

S.A.B.S.
TS₂

Année scolaire 2022-2023
Cellule de Sciences Physiques

Série C₄

CINETIQUE CHIMIQUE

Exercice 1

1. Un acide carboxylique A réagit sur un mono alcool B saturé pour donner un ester E.

- ❖ Un certain volume de solution aqueuse contenant $m_A = 0,40\text{g}$ de l'acide A est dosé par une solution demi molaire d'hydroxyde de sodium. Le volume de la solution d'hydroxyde de sodium qu'il faut verser pour atteindre l'équivalence est $V_b = 17,4\text{mL}$.
- ❖ L'alcool B peut être obtenu par hydratation d'un alcène. L'hydratation de $5,6\text{g}$ d'alcène produit $7,4\text{g}$ d'alcool B.
- ❖ L'oxydation de l'alcool B donne un composé organique qui réagit avec la 2,4-DNPH, mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

1.1 Déterminer les formules semi-développées des composés A, B et C. Préciser la classe de B.

1.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre A et B.

2. A une température T, on prépare plusieurs tubes, au contenu identique. Dans chaque tube, on mélange $4 \cdot 10^{-2}$ mol d'acide A et $4 \cdot 10^{-2}$ mol d'alcool B. L'ensemble occupe un volume total de $5,9$ mL. A une date t, on détermine par une méthode appropriée le nombre de mole(s) d'acide restant dans un tube et on obtient le tableau ci-dessous.

t(min)	0	2	4	6	9	12	15	20	30	40	50
n d'acide restant (mmol)	40,0	32,0	27,2	24,8	22,0	20,0	18,3	16,8	15,6	14,0	14,0
[ester] mol.L ⁻¹ .											

2.1 Compléter le tableau et tracer la courbe représentative de l'évolution de la concentration de l'ester E formé au cours du temps en respectant l'échelle suivante : 1cm pour 0,5mol/L et 1cm pour 4min.

2.2 Définir la vitesse instantanée d'apparition de l'ester E.

2.3 Déterminer la valeur de cette vitesse aux dates $t_0 = 0\text{s}$ et $t_1 = 20\text{min}$.

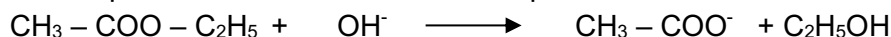
2.4 Interpréter l'évolution de cette vitesse d'apparition de cet ester au cours du temps.

2.5 Montrer, justification à l'appui, que la réaction entre les composés A et B n'est pas totale.

2.6 Déterminer, alors la composition du système final obtenu.

Exercice 2

On considère l'équation bilan de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle :



A l'instant de date $t = 0$, le mélange réactionnel contient $5 \cdot 10^{-2}$ mol .L⁻¹ de chacun des réactifs. Il est maintenu à 30°C et des prises d'essai de $V_E = 10\text{mL}$ sont effectuées de temps en temps et les ions OH⁻ restants de concentration molaire volumique C_b sont dosés et neutralisés quantitativement par un volume X (en mL) d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_a = 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

2.1 Montrer que la concentration molaire volumique de l'éthanol peut s'exprimer par la relation :

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = 10^{-3} (50 - X) \quad \text{avec } X \text{ en mL}$$

2.2 Compléter le tableau ci-dessous et tracer la courbe donnant $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$ en fonction du temps.

t (min)	4	9	15	34	37	53	83	143
X (mL)	44,1	38,6	33,7	27,9	22,9	18,5	13,6	8,9
$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$ 10^{-3} mol.L ⁻¹								

Échelle : $\begin{cases} 1 \text{ cm} \rightarrow 10 \text{ mn en abscisse} \\ 1 \text{ cm} \rightarrow 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L en ordonnée} \end{cases}$

2.3 A quel instant de date la vitesse de formation de l'éthanol est – elle plus grande ?

2.4 Calculer le temps de demi-réaction.

2.5 Calculer la vitesse moyenne de formation de l'éthanol entre les dates 9 mn et 15 mn.

2.6 On reprend l'expérience à 50 ° C. Les valeurs du volume X mesurés pour les même valeurs de date t seront – elles plus grandes ou plus faibles qu'à 30° C ? Justifier

Exercice 3

On fait l'étude de l'estérification d'un mélange équimolaire de propan-1-ol et d'acide éthanoïque à deux températures T₁ et T₂. A plusieurs instants, on mesure par neutralisation la quantité x d'acide éthanoïque qui reste dans le mélange. On obtient le tableau suivant :

	t(h)	0	1	2	3	5	8	12	15
à T ₁	x(mol)	1	0.88	0.81	0.76	0.70	0.64	0.60	0.58
à T ₂	x(mol)	1	0.60	0.43	0.38	0.35	0.34	0.34	0.34

1°) Construire les deux courbes d'estérification donnant n (nombre de mole d'ester existant dans le mélange) en fonction du temps. *On prendra 1cm pour 1hr et 2cm pour 0,1 mol.*

2°) Calculer et comparer aux instants t= 1 heure et t=4heures les vitesse (en mol/h) d'estérification aux températures T₁ et T₂ . Pourquoi à une même température la vitesse décroît en fonction du temps ?

