

Edition 2021

RÉVISION ET ANNALES

Chimie

Classes terminales SV - SG

Georges SAADEH

Shadi HIJAZI





2021

Jounieh - Place Centrale
Imm. Adem - 1^{er} étage
Tél: 09/935707 - 09/935701
Fax: 09/830182
E-mail: almoufid@cyberia.net.lb
www.dar-almoufid.com

Chers (es) élèves,

Suite à une demande incessante d'un grand nombre de nos élèves sur un besoin d'avoir entre les mains des **exercices d'entraînement**, des exercices « **type Bac** » et même une **synthèse du cours**, alors qu'ils se posent des questions auxquelles ils ne trouvent pas des réponses dans les « Annales » présentes sur le marché, nous avons opté, nous professeurs de **Physique**, de **Chimie**, de **Mathématique** et de **Biologie** de la classe **Terminale scientifique** (sections **SG** et **SV**) pour une série d'**annales** qui vous présenteront des exercices et des sujets intéressants qui ont été **posés au Bac libanais** et dans quelques **concours d'université** du Liban, avec leur solution et quelques conseils... pour vous garantir, non pas un diplôme de Bac seulement, mais aussi une entrée « facile » à l'Université, dans ces circonstances difficiles!

Nous misons sur la **qualité et l'entraînement**, sur la **clarté** et la **mise en évidence**, sur le **raisonnement** qui peut vous faire aboutir à une compréhension et sur la **correction d'erreurs** qui passent inaperçues...

Le **comité des auteurs*** de « **Révision et Annales** » en collaboration avec **Dar el MOUFID****, vos parents et les institutions et responsables dans l'éducation espèrent vous aider à surmonter toutes les difficultés et mener à bon escient les résultats que vous espérez avoir à la fin de cette année scolaire malgré toutes les contraintes sanitaires, sociales, économiques... Nous contribuons ainsi avec vous et avec tous les vrais responsables dans l'éducation de vous faire parvenir à bon escient, à la fin de cette année scolaire...

***Comité des auteurs de « Révision et Annales »**

Biologie / Biology: Joseph MOUKARZEL, Rabab HTEIT MAROUNI et Ziad EI KHOURY.

Mathématique / Mathematics: Paul JALWAN et Jules ADWAN.

Chimie / chemistry: Georges SAADEH et Shadi HIJAZI.

Physique / Physics: Elie CHAAYA, Fouad YEHYA.

**** Dar el MOUFID +961 9 935701**

Les Auteurs



Verbes d'action

2020 - 2021

1- Analyser

Décomposer un tout en ses éléments constitutifs pour mettre en évidence les variations.

2- Comparer

Indiquer les ressemblances et/ou les différences entre deux ou plusieurs choses, objets... [tableau].

3- Conclure

Aboutir à une décision.

4- Décrire

S'exprimer par un langage scientifique pour donner les détails d'une observation, d'une observation, d'un schéma, d'un appareil...

5- Démontrer [montrer que]

Prouver qu'une chose est évidente par un raisonnement logique, une expérience, un schéma, un calcul...

6- Déduire

Tirer, par un raisonnement logique, une nouvelle information à partir de la donnée ou à partir d'informations existantes.

7- Dégager

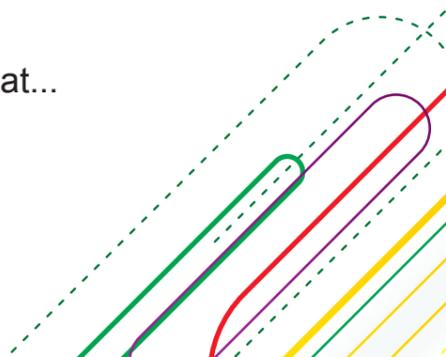
Tirer, d'un ensemble de données, une relation, un rôle, une loi... sans faire un raisonnement.

8- Distinguer

Reconnaître une chose d'après ses caractéristiques ou ses propriétés.

9- Expliquer

Rendre clair, faire comprendre un phénomène, un résultat...





10- Identifier

Reconnaître une chose d'après ses caractéristiques ou ses propriétés.

11- Interpréter

Analyser et donner une signification au résultat.

12- Indiquer

Désigner quelque chose sans justifier.

13- Justifier

Prouver quelque chose comme vraie et réelle.

14- Préciser

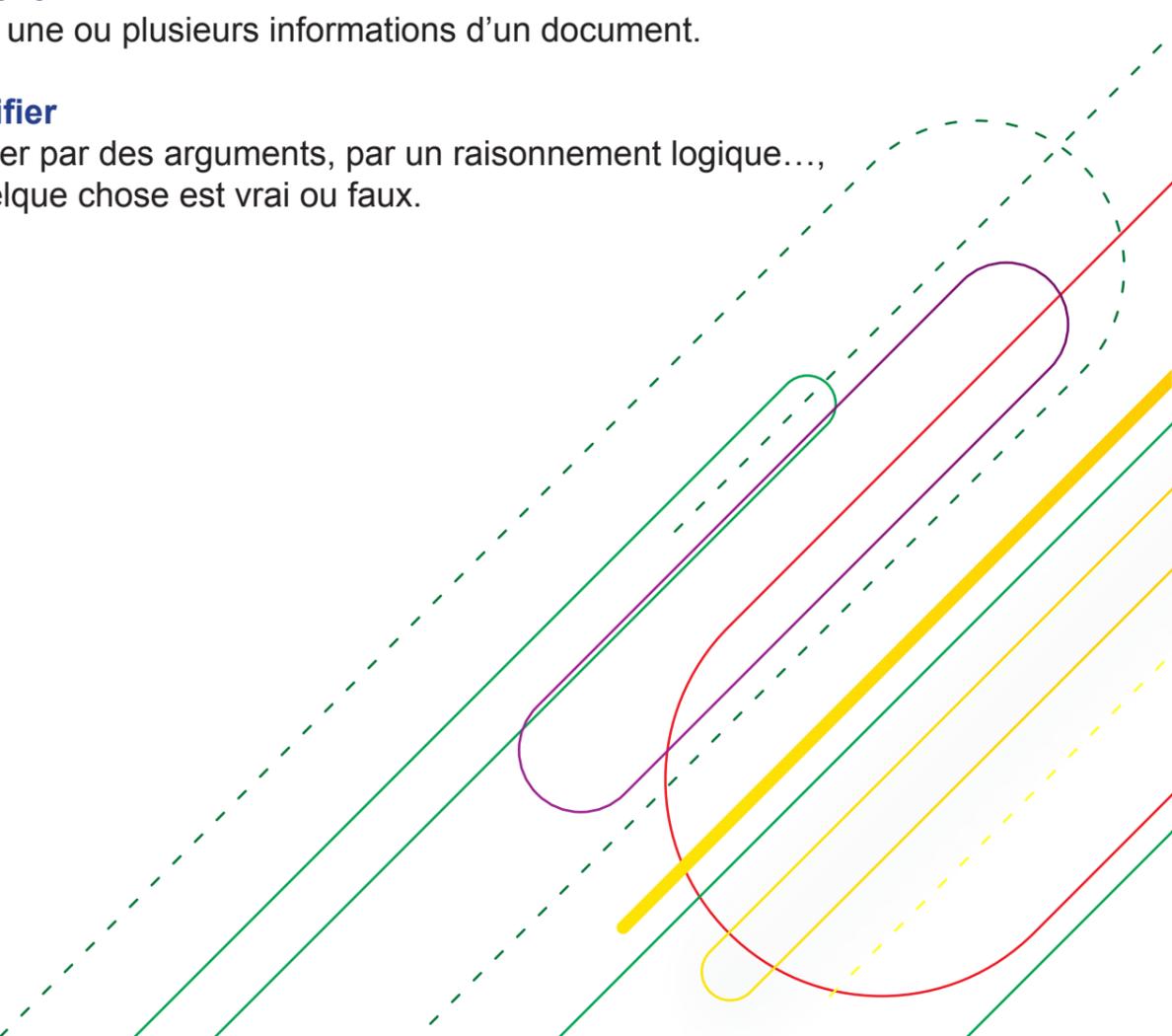
Indiquer et justifier.

15- Relever

Extraire une ou plusieurs informations d'un document.

16- Vérifier

Confirmer par des arguments, par un raisonnement logique..., que quelque chose est vrai ou faux.



Contenu

Chapitre 1 et 2- Cinétique chimique	9
Chapitre 3 - Équilibre chimique	49
Chapitre 4 - Acide fort	69
Chapitre 5 - Groupes fonctionnels	97
Chapitre 6 - Les alcools	111
Chapitre 7 - Acides carboxyliques et leurs dérivés	129

REVISION



Cinétique chimique

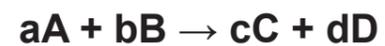
- Certaines réactions chimiques sont rapides et instantanées (explosifs, feux d'artifice, ect ..). Ces réactions ne peuvent pas être étudiées en fonction du temps.
- D'autres réactions chimiques sont lentes (corrosion des métaux). Ces réactions peuvent être étudiées en fonction du temps.
- La cinétique chimique est l'étude de la progression d'une réaction chimique en fonction du temps.

La Vitesse de Reaction

- On peut étudier la vitesse de disparition d'un réactif, la vitesse de formation du produit ou la vitesse de la réaction chimique.
- La vitesse à $t = 0$ est appelée vitesse initiale.
- La vitesse à tout instant t est appelée vitesse instantanée.
- La vitesse dans un intervalle de temps $[t_1, t_2]$ est appelée vitesse moyenne.

Vitesse de réaction et stœchiométrie

Considérez l'équation suivante d'une réaction chimique



$$v(D) = \frac{d[D]}{dt}$$

$$v(C) = \frac{d[C]}{dt}$$

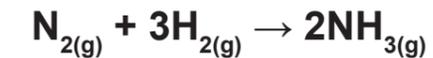
$$v(B) = -\frac{d[B]}{dt}$$

$$v(A) = -\frac{d[A]}{dt}$$

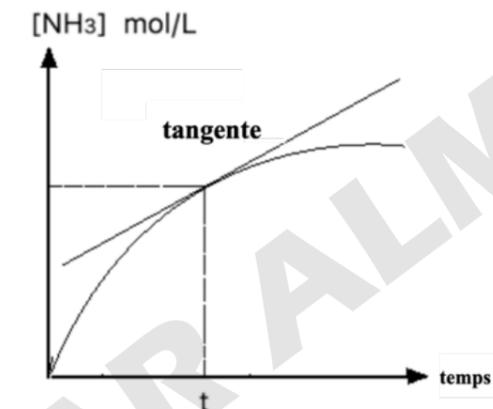
$$\frac{v(A)}{a} = \frac{v(B)}{b} = \frac{v(C)}{c} = \frac{v(D)}{d} = \text{Vitesse de réaction (au même instant } t)$$

Vitesse instantanée de formation d'un produit

Considérons l'équation suivante de la réaction chimique conduisant à la synthèse de l'ammoniac:



Considérons le graphique suivant qui étudie la variation de la concentration d'ammoniac (produit) en fonction du temps



Expression

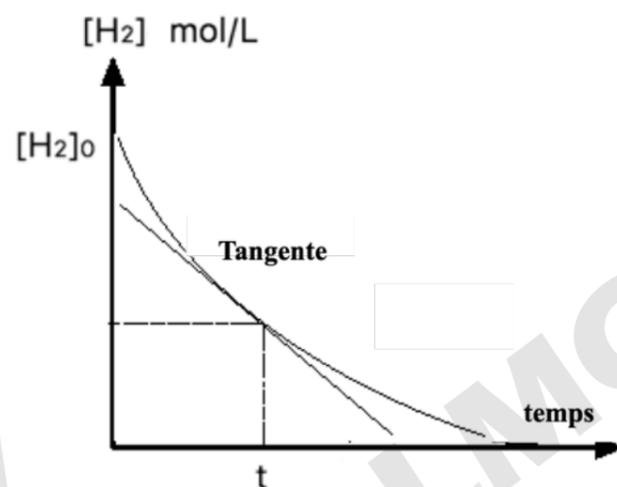
$$v(NH_3)_t = \left(\frac{d[NH_3]}{dt} \right)_t$$

Définition

La vitesse instantanée de formation du produit (ammoniac) à un instant t est égale à la pente de la tangente à la courbe de $[NH_3] = f(t)$

Vitesse de disparition instantanée

Considérons la courbe suivante qui étudie la variation de la concentration d'hydrogène en fonction du temps.



Expression

$$v(\text{H}_2)_t = - \left(\frac{d[\text{H}_2]}{dt} \right)_t$$

Définition

La vitesse instantanée de disparition d'un réactif (hydrogène gazeux) à un instant t est égale à l'opposé de la pente de la tangente à la courbe $[\text{H}_2] = f(t)$ à l'instant t .

Facteurs cinétiques

Facteur	Effet sur la vitesse de réaction	Effet sur la quantité de produit formé à la fin d'une réaction complète
Augmentation de la température	La vitesse augmente	La quantité augmente à chaque instant pour atteindre la même limite (inchangée) en fin de réaction
La concentration initiale du réactif limitant augmente tout en restant réactif limitant	La vitesse augmente	La quantité de produit formé augmente à $t = \infty$
La concentration initiale du réactif en excès augmente	La vitesse augmente	La quantité augmente à chaque instant pour atteindre la même limite (inchangée) en fin de réaction
Ajout d'un catalyseur	La vitesse augmente	La quantité augmente à chaque instant pour atteindre la même limite (inchangée) en fin de réaction
La surface de contact entre les réactifs augmente (poudre > lame)	La vitesse augmente	La quantité augmente à chaque instant pour atteindre la même limite (inchangée) en fin de réaction

Comment accélérer la vitesse d'une réaction chimique lente?

- 1- Augmenter la concentration initiale des réactifs.
- 2- Augmenter la température du milieu réactionnel. (chaleur)
- 3- Diminuer la taille des particules des réactifs (utiliser de la poudre et non pas des lames ou des granulés).
- 4- Ajouter un catalyseur.

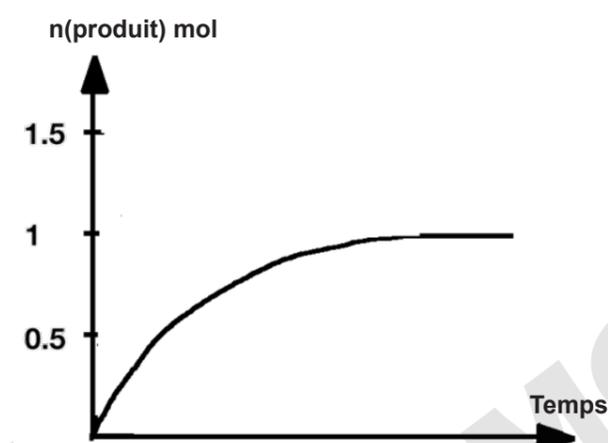
Comment bloquer une réaction chimique en utilisant des facteurs cinétiques?

Méthode	Mettre le mélange réactionnel dans un bain de glace	Verser le mélange réactionnel dans de l'eau glacée
Figure		
Effet	Bloquer la réaction chimique lente dans le bécher	Bloquer la réaction chimique lente dans le bécher
Facteurs cinétiques influençant	Température	Température et concentration des réactifs.

Questions importantes

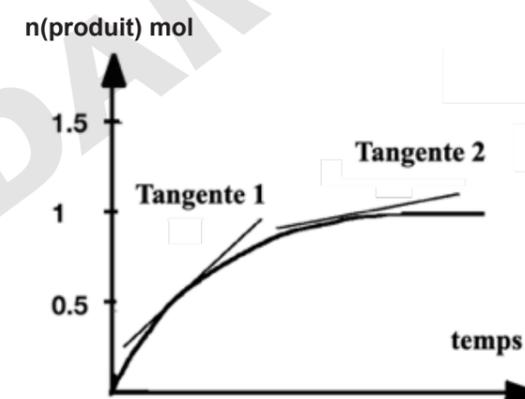
Question 1

- 1- En vous basant sur la courbe, expliquer comment la vitesse de la réaction varie.
- 2- Préciser le facteur cinétique responsable de cette variation.



Réponse

- 1-
 - La vitesse de formation d'un produit est la pente de la tangente tracée à chaque instant t à la courbe $[\text{produit}] = f(t)$.
 - Dessiner deux tangentes 1 et 2.

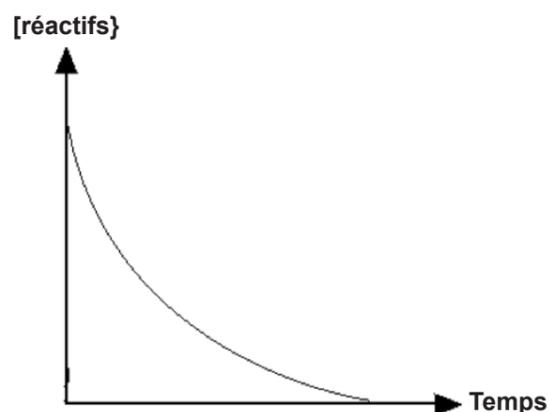


- À partir de la courbe, la pente de la tangente 1 est supérieure à la pente de la tangente 2.
- Par conséquent, la vitesse de formation du produit diminue avec le temps.

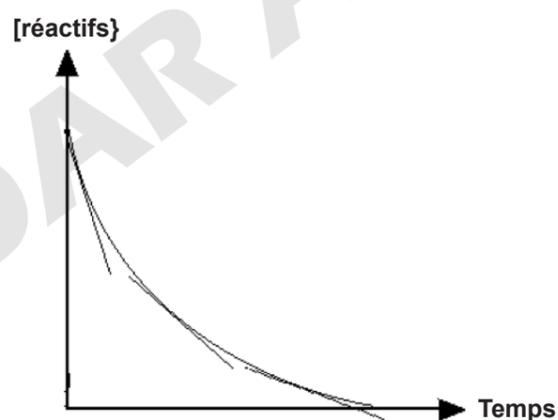
- 2- A $t = 0$ min, les concentrations des réactifs (facteur cinétique) sont maximales, donc la vitesse initiale de la réaction est maximale. Au cours de temps, les concentrations des réactifs diminuent, alors, la vitesse de la réaction diminue.

Question 2

- 1- En vous basant sur la courbe, expliquez comment la vitesse de la réaction varie.
- 2- Préciser le facteur cinétique responsable de cette variation.

**Réponse**

- 1- • La vitesse de disparition d'un réactif est l'opposé de la pente de la tangente à chaque instant t à la courbe $[\text{réactif}] = f(t)$
 - Tracer des tangentes sur la courbe.
 - Au fur et à mesure que le temps passe, à partir de la courbe, l'opposé de la pente diminue, donc la vitesse diminue.



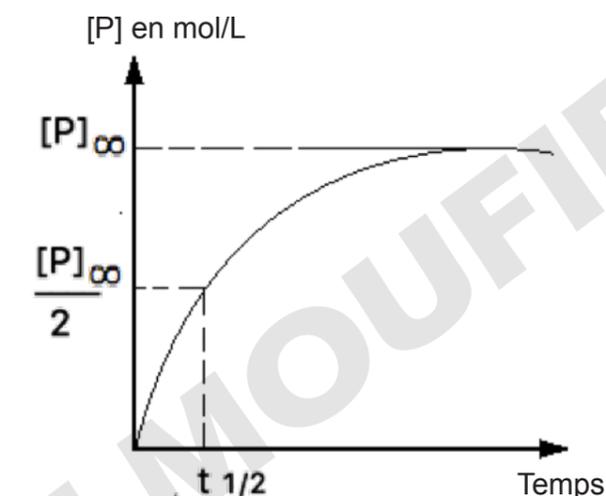
- 2- A $t = 0$ min, les concentrations des réactifs (facteur cinétique) sont maximales, donc la vitesse initiale de la réaction est maximale. Au cours du temps, les concentrations des réactifs diminuent, alors, la vitesse de la réaction diminue.

Demi-vie d'une réaction ou temps de demi-réaction

Définition du temps de demi-réaction par rapport à un produit

Le temps de demi-réaction par rapport à un produit P est le temps nécessaire à la formation de la moitié de la quantité maximale d'un produit à $t = \infty$

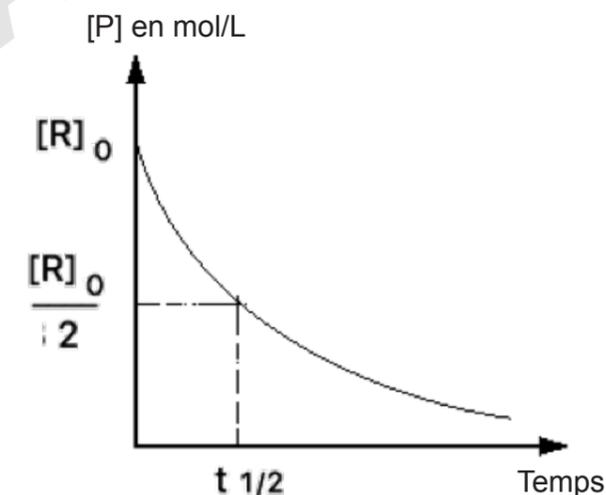
$$[\text{P}] \text{ a } t_{1/2} = \frac{[\text{P}]_{\infty}}{2}$$



Définition de la demi-vie ou temps de demi-réaction par rapport à un réactif

Le temps de demi-réaction par rapport à un réactif limitant R est le temps nécessaire à la disparition de la moitié de la quantité initiale de ce réactif.

$$[\text{R}] \text{ a } t_{1/2} = \frac{[\text{R}]_0}{2}$$



Comparant: $t_{1/2} < \frac{t_{\infty}}{2}$

Explication: La concentration initiale des réactifs est un facteur cinétique qui augmente la vitesse de la réaction. À $t = 0$ min, la concentration de réactifs est maximale, donc la vitesse initiale est maximale. Au fur et à mesure que le temps augmente, la concentration des réactifs diminue donc la vitesse de réaction diminue. La première moitié du mélange réactionnel est produite plus rapidement que la seconde moitié.

$$\Rightarrow t_{1/2} < \frac{t_{\infty}}{2}$$

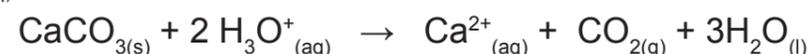
Le temps de demi-réaction est le même si les mesures par rapport à un réactif ou bien par rapport à un produit.

EXERCICES



La cinétique d'une réaction chimique lente [noté sur 10 points]

Le but de cet exercice est d'étudier la cinétique de la réaction chimique qui se produit entre le carbonate de calcium (CaCO_3) et l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$).



Donnée :

- Masse molaire en g. mol^{-1} : Ca = 40, C = 12, O = 16
- Volume molaire d'un gaz aux conditions expérimentales: $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$
- Supposons que le dioxyde de carbone (CO_2) ne soit pas soluble dans l'eau.

1- Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique:

Il est disponible une solution commerciale d'acide chlorhydrique (S_0) de concentration C_0 a les indications:

% en masse = 32.3% Masse volumique $\rho = 1.13 \text{ g.mL}^{-1}$
Masse molaire $M = 36.5 \text{ g. mol}^{-1}$

De la solution commerciale (S_0), on prépare une solution notée (S_1) de concentration molaire $C_1 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$.

1.1- Montrer que la concentration de la solution commerciale est $C_0 = 10 \text{ mol.L}^{-1}$.

1.2- Choisir, dans le document 1, l'ensemble convenable et le plus précis pour cette préparation. Justifier.

- Ensemble (a):** 5 mL pipette jaugée de 5 mL et fiole jaugée de 500 mL.
Ensemble (b): 10 mL pipette jaugée de 10 mL et fiole jaugée de 500 mL.
Ensemble (c): 10 mL pipette graduée de 10 mL et fiole jaugée de 500 mL.

Document 1

2- Cinétique de la réaction chimique

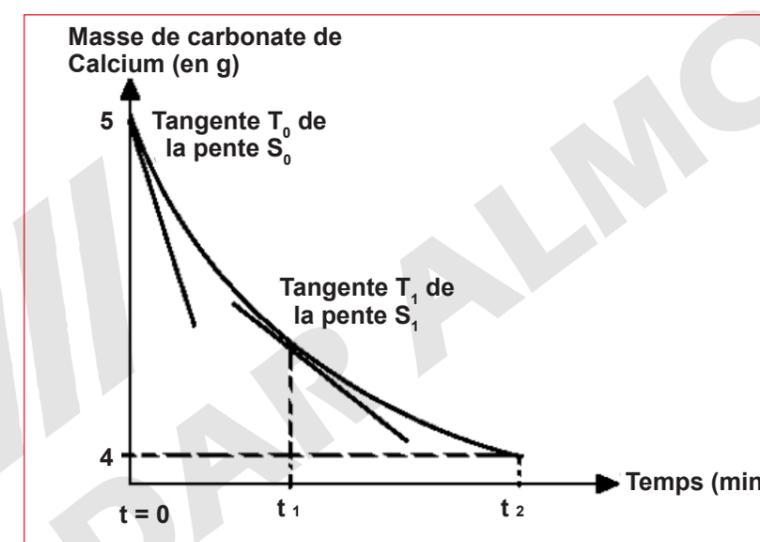
A l'instant $t = 0$, une masse $m = 5,0 \text{ g}$ de granulés de carbonate de calcium est introduite sans changement notable de volume dans un Erlenmeyer contenant 100.0 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$

2.1- Préciser le réactif limitant.

2.2- Calculer le volume maximal de dioxyde de carbone produit lorsque le temps tend vers l'infini.

2.3- Établir la relation suivante entre la masse de carbonate de calcium à chaque instant t $m(\text{CaCO}_3)_t$ en grammes et le volume de dioxyde de carbone produit au même instant t $V(\text{CO}_2)_t$ en mL : $m(\text{CaCO}_3)_t = 5 \frac{0.1}{24} V(\text{CO}_2)_t$.

2.4- La courbe suivant du document 2 étudie la variation de la masse (en grammes) de carbonate de calcium dans l'erlenmeyer en fonction du temps.



Document 2

2.4.1. Déduire, en utilisant la relation établie en 2.3. si l'instant t_2 représente la fin de la réaction chimique.

2.4.2. Expliquer graphiquement la variation de la vitesse en fonction du temps.

2.4.3. Comparer la vitesse de disparition de l'ion hydronium (H_3O^+) et la vitesse de la réaction au même instant t .

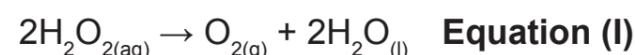
2.4.4. Exprimer la vitesse de disparition de l'ion hydronium à l'instant t_1 en fonction de la pente (S_1) de la tangente T_1 .



Étude d'une réaction chimique lente

La décomposition du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) est lente à 25°C et elle est accélérée en utilisant des catalyseurs comme Fe^{3+} , Fe^{2+} , ou le platine métallique (Pt).

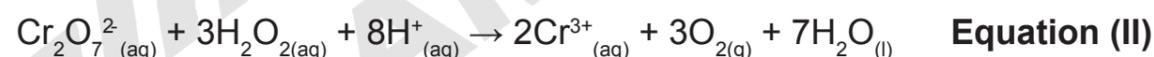
Le but de cet exercice est d'étudier la cinétique de la réaction de décomposition lente et complète du peroxyde d'hydrogène de l'équation:



Procédure de l'expérience 1:

- Préparer 7 béchers contenant chacun un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de solution de peroxyde d'hydrogène (S_1) de concentration $C_1 = 0.055 \text{ mol.L}^{-1}$ à température $T_1 = 25^\circ\text{C}$.
- A un instant $t = 0$, une bande de platine identique est ajoutée dans chaque bécher.
- A des instants différents, chaque bécher est placé rapidement dans un bain d'eau glacée pour titrer le peroxyde d'hydrogène restant par le bichromate de potassium acidifié ($2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) solution (S_2) de concentration $C_2 = 0.015 \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équation de la réaction de titrage est:



Document-1 montre le volume d'équivalence V_{eq} pour chaque échantillon.

t(s)	0	230	390	570	735	910	1055
V_{eq} (mL)	12.3	7.8	5.7	4.0	2.9	2.0	1.5
$[\text{H}_2\text{O}_2]_t \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$		35.1	25.6	18.0	m	9.0	6.7

Document 1

Donnée:

- Supposons que l'oxygène gazeux (O_2) soit insoluble dans l'eau.

1- Étude cinétique

1.1- Chaque bécher est placé dans un bain d'eau glacée avant le processus de titrage.

1.1.1. Indiquer le (s) facteur (s) cinétique (s) influençant (s) dans cette opération.

1.1.2. Déduire le but de cette opération.

1.2- Montrer qu'à chaque instant t la relation suivante $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = 4.5 \times 10^{-3} V_{\text{eq}}$ est appliquée où V_{eq} est le volume (en mL) de dichromate de potassium ajouté pour atteindre le point d'équivalence et $[\text{H}_2\text{O}_2]_t$ est la concentration de peroxyde d'hydrogène (mol.L^{-1}) à l'instant t .

1.3- Calculer la valeur de m dans le document 1.

1.4- Tracer, sur un papier millimétré, la courbe $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = f(t)$. Prendre l'échelle suivante: - Abscisse: 1 cm pour 100s – ordonnée: 1 cm pour $5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

1.5- Déterminer graphiquement la demi-vie (temps de demi-réaction) de cette réaction.

1.6- Comparer la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène et la vitesse de formation d' O_2 au même instant t .

1.7- Expliquer, graphiquement, la variation de la vitesse de réaction en fonction du temps. Indiquer le (s) facteur (s) cinétique (s) qui conduisent à cette variation.

2- Modifier les conditions de l'expérience

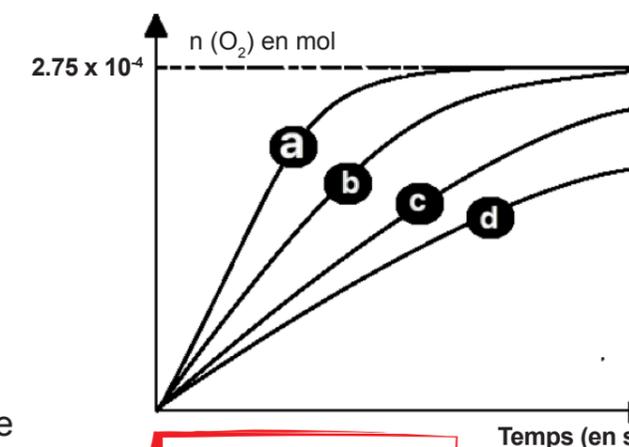
Les expériences 2, 3 et 4 sont réalisées de la même manière que l'expérience 1 en modifiant une ou deux conditions. Le document 2 montre la ou les conditions modifiées.

Expérience	Température	Catalyseur
1	$T_1 = 25^\circ\text{C}$	Bande de platine (Pt) de masse M .
2	$T_1 = 25^\circ\text{C}$	Granules de platine de masse M .
3	$T_2 = 20^\circ\text{C}$	Bande de platine (Pt) de masse M .
4	$T_2 = 20^\circ\text{C}$	Aucun platine n'est ajoutée

Document 2

Le document 3 montre la variation du nombre de moles d' O_2 produite par la réaction de décomposition en fonction du temps. La courbe b est associée à l'expérience 1.

Attribuer pour chaque courbe dans le document 3 l'expérience correspondante dans le document 2. Justifier

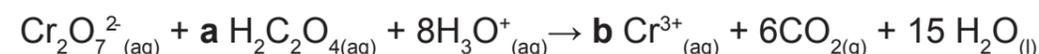


Document 3

4

Réaction entre l'acide oxalique et l'ion bichromate

L'acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) réagit avec le bichromate de potassium (2K^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) en excès, en milieu acide selon la réaction complète suivante de l'équation :



Où a et b sont des coefficients numériques à déterminer

- A l'instant $t = 0$, un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'acide oxalique de concentration molaire $C_1 = 3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est mélangé avec un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ de bichromate de potassium acidifié aqueux où la concentration molaire de l'ion bichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dans cette solution acidifiée est $C_2 = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- L'expérience est réalisée à une température T_1 constante.

