



RÉPUBLIQUE DU SÉNÉGAL

UN PEUPLE - UN BUT - UNE FOI



MINISTÈRE DE L'ÉDUCATION NATIONALE

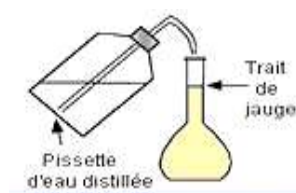
Inspection d'Académie de Dakar

RECUEIL D'EXERCICES DE CHIMIE Tle S

Nom et Prénom : _____

Etablissement : _____ Classe : _____

Mouhammed DIAGNE professeur de sciences
physiques au Lycée des parcelles assainies
U13 et CEIDI de sicap Mbao



Quelques conseils

Pour réussir ou simplement améliorer vos résultats en sciences physiques.

La physique et la chimie sont des **matières difficiles** qu'il est indispensable de **travailler régulièrement** pour acquérir les techniques de calcul nécessaires et obtenir un bon niveau.

Voici une méthode qui a fait ces preuves. Les élèves qui l'appliquent arrivent à des résultats spectaculaires allant jusqu'à obtenir une note de l'ordre de 18/20 (ou plus) au baccalauréat

Matériel nécessaire

- Votre cours pris en classe (car rien ne remplacera les explications de votre professeur).
- Du papier, un crayon, une gomme (**indispensable**).
- Une calculatrice scientifique.
- Votre livre.
- *Web*.
- Les annales du bac si vous êtes en TS.

Méthode de travail

Pour être efficace, il est indispensable de respecter l'ordre ci-dessous (ne pas sauter les étapes).

1. **Apprendre votre cours**. Il est souhaitable de faire une fiche de résumé **écrite de votre main** (de façon à mémoriser) pour chaque chapitre. Vous pouvez utiliser le cours pris en classe et votre livre.
2. Faire des **exercices simples** pour intégrer les techniques de calcul. Par exemple reprendre les exercices d'applications du cours.

Attention : une lecture superficielle n'apporte rien. Il faut **travailler avec du papier et un crayon**. Dans un premier temps, mettez la correction de côté ; regardez-la (éventuellement) uniquement après avoir cherché un certain temps. **C'est en vous heurtant aux difficultés que vous progresserez** (un peu comme l'entraînement d'un sportif).

3. Vous pouvez maintenant vous attaquer à des **exercices plus difficiles** (faites en le plus possible en **appliquant la même méthode** que précédemment). Par exemple les derniers exercices de chaque chapitre (supposé plus difficile), les annales du bac si vous êtes en TS ou toute autre source disponible. Renouvelez ce travail pour chaque chapitre.

Je vous souhaite beaucoup de plaisir et de réussite dans l'étude de cette matière passionnante.

Retrouver tous mes travaux séries d'exercices et cours sur

<http://diagnephysiquechimie.e-monsite.com/>

M.Mouhammed Diagne professeur d'enseignement secondaire au Lycée Parcelles Assainies U13 et au Complexe Islamique Daroul Imane

Contacts : WhatsApp :7715219860

Email : diagne@yahoofr.com

C1:ALCOOLS

Exercice n°1

1- Un composé organique A de masse molaire $M_A = 88\text{g/mol}$ a pour composition centésimale massique : %C = 68,2 ; %O = 18,2 et %H = 13,6

- Déterminer la formule brute de l'alcool A.
- En déduire toutes les formules semi-développées possibles de A. Préciser leurs noms et leurs familles ainsi que leurs classes lorsqu'il s'agira d'un alcool.

2- Le composé A est un alcool à chaîne ramifiée. On lui fait subir une oxydation ménagée qui conduit à un composé B. B Réagit sur la 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH) pour donner un précipité jaune de 2,4-dinitrophénylhydrazone.

- Définir une oxydation ménagée.
- Ecrire, dans un cas général, l'équation bilan de B avec la DNPH.
- Pourquoi la seule réaction de B sur la DNPH ne suffit-elle pas pour déterminer sans ambiguïté la formule semi développée de A ?

3- Le composé B ne réagit pas sur la Liqueur de Fehling.