3°) Les deux courbes ont-elles la même limite ? Justifier.

Exercice 4

Un laborantin se propose de suivre de l'évolution de la réaction de saponification de l'éthanoate d'isopropyle avec la solution d'hydroxyde de sodium à température ambiante (25 ° C), réaction lente et totale. Pour cela, il prépare un mélange équimolaire de volume déterminé (volume supposé constante dans toute la suite).

1 Écrire l'équation bilan de la réaction et nommer les produits obtenus.

2 Le suivi de la réaction , par une méthode appropriée , a permis le tracé de la courbe d'évolution temporelle du nombre de moles d'éthanoate de sodium formé , noté n (en μmol = 10⁻⁶mol) . (Courbe 1 page 3)

2.1 Définir la vitesse instantanée de formation de l'éthanoate de sodium.

2.2 Comment détermine-t-on cette vitesse à une date t .La calculer à la date t= 2 min puis t = 6 min. Comment évolue la vitesse au cours du temps ? Justifier cette évolution.

2.3 Définir le temps de demi-réaction t_{1/2}.

2.4 Déterminer graphiquement :

a) La quantité de matière d'éthanoate de sodium obtenue en fin de réaction.

b) Le temps de demi- réaction t_{1/2}.

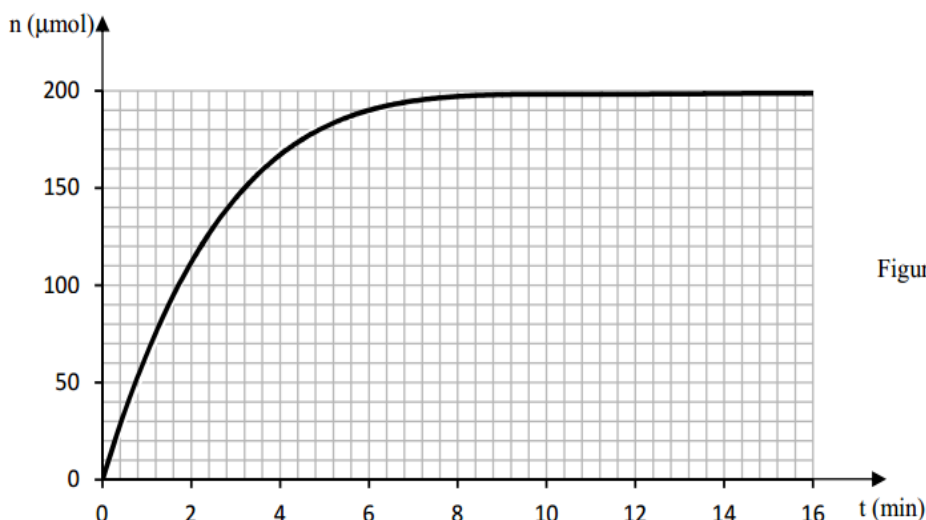


Figure 1

Exercice 5

On réalise, en présence d'un catalyseur, la réaction du peroxyde d'hydrogène H₂O₂ (eau oxygénée) en eau et en dioxygène. L'expérience s'est réalisée à température constante. On considère que le volume V de la solution de peroxyde d'hydrogène et le volume molaire gazeux vaut V_m = 24,0 L.mol⁻¹. On utilise V = 10,0 mL de peroxyde d'hydrogène de concentration C₀ = 6,0.10⁻² mol.L⁻¹. On ajoute quelques gouttes du catalyseur et on note à divers instants t le volume V_{O₂} du dioxyde dégagé. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

t (min)	0	5	10	15	20	30
V _{O₂} (mL)	0	1,56	2,74	3,65	4,42	5,26
[H ₂ O ₂] _{restant} (mol.L ⁻¹)						

2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de décomposition du peroxyde d'hydrogène.

2.2 Montrer que la concentration exprimée en mol.L⁻¹ du peroxyde d'hydrogène restant est donnée par la formule :

$$[H_2O_2]_{\text{restant}} = C_0 - \frac{2V_{O_2}}{VV_m}$$

2.3 Recopier et compléter le tableau.

2.4 Tracer la courbe [H₂O₂]_{restant} = f(t).

Echelle : 1cm pour 2min ; 1cm pour 0,4.10⁻² mol.L⁻¹.

2.5 Donner la définition de la vitesse instantanée de disparition du peroxyde d'hydrogène. Déterminer cette vitesse aux dates t₀ = 0min et t = 25min.

