL)	4,0	6,1	7,8	9,0	10,0	10,5	11,0	11,5	11,8
$n_{I_2(aq)}$ (mmol)	0,81	1,24	1,6	1,8	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4

2.3. Exploitation

1. Compléter le tableau d'évolution de la réaction étudiée.

		$H_2O_{2(aq)}$	+	$2I^-_{(aq)}$	+	$2H^+_{(aq)}$	\rightarrow	$I_{2(aq)}$	+	$2H_2O_{(l)}$
t=0	x=0	$n^0 H_2O_2$		$n^0 I^-$				0		solvant
t	x	$n^0 H_2O_2 - x$		$n^0 I^- - 2x$				x		solvant

Exprimer, en fonction de l'avancement x, la quantité de matière de diiode $n_{I_2(aq)}$ produit à la date t.

$$n_{I_2(aq)} = x$$

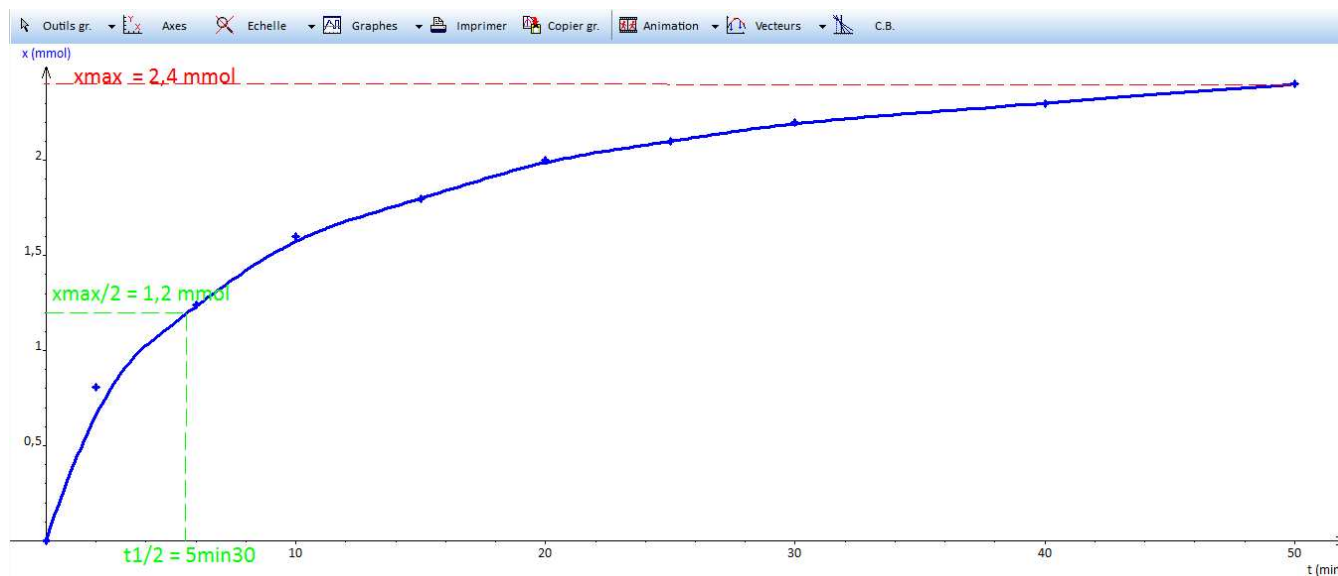
2. A partir des résultats du titrage on peut calculer la quantité de diiode $n_{I_2(aq)}$ (en mmol) produit à la date t par la relation suivante :

$$n_{I_2(aq)} = 10 \times \frac{C \times V_{eq}}{2}$$

où C représente la concentration molaire de la solution de thiosulfate de sodium (ici $C = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$) et V_{eq} le volume (en mL) de thiosulfate versé pour atteindre l'équivalence lors du titrage à la date t.

Calculer $n_{I_2(aq)}$ à chaque date t et compléter la dernière ligne du tableau avec les valeurs. Cf tableau

4. Tracer la représentation graphique $x=f(t)$.



5. Déterminer graphiquement la valeur de x_{max} . $x_{max} = 2,4 \text{ mmol}$

6. Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ (durée au bout de laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur maximale) $t_{1/2} \sim 5 \text{ min } 30$
7. Evaluer la durée de la réaction (durée au bout de laquelle l'avancement atteint sa valeur maximale)
Durée de la réaction $\sim 50 \text{ min}$ (Attention : la durée de la réaction $\neq 2 \times t_{1/2}$)

3. ETUDE EXPERIMENTALE DE LA CATALYSE

3.2. Observer

- a) Observe-t-on une transformation dans le tube n°1 ?

Quelques bulles apparaissent après plusieurs dizaines de min

- b) Comparer l'aspect des contenus des tubes à essais en cours de transformation.

Dégagement gazeux de O_2 dans chacun de tubes 2 à 5.