Donnée:

- Supposons que le gaz carbonique (CO_2) ne soit pas soluble dans l'eau.
- Le volume molaire des gaz aux conditions expérimentales est $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

1- Détermination des coefficients a et b.

Une étude cinétique de cette réaction chimique montre les résultats dans le document-1.

La vitesse initiale de (en $\text{mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$) $\times 10^{-4}$	Formation de Cr^{3+}	Disparition de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Formation de CO_2
	$v_0(\text{Cr}^{3+}) = 2.5$	$v_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3.75$	$v_0(\text{CO}_2) = 7.5$

Document 1

Montrer, en utilisant le document-1 que $a = 3$ et $b = 2$.

2- Étude préliminaire de la réaction chimique

2.2- Vérifier que les concentrations initiales à $t = 0$ de l'acide oxalique et des ions bichromates sont respectivement $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_0 = 1.5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_0 = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.2- Identifier le réactif limitant.

2.3- Calculer la concentration de l'ion chrome $[\text{Cr}^{3+}]_\infty$ lorsque le temps tend vers l'infini.

3- Etude cinétique de la réaction chimique

Le document-2 montre la variation du volume de CO_2 en fonction du temps dans l'intervalle de temps $[0\text{s}, 30\text{s}]$.

3.1- L'instant $t = 30\text{s}$ ne représente pas la fin de la réaction chimique. Justifier cette affirmation sans aucun calcul.

3.2- Établir la relation suivante entre $[\text{Cr}^{3+}]_t$ de la concentration de Cr^{3+} (en mol.L^{-1}) à l'instant t et $V(\text{CO}_2)_t$ le volume de CO_2 produit (en L) au même instant t :

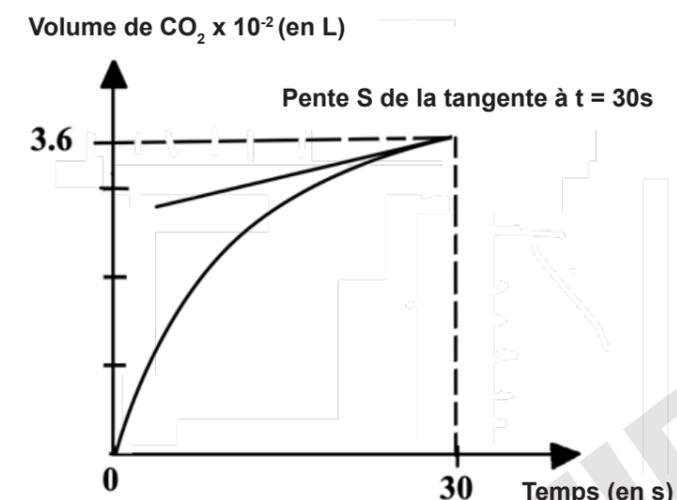
$$V(\text{CO}_2)_t = 7.2 [\text{Cr}^{3+}]_t$$

3.3- En déduire que $t = 30\text{s}$ est la demi-vie (temps de demi-réaction) de cette réaction.

3.4- Choisir la bonne réponse. Justifier votre réponse.

Partie	État	Réponse a	Réponse b	Réponse c
3.4.1	La Vitesse de formation de CO_2 à la demi-vie $t_{1/2}$ est égal à	7.5×10^{-4}	2.5×10^{-4}	10.5×10^{-4}
3.4.2	La fin de cette réaction est à	60s	50s	100s

3.5- Pour titrer l'acide oxalique avec du bichromate de potassium, l'Erlenmeyer contenant l'acide oxalique doit être chauffée de $T_1 = 600^\circ\text{C}$ avant d'ajouter progressivement le bichromate de potassium. Expliquer pourquoi.

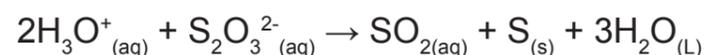


Document 2



5 Formation de soufre

Le thiosulfate de sodium (2Na^+ , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) est une solution incolore qui réagit avec l'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) selon l'équation suivante:



Deux solutions sont préparées au laboratoire:

- Un acide chlorhydrique ($2\text{H}_3\text{O}^+$, Cl^-) solution (S_1) de concentration $C_1 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$
- Un thiosulfate de sodium (2Na^+ , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) solution (S_2) de concentration $C_2 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$

1- Préparation de la Solution (S_1)

L'étiquette d'une solution commerciale (S_0) d'acide chlorhydrique HCl a les indications suivantes:

Masse molaire $M = 36.5 \text{ g.mol}^{-1}$, Pourcentage en masse = 32.3%, et Masse volumique $\rho = 1.13 \text{ g.mL}^{-1}$.

1.1- Montrer que la concentration de la solution commerciale (S_0) est proche de $C_0 = 10 \text{ mol.L}^{-1}$.

La Solution (S_1) de concentration $C_1 = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V = 1.0 \text{ L}$ est préparée en utilisant la solution commerciale (S_0). Un étudiant a suivi la procédure suivante.

- Versez quelques millimètres de la solution (S_0) dans un bécher.
- Prélever du bécher 10 mL d'acide à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL.
- Transférer l'acide dans un bécher de 1 L.
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au repère 1 L.
- Agiter pour homogénéiser la solution obtenue.

1.2- Cet élève a fait une erreur et une imprécision. Identifier cette erreur et cette imprécision.

2- Étude préliminaire

A $t = 0 \text{ min}$, un volume $V_1 = 100.0 \text{ mL}$ de solution (S_1) sont mélangés avec $V_2 = 50.0 \text{ mL}$ de solution (S_2).

2.1- Vérifier que la concentration initiale a $t = 0$ d'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et l'ion hydronium H_3O^+ est $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0 = 0.033 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 0.133 \text{ mol.L}^{-1}$ respectivement.

2.2- Montrer que l'ion thiosulfate est le réactif limitant.

2.3- Calculer la concentration $[\text{SO}_2]_\infty$ de SO_2 produit lorsque le temps tend vers ∞ .

3- Étude cinétique

À l'aide d'une technique appropriée, on a suivi la variation de l'ion hydronium en fonction du temps. Le document suivant montre le résultat.

3.1- Etablir la relation entre la concentration de l'ion hydronium H_3O^+ à l'instant t (en mol.L^{-1}) et la concentration de dioxyde de soufre formé (en mol.L^{-1}) au même instant.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_t = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - 2[\text{SO}_2]_t$$

3.2- Dédurre que :

3.2.1- L'instant t_1 , dans le document 1, représente la fin de la réaction chimique.

3.2.2- A la demi-vie $t_{1/2}$ la concentration de l'ion hydronium H_3O^+ est égale à

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{t_{1/2}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0$$

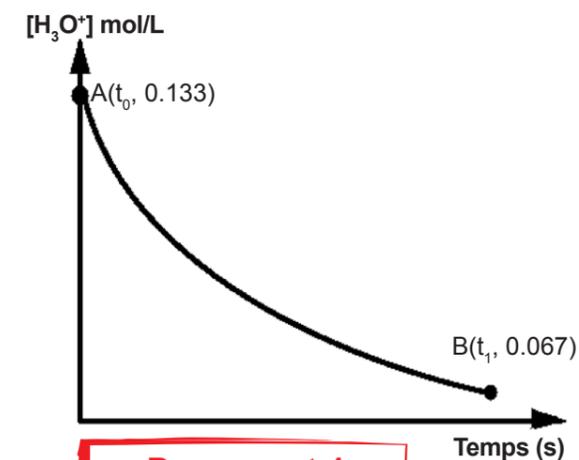
3.3- Considérer les affirmations suivantes.

Si la déclaration est correcte, justifier-la.

Si l'énoncé est faux, le corriger avec une justification.

3.3.1- La vitesse de disparition de l'ion hydronium diminue en fonction du temps.

3.3.2- La vitesse de formation du soufre est égale à la vitesse de disparition de l'ion hydronium au même instant.



Document 1

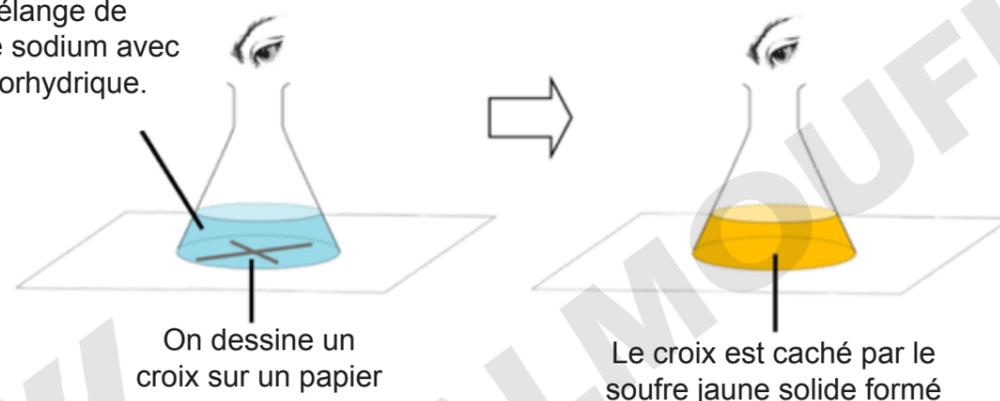
4- Modification des conditions de l'expérience

La réaction entre le thiosulfate de sodium et l'acide chlorhydrique a été répétée en utilisant les mêmes conditions mais en ne modifiant que la température.

Le ballon est placé sur un papier blanc marqué d'une croix, et le temps nécessaire au précipité jaune de soufre formé pour cacher cette croix est mesuré

Le document 2 illustre la procédure tandis que le document 3 montre les résultats.

À $t = 0$, on mélange de thiosulfate de sodium avec de l'acide chlorhydrique.



On dessine un croix sur un papier

Le croix est caché par le soufre jaune solide formé

Document 2

Ballon	Température	Le temps nécessaire pour cacher la croix
A	$T_1 = 25^\circ\text{C}$	t_A
B	T_2	t_B

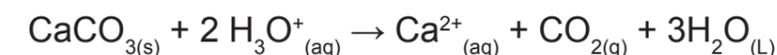
Document 3

Comparer, avec justification, les températures T_1 et T_2 sachant que $t_B > t_A$.

6

Dessiner une courbe cinétique

Il est nécessaire d'étudier la progression de la réaction entre le carbonate de calcium solide, CaCO_3 , et la solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$). L'équation de la réaction chimique complète et lente est:



Expérience 1 :

À $t = 0$ sec et à température 25°C , une masse $m = 2.0$ g de carbonate de calcium est introduit rapidement, sans changement notable du volume de solution, dans un ballon contenant un volume $V_a = 50.0$ mL de solution d'acide chlorhydrique, de concentration $C_a = 4.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le mélange réactionnel est noté (S).

Donnée :

- Masse molaire de carbonate de calcium (CaCO_3) est $M = 100 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Granulés de carbonate de Calcium sont utilisés dans cette expérience.

1- Étude Préliminaire

- 1.1- Identifier le réactif limitant.
- 1.2- Calculer la concentration $[\text{Ca}^{2+}]_\infty$ d'ions calcium Ca^{2+} à $t = \infty$.

2- Étude cinétique de la réaction

Chaque 10 secondes un échantillon de volume $V = 5.0$ mL est prélevé du mélange réactionnel (S) et versé dans un bécher contenant de l'eau glacée. Ensuite, la quantité restante d'ions H_3O^+ dans chaque échantillon est titrée avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration $C_b = 4.0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équation de la réaction de titrage est: $\text{HO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{L})}$

L'évolution de la concentration en ions hydronium, H_3O^+ est déterminée dans le temps. Les valeurs obtenues sont présentées dans le document 1.

Temps (sec)	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$[\text{H}_3\text{O}^+]_t \times 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$	3.6	3.2	2.8	2.5	2.3	2.0	1.8	1.7	1.5	1.4

Document 1

2.1- Si l'échantillon n'est pas versé dans un bécher contenant de l'eau glacée, les résultats ne seront pas précis.

2.1.1- Justifier l'objectif de verser l'échantillon à titrer dans de l'eau glacée.

2.1.2- Indiquer le (s) facteur (s) cinétique (s) impliqué (s).

2.2- On désigne par V_E le volume (en mL) d'hydroxyde de sodium nécessaire pour atteindre l'équivalence dans chaque échantillon.

2.2.1- Calculer la valeur maximale de V_E à $t = 0$ sec.

2.2.2- Expliquer pourquoi V_E diminuera en fonction de temps.

2.3- Tracer sur le papier millimétré, la courbe $[\text{H}_3\text{O}^+] = f(t)$ dans l'intervalle de temps : $[0 - 100 \text{ s}]$.

Prendre les échelles suivantes : 1 cm pour 10s et 1cm pour $0.4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.4- Expliquer graphiquement, la variation de la vitesse de disparition de H_3O^+ en fonction du temps.

2.5- Déterminer graphiquement la demi-vie (temps de demi réaction) de cette réaction.

3- Facteurs cinétiques

Deux expériences 2 et 3 sont réalisées avec une condition modifiée de l'expérience 1. Le document 2 montre les conditions modifiées.

Expérience	Condition modifiée	Concentration de H_3O^+ en mol.L^{-1} à $t = 50$ sec
2	Le ballon est placé dans un bain maintenu à température $T < 25^\circ\text{C}$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_2$
3	Les granules solides de carbonate de calcium utilisés sont broyés en poudre	$[\text{H}_3\text{O}^+]_3$

Document 2

Considérer par $[\text{H}_3\text{O}^+]_1$ la concentration en ion hydronium, en mol.L^{-1} , dans l'expérience 1 à l'instant $t = 50$ sec.

Classer $[\text{H}_3\text{O}^+]_1$, $[\text{H}_3\text{O}^+]_2$, et $[\text{H}_3\text{O}^+]_3$ dans un ordre croissant. Justifier la réponse.

SOLUTION



Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	$\% = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})} \times 100 = \frac{n(\text{Soluté}) \times M \times 100}{\rho \times V(\text{solution})} = \frac{C_0 \times M \times 100}{\rho}$ <p>Alors $C_0 = \frac{\% \times \rho}{100M} = \frac{32.3\% \times 1.13 \times 1000}{100 \times 36.5} = 10 \text{ mol.L}^{-1}$ (3/4 pour la dérivation, 1/4 pour la réponse des calculs et l'unité)</p>	1
1.2.	<p>Lors de la dilution, n(soluté) est conservé. (1/4 point) n(Avant dilution) = n (après dilution) $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$ F = Facteur de la dilution = $\frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0} = \frac{10}{0.2} = 50$ (1/4 point) Où V_0 est le volume prélevé par la pipette et V_1 est le volume de la fiole jaugée. Les ensembles convenables satisfaisant la relation $\frac{V(\text{Ballon})}{V(\text{pipette})} = 50$ sont les ensembles (b) et (c). (1/4 point) Mais la pipette jaugée est plus précise que la pipette graduée, donc l'ensemble convenable est (b) (1/4 point)</p>	1
2.1.	<ul style="list-style-type: none"> $M(\text{CaCO}_3) = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O}) = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$. $n_0(\text{CaCO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{5}{100} = 50 \times 10^{-3} \text{ mol}$. $n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = C_1 \times V_1 = 0.2 \times 100 \times 10^{-3} = 20 \times 10^{-3} \text{ mol}$. (1/4 point) $R(\text{CaCO}_3) = \frac{n_0(\text{CaCO}_3)}{1} = 50 \times 10^{-3}$ $R(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = 10 \times 10^{-3}$ (1/4 point) $R(\text{CaCO}_3) \neq R(\text{H}_3\text{O}^+)$ <p>=> Le mélange réactionnel n'est pas stœchiométrique <ul style="list-style-type: none"> $R(\text{CaCO}_3) > R(\text{H}_3\text{O}^+)$ => CaCO_3 est en excès et H_3O^+ est le réactif limitant. (1/2 point)</p>	1
2.2.	<p>Selon le R.S $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ réagissant}}{2} = n(\text{CO}_2) \text{ produit}$ (1/4 point) À $t = \infty$, $n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ réagissant} = n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = 20 \times 10^{-3} \text{ mol}$. (1/4 point) $n(\text{CO}_2) \text{ produit} = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ réagissant}}{2} = 10 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (1/4 point) $n(\text{CO}_2) \text{ produit} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m} = 10 \times 10^{-3} \text{ mol}$ => $V(\text{CO}_2) = 10 \times 10^{-3} \times 24 = 24 \times 10^{-2} \text{ L}$ (1/4 point)</p>	1

2.3.	<p>En utilisant R.S $n(\text{CaCO}_3)r = n(\text{CO}_2)p = n(\text{CO}_2)t$ Mais $n(\text{CaCO}_3)t = n_0(\text{CaCO}_3) - n(\text{CaCO}_3)r$ Alors $n(\text{CaCO}_3)t = n_0(\text{CaCO}_3) - n(\text{CO}_2)t$ (1/2 point) $\frac{m(\text{CaCO}_3)t}{M(\text{CaCO}_3)} = 50 \times 10^{-3} - \frac{V(\text{CO}_2)t \times 10^{-3}}{V_m}$ $\frac{m(\text{CaCO}_3)t}{100} = 50 \times 10^{-3} - \frac{V(\text{CO}_2)t \times 10^{-3}}{24}$ Alors $m(\text{CaCO}_3)t = 5 - \frac{0.1}{24} V(\text{CO}_2)t$. (1/2 point)</p>	1
2.4.1.	<p>Graphiquement à t_2 la $m(\text{CaCO}_3)t = 4 \text{ g}$ remplacer cette valeur dans la relation $m(\text{CaCO}_3)t = 5 - \frac{0.1}{24} V(\text{CO}_2)t$. alors $4 = 5 - \frac{0.1}{24} V(\text{CO}_2)t$. On obtient : $V(\text{CO}_2)t = 24 \times 10^{-2} \text{ L}$ qui est égale à $V(\text{CO}_2)_{\infty}$. Alors t_2 représente la fin de la réaction chimique.</p>	1
2.4.2.	<ul style="list-style-type: none"> La vitesse instantanée de disparition du réactif est l'opposé de la pente de la tangente tracée à la courbe à un instant t. (1/2 point) L'opposé de la pente de la tangente T_0 est supérieure à l'opposé de la pente de la tangente T_1. La vitesse à $t = 0$ est supérieur de la vitesse à t_1 (1/4 point) Alors, au fur et à mesure que le temps passe, la vitesse de la réaction diminue. (1/4 point) 	1
2.4.3.	<p>$\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ Selon R.S: $\frac{v(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = \text{Vitesse de la réaction [Au même instant t]}$ Alors $v(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \text{ vitesse de réaction}$ La Vitesse de disparition de H_3O^+ est supérieure à la vitesse de la réaction au même instant t.</p>	1.5
2.4.4.	<p>D'après le document 2 $v(\text{CaCO}_3) = - \text{pente de } T_1 = - S_1$ Selon le R.S: $\frac{v(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = v(\text{CaCO}_3)$ [Au même instant t] Alors $v(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 v(\text{CaCO}_3) = - 2 S_1$</p>	1.5



(7 Points)

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	Lors de la dilution $n(\text{soluté})$ est conservé (¼ point) $F = \text{Facteur de dilution} = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_{\text{Ballon}}}{V_{\text{pipette}}} = 10$ (¼ point) Ensuite, on doit utiliser une fiole jaugée de 100 mL et une pipette jaugée de 10 mL (¼ point)	0.75
1.2.	$\% = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})} \times 100 = \frac{n(\text{Soluté}) \times M \times 100}{\rho \times V(\text{solution})} = \frac{C_0 \times M \times 100}{\rho}$ (½ point) Puis $C_0 = \frac{P \times \rho}{100M} = \frac{P \times 1.02 \times 1000}{100 \times 34}$ Alors $C_0 = 0.3 P$ (¼ point) $F = \text{Facteur de dilution} = \frac{C_0}{C_1}$ Alors $C_1 = \frac{C_0}{F} = \frac{0.3 P}{10} = 3 \times 10^{-2} P$ mol.L ⁻¹ (¼ point)	1
2.1.1.	La vitesse de formation d'un produit est la pente de la tangente tracée à la courbe à l'instant t. (¼ point) La pente de T ₀ est > que la pente de T ₁ (¼ point) Puis avec le temps, la vitesse de la réaction diminue. (¼ point)	0.75
2.1.2.	Les [réactifs] diminuent avec le temps alors la vitesse diminue. Donc [réactifs] est un facteur cinétique.	0.25
2.2.1.	La demi-vie de la réaction est le temps nécessaire à la formation de la moitié de la quantité maximale d'un produit.	0.25
2.2.2.	$V(\text{O}_2)t_{1/2} = \frac{V(\text{O}_2)\infty}{2}$ Alors $V(\text{O}_2)\infty = 2 \times 360 = 720$ mL	0.25
2.2.3.	D'après le document 2 $v(\text{O}_2) = \text{pente de } T_1 = S_1$ Selon le R.S: $\frac{v(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = v(\text{O}_2)$ [Au même instant t] Alors $v(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 v(\text{O}_2) = 2 S_1$	0.5

2.3.	$n(\text{H}_2\text{O}_2)_t = n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - n(\text{H}_2\text{O}_2)_r$ Mais selon le R.S: $\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)_r}{2} = n(\text{O}_2)_p$ Puis $n(\text{H}_2\text{O}_2)_r = 2 n(\text{O}_2)_p$ Alors $n(\text{H}_2\text{O}_2)_t = n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - 2 n(\text{O}_2)_p$ Diviser par $V(\text{solution})$ on obtient: $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = C_1 - \frac{2 n(\text{O}_2)_p}{V(\text{solution})} = 3 \times 10^{-2} P - \frac{2 V(\text{O}_2)_p \times 10^{-3}}{V(\text{solution}) \times V_m}$ Alors $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = 3 \times 10^{-2} P - \frac{V(\text{O}_2)_t}{1200}$.	1
2.4.1.	À $t = \infty$, $[\text{H}_2\text{O}_2]_\infty = 0$ et $V(\text{O}_2)_\infty = 720$ mL Alors on remplace ces nombres dans: $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = 3 \times 10^{-2} P - \frac{V(\text{O}_2)_t}{1200}$ On obtient $P = 20\%$	0.25
2.4.2.	$C_1 = 3 \times 10^{-2} P = 3 \times 10^{-2} \times 20 = 0.6$ mol.L ⁻¹ (¼ point) $C_0 = 10 C_1 = 6$ mol.L ⁻¹ (¼ point)	0.5
2.5.1.	Oui, (¼ point) ils peuvent être comparés puisque le nombre initial de moles du seul réactif H ₂ O ₂ n'est pas changé, on atteint donc le même volume d'O ₂ en fin de réaction dans les deux expériences. (½ point)	0.75
2.5.2.	Non, (¼ point) ils ne peuvent pas être comparés car l'expérience 1 est avec un catalyseur (facteur cinétique) tandis que l'expérience 2 est sans catalyseur mais à une température plus élevée. Nous ne savons pas quel facteur cinétique aura le plus d'effet sur la vitesse de la réaction: la température ou bien le catalyseur. (½ point)	0.75



(10 Points)

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.1.	Température	0.5
1.2.1.	La température est un facteur cinétique. Étant donné qu'en plaçant le mélange réactionnel, la température est sensiblement abaissée (½ point), le but de cette procédure sera de bloquer toutes les réactions à l'exception de la réaction de titrage. (½ point)	1
1.2.	<ul style="list-style-type: none"> Au point d'équivalence, le mélange réactionnel est en proportions stœchiométriques. $\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{3} = \frac{n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{1}$ ajouté de la burette pour atteindre l'équivalence $\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_t \times V(\text{solution})}{3} = \frac{C_2 \times V_{eq} \times 10^{-3}}{1}$ $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = \frac{3 C_2 \times V_{eq} \times 10^{-3}}{V(\text{solution})} = \frac{3 \times 0.015 \times V_{eq} \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}}$ Alors $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = 4.5 \times 10^{-3} V_{eq}$ 	1
1.3.	$[\text{H}_2\text{O}_2]_t = 4.5 \times 10^{-3} V_{eq}$ Pour $V_{eq} = 2.9 \text{ mL}$ alors $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = 4.5 \times 10^{-3} \times 2.9 = 13.05 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ Donc $m = 13.05$	0.5
1.4.		1

1.5.	<ul style="list-style-type: none"> Définir : la demi-vie est le temps nécessaire à la disparition de la moitié de la quantité initiale du réactif limitant. (½ point) Calcul : $[\text{H}_2\text{O}_2]_{t \frac{1}{2}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_0}{2} = \frac{55 \times 10^{-3}}{2} = 27,5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ (¼ point) Graphiquement. (¼ point) Valeur : $t \frac{1}{2} = 350 \text{ s}$. (¼ point) 	1.25
1.6.	<ul style="list-style-type: none"> Selon le rapport stœchiométrique R.S de la réaction lente (1): $\frac{v(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{v(\text{O}_2)}{1}$ (Au même instant t) La vitesse de formation d'O_2 est inférieure à la vitesse de disparition de H_2O_2 et égal à la moitié de celui-ci. 	1
1.7.	<ul style="list-style-type: none"> Définir : La vitesse instantanée de disparition du réactif est l'opposé de la pente de la tangente tracée à la courbe à l'instant t. (½ point) Tracer deux tangentes. (¼ point) L'opposé de La pente de la tangente 1 est > que l'opposé de la pente de la tangente 2. (¼ point) Avec le temps, la vitesse diminue. (¼ point) Facteur cinétique [réactif]. (½ point) 	1.75
2.	<ul style="list-style-type: none"> La température, le catalyseur et la surface de contact sont trois facteurs cinétiques. Les granules ont plus de surface de contact que la bande. (¼ point) L'ajout d'un catalyseur, l'augmentation de la température, l'utilisation de granules de catalyseur au lieu d'une bande augmentera la vitesse de la réaction. (½ point) L'expérience avec la vitesse la plus élevée de formation d'un produit à chaque instant t est l'expérience avec la température la plus élevée (25°C) et contenant un catalyseur de platine sous forme de granules qui est l'expérience 2. A chaque instant, le nombre de moles d'O_2 produites sera le plus élevé, donc l'expérience 2 est associée à la courbe (a). (½ point) 	2

	<ul style="list-style-type: none"> ▪ L'expérience avec la vitesse la plus basse de formation d'un produit à chaque instant t est l'expérience avec la température la plus basse (20°C) et ne contenant pas de catalyseur de platine qui est l'expérience 4, à chaque instant, le nombre de moles d'O₂ produites sera le plus bas, donc l'expérience 4 est associée à la courbe (d). (½ point) ▪ En comparant les expériences 1 et 3, la seule différence est que l'expérience 1 a une température plus élevée donc la courbe de l'expérience 1 sera plus haute que la courbe de l'expérience 3. Ensuite, la courbe c est associée à l'expérience 3. (¼ point) 	
--	--	--

4

Partie des Q	Réponse	Note
1.	<p>Les vitesses sont liées selon les rapports stœchiométriques R.S $\frac{v_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{a} = \frac{v_0(\text{CO}_2)}{6}$ Alors $a = \frac{6 v_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{v_0(\text{CO}_2)} = \frac{6 \times 3.75 \times 10^{-4}}{7.5 \times 10^{-4}} = 3$</p> <p>$\frac{v_0(\text{Cr}^{3+})}{b} = \frac{v_0(\text{CO}_2)}{6}$ Alors $b = \frac{6 v_0(\text{Cr}^{3+})}{v_0(\text{CO}_2)} = \frac{6 \times 2.5 \times 10^{-4}}{7.5 \times 10^{-4}} = 2.$</p> <p>(¼ chaque point)</p>	0.5
2.1.	<p>$n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = C_1 V_1 = 3 \times 10^{-2} \times 50 \times 10^{-3} = 150 \times 10^{-5}$ mol. (¼ point)</p> <p>$n_0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = C_2 V_2 = 2 \times 10^{-2} \times 50 \times 10^{-3} = 100 \times 10^{-5}$ mol. (¼ point)</p> <ul style="list-style-type: none"> • $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]_0 = \frac{n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V_T} = \frac{150 \times 10^{-5}}{100 \times 10^{-3}} = 1.5 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ (¼ point) • $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]_0 = \frac{n_0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{V_T} = \frac{100 \times 10^{-5}}{100 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ (¼ point) 	1
2.2.	<ul style="list-style-type: none"> • $R(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{3} = 50 \times 10^{-5}$ (¼ point) • $R(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = \frac{n_0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{1} = 100 \times 10^{-5}$ (¼ point) • $R(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) \neq R(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ le mélange réactionnel est donc non stœchiométrique. • $R(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) < R(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$ donc H₂C₂O₄ est le réactif limitant. (¼ point) 	0.75
2.3.	<p>Selon le R.S:</p> $\frac{n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)_r}{3} = \frac{n(\text{Cr}^{3+})_p}{2} \quad (\text{A tout moment } t)$ $\frac{n_0(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{3} = \frac{n(\text{Cr}^{3+})_{p\infty}}{2}$ <p>Alors $n(\text{Cr}^{3+})_{p\infty} = \frac{2 \times 150 \times 10^{-5}}{3} = 100 \times 10^{-5}$ mol.</p> $[\text{Cr}^{3+}]_{p\infty} = \frac{n(\text{Cr}^{3+})_{p\infty}}{V_T} = \frac{100 \times 10^{-5}}{100 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-2}$ mol. L ⁻¹	0.75
3.1.	<p>Puisque la tangente à la courbe à t = 30s n'est pas parallèle au x'Ox donc la Vitesse de formation de CO₂ a t = 30s n'est pas égal à 0.</p>	0.25

3.2.	<p>Selon le R.S: $\frac{n(\text{Cr}^{3+})_p}{2} = \frac{n(\text{CO}_2)_p}{6}$ (A tout moment t) Alors $n(\text{CO}_2)_t = 3 n(\text{Cr}^{3+})_t$ (1/2 point) $\frac{V(\text{CO}_2)_t}{V_m} = 3[\text{Cr}^{3+}]_t \times V_t$ (en L) Donc $V(\text{CO}_2)_t = 7.2 [\text{Cr}^{3+}]_t$ (1/4 point)</p>	0.75
3.3.	<p>Le temps de demi réaction est le temps nécessaire pour produire la moitié de la quantité maximale d'un produit. (1/4 point) $[\text{Cr}^{3+}]_t \frac{1}{2} = \frac{[\text{Cr}^{3+}]_{\infty p}}{2} = 0.5 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ (1/4 point) En utilisant la relation $V(\text{CO}_2)_t \frac{1}{2} = 7.2 [\text{Cr}^{3+}]_t \frac{1}{2} = 7.2 \times 0.5 \times 10^{-2} = 3.6 \times 10^{-2} \text{ L}$ (1/4 point) Alors graphiquement $t_{1/2} = 30 \text{ s}$ est la demi-vie de cette réaction.</p>	0.75
3.4.1.	<p>Au fur et à mesure que le temps passe, la vitesse de la réaction diminue, de sorte que la vitesse de formation de CO_2 à $t \frac{1}{2}$ doit être inférieure à la vitesse initiale de formation de CO_2. (1/2 point) La bonne réponse est donc b. (1/4 point)</p>	0.75
3.4.2.	<p>Au fur et à mesure que le temps passe, la vitesse de réaction diminue, de sorte que la première moitié d'un produit sera produite plus rapidement que la seconde moitié. Puis $t \frac{1}{2} < \frac{t_{\infty}}{2}$ alors $t = \infty > 2 t \frac{1}{2} > 60 \text{ s}$. (1/2 point) La bonne réponse est c. (1/4 point)</p>	0.75
3.5	<p>La réaction entre l'acide oxalique et l'ion bichromate est lente. Il faut 100s pour se terminer à T1. La température est un facteur cinétique qui augmente la vitesse de la réaction. Le chauffage accélère la réaction, pour devenir rapide, condition indispensable à la réaction de titrage.</p>	0.75

5

(7 Points)