2.6 Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.

Exercice 6

Potentiels normaux des couples rédox : E° (Zn²⁺/ Zn) = -0,76 V et E°(H₃O⁺/ H₂) = 0,00 V

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : V₀ = 24 L.mol⁻¹

Masses molaires en g.mol⁻¹ : Cl : 35,5 ; H : 1 ; O : 16 ; Zn : 65,4

On étudie la cinétique de la réaction naturelle entre 2 couples. A t = 0, on introduit une masse m = 1 g de zinc en poudre dans un ballon contenant V = 40 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a = 0,5 mol.L⁻¹. On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume V(H₂).

A chaque instant, on désigne par x le nombre de mole d'acide disparu et par C_R sa concentration molaire résiduelle.

1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

2) **2.a-** Tenant compte des données numériques de l'énoncé et de l'équation précédemment écrite, établir les relations : $x = \frac{V(H_2)}{12}$ et C_R = 0,5 - 25x. (x est en mol, V(H₂) en L et C_R en mol.L⁻¹)

2.b- Compléter le tableau de mesures ci-dessous et tracer la courbe C_R = f(t). Le candidat choisira une échelle judicieuse qu'il précisera.

t (min)	0	100	200	300	400	500	600	700	800
V(H ₂) (mL)	0	57,6	96	124,8	144	1631,2	177,6	187,2	201,6
x (mol)									
C _R (mol.L ⁻¹)									

3) **3.a-** Déterminer la vitesse moyenne de disparition des ions H₃O⁺ entre les dates t₁ = 200 min et t₂ = 500 min.

3.b- Déterminer graphiquement la vitesse instantanée de disparition des ions hydronium H₃O⁺ à la date t₁ = 200 min.

4)

4.a- Déterminer la concentration C₁ de la solution en ion Zn²⁺ à t = 300 min.

4.b- Déterminer la concentration C₂ de la solution en ion Zn²⁺ en fin de réaction et calculer la masse m_r de zinc restant.

5) **5.a-** Établir une relation entre les vitesses instantanées de disparition de H₃O⁺ et de formation de Zn²⁺.

5.b- En déduire la vitesse instantanée de formation de Zn^{2+} à $t_1 = 200$ min. (Extrait BAC S₂ 2003)

Exercice 7

On veut étudier à température constante, la cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée.

L'équation-bilan s'écrit : $2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$.

1. A la date $t = 0$, début de l'expérience, la solution, de volume constant $V_s = 1$ L, contient $6 \cdot 10^{-2}$ mol d'eau oxygénée. Pour étudier l'avancement de la réaction on mesure, à pression constante, le volume de dioxygène $V(O_2)$ formé au cours du temps.

1.1. Exprimer la quantité de matière de dioxygène $n(O_2)$, formée à la date t en fonction de $V(O_2)$.

1.2. Montrer alors qu'à la même date t la concentration en eau oxygénée restante, notée C , s'écrit : $C = 6 \cdot 10^{-2} - \frac{V(O_2)}{12}$.

1.3. La courbe ci-contre représente les variations de la concentration C en fonction du temps t .

Définir la vitesse instantanée $V(t)$ de disparition de l'eau oxygénée à la date t et calculer sa valeur à la date $t = 30$ min.

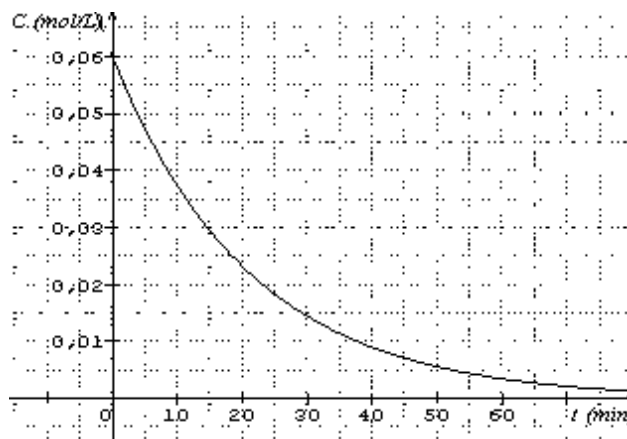
1.4. Comment évolue la vitesse $V(t)$ de disparition de l'eau oxygénée au cours de temps ? Justifier la réponse et donner la cause de cette évolution.

2. Définir et déterminer le temps de demi-réaction.

3. L'étude complète de cette réaction montre que la vitesse de disparition $V(t)$ de l'eau oxygénée est liée à la concentration C par $V = KC$ avec $K = 7,9 \cdot 10^{-4}$ S.I.

3.1. Quelle est l'unité de cette constante K dans le système international ?

3.2. Cette relation est-elle compatible avec un des résultats de la question 1.4. ? Justifier.



AU TRAVAIL