- Montrer que cette constatation permet de lever l'ambiguïté précédente.
- En déduire les formules semi-développées de A et B.
- Calculer les masses de B et de précipité obtenues si on utilisait $m_A = 3,696\text{g}$ de A tout en admettant que les réactions sont totales. **On donne** : C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

Exercice n°2

1- On introduit $m = 2,7\text{g}$ d'un alcool A noté R - OH dans un tube avec du sodium en excès.

- Montrer qu'il se produit une réaction d'oxydoréduction dans ce tube ; Ecrire l'équation bilan de la réaction.
- Le volume gazeux formé au cours de la réaction et ramené dans les conditions normales de température et de pression vaut $v = 280\text{ml}$. Déterminer la masse molaire de l'alcool A.

2- L'oxydation ménagée de cet alcool A conduit à un mélange de deux produits organiques B et C. B donne avec la 2,4-DNPH un précipité jaune et avec la liqueur de Fehling un précipité rouge brique.

- Quelle est la fonction chimique de B ? Quelle est sa masse molaire ?
- L'analyse élémentaire quantitative d'un échantillon de B a montré que ce produit contient en masse 79,24% de carbone, 5,56% d'hydrogène et de l'oxygène. Déterminer la formule moléculaire de B puis celle de A.
- Une méthode appropriée permet de prouver que la molécule de A contient un noyau benzénique. Ecrire les formules semi développées de A, B et C.

3- L'oxydant de la question 2 est une solution acide de dichromate de potassium de concentration $c_0 = 0,1\text{mol/l}$. La masse initiale de A traitée est $m_0 = 3,24\text{g}$.

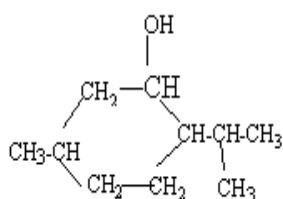
- Ecrire les équations bilans d'oxydation de A en B puis de A en C.
- Sachant que 80% de A est été transformée en C et le reste en B, quel volume v_0 de la solution oxydante a-t-il fallu utiliser ?

Exercice n°3 :

1°) Donner la formule développée du 3-éthyl-3,4-diméthylhexan-2-ol.

2°) Proposer une suite de réactions permettant la synthèse du benzoate de benzyle $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO-C}_6\text{H}_5$ à partir de l'alcool benzilique $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{OH}$ comme seul composé organique de départ.

3°) Le menthol, principal constituant de l'arôme de menthe a pour formule :



- Quel est le nom systématique du menthol ?
- Quel est le produit de l'oxydation ménagée du menthol ?
- Le produit obtenu donne-t-il un test positif avec le réactif de Schiff ? avec la DNPH ?
- A partir de 90 g de menthol on a obtenu par action du dichromate de potassium en excès 75 g de produit. Quel est le rendement de la réaction ?

4°) L'éthanoate de 3-méthylbutyle, noté E, est utilisé en solution alcoolique comme arôme de poire, dans certains sirops. Ce liquide a une masse volumique $\mu = 870 \text{ kg.m}^{-3}$.

- Ecrire la formule du 3-méthylbutan-1-ol puis celle de E. Quel groupe fonctionnel E possède-t-il ?
 - Pour préparer E au laboratoire on fait réagir à ébullition pendant une heure 53 g d'acide éthanoïque avec 33 g de 3-méthylbutan-1-ol en présence d'acide sulfurique. Pourquoi travailler à chaud ? Quel est le rôle de l'acide sulfurique ?
- 5°) Après purification on recueille 36 mL de E. Quelle est la masse de E obtenue ? La comparer avec celle qu'aurait donnée la transformation totale de l'alcool utilisé.

Exercice n°4 :

1- On considère un polyol A, à chaîne carbonée saturée, sans cycle, contenant en masse 47,37% de carbone et 42,11% d'oxygène.

- Définir un alcool.
- Donner la formule générale d'un diol, d'un triol, puis d'un polyol à chaîne carbonée saturée sans cycle en fonction des nombres x d'atomes de carbone z d'atomes d'oxygène par molécule.
- Déterminer la formule brute du polyol A sachant que sa masse molaire est $M = 76 \text{ g/mol}$.
- Donner les formule semi développée et noms possibles de A.