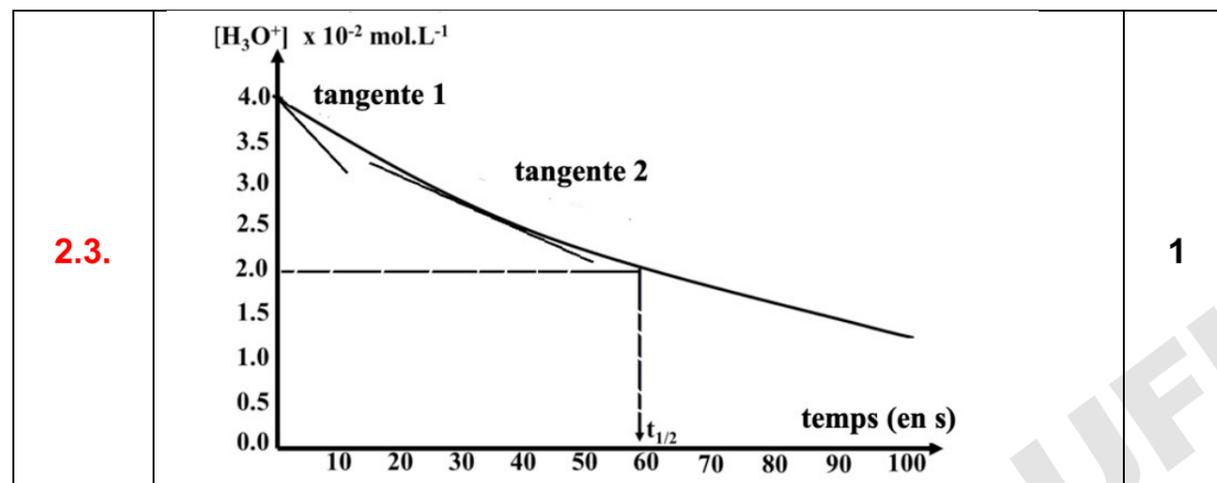
Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	$\% = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})} \times 100 = \frac{n(\text{Soluté}) \times M \times 100}{\rho \times V(\text{solution})} = \frac{C_0 \times M \times 100}{\rho}$ (1/2 point) Alors $C_0 = \frac{\% \times \rho}{100M} = \frac{32.3\% \times 1.13 \times 1000}{100 \times 36.5} = 10 \text{ mol.L}^{-1}$ (1/4 point)	0.75
1.2.	<p>Lors de la dilution, $n(\text{soluté})$ est conservé. (1/4 point) $n(\text{avant dilution}) = n(\text{après dilution})$ $C_0 \times V_0 = C_1 \times V$ $V_0 = \frac{0.2 \times 1}{10} = 0.02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$ (1/4 point) L'erreur consiste à retirer 10 mL d'acide au lieu de 20 mL. (1/4 point) L'inexactitude est d'utiliser un bécher de 1 L au lieu d'une fiole jaugée de 1L. (1/4 point)</p>	1
2.1.	<ul style="list-style-type: none"> $n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = C_1 V_1 = 0.2 \times 100 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = C_2 V_2 = 0.1 \times 50 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ $V(\text{solution}) = 100 + 50 = 150 \text{ mL}$ (1/4 point) $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0 = \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{V(\text{solution})} = 0.033 \text{ mol.L}^{-1}$ (1/4 point) $[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+)}{V(\text{solution})} = 0.133 \text{ mol.L}^{-1}$ (1/4 point) 	0.75
2.2.	<ul style="list-style-type: none"> $R(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{1} = 5 \times 10^{-3}$ (1/4 point) $R(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = 10^{-2}$ (1/4 point) $R(\text{H}_3\text{O}^+) > R(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$ alors $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est le réactif limitant. (1/4 point) 	0.75
2.3.	<p>Selon le R.S: $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_r = n(\text{SO}_2)_p$ A $t = \infty$, $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_r = n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ $\Rightarrow n(\text{SO}_2)_p = n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (1/4 point) $[\text{SO}_2]_{\infty} = \frac{n(\text{SO}_2)_{\infty}}{V(\text{solution})} = 0.033 \text{ mol.L}^{-1}$ (1/4 point)</p>	0.5
3.1	<p>$n(\text{H}_3\text{O}^+)_t = n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - n(\text{H}_3\text{O}^+)_r$ Mais selon le R.S: $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_r}{2} = n(\text{SO}_2)_p$ Puis $n(\text{H}_3\text{O}^+)_r = 2 n(\text{SO}_2)_p$</p>	0.75

	Alors $n(\text{H}_3\text{O}^+)_t = n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - 2 n(\text{SO}_2)_p$, Diviser par $V(\text{solution})$ on obtient: $[\text{H}_3\text{O}^+]_t = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - 2[\text{SO}_2]_t$	
3.2.1.	$[\text{H}_3\text{O}^+]_t = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - 2[\text{SO}_2]_t$ Avec $[\text{SO}_2]_\infty = 0.033 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 0.133 \text{ mol.L}^{-1}$ On obtient $[\text{H}_3\text{O}^+]_\infty = 0.067 \text{ mol.L}^{-1}$ donc t_1 est la fin de la réaction.	0.5
3.2.2.	Selon le R.S: $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_r = n(\text{SO}_2)_p$ A $t_{1/2}$ $n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_r = \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = n(\text{SO}_2)_p$ Alors $[\text{SO}_2]_{t_{1/2}} = \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2V(\text{solution})}$ $[\text{H}_3\text{O}^+]_{t_{1/2}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - 2[\text{SO}_2]_{t_{1/2}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - \frac{2n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2V(\text{solution})}$ Donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_{t_{1/2}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_0 - [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_0$	0.5
3.3.1.	Cette affirmation est vraie. Justification: Au cours du temps, les [réactifs] qui sont un facteur cinétique diminuent, alors la vitesse de disparition de l'ion hydronium diminue.	0.5
3.3.2.	Cette affirmation est fausse. Correction: La vitesse de disparition de l'ion hydronium, au même instant, est le double de la vitesse de formation du soufre Justification : Selon le rapport stœchiométrique, la vitesse de disparition de l'ion hydronium et la vitesse de formation de soufre, au même instant, sont liées par $\frac{v(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = v(\text{S})$	0.5
4	$t_B > t_A$ alors la vitesse de formation de soufre dans le ballon B est inférieure à celui du ballon A. L'augmentation de la température (facteur cinétique) augmente la vitesse, alors la température dans A doit être plus que dans B $\Rightarrow T_1 > T_2$	0.5

6

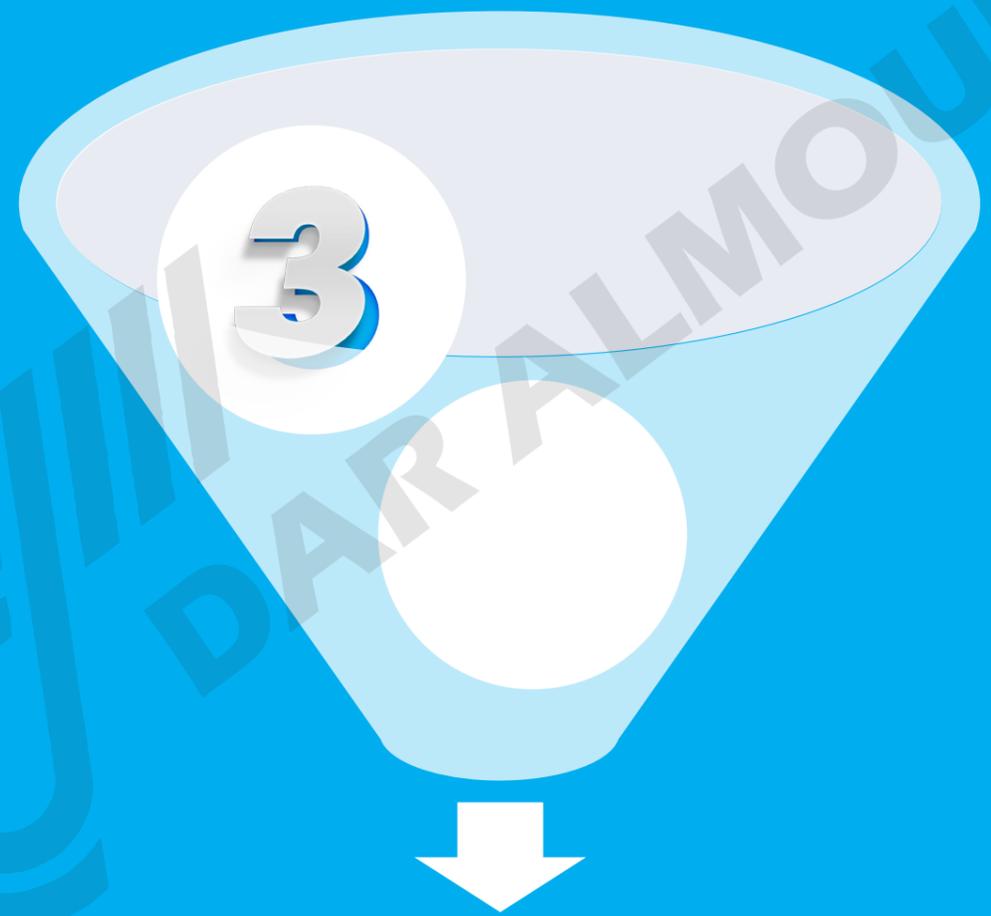
(7 Points)

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	<ul style="list-style-type: none"> $n_0(\text{CaCO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{2}{100} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a \times V_a = 4.0 \times 10^{-2} \times 50 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$ (¼ point) $R(\text{CaCO}_3) = \frac{n_0(\text{CaCO}_3)}{1} = 2 \times 10^{-2}$ $R(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = 10^{-3}$ (¼ point) $R(\text{H}_3\text{O}^+) < R(\text{CaCO}_3)$ alors H_3O^+ est le réactif limitant. (¼ point) 	0.75
1.2.	Selon le R.S: $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_r}{2} = n(\text{Ca}^{2+})_p$ À $t = \infty$, $n(\text{H}_3\text{O}^+)_r = n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$ $\Rightarrow n(\text{Ca}^{2+})_\infty = \frac{n_0(\text{H}_3\text{O}^+)}{2} = 10^{-3} \text{ mol}$ (¼ point) $\Rightarrow [\text{Ca}^{2+}]_\infty = \frac{n(\text{Ca}^{2+})_\infty}{V_a} = \frac{10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (¼ point)	0.5
2.1.1.	Pour bloquer toutes les réactions chimiques à l'exception de la réaction de titrage.	0.5
2.1.2.	Température (¼ point) et concentrations des réactifs (¼ point)	0.5
2.2.1.	Au point d'équivalence, les réactifs sont en proportions stœchiométriques $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initialement dans le bécher}}}{n(\text{HO}^-)_{\text{ajouté de la burette pour atteindre le point d'équivalence}}} = 1$ $\text{CaV} = \text{Cb VE}$ $4.0 \times 10^{-2} \times 5 \times 10^{-3} = 4.0 \times 10^{-3} \times \text{VE} \times 10^{-3} \Rightarrow \text{VE} = 50 \text{ mL}$	0.75
2.2.2.	$\text{CaV} = \text{Cb VE}$ VE dépend de Cb et V de l'échantillon qui sont des constantes. VE est directement proportionnel à la concentration d'ions H_3O^+ à chaque instant. La concentration de l'ion H_3O^+ diminue en fonction du temps, donc VE diminue en fonction du temps.	0.5



2.4.	<p>Définition: la vitesse de disparition d'un réactif est l'opposé de la pente néde la tangente tracée à la courbe $f(t) = [H_3O^+]$ en chaque point d'abscisse t. (¼ point)</p> <p>Tracer deux tangentes sur la courbe de la partie 2.3. (¼ point)</p> <p>L'opposé de la pente de la tangente 1 est supérieure à l'opposé de la pente de la tangente 2 .Avec le temps , la vitesse de disparition du réactif diminue (¼ point)</p>	0.75
2.5.	<p>Définition : Demi-vie(temps de demi réaction) : c'est le temps nécessaire à la disparition de la moitié de la quantité de réactif limitant (H_3O^+) . (¼ point)</p> <p>Calculs : $[H_3O^+]_{t_{1/2}} = \frac{[H_3O^+]_0}{2} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (¼ point)</p> <p>Graphiquement cela correspond à $t_{1/2} = 60 \text{ sec.}$ (¼ point)</p>	0.75
3.	<p>Réalisation de l'expérience 2 sur une température inférieure (facteur cinétique) de l'expérience 1, chaque vitesse instantanée de disparition de l'expérience 1 est supérieure à celle de l'expérience 2. La concentration d'ion hydronium $[H_3O^+]_2$ est supérieure à $[H_3O^+]_1$</p> <p>La réalisation de l'expérience 1 en utilisant de la poudre augmentera la surface du contenu entre les réactifs (facteur cinétique) donc chaque vitesse instantanée de disparition de H_3O^+ dans l'expérience 3 est supérieur à celle de l'expérience 1 donc $[H_3O^+]_3$ est moins que $[H_3O^+]_1$</p> <p>L'ordre: $[H_3O^+]_3 < [H_3O^+]_1 < [H_3O^+]_2$</p>	1

REVISION



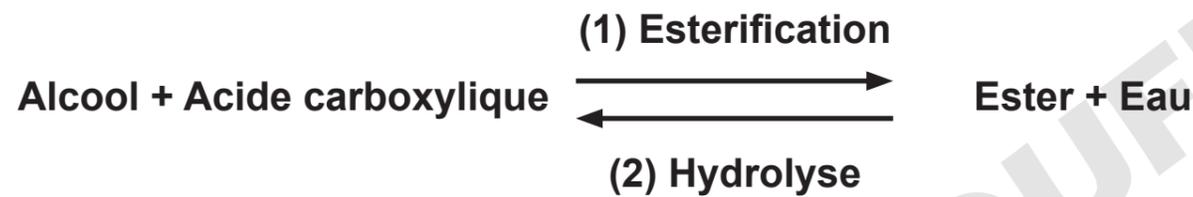
Équilibre Chimique



Réaction Reversible

La réaction réversible est une réaction incomplète qui se fait dans les deux sens, c'est une réaction partielle.

Exemple : Réaction d'estérification



Réaction complète et Réaction Reversible

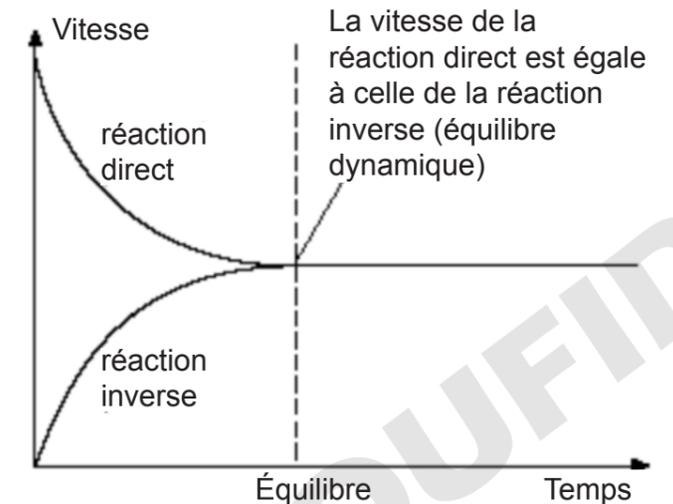
Réaction Complète	Réaction Reversible
Si le mélange réactionnel est stœchiométrique, toutes les quantités des réactifs réagissent totalement.	Les réactifs et les produits coexistent à la fin de la réaction.
Le réactif limitant réagit totalement à la fin de la réaction.	Lorsqu'il n'y a plus de variation, les réactifs et les produits existent à la fois.

Vitesse de la Réaction Chimique Réversible

Définition de l'équilibre dynamique :

L'équilibre dynamique est obtenu lorsque :

- 1- La vitesse de la réaction directe 1 est égale à la vitesse de la réaction inverse 2.
- 2- Il y'a une composition constante du système réactionnel.

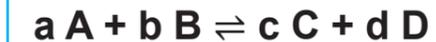


A l'équilibre, la réaction chimique ne s'arrête pas, mais on a deux réactions réversibles de même vitesse.

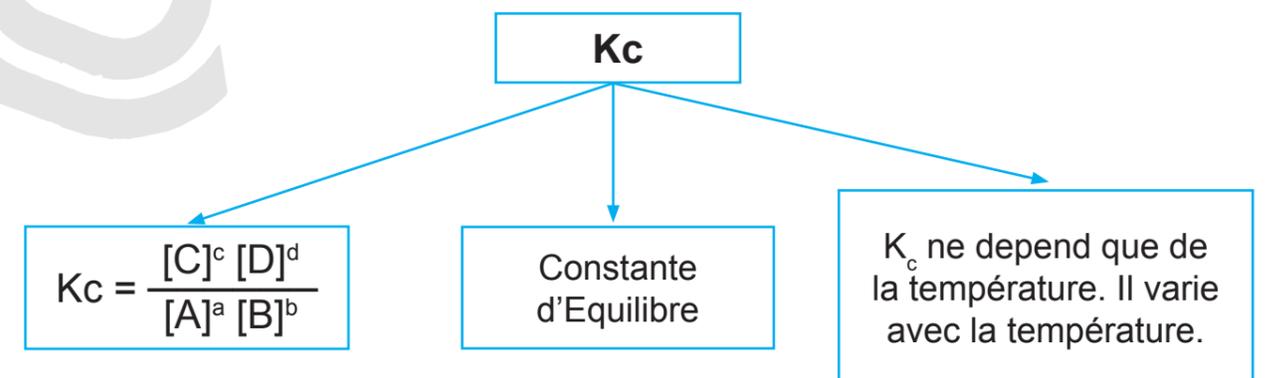
C'est l'équilibre chimique.

La constante d'Équilibre Kc

On considère la réaction réversible suivante :



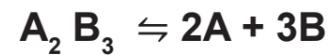
La constante d'équilibre de cette réaction est donnée par :



Les concentrations molaires de chacun des réactifs et des produits doivent être considérées à l'équilibre.

Degré de Conversion α

On considère la réaction suivante :



Soit n_0 le nombre de mol initial de $A_2 B_3$ à $t = 0$. La réaction chimique se fait dans un bécher de volume V . Soit x le nombre de mol de $A_2 B_3$ convertis à l'équilibre.

Le degré de conversion

Le degré de conversion ou de dissociation α est exprimé par la relation suivante:

$$\alpha = \frac{\text{nombre de mol convertis}}{\text{nombre de mol initial}}$$

$$\alpha = \frac{x}{n_0}$$



$$x = n_0 \alpha$$

$0 < \alpha < 1$.

Si $\alpha = 1$ alors la réaction est totale ou complète.

Tableau d'évolution durant d'une réaction réversible

Réaction	$A_2 B_{3(g)}$	$\rightleftharpoons 2A_{(g)}$	+	$3B_{(g)}$
Nombre de mol à $t = 0$	n_0	0		0
Nombre de mol à l'équilibre en fonction de n_0 et x	$n_0 - x$	$2x$		$3x$
Nombre de mol à l'équilibre en fonction de n_0 et α	$n_0 - n_0 \alpha$	$2 n_0 \alpha$		$3 n_0 \alpha$
	$n_0(1 - \alpha)$	$2 n_0 \alpha$		$3 n_0 \alpha$
Concentration molaire en fonction de n_0 et x	$\frac{n_0 - x}{V}$	$\frac{2x}{V}$		$\frac{3x}{V}$
Concentration molaire en fonction de n_0 et α	$\frac{n_0(1 - \alpha)}{V}$	$\frac{2n_0 \alpha}{V}$		$\frac{3n_0 \alpha}{V}$

Expression de K_c en fonction de n_0 , α et V

$$K_c = \frac{[B]^3 [A]^2}{[A_2 B_3]^1}$$

$$K_c = \frac{\left(\frac{3n_0 \alpha}{V}\right)^3 \left(\frac{2n_0 \alpha}{V}\right)^2}{\frac{n_0(1 - \alpha)}{V}} = \frac{27n_0^3 \alpha^3}{V^3} \times \frac{4n_0^2 \alpha^2}{V^2} = \frac{108n_0^5 \alpha^5}{V^5} = \frac{108n_0^4 \alpha^4}{(1 - \alpha)V} = \frac{108n_0^4 \alpha^5}{V^4(1 - \alpha)}$$

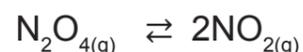


EXERCICES

1

La décomposition de tetroxyde dinitrogène

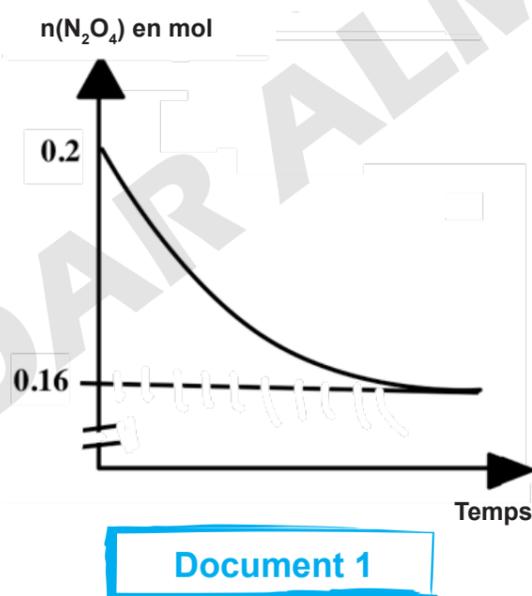
Le tetroxyde de dinitrogène N_2O_4 est un gaz incolore qui se décompose en donnant un gaz roux, le dioxyde de nitrogène (ou azote) NO_2 , d'après la réaction suivante :



Cette réaction est endothermique.

1- Exploitation Expérimental 1: Détermination de la Constante d'Équilibre à T_1 .

- At = 0, on introduit 0,2 mol de tetroxyde de dinitrogène dans une enceinte réactionnelle de volume de 1L à une température T_1 .
- Suivant une procédure adéquate, le nombre de mol de N_2O_4 est monitoré en fonction de temps, les résultats sont donnés dans le Document-1.



1.1- Démontrer, en utilisant le Document-1, démontrer que la réaction de décomposition de N_2O_4 limitée (ou partielle).

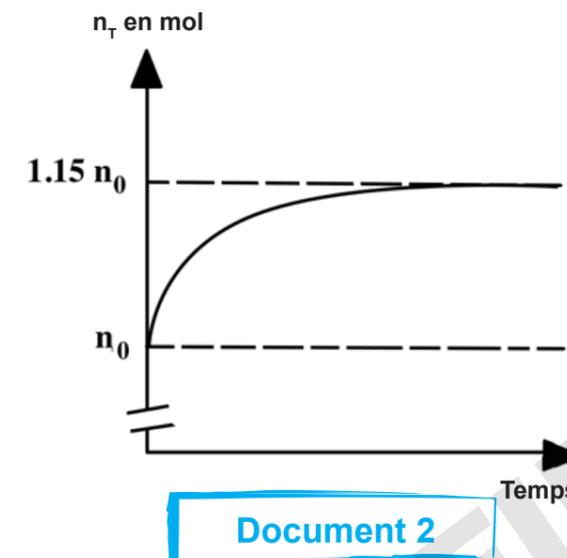
1.2- Établir la relation entre $[N_2O_4]_t$ la concentration de N_2O_4 et $[NO_2]_t$ la concentration de NO_2 , à la même t, et prouver que cette relation est la suivante:

$$[N_2O_4]_t = [N_2O_4]_0 - 0.5 [NO_2]_t$$

1.2- Dédire ce que la valeur de la constante d'équilibre K_{c1} de cette réaction est égale à 4×10^{-2} .

2- Exploitation Experimental 2 :

- À $t = 0$, on introduit n_0 mol de N_2O_4 dans une enceinte réactionnelle de volume de 1L à une température $T_2 = 100^\circ C$.
- $T_2 > T_1$.
- Soit α le degré de dissociation de N_2O_4 à chaque instant t.
- Soit n_T le nombre total de mol du mélange gazeux à chaque instant t.
- Document-2 montre la variation graphique de n_T en fonction du temps t Durant toute la réaction.



2.1- Compléter le tableau suivant, en utilisant n_0 et α , à $t = 0$ et à chaque instant t.

Substances	N_2O_4	NO_2
État initial (t = 0) en mol		
À l'instant t (en mol)		

2.2- Vérifier qu'à l'équilibre $n_T = n_0 (1 + \alpha)$. Dédire pourquoi n_T augmente avec le temps.

2.3- Prouver que la constant d'équilibre K_{c2} à T_2 est exprimée par :

$$K_{c2} = \frac{4\alpha^2 n_0}{1 - \alpha} \text{ sachant que } \alpha \text{ est le degré de dissociation de } N_2O_4 \text{ a l'équilibre.}$$

2.4- Déterminer :

- 2.4.1. La valeur de α a l'équilibre.
- 2.4.2. Le rendement % de cette réaction a l'équilibre.

2.5- Si la valeur de $K_{c2} = 0.21$ à $T_2 = 100^\circ C$, calculer la valeur de n_0 .

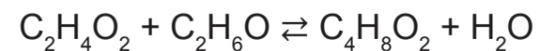
2.6- Expliquer comment se diffèrent les valeurs de K_{c1} et K_{c2} .

2

Réaction d'esterification

L'acétate d'éthyle est un ester de formule moléculaire ($C_4H_8O_2$), utilisé comme solvant. Il est présent dans la confiserie, les parfums et les fruits. Dans les parfums, l'évaporation rapide dégage la sensation de parfum,...

L'acétate d'éthyle est préparé par l'action de l'alcool (éthanol) (C_2H_6O) sur l'acide éthanoïque ($C_2H_4O_2$) suivant la réaction :



Données :

- La masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$: acide éthanoïque = 60, éthanol = 46,
- La masse volumique en $g \cdot ml^{-1}$: acide Éthanoïque $\rho_1 = 1.05$ et éthanol $\rho_2 = 0.789$

1- Étude de l'équilibre dynamique.

On introduit $2n_0$ mol de l'acide éthanoïque et n_0 mol de l'éthanol dans un ballon, et on ajoute quelques gouttes de l'acide sulfurique ($2H^+ + SO_4^{2-}$) comme catalyseur. Le mélange réactionnel est chauffé à une température constante T_1 . Soit α le degré de transformation de l'éthanol (C_2H_6O).

1.1- Compléter le tableau ci-dessous en fonction de n_0 et α .

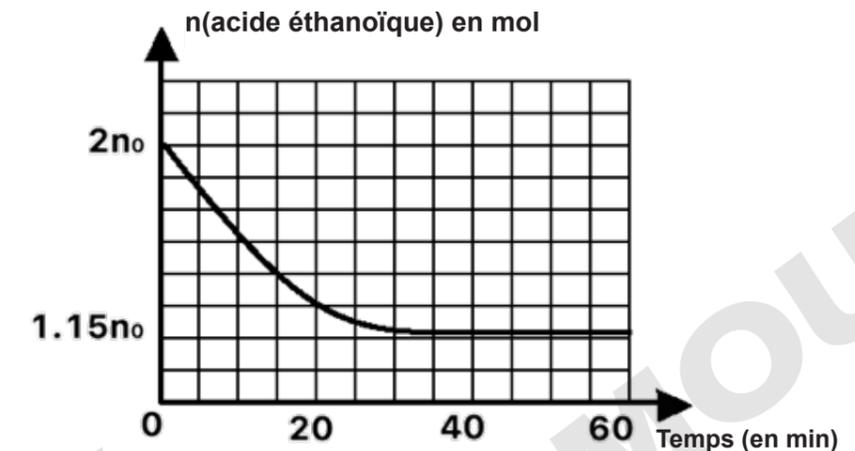
Espèces	$C_2H_4O_2$	C_2H_6O	$C_4H_8O_2$	H_2O
État initial (mol)	$2n_0$	n_0		
État d'équilibre (mol)				

1.2- Démontrer que la constante d'équilibre est exprimée par $K_C = \frac{\alpha^2}{(2 - \alpha)(1 - \alpha)}$

2- Étude du mélange réactionnel.

Dans un ballon, à $t = 0$, on verse respectivement les volumes (en ml) V_1 et V_2 de l'acide éthanoïque pur et de l'éthanol pur.

On détermine la quantité de l'acide d'éthanoïque suivant des intervalles de temps, chaque échantillon est versé dans un bécher contenant de l'eau distillée et glacée pour réaliser le titrage de l'acide éthanoïque présent dans le mélange réactionnel à l'instant t avec une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-).



Document 1

On a réalisé différentes mesures nécessaires pour étudier la variation de nombre de mol de l'acide éthanoïque en fonction de temps $n(\text{acide éthanoïque}) = f(t)$.

- 2.1- Quel est le rôle de l'eau glacée ? Indiquer les facteurs cinétiques influençant.
- 2.2- Tirer d'après la courbe :
 - 2.2.1. Deux caractéristiques de cette réaction.
 - 2.2.2. L'instant où l'équilibre dynamique est atteint.
- 2.3- Déterminer la relation entre V_1 et V_2 .
- 2.4- Indiquer le rôle de l'acide sulfurique.
- 2.5- Déterminer la valeur de α . Déduire la valeur de K_C .

3

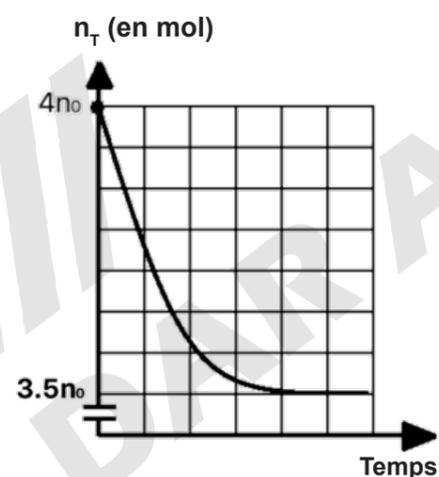
Synthèse de l'ammoniac

Le dinitrogène (diazote gaz N_2) réagit avec le dihydrogène gaz (H_2) pour produire l'ammoniac (NH_3) suivant l'équation :



À $t = 0$, On introduit un mélange stœchiométrique formé de diazote et de dihydrogène, dans un ballon de volume $V = 1L$ et à température de $300^\circ C$.

- Le document-1 montre la variation de nombre de mol gazeux totale n_T présent dans le milieu réactionnel en fonction du temps $n_T = f(t)$
- Soit α le degré de conversion de diazote à l'équilibre.