-tube n° 2 : à la surface du fil de Pt (après quelques dizaines de secondes)

tube n° 3 : à la surface de la poudre (instantanément) ?? A VERIFIER

tube n° 4 : au contact avec la cuisse de grenouille

tube n° 5 : au cœur de la solution

- c) Décrire l'évolution de la couleur de la solution dans le tube à essais n° 5 en la comparant avec celle du tube à essais n° 6. Dans le tube n°6, la solution d'ions (Fe^{3+}) est couleur rouille.

Dans le tube n°5, la solution devient brune (Fe^{2+}) et on observe un dégagement gazeux puis la couleur rouille (Fe^{3+}) réapparaît quand le dégagement gazeux cesse.

3.3. Interpréter

- a) Comment peut-on qualifier la transformation dans le tube n°1 ? réaction infiniment lente ou cinétiquement bloquée

- b) Pourquoi observe-t-on une effervescence dans les tubes à essais 2 à 5 ? la présence d'un catalyseur accélère la réaction de décomposition de l'eau oxygénée

- c) Les espèces ajoutées dans les tubes à essais sont-elles des réactifs de la réaction étudiée ? NON car la réaction a lieu même en leur absence dans le tube n°1.

C'est pour cette raison qu'elles n'apparaissent pas dans l'équation bilan de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée.

(aide : Pour montrer qu'une espèce chimique est impliquée dans une expérience, une possibilité est de faire la même expérience en présence de cette espèce chimique et sans. Si la réaction n'a lieu que lorsque l'espèce chimique est présente, alors cette dernière est manifestement impliquée)

Rq : si l'espèce chimique n'est pas un réactif, elle n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction

- d) Que peut-on dire de l'évolution de la concentration en ions $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$, responsables de la couleur orangée de la solution du tube à essais n° 5 ? Les ions $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$ disparaissent dans un premier temps puis sont régénérés en fin de réaction.

3.4. Expérience supplémentaire

- Quand la réaction semble terminée dans le tube n°5, rajouter de l'eau oxygénée dans le tube et observée.

Le dégagement d'O₂ reprend.

3.5. Conclure

d) Les espèces introduites dans les tubes à essais sont appelées catalyseurs.

Quelles sont les caractéristiques des catalyseurs mises en évidence dans cette activité ?

➤ **Le catalyseur**

-augmente la vitesse d'une réaction chimique

-n'apparait pas ds l'équation bilan de la réaction

➤ **Si le catalyseur est à l'état solide :**

-la réaction se déroule à la surface du catalyseur

-l'effet catalytique est d'autant plus important que la surface est importante donc que l'état de division du catalyseur est important

➤ **Le catalyseur**

-est régénéré en fin de réaction et peut être recyclé

-en conséquence il peut être utilisé en très petite quantité

e) Les catalyses envisagées dans cette activité sont de trois types et sont respectivement qualifiées d'hétérogène, d'homogène et d'enzymatique. Attribuer à chacune des expériences le qualificatif qui convient. Proposer une définition pour chacune d'elles.

On parle de...

➤ **Catalyse homogène lorsque le catalyseur et les réactifs sont dans la même phase (même état physique)**

Ex : catalyse de la solution d'eau oxygénée par la solution d'ions Fe³⁺

➤ **Catalyse hétérogène lorsque le catalyseur et les réactifs ne sont pas dans la même phase**

Ex : catalyse de la solution d'eau oxygénée par le platine

➤ **Catalyse enzymatique lorsque le catalyseur est une enzyme**

Ex : catalyse de la solution d'eau oxygénée par la catalase

4. L'UTILISATION DES CATALYSEURS DANS L'INDUSTRIE

- Etudions quelques caractéristiques des catalyseurs pour en comprendre l'intérêt.

4.1 Documents

4.2. Questions

a) Relever les avantages que présente l'utilisation de catalyseurs dans l'industrie.

L'emploi d'un catalyseur permet :

-d'augmenter le rendement horaire (quantité produite par unité de temps)

-d'opérer à des températures moins élevées (réduction des coûts énergétiques)

-d'éviter les réactions parasites (sélectivité)

L'emploi des catalyseurs permet donc la réduction des coûts de production

b) Expliquer pourquoi les catalyseurs sont qualifiés de «sélectifs».

Un catalyseur est sélectif car son action est spécifique c'ad qu'un catalyseur est capable de catalyser certaines réactions et pas d'autres.

En conséquence, un catalyseur est sélectif car lorsque plusieurs réactions peuvent avoir lieu simultanément le catalyseur permet d'orienter l'évolution du système chimique différemment selon le catalyseur utilisé.

c) Pourquoi les enzymes sont-elles adaptées aux transformations chimiques du vivant?

Les enzymes sont des catalyseurs hautement sélectifs et très efficaces, qui permettent de réaliser des réactions chimiques dans les conditions très douces (37°C, pH~7) qui sont celles des milieux biologiques.

d) Que veut dire l'auteur, à la fin du document 9, en parlant du «recyclage» d'une enzyme?

Le recyclage d'un catalyseur consiste à le séparer du milieu réactionnel pour le réutiliser puisqu'en théorie le catalyseur n'est pas consommé lors de la réaction et peut resservir une infinité de fois.

En catalyse hétérogène, il est facile de séparer et de recycler le catalyseur. C'est une difficulté en catalyse enzymatique.