2- Dans la formule de A, tous les atomes de carbones fonctionnels sont équivalents. L'oxydation ménagée de A par une solution de dichromate de potassium en milieu acide conduit à un composé B qui donne avec la liqueur de Fehling à chaud un précipité rouge brique.

- Préciser la formule semi développée de B.
- Ecrire les demi équations électroniques et l'équation bilan de la réaction entre A et l'ion dichromate. Q'observe-t-on au cours de cette réaction ?

Exercice n° 5 : Synthèse de la butanone à partir du butan-2-ol

On désire réaliser la synthèse de la butanone par oxydation du butan-2-ol par de l'eau de javel en milieu acide ?

L'eau de javel est un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{aq} + \text{ClO}^-_{aq}$) (l'ion hypochlorite ClO^- est la base conjuguée de l'acide hypochloreux ClOH) et de chlorure de sodium, $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. La concentration molaire en ions hypochlorite ClO^- d'une eau de javel à 48 °chl vaut $C = 2,14 \text{ mol.L}^{-1}$

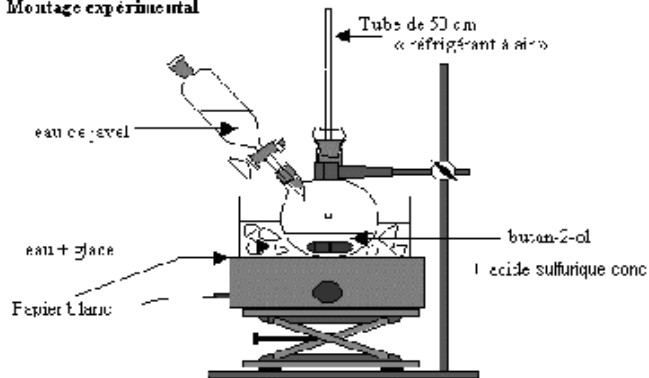
En milieu acide, l'espèce qui oxyde le butan-2-ol est l'acide hypochloreux ClOH .

Les couples oxydoréducteurs intervenant au cours de cette transformation sont :

- ClOH/Cl^-
- butanone/butan-2-ol

- Ecrire les formules semi-développées du butan-2-ol et de la butanone. En déduire les formules brutes et les masses molaires de ces molécules.
- Comment peut-on mettre en évidence la butanone ?
- Ecrire l'équation de la réaction qui est associée à la transformation à réaliser.
- On donne ci-dessous le schéma du montage expérimental.

Montage expérimental



Un tube droit servant de réfrigérant à air est fixé à l'un des cols du ballon et permet d'éviter la dispersion dans l'atmosphère des vapeurs nocives d'acide et de dichlore. Une ampoule de coulée est adaptée à l'autre col du ballon et permet de verser lentement l'eau de javel dans le mélange butan-2-ol et acide.

Expliquer pourquoi il faut ajouter tout doucement l'eau de javel dans le mélange butan-2-ol, acide et refroidir le mélange réactionnel ?

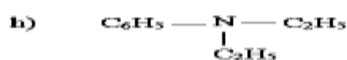
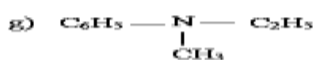
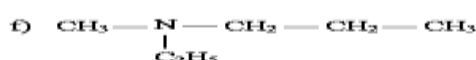
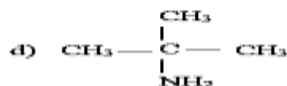
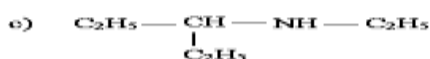
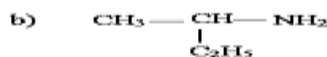
- La synthèse d'une masse $m = 4,6 \text{ g}$ de butanone a nécessité :

- 7,4 g de butan-2-ol,
 - quelques mL d'acide sulfurique concentré,
 - 50 mL d'eau de javel à 48°chloré.
- a) Montrer que le butan-2-ol est le réactif très légèrement limitant de cette synthèse.
 b) En déduire la masse maximale m_{th} de butanone que l'on pourrait théoriquement obtenir.
 c) Déterminer le rendement r de cette synthèse.