Document 1

- 1- Montrer que le nombre initial de mol de l'azote à $t = 0$ est n_0 .
- 2- Dresser le tableau qui montre la variation de cette réaction en mol à $t = 0$ et à l'équilibre en fonction de n_0 et de α .
- 3- Montrer que α peut être exprimé en fonction de n_T , n_0 , suivant la relation
$$\alpha = \frac{4n_0 - n_t}{2n_0}$$
.
- 4- Déduire la valeur de α .
- 5- Déterminer le rendement % de cette réaction.
- 6- Si $n_0 = 1$ mol, Montrer que la constante d'équilibre de cette réaction $K_c = 0.029$.
- 7- Préciser si la proposition ci-dessous est vraie ou fausse ci-dessous :

***Un mélange de 0,2 mole d'azote, 0,6 mole d'hydrogène et 1,6 mole d'ammoniac est à l'état d'équilibre à une température de $300^\circ C$.**

SOLUTION

Partie des Q	Réponse												
1.1.	<p>Première méthode : N_2O_4 est le seul réactif donc si la réaction est terminée, ce réactif disparaîtra totalement à la fin de la réaction. Le nombre de moles de N_2O_4 cesse de varier lorsqu'il atteint 0.16 mol en fin de réaction donc il n'a pas disparu. Ensuite, cette réaction est réversible.</p> <p>Deuxième méthode $\alpha(N_2O_4) = \frac{n(\text{convertie})}{n_0(\text{initiale})} = \frac{n(\text{initiale}) - n(\text{restant à l'équilibre})}{n_0(\text{initiale})} = \frac{0.2 - 0.16}{0.2} = 0.2$ $\alpha(N_2O_4) < 1$ donc la réaction chimique est réversible.</p>												
1.2.	<p>Selon le R.S :</p> $n(N_2O_4)_r = \frac{n(NO_2)_p}{2}$ <p>Mais $n(N_2O_4)_t = n_0(N_2O_4)_t - n(N_2O_4)_r$ Alors $n(N_2O_4)_t = n_0 - 0.5 n(NO_2)_t$ Diviser par V: $[N_2O_4]_t = [N_2O_4]_0 - 0.5 [NO_2]_t$</p>												
1.3.	<p>$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$ Les valeurs des concentrations molaires sont à l'équilibre. D'après le document 1 $[N_2O_4]_{\text{éq}} = 0.16 \text{ mol.L}^{-1}$. En utilisant la relation $[N_2O_4]_t = [N_2O_4]_0 - 0.5 [NO_2]_t$ $[N_2O_4]_{\text{éq}} = [N_2O_4]_0 - 0.5 [NO_2]_{\text{éq}}$ Et $[N_2O_4]_0 = \frac{n_0(N_2O_4)}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$. Alors $0.16 = 0.2 - 0.5 [NO_2]_{\text{éq}}$ et $[NO_2]_{\text{éq}} = 0.08 \text{ mol.L}^{-1}$. $K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0.08)^2}{0.16} = 4 \times 10^{-2}$.</p>												
2.1.	<p>$\alpha(N_2O_4) = \frac{n(\text{convertie})}{n(\text{initiale})} = \frac{x}{n_0}$ alors $x = n_0 \alpha$</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Substances</th> <th>N_2O_4</th> <th>NO_2</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État initial (t = 0) en mol</td> <td>n_0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Δ</td> <td>$-n_0\alpha$</td> <td>$2n_0\alpha$</td> </tr> <tr> <td>À l'équilibre</td> <td>$n_0 - n_0\alpha$</td> <td>$2n_0\alpha$</td> </tr> </tbody> </table>	Substances	N_2O_4	NO_2	État initial (t = 0) en mol	n_0	0	Δ	$-n_0\alpha$	$2n_0\alpha$	À l'équilibre	$n_0 - n_0\alpha$	$2n_0\alpha$
Substances	N_2O_4	NO_2											
État initial (t = 0) en mol	n_0	0											
Δ	$-n_0\alpha$	$2n_0\alpha$											
À l'équilibre	$n_0 - n_0\alpha$	$2n_0\alpha$											

2.2.	$n_T = n(N_2O_4) + n(NO_2) = n_0 - n_0\alpha + 2n_0\alpha = n_0 + n_0\alpha = n_0(1 + \alpha)$ Au cours du temps, le nombre de moles de N_2O_4 ayant réagi augmentera, donc X augmentera et α augmentera. Alors n_T augmentera.
2.3.	$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(\frac{2\alpha n_0}{V})^2}{\frac{n_0(1-\alpha)}{V}} = \frac{4\alpha^2 n_0}{(1-\alpha)V}$ pour $V = 1 \text{ L}$ $K_C = \frac{4\alpha^2 n_0}{(1-\alpha)}$
2.4.1.	Selon le document 2, l'équilibre chimique est atteinte lorsque $n_T = 1.15n_0$ Alors $n_T = 1.15n_0 = n_0(1 + \alpha)$ Donc $\alpha = 0.15$
2.4.2.	Supposons que la réaction chimique soit terminée $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ Selon le R.S : $n(N_2O_4)_r = \frac{n(NO_2)_p}{2}$ $n_0 = \frac{n(NO_2)_p}{2}$ Alors $n(NO_2)_p = 2n_0 = n(NO_2)$ théorique $n(NO_2)$ obtenue = $2n_0\alpha = 2n_0 \times 0.15 = 0.3 n_0$ Alors % rendement = $\frac{n(NO_2)_{\text{obtenue}}}{n(NO_2)_{\text{théorique}}} \times 100 = \frac{0.3 n_0}{2n_0} \times 100 = 15\%$
2.5.	$K_{C2} = 0.21 = \frac{4\alpha^2 n_0}{(1-\alpha)}$ pour $\alpha = 0.15$ on obtient $n_0 = 2 \text{ mol}$
2.6.	K_C dépend de la température. Puisque les deux expériences sont effectuées à des températures différentes, K_C est donc différent.

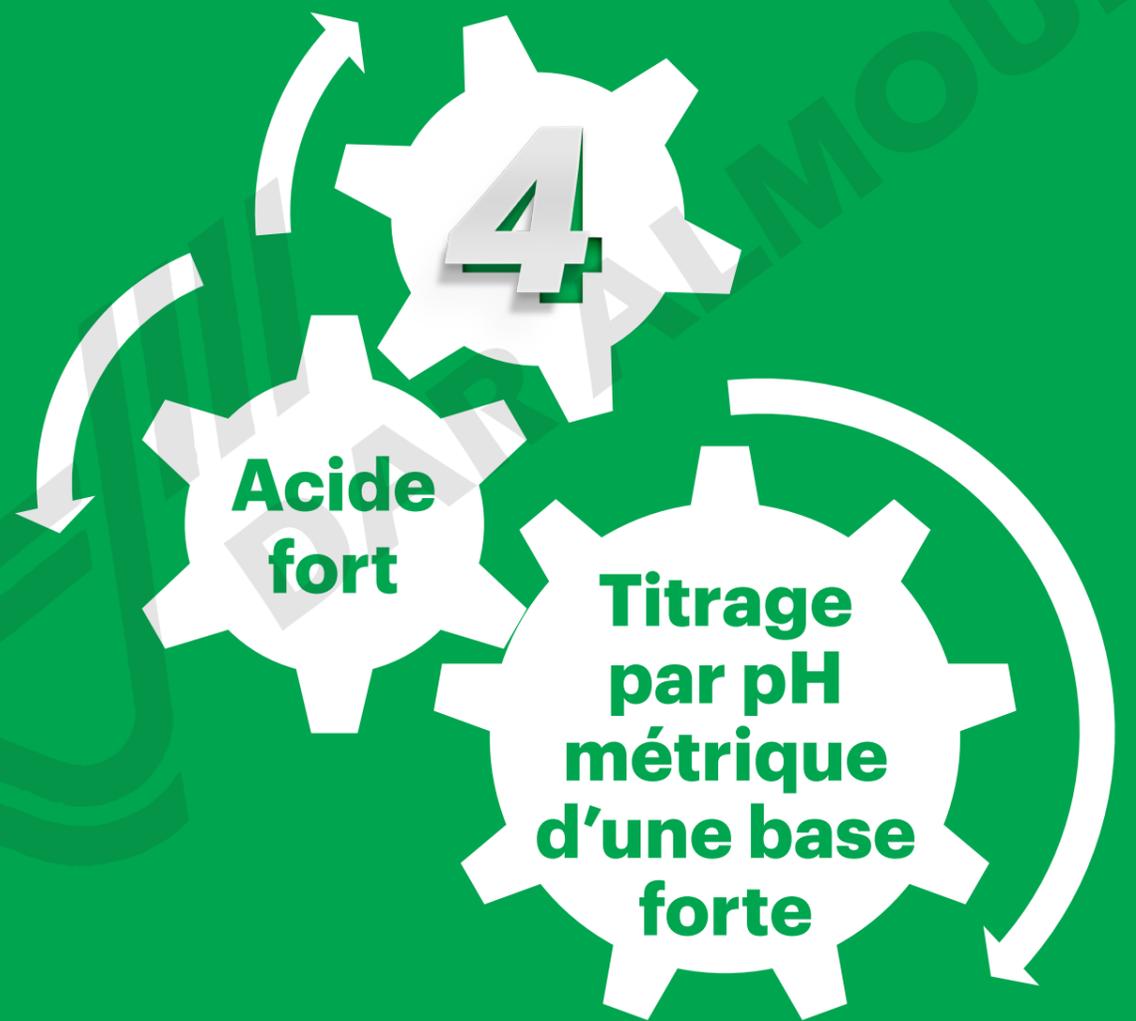
Parties des Q	Réponse																				
1.1.	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèce</th> <th>C₂H₄O₂</th> <th>C₂H₆O</th> <th>C₄H₈O₂</th> <th>H₂O</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État initial (mol)</td> <td>2n₀</td> <td>n₀</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Δ</td> <td>- n₀α</td> <td>- n₀α</td> <td>n₀α</td> <td>n₀α</td> </tr> <tr> <td>État d'équilibre (mol)</td> <td>2n₀ - n₀α</td> <td>n - n₀α</td> <td>n₀α</td> <td>n₀α</td> </tr> </tbody> </table>	Espèce	C ₂ H ₄ O ₂	C ₂ H ₆ O	C ₄ H ₈ O ₂	H ₂ O	État initial (mol)	2n ₀	n ₀	0	0	Δ	- n ₀ α	- n ₀ α	n ₀ α	n ₀ α	État d'équilibre (mol)	2n ₀ - n ₀ α	n - n ₀ α	n ₀ α	n ₀ α
Espèce	C ₂ H ₄ O ₂	C ₂ H ₆ O	C ₄ H ₈ O ₂	H ₂ O																	
État initial (mol)	2n ₀	n ₀	0	0																	
Δ	- n ₀ α	- n ₀ α	n ₀ α	n ₀ α																	
État d'équilibre (mol)	2n ₀ - n ₀ α	n - n ₀ α	n ₀ α	n ₀ α																	
1.2.	$K_C = \frac{[\text{Ester}][\text{Eau}]}{[\text{acide éthanoïque}][\text{Éthanol}]} = \frac{\frac{n_0\alpha}{V} \times \frac{n_0\alpha}{V}}{\frac{n_0(1-\alpha)}{V} \times \frac{n_0(2-\alpha)}{V}} = \frac{\alpha^2}{(2-\alpha)(1-\alpha)}$																				
2.1.	<p>L'ajout de l'eau glacée dans le mélange réactionnel joue le rôle de bloquer toutes les réactions dans le bêcher à l'exception de la réaction de titrage.</p> <p>Les deux facteurs cinétiques impliqués : la température et la concentration des réactifs.</p>																				
2.2.1.	<ul style="list-style-type: none"> La réaction est lente car la réaction est étudiée dans l'intervalle de temps [0 min . 60 min]. R(acide Éthanoïque) = n_{initiale}(acide Éthanoïque) = 2n₀ R(éthanol) = n_{initiale} (éthanol) = n₀ => R(Acide Éthanoïque) > R(éthanol) => L'acide éthanoïque est en excès tandis que l'éthanol est un réactif limitant. <p>Si la réaction était complète n(Acide Éthanoïque) est resté à t = ∞ est n(acide éthanoïque restant) = n(initiale) - n(Acide Éthanoïque) réagissant Mais selon le R.S : n(Acide Éthanoïque) réagissant = n(Réactif limitant) = n₀ => Si la réaction est complète n(Acide Éthanoïque restant à t = ∞) = 2n₀ - n₀ = n₀ Mais selon la courbe n(Acide Éthanoïque restant) = 1.15n₀ > n₀ => La réaction n'est pas complète (réversible)</p>																				

2.2.2.	Graphiquement, l'équilibre est atteint à t= 30 min puisque le nombre de mol d'acide éthanoïque devient constant après cet instant.
2.3.	$n = \frac{m}{M} \text{ mais } m = \rho \times V \Rightarrow n = \frac{\rho \times V}{M}$ <p>n(Acide Éthanoïque) = 2n₀ et n(Éthanol) = n₀ => n(Acide Éthanoïque) = 2n(Éthanol) => $\frac{\rho_1 \times V_1}{M_1} = \frac{2 \rho_2 \times V_2}{M_2}$ => $\frac{1.05 \times V_1}{60} = \frac{2 \times 0.789 \times V_2}{46}$ => V₁ = 1.96V₂</p>
2.4.	L'acide sulfurique est un catalyseur (facteur cinétique) qui augmente la vitesse de la réaction, mais on obtient toujours même état d'équilibre.
2.5.	<p>À l'équilibre, n (Acide Éthanoïque) = n₀(2-α) = 1.15n₀ 2- α = 1.15 ⇒ α = 0.85 $K_C = \frac{\alpha^2}{(2-\alpha)(1-\alpha)} = \frac{0.85^2}{(2-0.85)(1-0.85)} = 4.19$</p>

Parties des Q	Réponse	Note																				
1.	<ul style="list-style-type: none"> Rapport de $N_2 = \frac{n_0(N_2)}{1}$ Rapport de $H_2 = \frac{n_0(H_2)}{3}$ Mais on a un mélange stœchiométrique alors le Rapport de $N_2 =$ Rapport de H_2 $\frac{n_0(N_2)}{1} = \frac{n_0(H_2)}{3} \Rightarrow n_0(H_2) = 3n_0(N_2)$ A $t = 0$, $n_T = n_0(N_2) + n_0(H_2) = 4n_0$ (Utilisation du document 1) Alors $n_0(N_2) + 3n_0(N_2) = 4n_0$ Donc $4n_0(N_2) = 4n_0$ Alors $n_0(N_2) = n_0$ et $n_0(H_2) = 3n_0(N_2) = 3n_0$ 	1																				
2.	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèce</th> <th>N_2</th> <th>$3H_2$</th> <th>$2NH_3$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Nombre de moles (t = 0) en mol</td> <td>n_0</td> <td>$3n_0$</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>$n_0\alpha$</td> <td>-x</td> <td>-3x</td> <td>2x</td> </tr> <tr> <td>Nombre de moles (t = final) en mol</td> <td>$n_0 - x$</td> <td>$3n_0 - 3x$</td> <td>2x</td> </tr> <tr> <td>Nombre de moles (t = final) en mol</td> <td>$n_0 - \alpha n_0$</td> <td>$3n_0 - 3\alpha n_0$</td> <td>$2\alpha n_0$</td> </tr> </tbody> </table> <p>$\alpha = \frac{n(\text{convertie})}{n(\text{initiale})} = \frac{x}{n_0} \Rightarrow x = \alpha n_0$ (1/4 point)</p> <p>Tableau (1/2 point)</p>	Espèce	N_2	$3H_2$	$2NH_3$	Nombre de moles (t = 0) en mol	n_0	$3n_0$	0	$n_0\alpha$	-x	-3x	2x	Nombre de moles (t = final) en mol	$n_0 - x$	$3n_0 - 3x$	2x	Nombre de moles (t = final) en mol	$n_0 - \alpha n_0$	$3n_0 - 3\alpha n_0$	$2\alpha n_0$	0.75
Espèce	N_2	$3H_2$	$2NH_3$																			
Nombre de moles (t = 0) en mol	n_0	$3n_0$	0																			
$n_0\alpha$	-x	-3x	2x																			
Nombre de moles (t = final) en mol	$n_0 - x$	$3n_0 - 3x$	2x																			
Nombre de moles (t = final) en mol	$n_0 - \alpha n_0$	$3n_0 - 3\alpha n_0$	$2\alpha n_0$																			
3.	$n_T = n(N_2) + n(H_2) + n(NH_3)$ $n_T = n_0 - \alpha n_0 + 3n_0 - 3\alpha n_0 + 2\alpha n_0 = 4n_0 - 2\alpha n_0$ $n_T = 4n_0 - 2\alpha n_0 \Rightarrow \alpha = \frac{4n_0 - n_t}{2n_0}$	0.5																				
4.	Graphiquement, à l'équilibre $n_T = 3.5n_0$ $\Rightarrow \alpha = \frac{4n_0 - n_t}{2n_0} = \frac{4n_0 - 3.5n_0}{2n_0} = 0.25$ (1/4 point)	0.25																				

5.	<ul style="list-style-type: none"> Étape 1: Trouvez le nombre théorique de moles du produit. Supposons que la réaction soit complète $\frac{n(N_2)r}{1} = \frac{n(NH_3)p}{2}$ (à tout instant t) $\frac{n(N_2)_0}{1} = \frac{n(NH_3)_{p\infty}}{2}$ (à $t = \infty$) $n(NH_3)_{p\infty} = n(NH_3)_{\text{théorique}} = 2n_0$ (1/4 point) Étape 2: Trouvez le nombre réel de moles du produit. $n(NH_3)_{\text{réel}} = 2\alpha n_0$ (d'après le tableau) avec $\alpha = 0.25$ $\Rightarrow n(NH_3)_{\text{réel}} = 2 \times 0.25 n_0 = 0.5n_0$ (1/4 point) Étape 3: Calculer le rendement % Rendement = $\frac{n(\text{obtenue})}{n(\text{théorique})} \times 100 = \frac{0.5n_0}{2n_0} \times 100 = 25\%$ (1/4 point) 	0.75
6.	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{\frac{n(NH_3)^2}{V^2}}{\frac{n(N_2)}{V} \frac{n(H_2)^3}{V^3}} = \frac{\frac{(2\alpha n_0)^2}{V^2}}{\frac{n_0 - \alpha n_0}{V} \times \frac{(3n_0 - 3\alpha n_0)^3}{V^3}}$ (1/2 point) <p>Pour $n_0 = 1$ mol, $V = 1$ L et $\alpha = 0.25$ On obtient $K_c = 0.029$ (1/4 point)</p>	0.75
7.	$Q = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = \frac{\frac{n(NH_3)^2}{V^2}}{\frac{n(N_2)}{V} \frac{n(H_2)^3}{V^3}} = \frac{\frac{1.6^2}{1}}{\frac{0.2}{1} \frac{0.6^3}{1^3}} = 59.2 > K_c$ <p>Le mélange réactionnel n'est pas à l'équilibre La proposition est fausse.</p>	0.75

REVISION



Un Acide

Arrhénius définit un acide comme une substance qui s'ionise dans l'eau pour produire des ions H_3O^+

Cette définition est limitée aux solutions aqueuses.

Un Acide fort

- Un acide fort se dissocie complètement dans l'eau pour produire du $H_3O^+(H^+)$

⇒ Tout les acides deviennent H^+ .

- H^+ est trop petit et existe seul en solution donc il est entouré de molécule H_2O pour devenir H_3O^+ (ion hydronium).

Une Base

Selon Arrhénius, une base se dissocie pour produire un ion hydroxyde (HO^-) dans l'eau.

Une Base forte

Il se dissocie complètement pour produire des ions hydroxyde (HO^-) dans l'eau.

pH Définition et formule

Le pH d'une solution est le négatif du logarithme de la concentration en ion hydronium H_3O^+ (exprimée en $mol.L^{-1}$)

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Lorsque $[H_3O^+]$ augmente, le pH diminue.

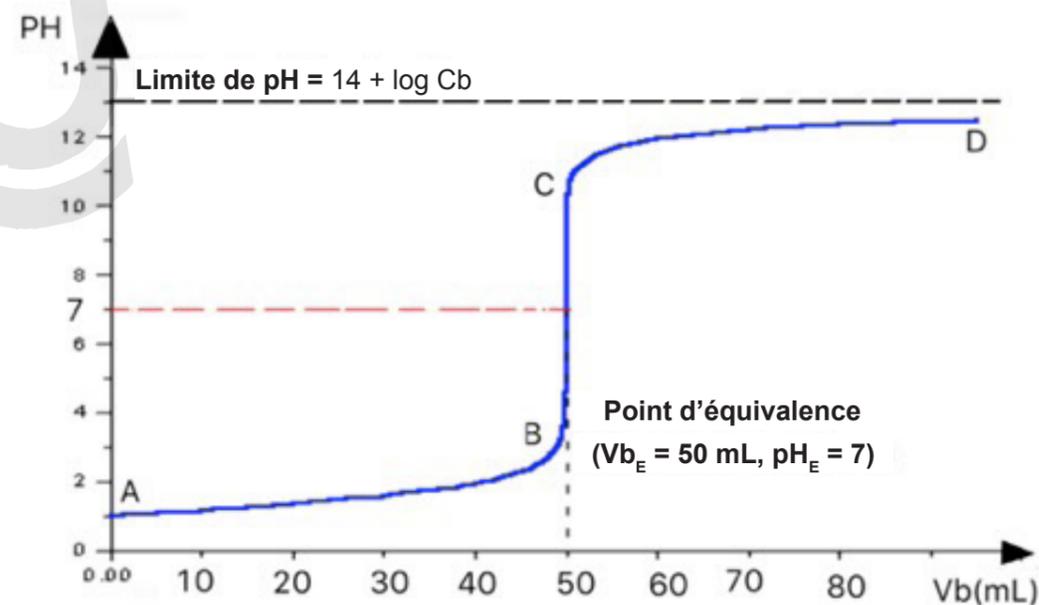
Propriétés	Acide fort	Base forte
Définition selon Arrhenius	Espèce qui se dissocie complètement dans l'eau pour produire du H_3O^+	Espèce qui se dissocie complètement dans l'eau pour produire OH^-
Réaction avec l'eau	$HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
Espèce présente lorsqu'elle est dissociée dans l'eau	HA n'est plus présent car la dissociation est terminée.	NaOH n'est plus présente car la dissociation est terminée.
	H_2O est présent car en excès, il est neutre $pH = 7$	H_2O est présent puisqu'il est en excès, il est neutre $pH = 7$
	A^- est présent. C'est un ion spectateur dont $pH = 7$	Na^+ est présent. C'est un ion spectateur dont $pH = 7$
	H_3O^+ est présent. Le pH de la solution dépend de cette espèce. $pH < 7$	OH^- est présent. Le pH de la solution dépend de cette espèce. $pH > 7$
pH	$pH = - \log C_a$	$pH = 14 + \log C_b$
	pH après dilution 10^x (x : facteur de dilution)	$pH_{\text{après}} = pH_{\text{avant}} + x \text{ unités}$

α Degré de dissociation	$\alpha = \frac{n(\text{converti})}{n(\text{initial})} = 1$ <p>Dissociation est complète</p>
Réaction entre acide fort et base forte	<p>Équation ionique nette : $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Caractéristiques de la réaction :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Rapide (rapide, instantané) - Exothermique (dégage de la chaleur) - Spontané - Unique - Quasi-totale <p>Le PH de la solution obtenu lorsqu'un acide fort est mélangé avec une base forte dépend de l'excès d'acide ou de l'excès de base.</p> <p>Si le mélange réactionnel est stœchiométrique, $\text{PH} = 7$, c'est pourquoi nous appelons cette réaction neutralisation.</p>

Titration pH métrique de base forte - acide fort

Un acide chlorhydrique fort (H_3O^+ , Cl^-) de concentration $C_a = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_a = 50 \text{ mL}$ est titré avec une base forte d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) de concentration $C_b = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$.

La courbe de titrage suivante $\text{pH} = f(V_b)$ est obtenue.



Réaction chimique :



La réaction chimique est complète et quantitative.

Description des parties de la courbe de titrage :

La courbe comporte trois parties caractéristiques :

- Partie AB : Le pH augmente légèrement, le palier est presque rectiligne.
- Partie BC : Il y a un saut de pH au point d'équivalence. (un point d'inflexion)
- Partie CD : Le pH augmente légèrement, le palier est presque rectiligne.

Points remarquables de la courbe de titrage :

- Avant l'équivalence, la base ajoutée à partir de la burette est le réactif limitant.
- Au point d'équivalence la base et l'acide sont en proportions stœchiométrique.
- Après l'équivalence la base ajoutée de la burette est en excès.
- PH_0 est le pH initial de la solution dans le bécher avant l'ajout d'une base à partir de la burette.
- La courbe doit passer par les points suivants :
 - ($V_b = 0 \text{ mL}$, $\text{pH}_0 = -\log C_a$)
 - ($V_b = V_{bE}$, $\text{pH}_E = 7$)
- La courbe ne doit pas dépasser la limite de pH
 Limite de $\text{pH} = 14 + \log C_b = 14 + \log (0.1) = 13$.
 Après l'équivalence, le pH dépend de la base (excès).
 Mais la base après l'équivalence est diluée (ajoutée à l'eau), elle doit donc être :
 $7 < \text{pH} < 14 + \log C_b$.
- La courbe ne doit avoir qu'un seul point d'inflexion qui se situe dans la zone du point d'équivalence.

Point d'équivalence :

A l'équivalence, le mélange réactionnel est stœchiométrique.

$\Rightarrow n(\text{Acide})$ initialement dans le bécher = $n(\text{Base})$ ajouté de la burette pour atteindre le point d'équivalence.

$$\Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE}$$

$$\Rightarrow V_{bE} = \frac{C_a V_a}{C_b} = \frac{0.1 \times 50}{0.1} = 50 \text{ mL}$$

Étude qualitative du pH à pH_E d'équivalence :

À l'équivalence, H_3O^+ et HO^- disparaissent.

Les espèces présentes à l'équivalence sont :

Eau (neutre)

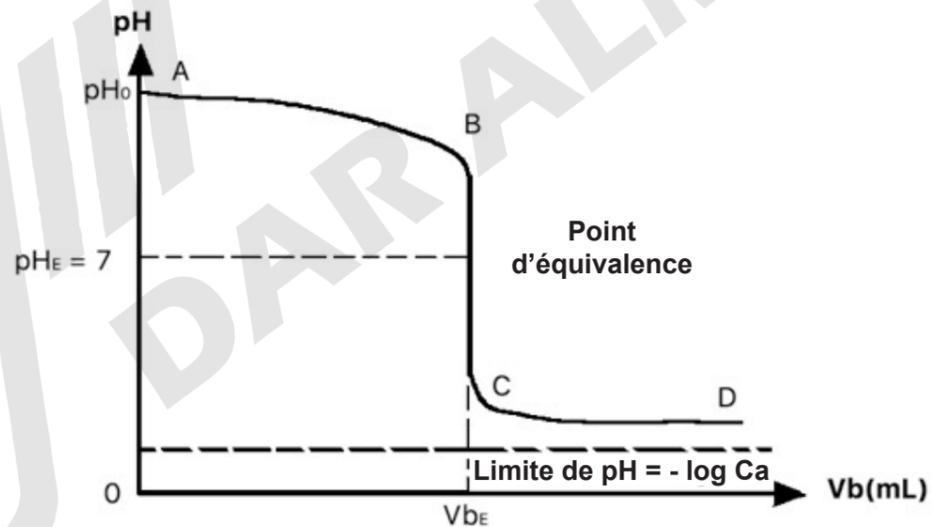
Na^+ et Cl^- (ions spectateurs neutres)

$\Rightarrow pH_E = 7$

Les coordonnées au point d'équivalence ($V_{bE} = 50\text{mL}$; $pH_E = 7$)

Qu'on peut déterminer graphiquement d'après la méthode de 2 tangentes parallèles.

La base forte est en burette et l'acide est en bécher



Informations de la courbe :

Le pH initial est supérieur à 7 \Rightarrow l'acide est placé dans la burette tandis que la base est dans le bécher.

Le pH au point d'équivalence est 7 \Rightarrow c'est une courbe de titrage d'un acide fort et d'une base forte.

Description des parties de la courbe de titrage :

La courbe comporte trois parties caractéristiques :

- Partie AB : Le pH diminue légèrement, le palier est presque rectiligne.
- Partie BC : Il y a un saut de pH au point d'équivalence. (un point d'inflexion)
- Partie CD : Le pH diminue légèrement, le palier est presque rectiligne.

Points remarquables :

- La courbe doit avoir trois parties et un point d'inflexion.

- Il doit passer par les points :

• ($V_b = 0 \text{ mL}$, $pH_0 = 14 + \log C_b$)

• (V_{bE} , $pH_E = 7$)

• La courbe ne doit pas être inférieure à la limite de $pH = -\log Ca$.

Après l'équivalence, la base du bécher disparaît. Nous ajoutons de l'acide fort de la burette à l'eau dans le bécher.

La dilution augmente le pH donc $-\log Ca < pH_{(final)} < 7$



EXERCICES





La cinétique d'une réaction chimique lente [10 points]

Il est disponible dans le laboratoire trois fioles jaugées A, B et C contenant trois solutions aqueuses incolores. Ces solutions peuvent être de l'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-), et de l'acide bromhydrique (HBr).

Donnée :

- Masse molaire d'hydroxyde de sodium $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Préparation des Solutions

Les trois solutions sont préparées comme suit.

- Préparation de la solution dans le ballon A :

- 0.80 g de pastilles solides d'hydroxyde de sodium (NaOH) sont dissous avec précision avec de l'eau distillée pour préparer 1000 mL de solution aqueuse.
- Le pH d'un échantillon de volume 5 mL de cette solution est mesuré et se révèle être 12.30.

- Préparation de la solution dans le ballon C :

- La solution d'acide bromhydrique du ballon B est préparée de telle manière que son pH soit 2.00.
- La solution d'acide bromhydrique du ballon B est diluée 100 fois pour obtenir la solution du ballon C.
- Le pH de la solution obtenue est 4.00.

1.1- Montrer que :

- 1.1.1.** L'hydroxyde de sodium est une base forte.
- 1.1.2.** L'acide bromhydrique est un acide fort.

1.2- Un étudiant a suivi la même procédure pour préparer la solution dans le ballon A, mais il a commis une erreur. Le volume d'eau distillée ajoutée a dépassé le repère de la fiole jaugée.

Choisir la bonne réponse concernant le pH de la solution préparée. Justifier.

- a-** pH = 12.30 **b-** moins que 12.30 **c-** plus que 12,30.

2. pH métrique `Titrage

Un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'acide bromhydrique de concentration molaire inconnue C_a est titré avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Avant d'ajouter une base de la burette, $V_e = 30 \text{ mL}$ d'eau distillée est ajouté pour immerger suffisamment l'électrode du pH-mètre.

2.1- Écrire l'équation de la réaction de titrage.

2.2- D'après les espèces présentes dans le bécher au point d'équivalence lorsque V_b (en mL) de la base ajoutée, déterminer le pH_E de la solution au point d'équivalence.

2.3- Notons V_b (en mL) le volume de la solution d'hydroxyde de sodium ajoutée à partir de la burette Montrer que lorsque $V_b < V_{bE}$, le pH de la solution est exprimé par la relation suivante:

$$\text{pH} = 1.70 - \log \frac{V_{bE} - V_b}{50 + V_b}$$

2.4- Lorsque $V_b = 3 \text{ mL}$, le pH-mètre indique $\text{pH} = 2.58$.

2.4.1. Justifier pourquoi $V_b = 3 \text{ mL}$ est inférieure à V_{bE} .

2.4.2. Montrer que le volume $V_{bE} = 10 \text{ mL}$.

2.4.3. Déduire la concentration C_a de la solution d'acide bromhydrique.

2.5- Tracer l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ passant par les points $V_b = 0 \text{ mL}$, $V_b = 3 \text{ mL}$, et le point d'équivalence.

Prendre l'échelle 1cm pour l'unité de pH en ordonnée et 1cm pour 1 mL en abscisse, sachant que le pH de la solution obtenue après l'ajout d'eau distillée et avant l'ajout de toute base est de: 2.40.

2

Acide bromhydrique

L'acide bromhydrique (HBr) est un acide utilisé pour la production de bromures inorganiques. Il catalyse également les réactions d'alkylation et l'extraction de certains minerais.

“Destop” est un produit ménager utilisé comme nettoyeur de drains. C'est une solution commerciale d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-).

Le but de cet exercice est de déterminer la concentration C_0 (en mol.L^{-1}) d'hydroxyde de sodium dans la solution commerciale “Destop”.

Donnée :

- L'hydroxyde de sodium est une base forte tandis que l'acide bromhydrique est un acide fort.
- Les expériences sont réalisées à température 25°C .
- $K_E = 10^{-14}$

1- Préparation de la solution (S_1).

Une solution d'hydroxyde de sodium S_1 (Na^+ , HO^-) de concentration C_b (en mol.L^{-1}) et de volume $V = 500$ mL est préparée en diluant 100 fois la solution commerciale “Destop”.

1.1- Calculer V_0 , le volume à prélever de la solution commerciale pour préparer (S_1).

1.2- Choisir, du document 1, l'ensemble le plus adéquat et le plus précis pour cette préparation. Justifier.

- L'ensemble 1 : pipette jaugée de 10 mL et fiole jaugée de 500 mL.
- L'ensemble 2 : pipette graduée de 10 mL et fiole jaugée de 500 mL.
- L'ensemble 3 : éprouvette graduée de 5 mL et bécher de 500 mL.

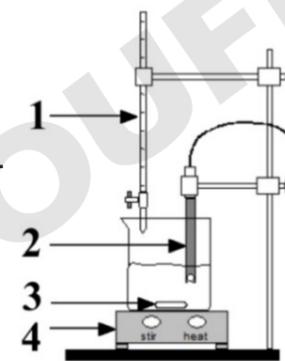
Document 1

2- Titrage PH métrique de la solution commerciale

Le titrage pH-métrique de la solution (S_1) a été réalisé comme suit :

- Un volume $V_b = 20$ mL de la solution d'hydroxyde de sodium (S_1) est versé dans un bécher.
- 30 mL d'eau distillée sont ajoutés pour immerger les électrodes combinées du pH-mètre.
- La solution (S_1) est titrée avec une solution d'acide bromhydrique (H_3O^+ , Br^-) de concentration $C_a = 7.2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Désignons par V_{aE} (en mL) le volume de l'acide nécessaire pour atteindre le point d'équivalence.

La configuration du titrage est présentée dans le document 2.



Document 2

2.1- Étiqueter les matériels numérotés du document 2.

2.2- Écrire l'équation de la réaction de titrage.

2.3- Considérer les affirmations suivantes.

Lorsque l'affirmation est vraie, la justifier.

Lorsque l'énoncé est faux, donner la bonne réponse. Justifier.

2.4.1- Suite à l'addition des 30 mL d'eau distillée pour immerger l'électrode de pH-mètre, le pH_0 de la solution avant l'ajout de tout acide a augmenté.

2.4.2- En raison de l'ajout de 30 mL d'eau distillée pour immerger l'électrode de pH-mètre, le volume de l'acide à l'équivalence restera inchangé.

2.4- Choisir la bonne réponse.

Partie	Déclaration	Réponses		
		a	b	c
2.5.1	$V_b = 20$ mL est introduit dans le bécher par	Pipette jaugée de 20 mL	Éprouvette gradué de 20 mL	Pipette graduée de 20 mL
2.5.2	Diluer la solution Destop 100 fois	Diminution de son pH de 2 unités	augmentation son pH de 2 unités	Le pH a diminué de moins de deux unités

3- Détermination de la concentration de la solution commerciale "Destop"

Notons V_a (en mL) le volume de la solution d'acide bromhydrique ajouté à partir de la burette.

3.1- Montrer que lorsque $V_a < V_{aE}$, le pH de la solution est exprimé par la relation suivante

$$\text{pH} = 12.86 + \log \frac{V_{aE} - V_a}{50 + V_a}$$

3.2- Lorsque $V_a = 10$ mL, le pH-mètre indique $\text{pH} = 11.91$.

3.2.1- Justifier pourquoi $V_a = 10$ mL est inférieur à V_{aE} .

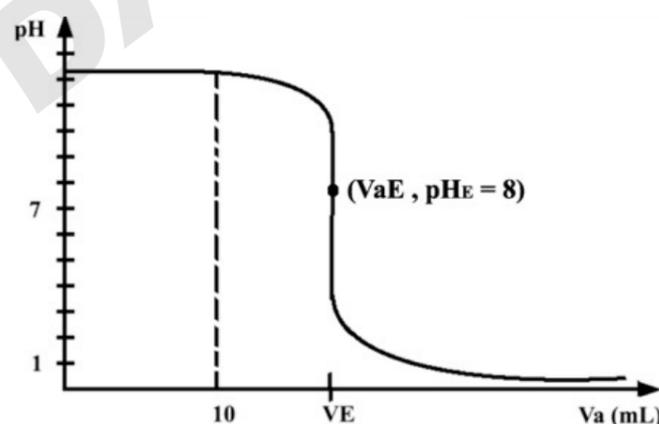
3.2.2- Calculer le volume V_{aE} de l'acide ajouté au point d'équivalence.

3.2.3- Déduire la concentration C_o de la solution commerciale.

4- Courbe de titrage

Le courbe suivante étudie la variation du pH en fonction du volume V_a de l'acide bromhydrique ajouté $\text{pH} = f(V_a)$ dans l'étude expérimentale donnée.

Identifier les trois erreurs commises dans le document 3.



Document 3



Titrage pH métrique d'un nettoyant de four

Hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) et l'hydroxyde de potassium ($\text{K}^+ + \text{HO}^-$) sont des bases fortes qui forment un constituant majeur des produits de nettoyage de fours et grils.

Le but de cet exercice est d'effectuer un titrage pH-métrique entre l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) qui est un acide fort et l'hydroxyde de potassium à base forte qui est présent dans un nettoyant de four.

Donnée :

- Les réactions chimiques ont lieu à $T = 25^\circ\text{C}$.
- La masse volumique du nettoyant pour four est : $\rho = 1.05 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$
- La masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ d'hydroxyde de potassium est $M = 56$

1- Préparation de la solution (S) d'hydroxyde de potassium.

Un volume V_0 de la solution de nettoyage de four (S_0) a été dilué 10 fois pour préparer un volume V de solution (S).

Préciser parmi les ensembles suivants l'ensemble le plus précis et nécessaire à la préparation de (S).

Ensemble 1	Ensemble 2	Ensemble 3
- Fiole jaugée de 100 ml - Pipette graduée de 10 ml	- Fiole jaugée de 100 ml - Pipette jaugée de 10 ml	- Fiole jaugée de 100 ml - Pipette jaugée de 5 ml

2- Titrage pH-métrique de la solution d'acide chlorhydrique.

Un volume $V = 10$ ml de solution (S) est titré avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à l'aide d'un pH-mètre.

Les résultats du titrage pH-métrique sont résumés dans le tableau suivant :

V_a (ml)	0	1	2	3	5	7	9	11	11.6	12	13	14	15.5	17.5
pH	12.06	12	11.91	11.81	11.62	11.4	11.13	9.6	4.85	3.6	3.15	2.95	2.7	2.6

2.1- Écrire l'équation de la réaction de titrage.

2.2- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_a)$, considérer l'échelle: axe des abscisses : 1 cm = 1 ml et axe des ordonnées : 1 cm = 1 unité de pH.

2.3- Déterminer graphiquement le point d'équivalence.

2.4- Expliquer, en se référant aux espèces chimiques présentes, la valeur du pH au point d'équivalence.

2.5- Déterminer la concentration de solution d'hydroxyde de potassium (S_o).

2.6- Déduire le pourcentage en masse d'hydroxyde de potassium dans le produit nettoyant de four.



Acide sulfamique

L'acide sulfamique ($\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$) est le principal constituant du détartrant des cafetières. Il est vendu dans le commerce sous forme de cristaux blancs. L'acide sulfamique est un monoacide fort désigné par HA.

L'étiquette d'un détartrant commercial indique 94% en masse d'acide sulfamique. Le but de cet exercice est de valider cette indication.

Donnée :

- La masse molaire de l'acide sulfamique $M = 97 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1- Préparation de la solution (S)

Une masse de 1.6 g de cristaux d'acide sulfamique du commerce est dissoute dans de l'eau distillée pour obtenir une solution (S) de volume $V = 200 \text{ mL}$. La concentration de (S) est notée Ca.

Considérer le document suivant.

- | | |
|---------------------------------------|--------------------|
| - Fiole jaugée : 100, 200, et 1000 mL | - Verre de montre |
| - Balance de précision | - Entonnoir |
| - Pipettes jaugées : 10 et 20 mL | - Burette de 50 mL |
| | - Spatule |

Document 1

1.1- Choisir du document 2, le matériel nécessaire pour préparer (S).

1.2- Écrire la réaction de dissociation de l'acide sulfamique dans l'eau.

2- Titrage pH-métrique

Un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de solution (S) est titré avec une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) de concentration $C_b = 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le volume de solution d'hydroxyde de sodium nécessaire pour atteindre l'équivalence est $V_{bE} = 15.4 \text{ mL}$.

Avant d'ajouter une solution d'hydroxyde de sodium, le pH du bécher était de 1.

2.1- Écrire l'équation de la réaction de titrage.

2.2- Déterminer, d'après les espèces chimiques présentes, le pH de la solution à l'équivalence.

2.3- Calculer la concentration de la solution (S).

2.4- Déterminer le pourcentage de pureté de l'acide sulfamique en % en masse.

2.5- Préciser si l'étiquette du détartreur commercial est acceptable sachant que le pourcentage d'erreur accepté est de 5%.

2.6- Choisir la bonne réponse. Justifier.

Question	Réponses		
	a	b	c
2.6.1 L'indicateur approprié pour ce titrage est	Méthyl orange (3.2 - 4.4)	Bleu de bromothymol (6 - 7.6)	Phénolphtaléine (8.2 - 10)
2.6.2 Après avoir ajouté 16 mL de solution d'hydroxyde de sodium, le pH =	5.3	7	11.2
2.6.3 L'ajout d'eau distillée dans le bécher contenant de l'acide sulfamique avant le titrage	Augmente V_{bE}	Diminue V_{bE}	V_{bE} n'est pas affecté

2.7- Tracer l'allure de la courbe en étudiant la variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium ajoutée $pH = f(V_b)$. Prener l'échelle: 1 cm pour 1 unité de pH en ordonnée et 1 cm pour 2 ml en abscisse.

SOLUTION

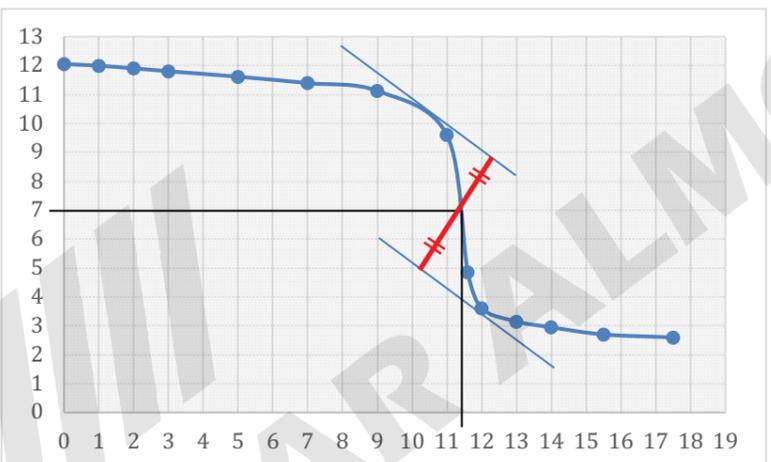
Partie des Q	Réponse	Note																		
1.1.1.	$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = C_b \times V(\text{solution})$ $\text{Alors } C_b = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \times V(\text{solution})} = \frac{0.8}{40 \times 1000 \times 10^{-3}} = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$ (½ point) $\text{pH} = 14 + \log C_b = 14 + \log (0.02) = 12.30 = \text{pH mesuré}$ Donc NaOH est une base forte. (¼ point)	0.75																		
1.1.2.	Diluer la solution de HBr 10^2 fois augmente le pH de 2 à 4 (deux unités) donc HBr est un acide fort.	0.5																		
1.2.	Si le volume d'eau distillée dépasse la ligne, la concentration de la solution préparée diminue. Puisque NaOH est une base forte, son pH diminuera lors de la dilution. La bonne réponse est b.	0.5																		
2.1.	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	0.5																		
2.2.	À l'équivalence, H_3O^+ et HO^- disparaissent. Les espèces présentes à l'équivalence sont : Eau (neutre) Na^+ et Br^- (ions spectateurs neutres) $\Rightarrow \text{pH}_E = 7$	0.5																		
2.3.	<p>HO^- est le réactif limitant donc il disparaîtra à la fin de la réaction.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Equation</th> <th>H_3O^+</th> <th>$+$</th> <th>HO^-</th> <th>\rightarrow</th> <th>$2\text{H}_2\text{O}$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>À $t = 0$ (mol)</td> <td>$C_a V_a$</td> <td></td> <td>$C_b V_b$</td> <td></td> <td>Solvant</td> </tr> <tr> <td>À $t = \infty$ (mol)</td> <td>$C_a V_a - C_b V_b$</td> <td></td> <td>0</td> <td></td> <td>Solvant</td> </tr> </tbody> </table> $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a - C_b V_b$ $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] =$ $\text{pH} = -\log \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V(\text{Solution})} = -\log \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b + V_e}$ Mais à l'équivalence $C_a V_a = C_b V_{bE}$ alors $\text{pH} = -\log \frac{C_b V_{bE} - C_b V_b}{V_a + V_b + V_e}$ $\text{pH} = -\log \frac{C_b [V_{bE} - V_b]}{V_a + V_b + V_e}$ $\text{pH} = -\left[\log C_b + \log \frac{V_{bE} - V_b}{V_a + V_b + V_e} \right]$ $\text{pH} = -\log C_b - \log \frac{V_{bE} - V_b}{V_a + V_b + V_e}$	Equation	H_3O^+	$+$	HO^-	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$	À $t = 0$ (mol)	$C_a V_a$		$C_b V_b$		Solvant	À $t = \infty$ (mol)	$C_a V_a - C_b V_b$		0		Solvant	1
Equation	H_3O^+	$+$	HO^-	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$															
À $t = 0$ (mol)	$C_a V_a$		$C_b V_b$		Solvant															
À $t = \infty$ (mol)	$C_a V_a - C_b V_b$		0		Solvant															

	Avec $V_a = 20\text{mL}$ et $C_b = 0.02 \text{ mol.L}^{-1}$ et, $V_e = 30 \text{ mL}$ on obtient $\text{pH} = 1.70 - \log \frac{V_{bE} - V_b}{50 + V_b}$	
2.4.1.	Puisque le $\text{pH} < 7$ ceci implique le mélange réactionnel est encore acide, alors $V_b = 3 \text{ mL}$ est inférieur au point d'équivalence	0.25
2.4.2.	$\text{pH} = 1.70 - \log \frac{V_{bE} - V_b}{50 + V_b}$ En remplaçant $V_b = 3 \text{ mL}$ et $\text{pH} = 2.58$ on obtient $V_{bE} = 10\text{mL}$	0.25
2.4.3.	<ul style="list-style-type: none"> À l'équivalence, les réactifs sont dans des proportions stœchiométriques. $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ initialement dans le bécher = $n(\text{HO}^-)$ ajouté de la burette pour atteindre l'équivalence $C_a \times V_a = C_b \times V_{bE}$ $\Rightarrow C_a = \frac{C_b \times V_{bE}}{V_a} = \frac{2 \times 10^{-2} \times 10}{20} = 0.01 \text{ mol.L}^{-1}$ 	0.75
2.5.	$\text{pH}(\text{limite}) = 14 + \log C_b = 14 + \log (0.02) = 12.30$	1

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	Lors de la dilution, n(soluté) est conservée. (1/4 point) $n(\text{avant dilution}) = n(\text{après dilution})$ $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$ $F = \text{facteur de la dilution} = \frac{C_0}{C_1} = \frac{V_{\text{ballon}}}{V_0} = 100$ (1/4 point) $\Rightarrow V_0 = 5 \text{ mL}$. (1/4 point)	0.75
1.2.	L'ensemble 2, (1/4 point) car nous ne pouvons pas prélever 5 mL de la solution S_0 à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL, alors la pipette graduée de 10 mL est plus précise que l'éprouvette graduée pour prélever ces 5 mL. la fiole jaugée de 500 mL est plus précise que le bécher. (1/4 point)	0.5
2.1.	1: burette graduée (1/4 point) 2: électrode de pH-mètre (1/4 point) 3: barreau aimanté (1/4 point) 4: agitateur magnétique (1/4 point)	1
2.2.	Équation de la réaction : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	0.5
2.3.1.	La déclaration est fautive. Le bécher contient la base avant l'ajout de tout acide à partir de la burette. $\text{pH} = 14 + \log C_b$ L'ajout d'eau distillée diminuera la concentration de la base, de sorte que le pH_0 diminuera également.	1.5
2.3.2.	La déclaration est vraie. Au point d'équivalence: $n(\text{HO}^-) \text{ présent dans le bécher} = n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ ajouté de la burette}$ $n(\text{HO}^-) \text{ présent dans le bécher} = C_a V_{aE}$ C_a est constante, alors V_{aE} dépend de $n(\text{base})$ qui est conservée lors de la dilution, donc la V_{aE} restera constante.	1.25
2.4.1.	Réponse a	0.25
2.4.2.	Réponse a	0.25

3.1.	<p>Au point d'équivalence :</p> $n(\text{HO}^-) \text{ présent dans le bécher} = n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ ajouté de la burette}$ $n(\text{HO}^-) \text{ présent dans le bécher} = C_a V_{aE}$	1.5																	
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèces</th> <th>H_3O^+</th> <th>+</th> <th>HO^-</th> <th>\rightarrow</th> <th>$2\text{H}_2\text{O}$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>n_0 (mol)</td> <td>$n_a = C_a V_a$</td> <td></td> <td>$n_b = C_b V_{aE}$</td> <td></td> <td>solvant</td> </tr> <tr> <td>Au volume ajouté (V_a)</td> <td>0</td> <td></td> <td>$C_a (V_{aE} - V_a)$</td> <td></td> <td>solvant</td> </tr> </tbody> </table> <p>Le milieu est basique (excès de HO^-) alors :</p> $\text{pH} = 14 + \log [\text{HO}^-] = 14 + \log \frac{n(\text{HO}^-)}{V(\text{total})} = 14 + \log \frac{C_a (V_{aE} - V_a)}{V_a + V_b + V(\text{Eau})}$ $\text{pH} = 12.86 + \log \frac{V_{aE} - V_a}{50 + V_a}$		Espèces	H_3O^+	+	HO^-	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$	n_0 (mol)	$n_a = C_a V_a$		$n_b = C_b V_{aE}$		solvant	Au volume ajouté (V_a)	0		$C_a (V_{aE} - V_a)$	
Espèces	H_3O^+	+	HO^-	\rightarrow	$2\text{H}_2\text{O}$														
n_0 (mol)	$n_a = C_a V_a$		$n_b = C_b V_{aE}$		solvant														
Au volume ajouté (V_a)	0		$C_a (V_{aE} - V_a)$		solvant														
3.2.1.	Le pH à l'équivalence entre un acide fort et une base forte est de 7. $\text{pH} > 7$, et la base est dans le bécher donc nous n'avons pas encore atteint l'équivalence.	0.5																	
3.2.2.	En utilisant la relation $\text{pH} = 12.86 + \log \frac{V_{aE} - V_a}{50 + V_a}$ sachant que $\text{pH} = 11.91$ lorsque $V_a = 10 \text{ mL}$, alors $V_{aE} = 16.73 \text{ mL}$	0.5																	
3.2.3.	<p>Au point d'équivalence, les réactifs sont en proportions stœchiométriques</p> $\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ ajouté de la burette pour atteindre le point d'équivalence}}{n(\text{HO}^-) \text{ initialement dans le bécher}} = 1$ <p>(1/4 point)</p> $C_a V_{aE} = C_b V_b$ (1/4 point) Alors $C_a = \frac{7.2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 20 \text{ mL}}{16.73} = 6.02 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ Mais $C_0 = F C_a = 100 \times 6.02 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 6.02 \text{ mol.L}^{-1}$	1																	
4.	<p>Erreur 1: Au volume $V_a = 10 \text{ mL}$ le pH de la courbe est de 12.1 mais il devrait être de 11.91. (1/2 point)</p> <p>Erreur 2 : $\text{pH}_E = 8$ mais il devrait être 7. Puisque la solution, à l'équivalence, sera composée de :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Na^+ and Br^- ions neutres spectateurs - Eau neutre (1 point) <p>Erreur 3: (1 point) Le pH du mélange obtenu pour une forte addition de la solution acide tend vers $\text{pH}(\text{limite}) = -\log C_a = -\log (7.2 \times 10^{-2}) = 1.14$, la courbe atteint des valeurs inférieures à 1.14.</p>	2.5																	

3

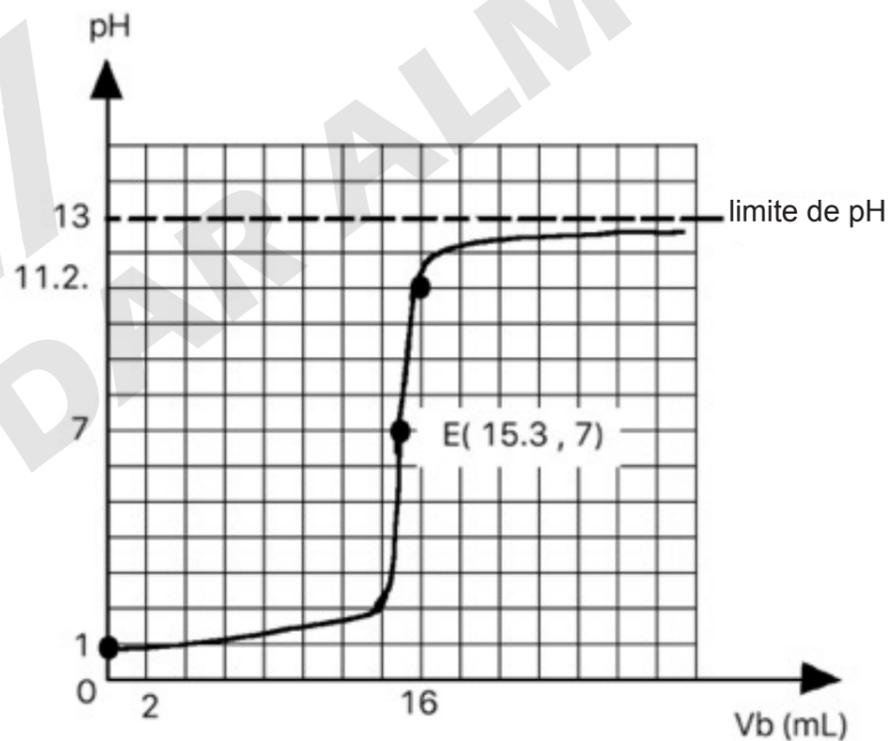
Partie des Q	Réponse	Note
1	Lors de la dilution $n(\text{soluté})$ est conservé. $n(\text{Soluté}) \text{ avant} = n(\text{soluté}) \text{ après}$ $C_0V_0 = CV$ $F = \frac{V}{V_0} = 10$ les ensembles 1 et 2 correspondent au facteur de dilution F mais l'ensemble-2 est le plus précis car la pipette jaugée est plus précise qu'une pipette graduée	1
2.1	$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$	0.5
2.2		1
2.3	En utilisant la méthode de la tangente parallèle : $pH_E = 7$ et $V_{aE} = 11.3 \text{ ml}$	0.5
2.4	Au point d'équivalence les espèces chimiques présentes dans la solution : K^+ et Cl^- qui sont des ions spectateurs qui n'affectent pas le pH et H_2O qui est neutre avec $pH = 7$ alors $pH_E = 7$	1
2.5	Au point d'équivalence et selon la stœchiométrie : $n(H_3O^+)_{\text{ajouté de la burette}} = n(OH^-)_{\text{dans le bécher}}$ $C_a V_{aE} = C_b V_b$ alors $C_b = \frac{0.1 \times 11.3}{10} = 11.3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $C_0 = F \times C = 10 \times 11.3 \times 10^{-2} = 1.13 \text{ mol.L}^{-1}$	1
2.6	$\% = \frac{m(\text{soluté})}{m(\text{solution})} \times 100 = \frac{n(\text{Soluté}) \times M \times 100}{\rho \times V(\text{solution})} = \frac{C_0 \times M \times 100}{\rho}$ $= \frac{1.13 \times 56}{1.05 \times 10^3} \times 100 = 6.02\%$	1

4

Partie des Q	Réponse
1.1.	le verre à montre, la spatule, l'entonnoir, la balance de précision et la fiole jaugée de 200 mL
1.2.	$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$
2.1.	$H_3O^+ + HO^- \rightarrow 2H_2O$
2.2.	La solution sera composée de : <ul style="list-style-type: none"> - Na^+ et A^- ions neutres spectateurs - Eau qui est neutre => La solution totale est neutre $pH = 7$
2.3.	HA est un acide fort alors $n(HA) = n(H_3O^+)$ $n(H_3O^+)$ initialement dans bécher = $n(OH^-)$ ajoutée la burette pour atteindre le point d'équivalence $C_a \times V_a = C_b \times V_b$ => $C_a = \frac{0.1 \times 15.3}{20} = 0.077 \text{ mol.L}^{-1}$
2.4.	Durant la préparation de la solution, $n(\text{soluté})$ est conservé. $n(\text{avant}) = n(\text{après})$ $\frac{m}{M} = C_a \times V(\text{Solution})$ $m(\text{acide}) = C_a \times V(\text{solution}) \times M = 0.077 \times 200 \times 10^{-3} \times 97 = 1.49 \text{ g}$ $\% \text{ Pureté} = \frac{m(\text{acide pur})}{m(\text{détartrant})} \times 100 = \frac{1.49}{1.6} \times 100 = 93.12$
2.5.	$\% \text{ erreur} = \frac{ \text{donnée} - \text{obtenue} }{\text{donnée}} \times 100$ $\% \text{ Erreur} = \frac{94 - 93.12}{94} \times 100 = 0.9\% < 5\%$ => L'erreur est acceptable parce qu'il est $< 5\%$
2.6.1.	L'indicateur approprié est le bleu de bromothymol car le pH à l'équivalence appartient à son intervalle de pH. (Réponse b)
2.6.2.	16 mL $> V_{bE}$ donc les espèces présentes : <ul style="list-style-type: none"> - Na^+ et A^- ions neutres spectateurs - Eau qui est neutre - HO^- (Base) => $pH > 7 \Rightarrow pH = 11.2$ (Réponse c)

2.6.3. $n(\text{HA})$ initialement dans le bécher = $n(\text{HO}^-)$ ajoutée de la burette pour atteindre l'équivalence
 $n(\text{HA})$ initialement dans le bécher = $C_b \times V_{bE}$
 Mais Durant la dilution $n(\text{soluté})$ est conservée et C_b est constante
 $\Rightarrow V_{bE}$ ne sera pas affecté (réponse c)

- 2.7.**
- La courbe de titrage est le titrage de l'acide fort et de la base forte, nous aurons donc un point d'inflexion.
 - $\text{pH limite} = 14 + \log C_b = 14 + \log (0.1) = 13$
 \Rightarrow La courbe ne doit pas dépasser $\text{pH} = 13$
 - La courbe passera par les points remarquables :
 Premier point ($V_b = 0 \text{ mL}$, $\text{pH} = 1$)
 Second point ($V_b = 15.3$, $\text{pH} = 7$)
 Troisième point ($V_b = 16 \text{ mL}$, $\text{pH} = 11.2$)



REVISION



Groupes fonctionnels



Résumé du groupe fonctionnel du chapitre

Famille	Formule moléculaire générale	Formule générale en utilisant R	Groupe fonctionnel (Encadré)	Nom du groupe fonctionnel	
Alcool	$C_n H_{2n+2} O$	R-OH	- OH	Hydroxyle	
Éther	$C_n H_{2n+2} O$	R-O-R'	- O -	Éther	
Aldéhyde	$C_n H_{2n} O$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - H \end{array}$ Group carbonyle	Carbonyle	
Cétone	$C_n H_{2n} O$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - R' \end{array}$ Group carbonyle	Carbonyle	
Acide carboxylique	$C_n H_{2n} O_2$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - OH \end{array}$	Carboxyle	
Dérivés d'acide carboxylique	Ester	$C_n H_{2n} O_2$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - O - R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - O - R' \end{array}$	Groupe Ester
	Chlorure d'acyle	$C_n H_{2n-1} OCl$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - Cl \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R - C - Cl \end{array}$	Chlorure d'acyle
	Anhydride acide	$C_n H_{2n-2} O_3$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ R - C - O - C - R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ R - C - O - C - R' \end{array}$	Anhydride acide

Groupe fonctionnel :

Un groupe fonctionnel est le groupe de la molécule qui détermine la réactivité chimique des composés organiques.

EXERCICES

1

Utilisation de la loi des proportions définies

Le paracétamol est l'ingrédient actif d'un médicament appelé "Panadol". Le Panadol est utilisé pour réduire la douleur et la fièvre. Le but de cet exercice est de déterminer la formule moléculaire du paracétamol.

Donnée :

- La masse molaire en g.mol^{-1} : C = 12, H = 1, O = 16, et N = 14.
- Le pourcentage massique de carbone, d'hydrogène et d'azote respectivement 63.57%, 5.96%. Et 9.24%.

Vérifier que la formule moléculaire du paracétamol est $\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$ sachant que sa masse molaire est de 151 g.mol^{-1} .

2

Analyse quantitative d'un composé organique

Le composé (A) est un composé organique qui est un bon solvant pour les composés non polaires. Il s'évapore rapidement, ne laissant presque aucune trace d'huile, ce qui en fait un bon nettoyant. De plus, il a différentes utilisations dans l'industrie de la santé, par exemple comme antiseptique et comme gommage chirurgical et désinfectant clinique pour les mains. Le but de cet exercice est de déterminer la formule moléculaire du composé (A).

Donnée :

- La masse molaire en g.mol^{-1} : H = 1, O = 16, C = 12

La combustion complète d'un échantillon de 255 mg de composé (A) produit 561 mg de gaz carbonique et 306 mg de vapeur d'eau.

Document 1

- 1- Déterminer le pourcentage en masse du composé (A).
- 2- Sachant que la masse molaire du composé (A) est de 60 g.mol^{-1} , déduire sa formule moléculaire.

3

Détermination de la formule moléculaire d'un acide carboxylique

Le but de cet exercice est d'identifier un acide mono-carboxylique non cyclique saturé désigné par HA.

Donnée :

- La masse molaire en g.mol^{-1} : H = 1, O = 16, et C = 12

Il est disponible au laboratoire un flacon (1) qui contient un acide mono-carboxylique non cyclique saturé noté HA.

- Une masse $m = 5.0 \text{ g}$ d'acide HA est prélevée dans le ballon (1) et dissoute dans l'eau pour obtenir un volume de 500.0 mL de solution noté (S_1).
- Un volume $V_a = 20.0 \text{ mL}$ de solution (S_1) est titré avec une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) de concentration $C_b = 0.20 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Le point d'équivalence est atteint lorsqu'un volume $V_{b_E} = 16.6 \text{ mL}$ de solution basique est ajouté.

L'équation de la réaction de titrage est : $\text{HA} + \text{HO}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$

- 1- Indiquer les matériaux nécessaires pour
 - 1.1- Préparer la solution (S_1).
 - 1.2- Prélever le volume V_a .
 - 1.3- Ajouter progressivement la solution de base.
- 2- Déterminer la concentration molaire de la solution (S_1).
- 3- Déduire :
 - 3.1- La masse molaire de HA.
 - 3.2- La formule moléculaire de l'acide carboxylique HA.

4

Formule empirique

Considérons un composé (M) appelé glucose de formule moléculaire $C_xH_yO_z$ qui est composé de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.

Donnée :

- La masse molaire (en $g \cdot mol^{-1}$) de : C = 12, H = 1, et O = 16.

La composition en pourcentage en masse de (M):

% C = 40,001%

% H = 6,714%

Document 1

1- Déterminer la formule empirique de (M).

2- Déduire la formule moléculaire de (M) si la masse molaire de (M) est de 180 $g \cdot mol^{-1}$.