C2 : AMINES

On donne : $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice n°1 : Nommer les composés suivants :



Exercice n° 2 :

Partie A

Ecrire la formule développée des amines suivantes et préciser leur classe :

- a) N-méthyléthylamine
- b) butan-2-amine
- c) phényl méthylamine
- d) 2-méthylbutan-2-amine
- e) N,N-diméthyl butan-2-amine

Partie B

1. Écrire la formule développée d'une amine tertiaire de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$. Quel est le nom de cette amine ?
2. Écrire les formules semi-développées des amines secondaires de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{13}\text{N}$. Donner le nom de ces amines.
3. Combien y a-t-il d'amine répondant à la formule générale $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$?
4. Combien y a-t-il d'amines répondant à la formule générale $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$?

Exercice n° 3 Détermination de la formule d'une amine

On considère une amine primaire à chaîne carbonée saturée possédant n atomes de carbone.

- 1) Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote qu'elle contient.
- 2) Une masse $m = 15 \text{ g}$ d'une telle amine contient $2,9 \text{ g}$ d'azote.
 - a) Déterminer la formule brute de l'amine.
 - b) Ecrire les formules développées des isomères possibles des monoamines primaires compatibles avec la formule brute trouvée.
- 3) On considère la monoamine à chaîne carbonée linéaire non ramifiée.
 - a) Ecrire l'équation de la réaction de cette monoamine primaire avec l'eau.
 - b) On verse quelques gouttes de phénolphtaléine dans un échantillon de la solution préparée. Quelle est la coloration prise par la solution ?

(On rappelle que la phénolphtaléine est incolore en milieu acide et rose violacée en milieu basique)

Exercice n°4 : On considère les monoamines primaires saturées non cycliques.

1. Donner la formule brute d'une telle amine contenant n atomes de carbone. Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote qu'elle contient.

2. Une masse de 27g d'une telle amine contient 5,22 g d'azote. Trouver sa formule brute.
3. Ecrire les formules semi développées possibles correspondant à cette formule brute. Préciser leurs noms.

Exercice n°5: Détermination de la formule d'une amine aromatique

On considère une amine aromatique de formule générale C_XH_YN ne comportant qu'un seul cycle.

- 1) Exprimer X et Y en fonction du nombre n d'atomes de carbone qui ne font pas partie du cycle.
- 2) La microanalyse d'une telle amine fournit, pour l'azote, un pourcentage en masse de 13,08 %.
 - a) Déterminer n.
 - b) Ecrire les formules développées des différents isomères et donner leurs noms.
 - 3) L'un des isomères est une amine secondaire. Quels produits obtient-on lorsqu'on le traite par de l'eau ?

Exercice n°6: L'analyse de 0,59 g d'une substance organique renfermant du carbone, de l'hydrogène et de l'azote a donné les résultats suivants : 1,32 g de dioxyde de carbone, 0,81 g d'eau et 0,17 g d'ammoniac.

La densité de vapeur de la substance est $d = 2,03$.

1. Trouver la formule brute du composé.
2. Ecrire les formules semi-développées des amines répondant à cette formule.

Exercice n°7: On dissout 7,5 g d'une amine aliphatique A dans de l'eau pure de façon à obtenir un litre de solution.

On dose un volume $V_1 = 40$ mL de cette solution par de l'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 0,2$ mol.L⁻¹.

Le virage de l'indicateur coloré se produit quand on a versé un volume $V_2 = 20,5$ mL d'acide.

1. Déterminer la concentration molaire C_1 de la solution d'amine. En déduire la masse molaire de l'amine A et sa formule brute.
2. Quelles sont les formules semi-développées possibles de A? Les nommer.
3. On sait par ailleurs que la molécule de l'amine A est chirale. Ecrire sa formule semi-développée.
4. Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'amine A et l'eau.