SOLUTION

1

Partie des Q	Réponse
1.	<p>Soit la formule moléculaire de ce composé $C_xH_yO_zN_n$</p> $\begin{aligned} \%(\text{O}) &= 100 - [\%(\text{C}) + \%(\text{N}) + \%(\text{H})] \\ &= 100 - [63.57 + 9.24\% + 5.96] \\ &= 21.23\% \end{aligned}$ <p>Appliquer la loi des proportions définies</p> $\frac{12x}{\%(\text{C})} = \frac{y}{\%(\text{H})} = \frac{16z}{\%(\text{O})} = \frac{14n}{\%(\text{N})} = \frac{M}{100}$ <p>=></p> $\frac{12x}{63.57} = \frac{y}{5.96} = \frac{16z}{21.23} = \frac{14n}{5.96} = \frac{151}{100}$ <p>=> $x = 8$, $y = 9$, $z = 2$, et $n = 1$</p> <p>=> La formule moléculaire de ce composé est $C_8H_9O_2N$</p>

2

Partie des Q	Réponse
1.	<p>$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2M(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g. mol}^{-1}$.</p> <p>$M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g. mol}^{-1}$.</p> <p>$C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$</p> <p>% en masse de C:</p> <p>$C + O_2 \rightarrow CO_2$</p> $n(\text{C})r = n(\text{CO}_2)p \Rightarrow \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} \Rightarrow m(\text{C}) = \frac{m(\text{CO}_2) \times M(\text{C})}{M(\text{CO}_2)}$ $\Rightarrow m(\text{C}) = \frac{12 \times 561 \times 10^{-3}}{44} = 0.153 \text{ g}$ $\%(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m(\text{Composée})} \times 100 = \frac{0.153}{255 \times 10^{-3}} \times 100 = 60\%$ <p>% en masse de H:</p> <p>$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$</p> $n(H_2)r = n(H_2O)p \Rightarrow \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} \Rightarrow m(H_2) = \frac{M(H_2) \times m(H_2O)}{M(H_2O)}$ $\Rightarrow m(\text{Hydrogène}) = \frac{2 \times 306 \times 10^{-3}}{18} = 0.034 \text{ g}$ $\%(\text{hydrogène}) = \frac{m(\text{H})}{m(\text{Composée})} \times 100 = \frac{0.034}{255 \times 10^{-3}} \times 100 = 13.33\%$ <p>% en masse de O%:</p> <p>$(\text{O}) = 100 - [\%(\text{C}) + \%(\text{H})] = 26.67\%$</p>
2.	<p>Appliquer la loi des proportions définies</p> $\frac{12x}{\%(\text{C})} = \frac{y}{\%(\text{H})} = \frac{16z}{\%(\text{O})} = \frac{M}{100} \Rightarrow$ $\frac{12x}{60\%} = \frac{y}{13.33\%} = \frac{16z}{26.67\%} = \frac{60}{100} \Rightarrow x = 3, y = 8 \text{ et } z = 1$ <p>=> La formule moléculaire de l'alcool est $C_3H_8O_1$</p>

3

Partie des Q	Réponse
1.1.	Verre de montre, balance à précision et fiole jaugée de 500 mL.
1.2.	Pipette jaugée de 20 mL
1.3.	Burette graduée
2.	$n(\text{HA})$ initialement dans le bécher = $n(\text{HO}^-)$ ajoutée de la burette pour atteindre l'équivalence $\Rightarrow C_a \times V_a = C_b \times V_bE$ $\Rightarrow C_a = \frac{C_b \times V_bE}{V_a} = \frac{0.2 \times 16.6}{20} = 0.166 \text{ mol.L}^{-1}$.
3.1.	$\frac{m}{M} = C_a \times V(\text{solution})$ $\Rightarrow M = \frac{m}{C_a \times V(\text{solution})} = \frac{5}{0.166 \times 500 \times 10^{-3}} = 60 \text{ g. mol}^{-1}$
3.2.	HA est un acide monocarboxylique non cyclique saturé, il correspond donc à la formule moléculaire Générale $C_nH_{2n}O_2$. La masse molaire de HA en terme de n $\Rightarrow M = 12n + 2n + 16 \times 2 = 60$ $\Rightarrow n = 2$ \Rightarrow La formule moléculaire de HA est $C_2H_4O_2$

4

Partie des Q	Réponse																				
1.	$\%(\text{O}) = 100 - [\%C + \%H] = 100 - [40.001\% + 6.714\%] = 53.285\%$ La formule moléculaire du glucose est $C_xH_yO_z$ Alors $(C_aH_bO_c)_n$ et $C_aH_bO_c$ est la formule empirique du glucose Où a, b et c doivent être déterminés. <table border="1" data-bbox="1786 709 2804 1291"> <thead> <tr> <th>Élément</th> <th>% en masse</th> <th>Masse dans un échantillon de masse 100 g</th> <th>$n(\text{mol}) = \frac{m}{M}$</th> <th>Valeurs de a, b et c. Diviser chacun des nombres de mol par le plus petit nombre de mol.</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>C</td> <td>40.001%</td> <td>40.001g</td> <td>$\frac{40.001}{12} = 3.333$</td> <td>$a = \frac{3.333}{3.333} = 1$</td> </tr> <tr> <td>H</td> <td>6.714%</td> <td>6.714g</td> <td>$\frac{6.714}{1} = 6.714$</td> <td>$b = \frac{6.714}{3.333} = 2$</td> </tr> <tr> <td>O</td> <td>53.285%</td> <td>53.285g</td> <td>$\frac{53.285}{16} = 3.333$</td> <td>$c = \frac{3.333}{3.333} = 1$</td> </tr> </tbody> </table> Alors la formule empirique du glucose est CH_2O .	Élément	% en masse	Masse dans un échantillon de masse 100 g	$n(\text{mol}) = \frac{m}{M}$	Valeurs de a, b et c. Diviser chacun des nombres de mol par le plus petit nombre de mol.	C	40.001%	40.001g	$\frac{40.001}{12} = 3.333$	$a = \frac{3.333}{3.333} = 1$	H	6.714%	6.714g	$\frac{6.714}{1} = 6.714$	$b = \frac{6.714}{3.333} = 2$	O	53.285%	53.285g	$\frac{53.285}{16} = 3.333$	$c = \frac{3.333}{3.333} = 1$
Élément	% en masse	Masse dans un échantillon de masse 100 g	$n(\text{mol}) = \frac{m}{M}$	Valeurs de a, b et c. Diviser chacun des nombres de mol par le plus petit nombre de mol.																	
C	40.001%	40.001g	$\frac{40.001}{12} = 3.333$	$a = \frac{3.333}{3.333} = 1$																	
H	6.714%	6.714g	$\frac{6.714}{1} = 6.714$	$b = \frac{6.714}{3.333} = 2$																	
O	53.285%	53.285g	$\frac{53.285}{16} = 3.333$	$c = \frac{3.333}{3.333} = 1$																	
2.	$(\text{CH}_2\text{O})_n$ $n = \frac{M(\text{composée})}{M(\text{formule empirique})} = \frac{180}{30} = 6$ Alors la formule moléculaire du glucose est $(\text{CH}_2\text{O})_6 : C_6H_{12}O_6$																				

REVISION



Alcools



1. Alcools

- Nom de la famille : alcool
- Formule moléculaire générale en termes de n : $C_n H_{2n+2} O$
Cette formule est applicable aux mono-alcools à chaîne C saturée et ouverte
- Formule moléculaire générale en termes de R (le groupe alkyle) : R-OH
- Groupe fonctionnel : groupe hydroxyle- OH
- Mono-alcool : est l'alcool contenant un groupe hydroxyle.
- Alcools saturés : sont des alcools dont la chaîne carbonée ne contient pas de doubles ou triples liaisons covalentes.
- Alcools à chaîne ouverte : sont des alcools dont la chaîne carbonée n'est pas cyclique.

2. Propriétés physiques des alcools

- Au fur et à mesure que le nombre d'atomes de carbone (masse molaire) des molécules d'alcool augmente, le point d'ébullition augmente.
- Si deux alcools ont le même nombre d'atomes de carbone (isomères): le point d'ébullition diminue des alcools primaires aux alcools secondaires aux alcools tertiaires. La ramification diminue le point d'ébullition.
- Les alcools ont un point d'ébullition plus élevé que l'éther de même masse moléculaire car les alcools créent des liaisons hydrogène, contrairement à l'éther.

3. Oxydation ménagée des alcools

Les alcools se comportent comme des réducteurs (subissent une oxydation) en présence d'oxydants forts.

Oxydation ménagée : c'est une oxydation où la chaîne carbonée est conservée (non rompue).

Oxydation ménagée poussée : lorsque l'oxydant (agent oxydant) est en excès.

Une oxydation ménagée des alcools peut avoir lieu par trois méthodes :

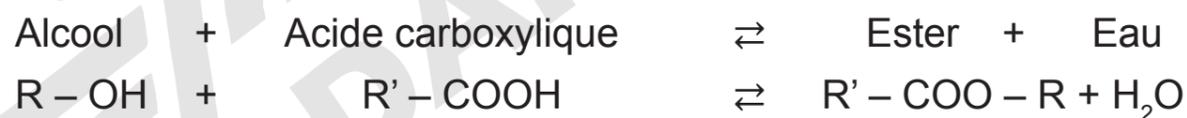
- 1- Oxydation catalytique en présence d'oxygène gazeux (air).
- 2- Déshydrogénation catalytique en l'absence d'oxygène gazeux.
- 3- Oxydation en présence d'oxydants ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, ...)

	Oxydation catalytique en présence d'oxygène gazeux	Déshydrogénation catalytique en l'absence d'oxygène gazeux
1°	<p>Alcool primaire → Aldéhyde $R - CH_2 - OH + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O + R - CO - H$</p> <p>Aldéhyde en acide carboxylique $R - CO - H + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow R - COOH$</p> <p>Alcool primaire directement en acide carboxylique (O_2 est en excès), oxydation poussée : $R - CH_2 - OH + O_2 \rightarrow R - COOH + H_2O$</p>	<p>Alcool primaire → Aldéhyde $R - CH_2 - OH \rightarrow H_2 + R - CO - H$</p> <p>Les aldéhydes ne subissent pas de déshydrogénation catalytique</p>
2°	<p>De l'alcool secondaire à la cétone : $R - CH(R') - OH + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O + R - CO - R'$</p>	<p>De l'alcool secondaire à la cétone : $R - CH(R') - OH \rightarrow H_2 + R - CO - R'$</p>
3°	Alcools tertiaires ne subissent pas d'oxydation ménagée	Les alcools tertiaires ne subissent pas d'oxydation ménagée

- Aussi, l'oxydation d'un alcool avec du bichromate de potassium ou du permanganate de potassium
 - L'alcool primaire produit de l'aldéhyde ou si l'oxydant est en excès, il produira un acide carboxylique.
 - L'alcool secondaire produit une cétone
 - L'alcool tertiaire ne subira pas d'oxydation ménagée
- Si l'oxydant utilisé est le bichromate de potassium ($2K^+ + Cr_2O_7^{2-}$) la couleur orange passe au vert au cas où l'oxydation se produit, alors la couleur orange de l'ion bichromate $Cr_2O_7^{2-}$ persistera si aucune réaction chimique n'a lieu.
- Si l'oxydant utilisé est le permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) la couleur violette (MnO_4^-) devient (Mn^{2+}) incolore au cas où l'oxydation se produit, alors la couleur violette de l'ion permanganate MnO_4^- persistera si aucune réaction chimique n'a lieu.

4. Réaction d'estérification

Équation de la réaction



Caractéristiques de la réaction chimique

Cette réaction chimique est :

- Lente
- Réversible
- Athermique

Comment accélérer cette réaction chimique ?

On augmente la vitesse de sa réaction chimique en laboratoire par :

- Chauffage au reflux du mélange réactionnel car la température est un facteur cinétique.
- Utilisation d'un catalyseur (acide sulfurique) car le catalyseur est un facteur cinétique.

EXERCICES





Détermination du % de composition massique d'un mélange alcoolique

Disponible dans le laboratoire :

- Un mélange de deux alcools (A) et (B) de masse $m = 3.0$ g.
- L'alcool (A) est le butan-1-ol et l'alcool (B) est le 2-méthyl-propan-2-ol.

Donnée :

- La masse molaire en g.mol^{-1} : $M(\text{C}) = 12$, $M(\text{H}) = 1$, $M(\text{O}) = 16$.
- Le couple redox $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

Considérer l'expérience suivante :

- Le mélange de deux alcools (A) et (B) de masse $m = 3.0$ g est mis à réagir dans des conditions appropriées et en milieu acide avec une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$).
- Un composé organique (C) de volume $V_1 = 2.00$ mL et de masse volumique $\rho_1 = 1.135$ g.mL^{-1} est collecté
- Le pH de la solution aqueuse du composé (C) est strictement inférieur à 7.0.

- 1- Préciser si (A) et (B) sont des isomères ou non. Indiquer la classe de chacun.
- 2- Montrer que MnO_4^- est en excès.
- 3- Écrire l'équation (s) équilibrée (s) de la ou des réactions chimiques qui se produisent entre les alcools du mélange et la solution de permanganate de potassium.
- 4- Identifier le composé (C).
- 5- Déterminer le % en masse de chaque alcool dans le mélange.



Reaction d'esterification [6.5 points]

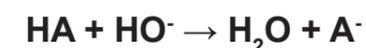
Les éléments suivants sont disponibles dans le laboratoire :

Composé	Information	Masse molaire (g.mol^{-1})	Masse volumique (g.ml^{-1})
(C)	- Acide carboxylique note HA. - C'est de l'acide éthanoïque de formule CH_3COOH	$M(\text{C}) = 60$	$\rho(\text{C}) = 1.05$
(B)	Un alcool à chaîne carbonée saturée non cyclique.	-	$\rho(\text{B}) = 0.81$

Le but de cet exercice est d'étudier la réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque et l'alcool (B). Pour ce faire, la procédure suivante de l'expérience 1 est effectuée.

- Dix flacons Erlenmeyer identiques sont préparés.
- Dans chaque ballon, un mélange de **57.14 mL** d'acide éthanoïque et 1 mol d'alcool (B) est introduit à l'instant ($t = 0$).
- Les flacons sont chauffés à température constante T_1 .
- A un instant t donné, le contenu de chaque Erlenmeyer est versé dans une fiole jaugée de 200 mL, et de l'eau distillée très froide est ajoutée au trait.
- Un échantillon de volume 10 mL est prélevé dans chaque fiole jaugée et l'acide éthanoïque restant est titré avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $C_b = 1$ mol.L^{-1} .

- L'équation de la réaction de titrage est :



1. Équation de la réaction d'estérification.

La composition en pourcentage massique de carbone dans l'alcool (B) est % (C) = 52.2%.

- 1.1 Déterminer la formule moléculaire de (B).
- 1.2 Identifier l'alcool (B).
- 1.3 Écrire l'équation de la réaction d'estérification.

2. Étude de l'équilibre dynamique.

Soit α_t le degré de conversion de l'acide éthanoïque à un instant t dans l'Erlenmeyer.

2.1 Montrer que le mélange réactionnel est équimolaire.

2.2 Compléter le tableau de progression suivant en fonction de α_t .

Espèces	(C)	(B)	(E)	Eau
Composition (en mol) à $t = 0$				
Composition (en mol) à tout instant t				

2.3 Préciser l'effet de l'ajout d'eau distillée très froide à la fiole jaugée en indiquant le (s) facteur (s) cinétique (s) impliqué (s) dans ce processus.

2.4 Établir la relation suivante entre α_t soit le degré de conversion de l'acide éthanoïque à un instant t dans l'Erlenmeyer et le volume V_{eq} (en mL) d'hydroxyde de sodium nécessaire pour atteindre le point d'équivalence :

$$\alpha_t = 1 - 2 \times 10^{-2} V_{eq}$$

2.5 Sachant qu'à l'équilibre, le volume d'hydroxyde de sodium nécessaire pour atteindre l'équivalence est de 16.5 mL, déterminer la valeur de K_{c1} à la Température T_1 .

3. Caractéristiques de la réaction d'estérification.

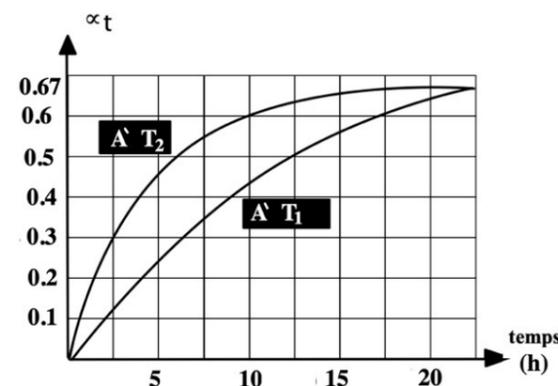
La réaction d'estérification est athermique. Le changement de température n'aura aucun effet sur le degré de conversion de l'acide éthanoïque à l'équilibre.

Une expérience 2 est réalisée avec une seule modification de l'expérience 1 : la température. $T_2 > T_1$.

En utilisant la relation précédente, nous pouvons obtenir les résultats présentés dans le document-1 pour les deux expériences.

3.1 Tirer, du document-1, l'instant auquel l'équilibre dynamique est atteint dans chaque expérience.

3.2 Vérifier qu'en utilisant le document-1, la réaction d'estérification est lente et limitée.



Document 1

3 Alcools

La réaction d'estérification est l'une des réactions chimiques les plus importantes en chimie organique en raison de ses nombreuses utilisations dans l'industrie.

La réaction d'estérification entre un mono-alcool (A) et un acide monocarboxylique (B) produit un ester (E) qui a une odeur de fruit.

Donnée :

- Chacun des composés (A) et (B) possède une chaîne carbonée saturée et non cyclique.

- Le tableau suivant :

Composé	Masse volumique (g.mL ⁻¹)	Masse molaire (g.mol ⁻¹)
Alcool (A)	0.808	74
Acide carboxylique(B)	1.22	46

1. Identification d'un alcool (A).

1.1 Montrer que la formule moléculaire de (A) est $C_4H_{10}O$.

1.2 Écrire les formules structurales semi-développées des isomères possibles d'alcool (A).

1.3 Un échantillon d'alcool (A) subit une déshydrogénation catalytique en l'absence d'oxygène gazeux à température 300°C en présence de cuivre (Cu). Un composé cétonique (C) est produit.

1.3.1. Identifier l'alcool (A).

1.3.2. Écrire l'équation de la réaction de déshydrogénation catalytique.

2. Étude de la réaction d'estérification

Un volume $V_1 = 22$ mL d'alcool (A) et un volume V_2 (en mL) d'acide carboxylique d'acide méthanoïque (B) sont introduits dans un ballon en présence de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré et des pierres ponce. Ce mélange réactionnel est chauffé au reflux pendant environ 60 min. Une masse de 14.7 g d'ester (E) est obtenue après refroidissement et séparation.

Donnée :

- La valeur de la constante d'équilibre K_c de la réaction d'estérification d'un acide carboxylique et d'un alcool secondaire est $K_c = 2.25$.

2.1 Préciser à partir de la procédure expérimentale trois indications qui prouvent que la réaction d'estérification est une réaction lente.

2.2 Calculer le volume V_2 pour que l'alcool (A) et l'acide (B) soient en proportions stœchiométriques.

2.3 Écrire l'équation de la réaction d'estérification.

2.4 Déterminer si l'instant $t = 60$ min représente le moment auquel le système atteint l'état d'équilibre.

2.5 Déterminer le % de rendement de la réaction.

SOLUTION



1

Partie des Q	Réponse
1.	<p>La formule semi-développée du butan-1-ol : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ La formule semi-développée du 2-méthyl propan-2-ol</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ <p>Les alcools (A) et (B) ont la même formule moléculaire brute mais des formules structurales semi-développées différentes donc ce sont des isomères. (A) est un alcool primaire tandis que (B) est un alcool tertiaire.</p>
2.	<p>Le pH du composé (C) est < 7 donc (C) est un acide (acide carboxylique). Puisque l'oxydation ménagée de l'alcool a produit un acide carboxylique, il s'agit donc d'une oxydation ménagée poussée où l'oxydant MnO_4^- est en excès.</p>
3.	<p>(B) ne subit pas d'oxydation ménagée car il s'agit d'un alcool tertiaire. (A) subit une oxydation ménagée puisqu'il s'agit d'un alcool primaire. La demi-réaction d'oxydation : $\text{RCH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{RCOOH} + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$ La demi-réaction de réduction : $8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ Multiplier la demi-réaction d'oxydation par 5 et la demi-réaction de réduction par 4. Alors l'équation globale : $12\text{H}^+ + 5\text{RCH}_2\text{OH} + 4\text{MnO}_4^- \rightarrow 5\text{RCOOH} + 4\text{Mn}^{2+} + 11\text{H}_2\text{O}$ Où R est $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}$</p>
4.	<p>Identifier = nom + écrire une formule structurale semi-développée. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$, acide butanoïque</p>
5.	<p>On calcule $M(\text{A}) = 74 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{C}) = 88 \text{ mol}^{-1}$ Selon le rapport stœchiométrique RS : $\frac{n(\text{A})_r}{5} = \frac{n(\text{C})_p}{5}$ alors $n(\text{C})_{p\infty} = n_0(\text{A})$ $\frac{\rho(\text{C}) \times V(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{m(\text{A})}{M(\text{A})}$ puis $\frac{2.00 \text{ mL} \times 1.135 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}}{88} = \frac{m(\text{A})}{74}$ alors $m(\text{A}) = 1.9\text{g}$ $\% \text{ en masse de (A)} = \frac{m(\text{A})}{\text{Masse totale de mélange}} \times 100 = \frac{1.9}{3} \times 100 = 63.3\%$ $\%(\text{B}) = 100 - \%(\text{A}) = 100 - 63.3 = 36.7\%$</p>

2

Partie des Q	Réponse	Note															
1.1.	<p>La composition en pourcentage massique de carbone dans l'alcool (B) est de $\%(\text{C}) = 52.2\%$. La formule moléculaire générale d'un mono-alcool à chaîne saturée et non cyclique est $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$ $M(\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}) = 12n + 2n+1 + 16 + 1 = 14n + 18$ Appliquer la loi des proportions définies $\frac{12n}{\%(\text{C})} = \frac{M}{100}$ $\frac{12n}{\%(\text{C})} = \frac{14n+18}{100}$ alors $n = 2$ donc la formule moléculaire brute est $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$</p>	1															
1.2.	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ éthanol	0.5															
1.3.	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0.5															
2.1.	<ul style="list-style-type: none"> $n_0(\text{acide éthanoïque}) = \frac{m(\text{acide éthanoïque})}{M(\text{acide éthanoïque})} = \frac{\rho(\text{C}) \times V(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{1.05 \text{ g/mL} \times 57.14 \text{ mL}}{60 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$ Puisque $n_0(\text{C}) = n_0(\text{B}) = 1 \text{ mol}$, le mélange réactionnel est équimolaire. 	0.75															
2.2.	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèces</th> <th>(C)</th> <th>(B)</th> <th>(E)</th> <th>Eau</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Composition (en mol) à $t = 0$</td> <td>1</td> <td>1</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Composition (en mol) à tout instant t</td> <td>$1 - \alpha_t$</td> <td>$1 - \alpha_t$</td> <td>α_t</td> <td>α_t</td> </tr> </tbody> </table> <p>$\alpha = \frac{n(\text{C})_{\text{convertie}}}{n(\text{C})_{\text{initiale}}} = \frac{x}{1}$ alors $\alpha_t = x$</p>	Espèces	(C)	(B)	(E)	Eau	Composition (en mol) à $t = 0$	1	1	0	0	Composition (en mol) à tout instant t	$1 - \alpha_t$	$1 - \alpha_t$	α_t	α_t	0.75
Espèces	(C)	(B)	(E)	Eau													
Composition (en mol) à $t = 0$	1	1	0	0													
Composition (en mol) à tout instant t	$1 - \alpha_t$	$1 - \alpha_t$	α_t	α_t													
2.3.	L'ajout d'eau distillée très froide dans la fiole jaugée bloque toutes les réactions chimiques se produisant dans le ballon, pour réaliser la réaction de titrage. (¼ point) Ceci est réalisé en diminuant le [réactif] et la température qui sont des facteurs cinétiques. (¼ point)	0.5															
2.4.	<ul style="list-style-type: none"> Lors de la dilution n (soluté) initialement dissous est conservé. Alors $n(\text{HA})_t$ dans l'Erlenmeyer = $n(\text{HA})_t$ en fiole jaugée (¼ point) À tout instant t, [acide éthanoïque] en échantillon = [acide éthanoïque] en fiole jaugée Alors $\frac{n(\text{HA})_t \text{ en échantillon}}{V(\text{échantillon})} = \frac{n(\text{HA})_t \text{ en fiole jaugée}}{V(\text{fiole jaugée})}$ <p>Puis $\frac{n(\text{HA})_t \text{ en échantillon}}{10 \text{ mL}} = \frac{n(\text{HA})_t \text{ en fiole jaugée}}{200 \text{ mL}}$</p>	1															

3

	<p>alors $n(\text{HA})_t$ dans l'Erlenmeyer = $n(\text{HA})_t$ en fiole jaugée = $20 n(\text{HA})_t$ en échantillon (1/4 point)</p> <ul style="list-style-type: none"> • Réaction de titrage : $\text{HA} + \text{HO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{A}^-$ <p>A l'équivalence, les réactifs sont dans des proportions stœchiométriques.</p> <p>$n(\text{HA})_t$ dans un bécher = $n(\text{HO}^-)$ ajouté de la burette pour atteindre le point d'équivalence</p> <p>$n(\text{HA})_t$ en échantillon = $C_b V_{bE} \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} V_{bE}$</p> <p>$n(\text{HA})_t$ en échantillon = $10^{-3} V_{bE}$</p> <p>$n(\text{HA})_t$ dans l'Erlenmeyer = $n(\text{HA})_t$ en fiole jaugée = $20 n(\text{HA})_t$ en échantillon = $20 \times 10^{-3} V_{bE}$</p> <p>(1/4 point)</p> <p>La réaction d'estérification $\text{HA} + (\text{B}) \rightleftharpoons (\text{E}) + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>À partir du tableau de progression : A tout instant t, $n(\text{HA})$ dans l'Erlenmeyer = $1 - \alpha_t$</p> <p>Puis $1 - \alpha_t = 20 \times 10^{-3} V_{bE}$</p> <p>Alors $\alpha_t = 1 - 2 \times 10^{-2} V_{eq}$. (vérifié) (1/4 point)</p>	
2.5.	<p>$\alpha_t = 1 - 2 \times 10^{-2} V_{eq}$</p> <p>À l'équilibre, $V_{eq} = 16.5 \text{ mL}$ alors $\alpha_{\text{équilibre}} = 1 - 2 \times 10^{-2} \times 16.5 = 0.67$</p> <p>(1/4 point)</p> $K_C = \frac{[\text{Ester}][\text{Eau}]}{[\text{acide éthanoïque}][\text{Éthanol}]} = \frac{\frac{\alpha}{V} \times \frac{\alpha}{V}}{\frac{(1-\alpha)}{V} \times \frac{(1-\alpha)}{V}} = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)(1-\alpha)}$ $K_{C1} = \frac{0.67^2}{(1-0.67)(1-0.67)} = 4.12 \text{ à } T_1 \text{ (1/4 point)}$	0.5
3.1.	<p>À T_1, l'équilibre dynamique est atteint lorsque $\alpha_{\text{équilibre}} = 0.67$ qui est $t_1 = 22.5 \text{ h}$ (1/4 point)</p> <p>En T_2, l'équilibre dynamique est atteint lorsque α cesse de varier Soit $t_2 = 17.5 \text{ h}$ (1/4 point)</p>	0.5
3.2.	<ul style="list-style-type: none"> ▪ La réaction est lente car l'équilibre est atteint dans un intervalle de temps plus grand 17.5 h à T_2 et 22.5 h à T_1. (1/4 point) ▪ La réaction est réversible car $\alpha_{\text{équilibre}} < 1$. (1/4 point) 	0.5

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	A est un mono-alcool non cyclique saturé alors $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ $M = 12n + 2n + 2 + 16 = 14n + 18 = 74 \Rightarrow n = 4$ et l'alcool A est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	0.25 0.25
1.2	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$ $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{OH}$ $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$ (chacune 0.5 point)	1
1.3.1.	La déshydrogénation catalytique de A donne un produit cétone (C) le A est un alcool secondaire. (A) est $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$ butan-2-ol	0.5 pts
1.3.2.	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3 + \text{H}_2$	0.75
2.1	<ul style="list-style-type: none"> • La chaleur augmente la vitesse de la réaction, la température est un facteur cinétique. • L'utilisation d'un catalyseur (facteurs cinétiques) augmente la vitesse de la réaction. • Le mélange réactionnel est chauffé pendant 60 min avant de recueillir le produit. <p>L'utilisation de facteurs cinétiques indique que cette réaction est lente.</p>	0.75
2.2.	Alcool (A) et acide (B) en proportions stœchiométriques $n_0(\text{A}) = n_0(\text{B}) \Rightarrow \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_B}{M_B} \Rightarrow \frac{\rho \times V_1}{M_A} = \frac{\rho \times V_2}{M_B} = 0.24 \text{ mol} \Rightarrow V_2 = 9.057 \text{ ml}$	0.5
2.3.	$\text{H-COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3 \rightleftharpoons \text{H-COOCH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0.5

2.4.

- On calcule la masse molaire de l'ester (E) = 102 g/mol
- $n_0(A) = n_0(B) = 0.24 \text{ mol}$
- $n(E) \text{ à } 60 \text{ min} = \frac{m(E)}{M(E)} = \frac{14.7}{102} = 0.144 \text{ mol}$

Espèces	A	B	E	H ₂ O
État initial (mol)	0.24	0.24	0	0
Changement	- x	- x	x	x
À t = 30 min (mol)	0.24 - x	0.24 - x	x	x
Pour x = n(E) à 60 min = 0.166	0.096	0.096	0.144	0.144

$$Q = \frac{[\text{Ester}][\text{Eau}]}{[\text{acide carboxylique}][\text{Alcool}]} = \frac{\frac{0.144}{V} \times \frac{0.144}{V}}{\frac{0.096}{V} \times \frac{0.096}{V}} = 2.25 = K_c$$

Ensuite, le mélange réactionnel atteint l'état d'équilibre à t = 60 min.

1

2.5.

$$\% \text{ du rendement} = \frac{m_{\text{réelle}}}{m_{\text{théorique}}} \times 100$$

Selon la stœchiométrie, si la réaction d'estérification était totale on aurait :

$$n_{A(r)} = n_{\text{ester (p)}} = 0.24 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow m_{\text{ester (théorique)}} = n(E) \times M(E) = 0.24 \times 102 = 24.48 \text{ g}$$

$$\% \text{ du rendement} = \frac{14.7}{24.48} \times 100 = 60 \%$$

0.25

0.25

0.25

REVISION

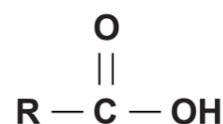


Acides carboxyliques et leurs dérivés

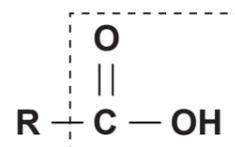
NOTE: Certaines parties de ce chapitre sont strictement destinées aux élèves de SV

Acides carboxyliques (SV et SG)

- **Nom de la famille** : Acides carboxyliques
- **Formule moléculaire générale en termes de n** : $C_nH_{2n}O_2$ (utilisée pour les acides mono-carboxyliques à chaîne carbonée non cyclique saturée)
- **Formule moléculaire générale en termes de R (le groupe alkyle)** : R-COOH.



- Groupe fonctionnel : groupe carboxyle



- Notre étude est limitée aux acides mono-carboxyliques (contenant un groupe carboxyle) et saturés (le groupe alkyle ne contient pas de double ou triple liaison covalente entre deux atomes de carbone).
- Les acides carboxyliques sont des acides faibles. Le pH de la solution aqueuse d'acide carboxylique est inférieure à 7.

Formule moléculaire	Nom systématique / commun	Nom systématique / commun
$C_1H_2O_2$	Acide méthanoïque (L'acide formique)	H - COOH
$C_2H_4O_2$	Acide éthanoïque (Acide acétique)	$CH_3 - COOH$
$C_3H_6O_2$	Acide propanoïque	$CH_3 - CH_2 - COOH$
$C_4H_8O_2$	Acide butanoïque	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$
$C_7H_6O_2$	Acide benzoïque	$C_6H_5 - COOH$

- Un acide carboxylique colore en rouge le papier de tournesol.

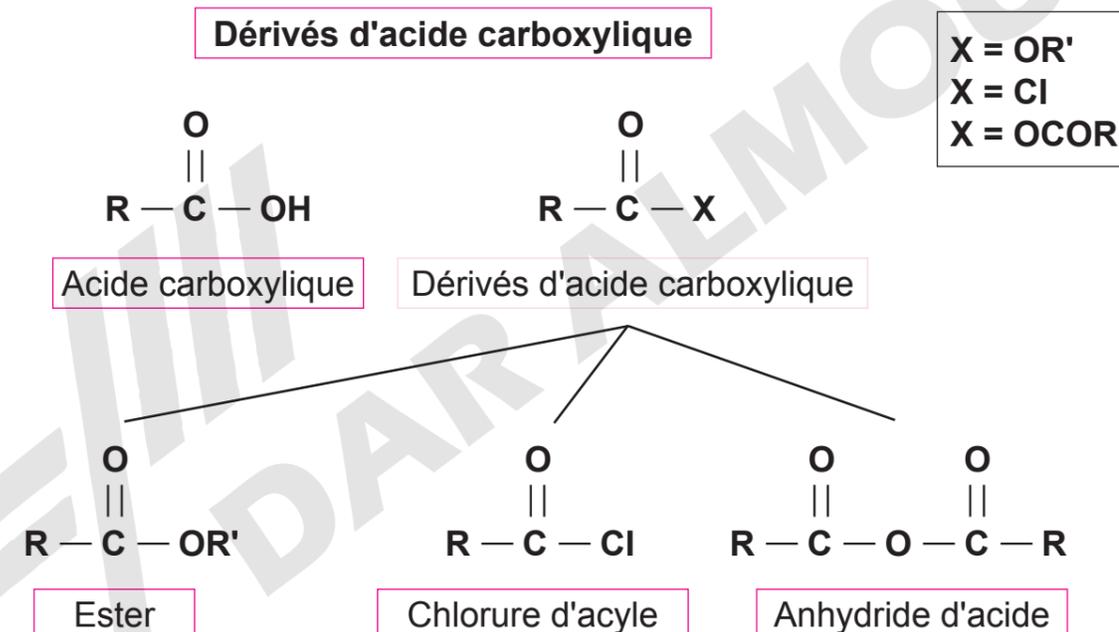
Dérivés d'acide carboxylique (SV et SG)

Un dérivé d'acide carboxylique est obtenu en remplaçant le groupe hydroxyle OH dans l'acide carboxylique par un autre groupe noté X.

Si X = R'-O (groupe alkyle), le dérivé d'acide carboxylique est l'ester.

Si X = Cl (atome de chlore), le dérivé d'acide carboxylique est le chlorure d'acyle.

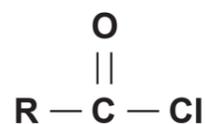
Si X = RCOO⁻ (ion alcanolate), le dérivé d'acide carboxylique est l'anhydride d'acide.



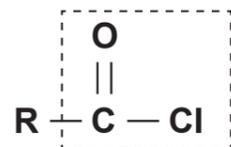
Dérivé d'acide carboxylique : chlorures d'acyle (Étudiants SV seulement)

- **Nom de la famille** : Chlorure d'acyle
- **Formule moléculaire générale en termes de n** : $C_nH_{2n-1}OCl$ (utilisée pour le chlorure de monoacyle à chaîne carbonée non cyclique saturée)

- Formule moléculaire générale en termes de R (le groupe alkyle) : R-CO-Cl



- Groupe fonctionnel : groupe chlorure d'acyle



- Le chlorure d'acyle est plus réactif que les acides carboxyliques correspondants.
- Le nom du chlorure d'acyle : Chlorure d'Alcanoyle.

Préparation du chlorure d'acyle (SV uniquement)

Première méthode :

Le chlorure d'acyle peut être préparé par le chlorure de thionyle (SOCl₂)



Deuxième méthode :

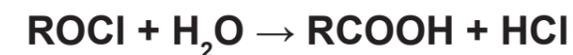
Le chlorure d'acyle peut également être préparé en utilisant du pentachlorure de phosphore (PCl₅)



Hydrolyse du chlorure d'acyle (SV uniquement)

Le chlorure d'acyle réagit avec l'eau H₂O. Cette réaction est appelée hydrolyse.

L'équation de la réaction :



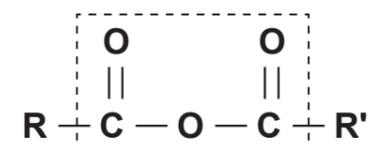
Étant donné que les chlorures d'acyle subissent une réaction d'hydrolyse avec l'eau, ils doivent être stockés ou utilisés dans de la verrerie sèche.

Dérivé d'acide carboxylique : anhydride d'acide (SV uniquement)

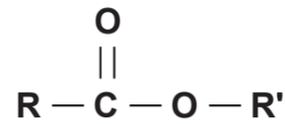
- Nom de la famille : Anhydride d'acide
- Formule moléculaire générale en termes de n : C_nH_{2n-2}O₃ (utilisée pour l'anhydride monoacide à chaîne carbonée non cyclique saturée)
- Formule moléculaire générale en termes de R (le groupe alkyle) : R-CO-O-CO-R'



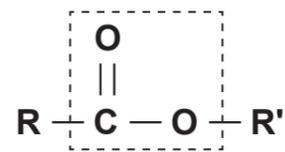
- Groupe fonctionnel : Groupe anhydride acide



- Formule moléculaire générale en termes de R (le groupe alkyle):
R-COO-R'



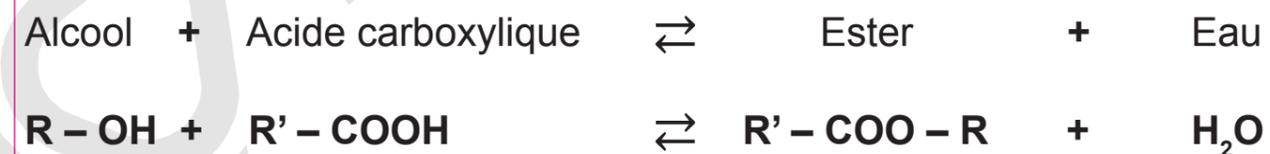
- Groupe fonctionnel : groupe Ester



- Les esters et acides carboxyliques sont des isomères fonctionnels.

Préparation d'esters à l'aide d'alcool et d'acide carboxylique (SV et SG)

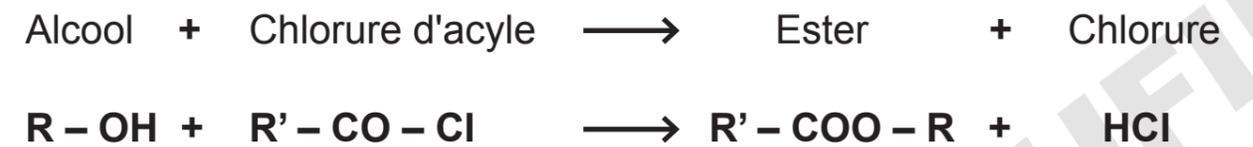
Les esters sont préparés à partir d'alcools et d'acides carboxyliques.



Caractéristiques de cette réaction :
lente, réversible et athermique.

Préparation de l'ester à l'aide de chlorure d'acyle et d'alcool (SV uniquement)

En utilisant de l'alcool et du chlorure d'acyle, un ester peut être produit.

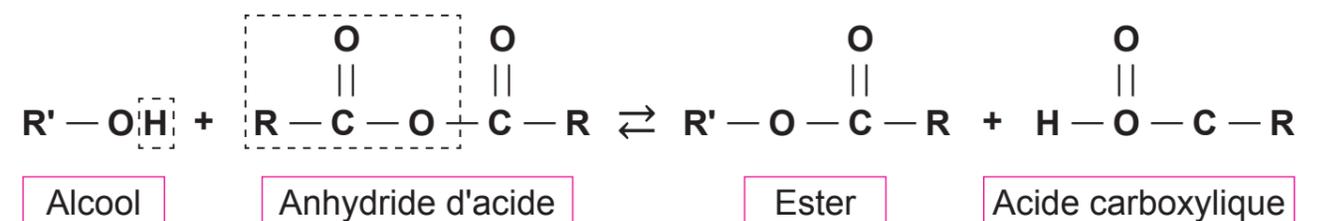


Caractéristiques de cette réaction :
rapide, complète, et exothermique.

Avantages de la perpétration de l'ester en remplaçant l'acide carboxylique par le chlorure d'acyle : **La réaction est plus rapide et complète** ceci implique le rendement de la réaction augmente.

Préparation de l'ester à l'aide d'anhydride acide et d'alcool (SV uniquement)

L'ester peut également être préparé en utilisant un alcool et un anhydride d'acide.



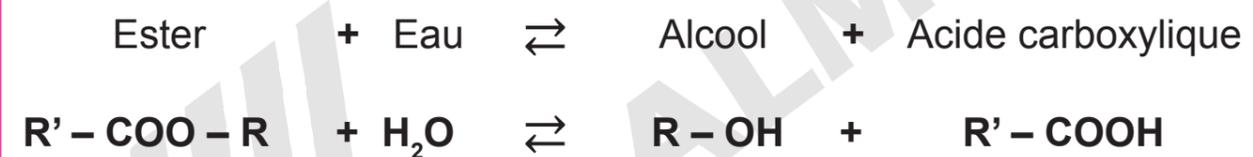
Caractéristiques de cette réaction :

rapide, complète, and exothermique.

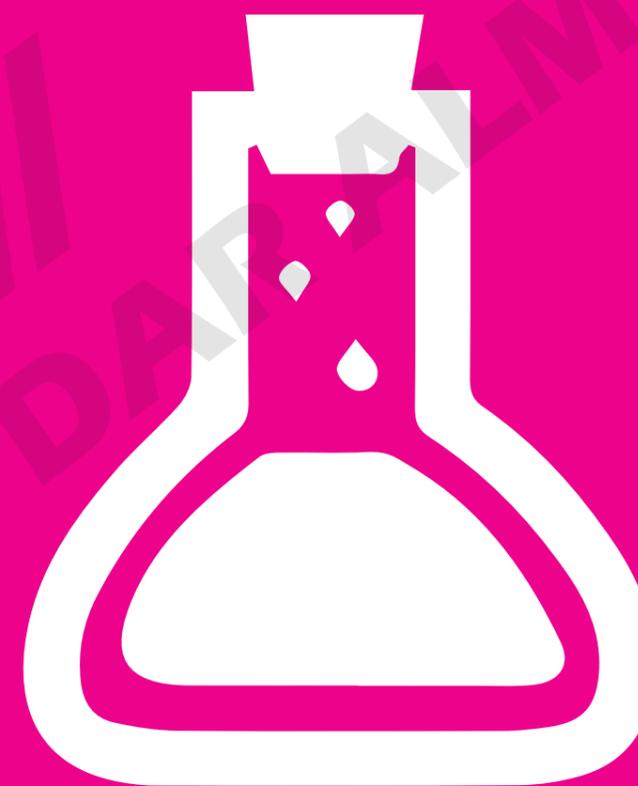
Avantages de la perpétration de l'ester en remplaçant l'acide carboxylique par l'anhydride d'acide: **la réaction est plus rapide et complète**, ceci implique le rendement de la réaction augmente.

Hydrolyse des esters (SV et SG)

Cette réaction est l'inverse de la réaction d'estérification.



EXERCICES



1

Identification d'un acide carboxylique (Pour SV et SG)

L'acide pivalique est un acide carboxylique avec une chaîne carbonée non cyclique saturée. Il est solide à température ambiante. Le but de cet exercice est d'identifier ce composé.

Donnée :

- La masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12$, $M(\text{H}) = 1$, $M(\text{O}) = 16$.
- Le document 1 montre le pourcentage de rendement de la réaction d'estérification à l'équilibre à partir d'un mélange équimolaire initial d'un alcool et d'un acide carboxylique.

Classe de l'alcool utilisé	% de rendement de l'ester formé
Primaire	67%
Secondaire	60%
Tertiaire	1 à 5%

Document 1

1. Détermination de la formule moléculaire de l'acide pivalique.

Une solution aqueuse (S_1) d'acide pivalique est préparée en dissolvant avec précision une masse $m = 8.466 \text{ g}$ d'acide pivalique solide dans de l'eau distillée pour obtenir un volume de 500.0 mL de solution noté (S_1).

En utilisant la technique de titrage, la concentration molaire de la solution (S_1) est égale $C = 0.166 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1.1 Indiquer les matériaux essentiels nécessaires à la préparation (S_1).

1.2 Montrer que la formule moléculaire de l'acide pivalique est $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

2. Identification de l'acide pivalique.

2.1 Écrire le formule structural semi-développée de chacun des isomères de l'acide pivalique.

2.2 Identifier l'acide pivalique sachant qu'il a deux ramifications alkyles.

3. Préparation de l'ester (E).

Le nom systématique d'un ester (E) est méthanoate de 1,1- diméthyléthyl.

3.1 (E) et l'acide pivalique sont des isomères fonctionnels. Justifier.

3.2 La préparation de l'ester (E) n'est pas favorisée à l'aide d'un alcool et d'un acide carboxylique. Justifier.

2

Étude expérimentale de la réaction d'estérification (Pour SV et SG)

Les composés organiques contiennent du carbone C. Les acides carboxyliques, les alcools et les esters sont des composés organiques largement utilisés dans l'industrie.

L'estérification est une réaction chimique qui produit un ester à partir d'un alcool et d'un acide carboxylique.

Le but de cet exercice est de réaliser expérimentalement une réaction d'estérification.

Donnée :

- Un ester (E) est produit lorsque l'acide propanoïque (A) réagit avec un alcool inconnu (B).
- Chacun des composés (A), (B) et (E) a une chaîne C non cyclique saturée.
- Pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est de 67%.
- Pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool secondaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est 60%.
- La masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $C = 12$, $H = 1$, et $O = 16$.

1. Détermination de la formule moléculaire de l'ester (E).

La composition en pourcentage massique de chacun des atomes de carbone et d'oxygène dans l'ester (E) est respectivement : $\%(\text{C}) = 62.07\%$ et $\%(\text{O}) = 27.59\%$.

1.1 Montrer que la formule moléculaire de l'ester (E) est $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

1.2 Écrire les formules structurales semi-développées des deux isomères possibles de (E) sachant que l'acide carboxylique utilisé pour préparer (E) est l'acide propanoïque.

2. Identification de l'ester (E)

Pour étudier expérimentalement la réaction d'estérification conduisant à la production de l'ester (E) et pour identifier cet ester, l'expérience suivante est réalisée.

Considérer l'expérience 1.

Étapes de l'expérience-1 :

- Dans un ballon à fond rond 0.20 mol d'acide propanoïque (A) et 0.20 mol d'alcool (B)
- Quelques gouttes d'acide sulfurique ($2H^+ + SO_4^{2-}$) et des pierres ponce sont ajoutées au ballon.
- Chauffer le mélange réactionnel à reflux pendant 60 min.
- Recueillir l'ester formé après purification.

Le document-1 montre la variation de la vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse de la réaction d'estérification ci-dessus en fonction du temps.

Notons α le degré de conversion de l'acide propanoïque à l'équilibre.

2.1 Préciser, à l'aide du document-1, si l'équilibre est atteint à l'instant $t = 60$ min ou non.

2.2 Indiquer à partir de la procédure expérimentale la ou les étapes dont le but est de :

2.2.1. Augmenter la vitesse de la réaction d'estérification.

2.2.2. Fournir un chauffage calme au mélange réactionnel et éviter les chocs du mélange réactionnel.

2.2.3. Empêcher la perte de tout réactif ou produit pendant l'expérience.

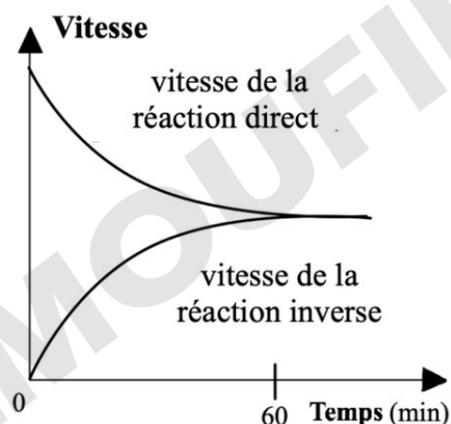
2.3 Tracer un tableau de progression qui montre l'évolution de la composition de la réaction (en mol) à $t = 0$ et à l'équilibre en fonction de α .

2.4 Vérifier que $\alpha = 0.67$ sachant qu'à $t = 60$ min le nombre total de moles des composés organiques dans le mélange réactionnel est égal à 26.6×10^{-2} mol.

2.5 Déterminer le rendement en % de la réaction d'estérification.

2.6 Identifier l'ester (E). Justifier la réponse.

2.7 Écrire l'équation de la réaction d'estérification.



Document 1

3

Synthèse en laboratoire d'un ester (Pour SV et SG)

Les esters peuvent être trouvés partout dans le monde naturel. Ils sont connus pour produire de parfums et de saveurs agréables. Ils se produisent naturellement dans de nombreux aliments, tels que les fruits, et dans les boissons alcoolisées. Les triesters, molécules contenant trois groupes esters, se présentent dans la nature sous forme d'huiles et de graisses.

Le but de cet exercice est d'étudier la synthèse en laboratoire d'un ester.

Donnée :

- La masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$: C = 12, H = 1, and O = 16.

1. Identification d'un alcool (A).

Le document suivant présente des informations sur un composé organique (A).

- Le composé (A) a la formule moléculaire $C_xH_yO_2$ où x et y doivent être déterminés.
- Le composé (A) a une chaîne carbonée saturée et non cyclique.
- La masse molaire du composé (A) est de $74 g \cdot mol^{-1}$.
- Le pourcentage massique de C dans le composé (A) est de 48.65%.

Document 1

1.1 Montrer que $x = 3$ et $y = 6$.

1.2 Écrire le formule structurale semi-développée de chacun des isomères possibles de (A)

1.3 Identifier (A) sachant qu'une solution aqueuse de (A) a un pH strictement inférieur à 7.

2. Identification du composé (B)

Le document suivant présente des informations sur un composé organique (B).

- Le composé (B) est un mono-alcool à chaîne carbonée saturée et non cyclique.
- La masse molaire du composé (B) est $88 g \cdot mol^{-1}$.

Document 2

2.1 Montrer que la formule moléculaire de (B) est $C_5H_{12}O$.

2.2 Écrire la formule structurale semi-développée de chacun des isomères possibles de (B) sachant qu'il est ramifié.

2.3 Le composé (B) réagit avec une solution de permanganate de potassium en excès (K^+ , MnO_4^-) pour produire un acide carboxylique (C). Préciser la classe de l'alcool (B).

2.4 Le nombre de ramifications alkyle dans le composé (C) est de deux. Déduire le nombre de ramifications alkyle dans le composé (B).

2.5 Identifier (B).

3. Préparation d'un ester (D)

L'alcool (B) réagit avec le composé (A) pour produire un ester (D) selon l'équation suivante :



La procédure expérimentale suivante est réalisée au laboratoire.

- On fait réagir 0.2 mol de (A) avec 0.1 mol de (B) dans un ballon à fond rond.
- Des pierres ponce et 1 mL de catalyseur d'acide sulfurique sont ensuite ajoutés au ballon.
- On chauffe le mélange réactionnel au reflux.
- À l'instant t_1 , le chauffage est arrêté.
- Le mélange réactionnel est versé dans un bêcher contenant 200 mL d'eau distillée très froide et la quantité restante de composé (A) est titrée avec une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-).
- Le nombre de mol du composé (A) est déterminé pour être 0.133 mol à l'instant t_1 .

3.1 Écrire, en utilisant les formules structurales semi-développées des composés organiques, l'équation de la réaction d'estérification. Donner le nom IUPAC du composé (D) formé.

3.2 Indiquer le (s) facteur (s) cinétique (s) impliqué (s) lorsque le mélange réactionnel a été versé dans un bêcher contenant 200 mL d'eau distillée très froide. Déduire le but de cette étape.

3.3 Déterminer la composition (en mol) du mélange réactionnel à t_1 .

3.4 Calculer le pourcentage de rendement de cette réaction à t_1 .

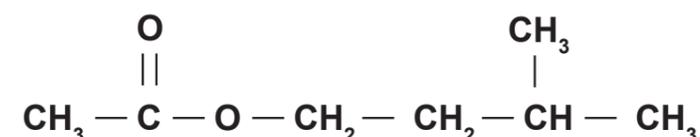
3.5 Sachant que pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est de 67%, préciser si l'état d'équilibre est atteint à t_1 .



Réaction d'estérification (Pour SV et SG)

Les acides carboxyliques ont des odeurs désagréables tandis que les esters sentent les fruits.

On considère le document 1 qui montre la formule semi développée de l'ester (E).



Document 1

Il est nécessaire de préparer l'ester (E) en laboratoire en utilisant un acide carboxylique (A) et un alcool (B).

Donnée :

- Chacun des deux composés (A) et (B) possède une chaîne carbonée non cyclique et saturée.
- Le document 2 montre la masse volumique, la masse molaire et le point d'ébullition de chacun des composés (A), (B) et (E).

Composé	Masse volumique (g.ml ⁻¹)	Point d'ébullition (°C)	Masse molaire (g.moL ⁻¹)
(A)	1.05	118	60
(B)	0.81	128	88
(E)	0.87	143	130

Document 2

- Pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est 67%.

1. Préparation de l'ester (E) (Cette partie est destinée aux étudiants SV et SG)

Dans un ballon, un volume $V_1 = 44.0$ mL d'alcool (B) et un volume V_2 d'acide carboxylique (A) sont mélangés avec l'ajout de 1 mL d'acide sulfurique concentré et de quelques grains de pierres ponce. On assemble ensuite une installation de reflux et on commence à chauffer. La masse de l'ester (E) recueillie à la fin de l'expérience (instant t_1) est de 35.28 g.

1.1 Identifier les composés (A) et (B).

1.2 En utilisant les formules structurales semi-développées des composés organiques, écrire l'équation de la réaction d'estérification. Donner le nom systématique de (E).

1.3 Donner l'avantage d'utiliser

1.3.1. Chauffage par reflux.

1.3.2. Pierres ponces.

1.4 Calculer

1.4.1. Le nombre initial de mol de (B).

1.4.2. V_2 sachant que les réactifs sont équimolaires.

1.5 Déterminer le pourcentage de rendement de cette réaction à l'instant t_1 . Déduire que l'état d'équilibre est atteint à cet instant.

1.6 Déterminer la constante d'équilibre K_c .

1.7 La même expérience est répétée avec une seule modification c'est qu'on n'a pas ajouté 1 mL d'acide sulfurique. Indiquer, en justifiant, si chacune des affirmations suivantes est vraie ou fausse.

- **Énoncé 1:** l'état d'équilibre sera atteint à l'instant $t_2 > t_1$
- **Énoncé 2:** la valeur de K_c augmente.

2. Préparation de (E) à l'aide de dérivés d'acides : (Cette partie est réservée aux étudiants de SV uniquement)

L'ester (E) pourrait être préparé en utilisant un dérivé chloré d'acide carboxylique (A)

2.1 Identifier ce dérivé.

2.2 Écrire l'équation de la préparation de ce dérivé.

2.3 Indiquer l'avantage d'utiliser ce dérivé par rapport à l'acide (A).

2.4 Un étudiant a préparé l'ester (E) au laboratoire en utilisant ce dérivé d'acide, mais comme étape précédente, il a lavé la verrerie avec de l'eau distillée puis il a placé la configuration où la réaction chimique se déroulait dans un bain de glace. Préciser l'erreur commise par cet étudiant.



Hydrolyse d'un ester (Pour SV et SG)

Les esters subissent une réaction d'hydrolyse avec de l'eau pour produire un acide carboxylique et un alcool. Le but de cet exercice est d'étudier la réaction d'hydrolyse d'un ester noté (E).

Le document 1 montre le pourcentage de rendement de la réaction d'hydrolyse à l'équilibre à partir d'un mélange équimolaire initial de l'ester et de l'eau.

Classe de l'alcool produit	% du rendement à l'équilibre
Primaire	33%
Secondaire	40%
Tertiaire	90%

Document 1

Donnée :

- La masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: C = 12, H = 1, et O = 16.

1. Étude préliminaire

Le document 2 montre la formule semi-développée de l'ester (E) où R_1 est un groupe alkyle non cyclique saturé de formule moléculaire générale $C_nH_{2n+1}-$

1.1 Exprimer la masse molaire de l'ester (E) en fonction de n qui est le nombre d'atomes de carbone dans R_1 .

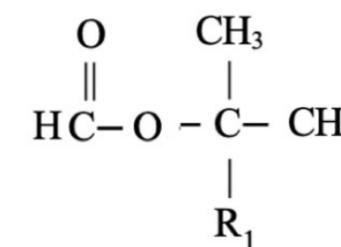
1.2 Sachant que le pourcentage massique d'oxygène dans l'ester (E) est de 31.37% vérifier que R_1 est du méthyle CH_3- .

1.3 Donner le nom systématique de l'ester (E).

2. Étude de la réaction d'hydrolyse.

La procédure suivante est effectuée dans le laboratoire.

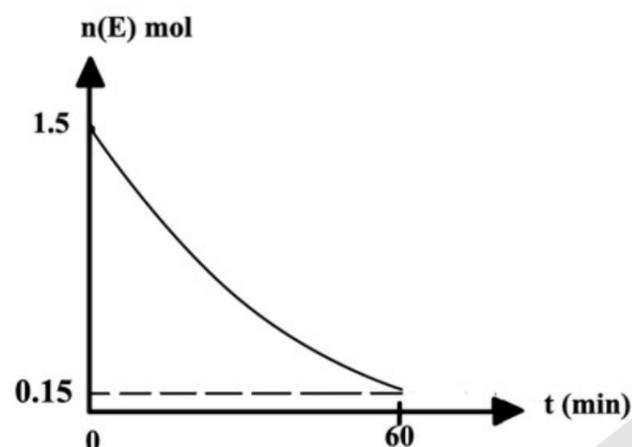
- 1.5 mol d'ester (E) sont introduites avec 1.5 mol d'eau dans un ballon à fond rond contenant des pierres ponces et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.
- Le mélange réactionnel est chauffé à reflux.
- En utilisant une certaine technique, on peut étudier la variation du nombre de



Document 2

mol de l'ester en fonction du temps comme le montre le document 3.

- Le chauffage est arrêté à l'instant $t = 60$ min.



Document 3

L'équation de la réaction d'hydrolyse est représentée par :



Où (A) est l'alcool produit et (B) est l'acide carboxylique produit.

2.1 Écrire, en utilisant les formules structurales semi-développées des composés organiques de l'équation de la réaction d'hydrolyse.

2.2 Donner le nom systématique des composés (A) et (B).

2.3 Déterminer le nombre de mol de l'ester (E) à l'équilibre. Déduire si $t = 60$ min représente le temps d'équilibre ou non.

2.4 Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction d'hydrolyse

2.5 Soit α le degré de conversion de l'ester (E).

2.5.1. Calculer le degré de conversion de l'ester (E) à $t = 60$ min.

2.5.2. Préciser si la valeur de α confirme que cette réaction est limitée.

2.6 La même expérience est répétée mais sans addition d'acide sulfurique à $t = 0$ min.

Indiquer, en justifiant, la modification de chacun des éléments suivants:

- La constante d'équilibre K_c
- Le temps nécessaire au système réactionnel pour atteindre l'état d'équilibre.
- Le pourcentage de rendement de la réaction à l'équilibre.



Acétate d'isoamyle (SV uniquement)

L'acétate d'isoamyle est un ester d'odeur de la banane et il est utilisé pour aromatiser certains sirops. Il se trouve naturellement dans la banane. Il est également libéré par un appareil à piqûre d'abeille domestique où il sert à attirer d'autres abeilles.

Donnée :

- La masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$: C = 12, H = 1, et O = 16.
- L'acétate d'isoamyle peut être préparé en utilisant un anhydride d'acide (A) et un alcool (B) ou en utilisant un acide carboxylique (C) et l'alcool (B).

Le but de cet exercice est d'étudier les deux réactions chimiques différentes conduisant à la formation d'acétate d'isoamyle.

Remarque : utiliser des formules structurales semi-développées de composés organiques lors de l'écriture de toutes les équations impliquées dans cet exercice.

1. Identification de l'anhydride acide

Le document 1 présente quelques informations sur le composé (A).

- Le composé (A) a une chaîne carbonée non cyclique saturée.
- La déshydratation intermoléculaire de l'acide éthanoïque (C) à haute température en présence d'un déshydratant très fort le pentoxyde de phosphore P_2O_5 produit l'anhydride d'acide (A).

Document 1

1.1 Identifier l'anhydride d'acide (A).

1.2 Écrire l'équation de la déshydratation intermoléculaire de (C) qui conduit à la formation du composé (A).

1.3 Préciser l'importance de P_2O_5 dans cette transformation chimique.

2. Identification de l'Alcool

L'alcool (B) peut être l'un des deux composés suivants :

- pentan-2-ol
- 3-méthyl-butan-1-ol

A fin d'identifier l'alcool (B), l'expérience suivante a été réalisée qui est résumée dans le document 2.

Test chimique	Résultats expérimentaux
L'oxydation ménagée du composé (B) par une solution acidifiée de permanganate de potassium.	<ul style="list-style-type: none">- La couleur violette de la solution de permanganate de potassium se décolore.- Un composé organique (H) est produit- (H) est un aldéhyde.

Document 2

Interpréter l'expérience et identifier le composé (B).

3. Synthèse de l'acétate d'isoamyle à l'aide de l'anhydride acide

L'acétate d'isoamyle est produit au laboratoire par la réaction chimique se produisant entre 0.030 mol d'anhydride d'acide (A) et 0.030 mol de l'alcool (B). Cette méthode de préparation est désignée par (R₁)

- 3.1 Écrire l'équation de cette réaction d'estérification.
- 3.2 Donner le nom systématique de l'acétate d'isoamyle.
- 3.3 Choisir, parmi les propositions suivantes, celle (s) à réaliser au laboratoire lors de la réalisation de cette réaction chimique. Justifier la réponse.

- **Proposition 1:** Le mélange réactionnel doit être chauffé au reflux à haute température.
- **Proposition 2:** Le mélange réactionnel doit être refroidi dans un bain de glace lors de la réalisation de cette expérience.
- **Proposition 3:** La verrerie utilisée pour réaliser cette expérience doit être très sèche.
- **Proposition 4:** Les réactifs doivent être dissous dans de l'eau distillée avant d'effectuer cette Expérience.

4. Synthèse de l'acétate d'isoamyle à l'aide de l'acide carboxylique

Le même ester acétate d'isoamyle peut être préparé comme suit :

- Le même ester peut être produit en mélangeant 0,030 mol d'alcool (B) et 0,030 mol d'acide carboxylique pur (C) dans un ballon à fond rond avec quelques gouttes d'acide sulfurique.
- Le mélange réactionnel est chauffé au reflux pendant 60 minutes jusqu'à ce que l'équilibre dynamique soit atteint.
- 0.020 mol de l'ester sont produites à l'équilibre.
- Cette méthode de préparation est désignée par (R₂).

- 4.1 Écrire l'équation de la réaction chimique qui se produit.
- 4.2 Calculer le pourcentage de rendement de cette réaction.
- 4.3 Comparer, en justifiant, le rendement en pourcentage des deux méthodes de préparation de l'ester (R₁) et (R₂).
- 4.4 Indiquer l'effet de l'utilisation d'un mélange non équimolaire des réactifs à t = 0 sur le rendement en pourcentage.

7

Identification d'un anhydride acide (SV uniquement)

La déshydratation intermoléculaire d'un acide carboxylique (B) à haute température en présence d'un agent déshydratant très puissant du pentoxyde de phosphore P_2O_5 produit l'anhydride d'acide (A).

L'équation de la réaction chimique :



Donnée :

- La masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$: $M(C) = 12$, $M(H) = 1$, $M(O) = 16$.
- Le document-1 donne des informations sur les composés (A) et (B).

- Chacun des composés (A) et (B) a une chaîne carbonée non cyclique saturée.
- Le pourcentage massique de carbone dans l'anhydride d'acide (A) est égal au pourcentage massique d'oxygène.

Document 1

1. Identification de (A) et (B).

- 1.1 Montrer que la formule moléculaire de l'anhydride d'acide (A) est $C_4H_6O_3$.
- 1.2 Identifier l'anhydride d'acide (A) sachant qu'il est symétrique.
- 1.3 Identifier (B).

2. Synthèse au laboratoire d'un ester

Un ester (J) est préparé en utilisant deux méthodes différentes

- **Méthode (1)** : L'ester (J) est préparé en utilisant 1 mol de composé (A) et 1 mol d'éthanol.
- **Méthode (2)** : L'ester (J) est préparé en utilisant 1 mole de composé (B) et 1 mole d'éthanol.

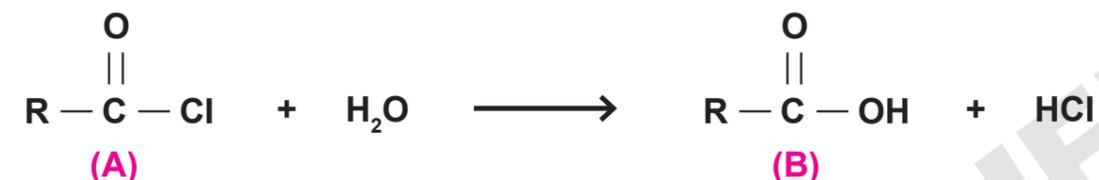
- 2.1 Écrire l'équation de la réaction chimique qui se produit en utilisant chacune des méthodes (1) et (2).
- 2.2 Donner le nom systématique de l'ester (J).
- 2.3 Préciser quelle méthode produit un plus grand nombre de moles d'ester à la fin de l'expérience.

8

Identification d'un acide carboxylique (SV uniquement)

Le composé (A) réagit instantanément avec l'excès d'eau froide. Il y a une réaction très exothermique dans laquelle un gaz acide vapoureux est émis (chlorure d'hydrogène) et un composé (B) se forme.

Voici l'équation de la réaction :



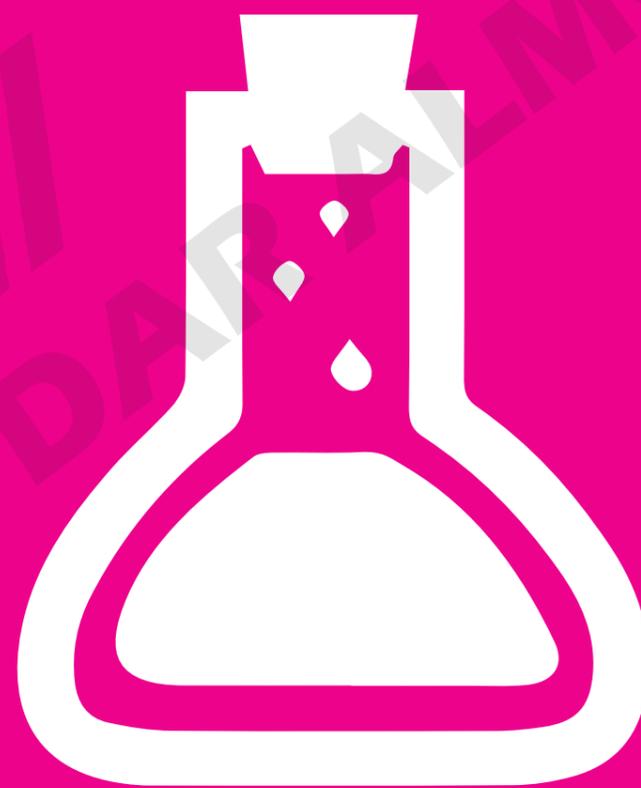
Donnée :

- La masse molaire en $g \cdot mol^{-1}$: $M(C) = 12$, $M(H) = 1$, $M(O) = 16$.
- Le volume molaire des gaz dans les conditions expérimentales $V_m = 24 \text{ L} \cdot mol^{-1}$.

Un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de composé (A) de masse volumique $\rho_1 = 1.104 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ réagit avec un excès d'eau distillée froide dans une réaction vigoureuse où un volume $V = 3.375 \text{ L}$ d'HCl est produit.

1. Nommer les groupes fonctionnels de (A) et (B).
2. Sachant que le groupe alkyle R- est saturé et non cyclique de formule C_nH_{2n+1} -, déterminer la formule moléculaire de (A).
3. Identifier (A) et (B).
4. Expliquer pourquoi on doit utiliser des pots secs pour stocker le composé (A).
5. Pour préparer un ester, il est préférable d'utiliser le composé (A) avec un alcool au lieu d'utiliser le composé (B) avec un alcool. Expliquer pourquoi.

SOLUTION



1

Partie des Q	Réponse								
1.1.	Balance de précision, fiole jaugée de 500 ml, verre de montre, spatule et entonnoir Bécher (facultatif)								
1.2.	$N(\text{soluté}) = \frac{m(\text{acide})}{M(\text{acide})} = CV$ $\text{Alors } M(\text{acide}) = \frac{m(\text{acide})}{CV} = \frac{8.466}{0.166 \times 500 \times 10^{-3}} = 120 \text{ g.mol}^{-1}$ <p>La formule moléculaire générale de l'acide mono-carboxylique à chaîne carbonée saturée et non cyclique est $C_nH_{2n}O_2$ $M = 12n + 2n + 2 \times 16 = 120$ Alors $n = 5$ et la formule moléculaire de l'acide est $C_5H_{10}O_2$.</p>								
2.1.	<table border="1"> <tbody> <tr> <td>A</td> <td>$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COOH$</td> </tr> <tr> <td>B</td> <td>$CH_3 - CH_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - COOH$</td> </tr> <tr> <td>C</td> <td>$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_2 - COOH$</td> </tr> <tr> <td>D</td> <td>$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - COOH$</td> </tr> </tbody> </table>	A	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COOH$	B	$CH_3 - CH_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - COOH$	C	$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_2 - COOH$	D	$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - COOH$
A	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - COOH$								
B	$CH_3 - CH_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - COOH$								
C	$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - CH_2 - COOH$								
D	$CH_3 - \underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - COOH$								
2.2.	<p>La formule structural semi-développée de ce composé est</p> $\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ CH_3 - C - COOH \\ \\ CH_3 \end{array}$ <p>Nom : Acide 2,2-diméthyl-propanoïque</p>								
3.1.	<p>La formule structural semi-développée de (E)</p> $\begin{array}{c} O & CH_3 \\ & \\ H - C - O - C - CH_3 \\ & \\ & CH_3 \end{array}$ <p>(E) et l'acide carboxylique sont des isomères fonctionnels car ils ont la même formule moléculaire brute mais appartiennent chacun à une famille différente. (E) est un ester tandis que l'acide pivalique est un acide carboxylique.</p>								
3.2.	La préparation de (E) en utilisant un alcool tertiaire ce fait à très faible rendement selon le document 1, alors cette préparation n'est pas préférable.								

2

Partie des Q	Réponse																									
1.1.	<p>La formule moléculaire générale d'un mono-ester avec une chaîne carbonée saturée et non cyclique est $C_nH_{2n}O_2$. Appliquer la loi de la proportion définie</p> $\frac{12n}{\%(\text{C})} = \frac{2n}{\%(\text{H})} = \frac{2 \times 16}{\%(\text{O})} = \frac{M}{100}$ $\frac{12n}{62.07\%} = \frac{2n}{\%(\text{H})} = \frac{2 \times 16}{27.59\%} = \frac{M}{100}$ <p>Alors $n = 6$ et la formule moléculaire de ce composé est $C_6H_{12}O_2$</p>																									
1.2.	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3 - CH_2 - C - O - CH_2 - CH_2 - CH_3 \\ \\ O & CH_3 \\ & \\ CH_3 - CH_2 - C - O - CH - CH_3 \end{array}$																									
2.1.	L'équilibre est atteint à $t = 60$ min car à cet instant la vitesse de la réaction directe devient égale à la vitesse de la réaction inverse.																									
2.2.1.	- Utilisation d'un catalyseur d'acide sulfurique - chauffage du mélange réactionnel																									
2.2.2.	Ajout de pierres ponce pour avoir une température homogène dans le mélange réactionnel.																									
2.2.3.	Effectuer le chauffage au reflux.																									
2.3.	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèces</th> <th>A</th> <th>B</th> <th>E</th> <th>H₂O</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État initial (mol)</td> <td>0.2</td> <td>0.2</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Changement</td> <td>- 0.2 α</td> <td>- 0.2 α</td> <td>0.2 α</td> <td>0.2 α</td> </tr> <tr> <td>À $t = 60$ min (mol)</td> <td>0.2 - 0.2 α</td> <td>0.2 - 0.2 α</td> <td>0.2 α</td> <td>0.2 α</td> </tr> <tr> <td>Équilibre</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </tbody> </table> <p>$\alpha = \frac{x}{n_0}$ alors $x = 0.2 \alpha$</p>	Espèces	A	B	E	H ₂ O	État initial (mol)	0.2	0.2	0	0	Changement	- 0.2 α	- 0.2 α	0.2 α	0.2 α	À $t = 60$ min (mol)	0.2 - 0.2 α	0.2 - 0.2 α	0.2 α	0.2 α	Équilibre				
Espèces	A	B	E	H ₂ O																						
État initial (mol)	0.2	0.2	0	0																						
Changement	- 0.2 α	- 0.2 α	0.2 α	0.2 α																						
À $t = 60$ min (mol)	0.2 - 0.2 α	0.2 - 0.2 α	0.2 α	0.2 α																						
Équilibre																										
2.4.	<p>Nombre total de composés organiques = 26.6×10^{-2} mol</p> $n(A)_{\text{eq}} + n(B)_{\text{eq}} + n(E)_{\text{eq}} = 26.6 \times 10^{-2} \text{ mol}$ $0.2 - 0.2 \alpha + 0.2 - 0.2 \alpha + 0.2 \alpha = 26.6 \times 10^{-2} \text{ mol}$ <p>Alors $\alpha = 0.67$</p>																									
2.5.	<p>$\% \text{Rendement} = \frac{n(E)_{\text{réel}}}{n(E)_{\text{théorique}}} \times 100$</p> <p>Trouver $n(E)_{\text{théorique}}$ Supposons que cette réaction est complète et selon la stœchiométrie $n_{A(r)} = n_0(A) = n_{\text{ester}(p)} = 0.2 \text{ mol}$ Trouver $n(E)_{\text{réel}}$ À partir du tableau de progression $n(E)_{\text{réel}} = 0.2 \alpha = 0.2 \times 0.67 = 0.134 \text{ mol}$ $\% \text{ Rendement} = \frac{1.34}{0.2} \times 100 = 67 \%$</p>																									

3

<p>2.6.</p>	<p>Pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est de 67% donc l'ester (E) est préparé en utilisant un alcool primaire. Identifier = nom + écrire la formule structurale semi-développée La formule structurale semi-développée de (E) est :</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ <p>Son nom systématique est: propanoate de propyle</p>
<p>2.7.</p>	<p>$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{H O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightleftharpoons \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$</p>

Partie des Q	Réponse
<p>1.1.</p>	<p>Appliquer la loi de proportion définie au composé $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_2$</p> $\frac{12x}{\%(\text{C})} = \frac{1y}{\%(\text{H})} = \frac{2 \times 16}{\%(\text{O})} = \frac{M}{100}$ $\frac{12x}{48.65} = \frac{1y}{\%(\text{H})} = \frac{2 \times 16}{74} = \frac{74}{100}$ <p>Résoudre l'équation $\frac{12x}{48.65} = \frac{74}{100}$ on obtient $x = 3$</p> <p>Résoudre l'équation $\frac{2 \times 16}{\%(\text{O})} = \frac{74}{100}$ on obtient $\%(\text{O}) = 43.24\%$</p> <p>$\%(\text{H}) = 100 - [\%(\text{C}) + \%(\text{O})] = 100 - [48.65 + 43.24\%] = 8.11\%$</p> <p>Résoudre l'équation $\frac{1y}{\%(\text{H})} = \frac{74}{100}$ on obtient $y = 6$</p>
<p>1.2.</p>	<p>Les isomères de ce composé :</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} \quad (\text{Acide carboxylique})$ $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_3 \quad (\text{ester})$ $\text{HC}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \quad (\text{ester})$
<p>1.3.</p>	<p>Identifier = nom + écrire la formule structurale semi-développée La formule structurale semi-développée de (A) est :</p> $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH} \quad (\text{acide Carboxylique})$ <p>Son nom systématique est : acide propanoïque.</p>
<p>2.1.</p>	<p>(B) est un mono-alcool non cyclique saturé de formule moléculaire générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ $M = 12n + 2n + 2 + 16 = 14n + 18 = 88 \Rightarrow n = 5$ et la formule moléculaire de l'alcool (B) est $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$</p>
<p>2.2.</p>	<p>$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{OH} \quad (\text{Alcool primaire})$</p> <p>$\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \quad (\text{Alcool primaire})$</p>

	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \quad (\text{Alcool tertiaire})$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \quad (\text{Alcool primaire})$ $\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} \quad (\text{Alcool secondaire})$
2.3.	L'alcool (B) subit une oxydation ménagée avec une solution de permanganate de potassium pour produire un acide carboxylique donc (B) est un alcool primaire.
2.4.	(B) L'alcool (B) subit une oxydation ménagée avec une solution de permanganate de potassium pour produire un acide carboxylique. En cas d'oxydation ménagée, la chaîne carbonée n'est pas modifiée, donc (B) et (C) doivent avoir le même nombre de ramifications alkyle. Alors (B) a deux branches.
2.5.	Identifier = nom + écrire la formule structurale semi-développée La formule structurale semi-développée de (B) est : $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ Son nom systématique est : 2,2-diméthyl- propan-1-ol
3.1.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ $\rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{O} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ Le nom de l'ester est : propanoate de 2,2-diméthylpropyl

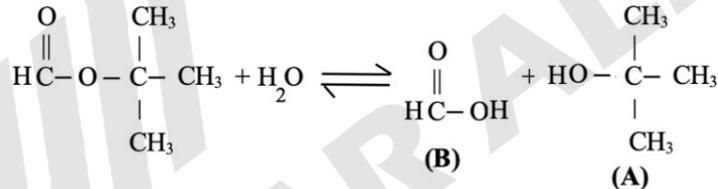
3.2.	Les facteurs cinétiques sont : <ul style="list-style-type: none"> • Température • [réactif] En diminuant la température et le [réactif], toutes les réactions à l'exception des réactions de titrage seront bloquées.																									
3.3.	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèces</th> <th>A</th> <th>B</th> <th>D</th> <th>H₂O</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État initial (mol)</td> <td>0.2</td> <td>0.1</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Changement</td> <td>- x</td> <td>- x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>À t₁ (mol)</td> <td>0.2 - x</td> <td>0.1 - x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>Composition du système à t₁ (mol)</td> <td>0.133</td> <td>0.033</td> <td>0.067</td> <td>0.067</td> </tr> </tbody> </table> n(A) est resté à t ₁ = 0.2 - x = 0.133 Alors x = 0.067 mol	Espèces	A	B	D	H ₂ O	État initial (mol)	0.2	0.1	0	0	Changement	- x	- x	x	x	À t ₁ (mol)	0.2 - x	0.1 - x	x	x	Composition du système à t ₁ (mol)	0.133	0.033	0.067	0.067
Espèces	A	B	D	H ₂ O																						
État initial (mol)	0.2	0.1	0	0																						
Changement	- x	- x	x	x																						
À t ₁ (mol)	0.2 - x	0.1 - x	x	x																						
Composition du système à t ₁ (mol)	0.133	0.033	0.067	0.067																						
3.4.	$\% \text{Rendement} = \frac{n_{D_{\text{réel}}}}{n_{(D)_{\text{théorique}}}} \times 100$ Trouver n (D) théorique Supposons que cette réaction est complète et selon la stœchiométrie Rapport de B < Rapport de A donc B est le réactif limitant n _{B(r)} = n ₀ (B) = n _{ester (p)} = 0.1 mol Trouver n (D) _{réel} À partir du tableau de progression n (D) _{réel} = 0.067mol $\% \text{Rendement} = \frac{0.067}{0.1} \times 100 = 67 \%$																									
3.5.	Pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est de 67%. Mais dans cette expérience, le mélange initial est non équimolaire donc le % de rendement à l'équilibre sera supérieur à 67%. Alors à t ₁ , l'état d'équilibre n'est pas atteint.																									



Note: Cet exercice est noté de 9 points pour SV et de 7 points pour SG.

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	A est CH ₃ COOH ; (¼ point) le nom est acide éthanoïque (¼ point) B est CH ₃ -CH(CH ₃)-CH ₂ CH ₂ OH (¼ point) nom: 3-méthyl-butan-2-ol (¼ point)	1
1.2.	CH ₃ COOH+CH ₃ -CH(CH ₃)-CH ₂ CH ₂ OH ⇌ CH ₃ COOCH ₂ CH ₂ CH(CH ₃) ₂ + H ₂ O (E) est l'éthanoate de 3-méthylbutyle	1
1.3.1	Rôle du chauffage à reflux : <ul style="list-style-type: none"> La réaction d'estérification est une réaction lente, donc le chauffage à reflux augmente la vitesse de la réaction puisque la température est un facteur cinétique. Le chauffage à reflux empêche la perte de tout réactif ou produit en condensant leur vapeur dans le mélange réactionnel. 	0.5
1.3.2.	Les pierres ponce fournissent un chauffage homogène en tout point du mélange réactionnel.	0.5
1.4.1.	$n_0(B) = \frac{\rho_B V_1}{M_B} = \frac{0.81 \times 44}{88} = 0.405 \text{ mol.}$	0.5
1.4.2.	Le mélange réactionnel est équimolaire alors $n_{0B} = n_{0A}$ $\frac{\rho_B V_1}{M_B} = \frac{\rho_A V_2}{M_A} \Rightarrow V_2 = \frac{0.81 \times 44 \times 60}{1.05 \times 88} = 23.14 \text{ mL}$	0.5
1.5.	% Rendement = $\frac{m_{réelle}}{m_{théorique}} \times 100$ Supposons que cette réaction est complète et selon la stœchiométrie : $n(A)_r \infty = n(E)_p \infty = n_{0A} = 0.405 \text{ mol} = n(E)_{théorique}$ (¼ point) $m(E)_{théorique} = m(E)_p \infty = n(E)_p \infty \times M(E) = 0.405 \times 130 = 52.65 \text{ g}$ (¼ point) % Rendement = $\frac{35.28}{52.65} \times 100 = 67\%$ (¼ point) Pour un mélange équimolaire initial d'un acide carboxylique et d'un alcool primaire, le rendement de la réaction à l'équilibre est de 67%. Ensuite, à t ₁ , l'état d'équilibre est atteint. (¼ point)	1

1.6.	<ul style="list-style-type: none"> $n_0(A) = n_0(B) = 0.405 \text{ mol}$ $x = n(E) \text{ à } t_1 = \frac{m(E)}{M(E)} = \frac{35.28}{130} = 0.271 \text{ mol}$ <table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèces</th> <th>A</th> <th>B</th> <th>E</th> <th>H₂O</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État Initial (mol)</td> <td>0.405</td> <td>0.405</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Changement</td> <td>- x</td> <td>- x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>À t = 30 min (mol)</td> <td>0.405 - x</td> <td>0.405 - x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>Pour x = n(E) à t₁ = 0.271</td> <td>0.134</td> <td>0.134</td> <td>0.271</td> <td>0.271</td> </tr> </tbody> </table> $K_c = \frac{[\text{Ester}][\text{Eau}]}{[\text{acide carboxylique}][\text{Alcool}]} = \frac{\frac{0.271}{V} \times \frac{0.271}{V}}{\frac{0.134}{V} \times \frac{0.134}{V}} = 4$	Espèces	A	B	E	H ₂ O	État Initial (mol)	0.405	0.405	0	0	Changement	- x	- x	x	x	À t = 30 min (mol)	0.405 - x	0.405 - x	x	x	Pour x = n(E) à t ₁ = 0.271	0.134	0.134	0.271	0.271	1
Espèces	A	B	E	H ₂ O																							
État Initial (mol)	0.405	0.405	0	0																							
Changement	- x	- x	x	x																							
À t = 30 min (mol)	0.405 - x	0.405 - x	x	x																							
Pour x = n(E) à t ₁ = 0.271	0.134	0.134	0.271	0.271																							
1.7.	Énoncé 1: Cet énoncé est vrai (¼ point) Justification : L'acide sulfurique est un catalyseur (facteur cinétique) qui augmente la vitesse de la réaction, donc l'état d'équilibre sera atteint plus lentement en son absence $t_2 < t_1$. (¼ point) Énoncé 2 : est fausse. (¼ point) Justification : K _c ne dépend que de la température, alors elle ne varie pas car la température ne varie pas. (¼ point)	1																									
2.1.	CH ₃ COCl (Chlorure d'éthanoyle)	0.5																									
2.2.	CH ₃ COCl+CH ₃ -CH(CH ₃)-CH ₂ CH ₂ OH→CH ₃ COOCH ₂ CH ₂ CH(CH ₃) ₂ + HCl	0.5																									
2.3.	Cette réaction est plus rapide et complète, le rendement devient plus grand.	0.5																									
2.4.	L'erreur : l'élève a utilisé de la verrerie humide (¼ point) Justification : Le chlorure d'éthanoyle subit une réaction d'hydrolyse avec l'eau. (¼ point)	0.5																									

Partie des Q	Réponse
1.1.	La masse molaire de l'ester $M = 4M(C) + n M(C) + 7M(H) + (2n+1)M(H) + 2 \times 16$ $M = 4 \times 12 + 12n + 7 \times 1 + (2n+1) \times 1 + 2 \times 16$ $M = 48 + 12n + 7 + 2n + 1 + 32$ $M = 14n + 88 \text{ g.mol}^{-1}$
1.2.	Appliquer la loi de la proportion définie $\frac{2 \times 16}{\%(\text{O})} = \frac{M}{100}$ $\frac{2 \times 16}{31.37} = \frac{14n+88}{100}$ Résoudre pour n, alors n = 1 et R ₁ est du méthyle CH ₃ -.
1.3.	Le nom systématique de l'ester est: méthanoate de 1,1-diméthyléthyle
2.1.	L'équation de la réaction 
2.2.	(A) 2-méthyl-propan-2-ol (B) acide méthanoïque

	<p>Selon le document 1, pour un mélange équimolaire initial d'un ester et d'eau, le rendement de la réaction à l'équilibre est de 90% si l'alcool produit est tertiaire.</p> <p>Soit x le nombre de mol d'ester ayant réagi à l'équilibre.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Espèces</th> <th>E</th> <th>H₂O</th> <th>A</th> <th>B</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>État Initial (mol)</td> <td>1.5</td> <td>1.5</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>Changement</td> <td>-x</td> <td>-x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>À t = équilibre (mol)</td> <td>1.5-x</td> <td>1.5-x</td> <td>x</td> <td>x</td> </tr> <tr> <td>À l'équilibre pour x = 1.35 (mol)</td> <td>0.15</td> <td>0.15</td> <td>1.35</td> <td>1.35</td> </tr> </tbody> </table>	Espèces	E	H ₂ O	A	B	État Initial (mol)	1.5	1.5	0	0	Changement	-x	-x	x	x	À t = équilibre (mol)	1.5-x	1.5-x	x	x	À l'équilibre pour x = 1.35 (mol)	0.15	0.15	1.35	1.35
Espèces	E	H ₂ O	A	B																						
État Initial (mol)	1.5	1.5	0	0																						
Changement	-x	-x	x	x																						
À t = équilibre (mol)	1.5-x	1.5-x	x	x																						
À l'équilibre pour x = 1.35 (mol)	0.15	0.15	1.35	1.35																						
2.3.	$\% \text{ Rendement} = \frac{n(A)_{\text{réel}}}{n(A)_{\text{théorique}}} \times 100$ Supposons que cette réaction soit complète et selon la stœchiométrie : $n(E)_{r \infty} = n(A)_{p \infty} = n(E)^0 = 1.5 \text{ mol} = n(A)_{\text{théorique}}$ $n(A)_{\text{réel}}$ est x mol. $\% \text{Rendement} = \frac{x}{1.5} \times 100 = 90\%$ alors x = 1.35 mol $n(E)$ à l'équilibre = 1.5 - x = 1.5 - 1.35 = 0.15 mol. D'après le document 2 n (E) à 60 min = n (E) à l'équilibre alors t = 60 min représente le temps auquel le système atteint l'équilibre dynamique.																									
2.4.	$K_c = \frac{[\text{acide carboxylique}][\text{Alcool}]}{[\text{Ester}][\text{Eau}]} = \frac{\frac{1.35}{V} \times \frac{1.35}{V}}{\frac{0.15}{V} \times \frac{0.15}{V}} = 81.$																									
2.5.1.	$\alpha = \frac{n(E)_{\text{convertie}}}{n(E)_{\text{initiale}}} = \frac{x}{1.5} = \frac{1.35}{1.5} = 0.9$																									
2.5.2.	$\alpha < 1$ alors la réaction est réversible.																									
2.6.	<p>a) La constante d'équilibre ne dépend que de la température. La température n'est pas modifiée, la constante d'équilibre reste constante.</p> <p>b) L'acide sulfurique est un catalyseur (facteur cinétique). Sans utiliser le catalyseur, le même équilibre sera atteint plus lentement. Ensuite, il faudra plus de 60 minutes pour que le système atteigne l'équilibre.</p> <p>c) L'élimination de l'acide sulfurique n'aura aucun effet sur le rendement en% de la réaction à l'équilibre car c'est un catalyseur qui augmente la vitesse de la réaction directe et de la réaction inverse au même degré.</p>																									



Acétate d'Isoamyl (7.5 points)

Partie des Q	Réponse	Note
1.1.	<p>Nom : anhydride éthanoïque (¼ point) La formule structurale semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{O} - \text{CO} - \text{CH}_3$ (¼ point) Note : Identifier un composé signifie donner son nom systématique et écrire sa formule structurale semi-développée.</p>	0.5
1.2.	$2 \text{CH}_3 - \text{COOH} \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \text{CH}_3 - \text{CO} - \text{O} - \text{CO} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0.5
1.3.	<p>Ce composé est un puissant agent déshydratant qui absorbe les molécules d'eau formées par cette réaction, ce qui rend cette réaction presque complète</p>	0.5
2.1.	<p>L'alcool (B) réagit avec une solution acidifiée de permanganate de potassium et la décolore. Cela signifie que (B) est, soit un alcool primaire, soit un alcool secondaire. (H) est un aldéhyde. Puisque (H) est un aldéhyde, donc (B) est un alcool primaire. (¼ point) Nom de (B): 3-méthyl-butan-1-ol (¼ point) La formule structurale semi-développée de (B): (¼ point)</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	0.75
3.1.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \end{array}$	1
3.2.	Éthanoate de 3-méthylbutyle	0.25
3.3.	<ul style="list-style-type: none"> Proposition 2 (¼ point) car la réaction est très exothermique et vigoureuse. (¼ point) Proposition 3 (¼ point) pour éviter l'hydrolyse de l'anhydride d'acide et ainsi perdre notre réactif. (¼ point) 	1
4.1.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \end{array} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Si l'élève met une flèche (– ½ point)</p>	0.75

4.2.	<p>$\% \text{ Rendement} = \frac{n(\text{ester expérimental})}{n(\text{ester théorique})} \times 100$ (¼ point)</p> <p>Pour trouver n (ester) théorique : Supposons que cette réaction est complète Selon le rapport stœchiométrique $n(\text{ester})_{\text{p}\infty} = n_0(\text{alcool})$ $\% \text{ Rendement} = \frac{n(\text{ester expérimental})}{n(\text{alcool})_{\text{initiale}}} \times 100$ (¼ point)</p> <p>$\% \text{ Rendement} = \frac{0.020}{0.030} \times 100 = 67\%$ (¼ point)</p>	0.75
4.3.	<p>Le rendement en pourcentage de la réaction R₁ est supérieur à celui de la réaction R₂ car la réaction entre l'anhydride d'acide et l'alcool est terminée tandis que la réaction chimique entre l'acide carboxylique et l'alcool est réversible.</p>	1
4.4.	<p>A partir d'un mélange non équimolaire des réactifs augmentera le rendement en pourcentage de l'estérification.</p>	0.5

7

Partie des Q	Réponse
1.1.	La formule moléculaire générale de l'anhydride monoacide à chaîne carbonée saturée et non cyclique est $C_nH_{2n-2}O_3$ Appliquer la loi des proportions définies $\frac{12n}{\%(\text{C})} = \frac{2n-2}{\%(\text{H})} = \frac{16 \times 3}{\%(\text{O})} = \frac{M}{100}$ Mais $\%(\text{C}) = \%(\text{O})$ Alors $\frac{12n}{\%(\text{O})} = \frac{2n-2}{\%(\text{H})} = \frac{16 \times 3}{\%(\text{O})} = \frac{M}{100}$ $12n = 16 \times 3$ Alors $n = 4$ donc la formule moléculaire de l'anhydride d'acide est $C_4H_6O_3$
1.2.	La formule structural semi-développée est : $CH_3 - CO - O - CO - CH_3$ Nom: anhydride éthanoïque
1.3.	La formule moléculaire générale de l'acide mono-carboxylique à chaîne carbonée saturée et non cyclique est $C_nH_{2n}O_2$ $2 C_nH_{2n}O_2 \rightarrow C_4H_6O_3 + H_2O$ Appliquer la loi de conservation des atomes dans une réaction chimique Pour C : $2n = 4$ alors $n = 2$ La formule moléculaire de (B) est $C_2H_4O_2$ La formule structurale semi-développée est : $CH_3 - COOH$ Nom : acide éthanoïque.
2.1.	Méthode 2 : $CH_3 - COOH + CH_3 - CH_2OH \rightleftharpoons CH_3 - COO CH_2 - CH_3 + H_2O$ Méthode 1 : $CH_3 - CO - O - CO - CH_3 + CH_3 - CH_2OH \rightarrow CH_3 - COO CH_2 - CH_3 + CH_3 - COOH$
2.2.	Éthanoate d'éthyle
2.3.	La méthode 1 donne plus de nombre de mol d'ester car la réaction de cette méthode est complète tandis que la réaction de la méthode 2 est réversible.

8

Partie des Q	Réponse
1.	(A) Groupe fonctionnel chlorure d'acyle. (B) Groupe fonctionnel carboxyle.
2.	$(A) + H_2O \rightarrow (B) + HCl$ $M(A) = 12 + 16 + 35.5 + 12n + 2n + 1 = 14n + 64.5 \text{ g.mol}^{-1}$ Selon le rapport stœchiométrique $n(A)_{r\infty} = n_0(A) = n(HCl)_{p\infty}$ $\frac{\rho_1 V_1}{M_A} = \frac{V(HCl)_{p\infty}}{V_m}$ $\frac{1.104 \times 10}{14n + 64.5} = \frac{3.375}{24}$ Résoudre pour n, on obtient $n = 1$ Alors (A) $CH_3 - CO - Cl$ de formule moléculaire C_2H_3OCl
3.	(A) $CH_3 - CO - Cl$ Chlorure d'éthanoyle (B) $CH_3 - COOH$ acide éthanoïque
4.	Puisque le chlorure d'éthanoyle subira une réaction d'hydrolyse avec de l'eau.
5.	Puisque la réaction entre un chlorure d'acyle et un alcool est plus rapide que la réaction entre l'acide carboxylique et un alcool. Aussi, la réaction entre un chlorure d'acyle et un alcool est complète (rendement plus élevé) tandis que la réaction entre l'acide carboxylique et un alcool est réversible (rendement plus faible).