C3 : ACIDES CARBOXYLIQUES ET DERIVES

Exercice 1 : Nomenclature et préparation de dérivés d'acides carboxyliques

I) Ecrire les formules semi-développées des noms suivants :

- a) acide 3,4-diméthylpentanoïque ; b) acide butanoïque ; c) N-éthyl N-méthyléthanimide
- d) chlorure de 3-phénylbutanoyle ; e) anhydride benzoïque ; f) N-éthyl-2-méthylpentanamide ; g) benzoate de 2-méthylpropyle ; h) pentanoate de 2-méthylbutyle ;
- i) anhydride éthanoïque et propanoïque ; j) benzoate de benzyle

II) Indiquer pour chacune des réactions suivantes le nom et la formule semi-développée des composés représentés par les lettres A, B, C, D, E, F, G, H, I, J, K, L et M

- a) chlorure de propanoyle + A → propanoate de méthyle + B
- b) acide benzoïque + $SOCl_2$ → SO_2 + HCl + C
- c) éthanoate de propyle + D → éthanoate de sodium + propan-1-ol
- d) acide éthanoïque + chlorure d'éthanoyle → E + HCl
- e) chlorure d'éthanoyle + N-méthylamine → F + G
- f) anhydride éthanoïque + aniline → H + I
- g) chlorure d'éthanoyle + éthanoate de sodium → (Na^+, Cl^-) + J
- h) anhydride éthanoïque + méthanol → acide éthanoïque + K
- i) acide 2-méthylpropanoïque + PCl_5 → L + $POCl_3$ + HCl
- j) acide éthanoïque + P_2O_5 → M + $2HPO_3$

Exercice 2 :

A est un alcène comportant 4 atomes de carbone On effectue les réactions suivantes à partir de A :

$A + H_2O \longrightarrow B$, unique produit de la réaction ; B + solution de dichromate de potassium en présence d'acide sulfurique $\longrightarrow C$;

$C + DNPH \longrightarrow D$, solide cristallisé jaune (DNPH=dinitro-2,4-phenylhydrazine) ;

C ne réagit pas sur la liqueur de Fehling

A' est un isomère de A :

$A + H_2O \longrightarrow B + B'$

B et B' sont isomères l'un de l'autre ; B est nettement prépondérant

$B' \longrightarrow C'$

$C' + DNPH \longrightarrow D$ solide cristallisé jaune

C' réagit avec la liqueur de Fehling

C' —————→E, qui jaunit le bleu de bromothymol, en solution aqueuse.

Déterminer la nature et la formule développée des différents composés A, B, C, A', B', C', E.

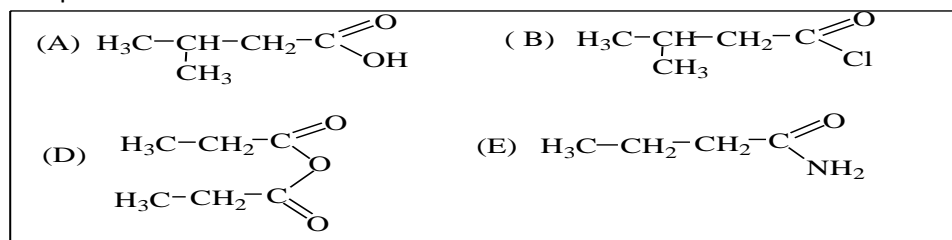
Nommer les produits chimiques correspondants.

Exercice 3 :

Les parties A et B sont indépendantes.

Partie A

1.1 Nommer les composés organiques A, B, D, E dont les formules suivent et préciser la famille chimique de chaque composé.



1.2 Ecrire l'équation-bilan d'une réaction qui permet d'obtenir :

- le composé B à partir du corps A ;
- le composé D à partir de l'acide propanoïque ;
- le composé E par une réaction rapide et totale.

Partie B

1.3 Un alcool a pour formule brute générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$. On réalise l'oxydation ménagée de **1,48g** de l'un des isomères, de classe primaire, par une solution de dichromate de potassium en excès. Le produit X de la réaction est intégralement recueilli dans une fiole jaugée. On obtient ainsi une quantité de matière $n_x = 0,02\text{mol}$ du produit X.

1.3.1 Donner la fonction chimique du composé X et écrire sa formule brute générale.

1.3.2 Montrer que l'alcool étudié contient 4 atomes de carbone.

1.3.3 Ecrire les formules semi-développées possibles de l'alcool traité par la solution de dichromate de potassium.

1.3.4 Ecrire les formules semi-développées possibles et les noms des autres isomères de l'alcool. Préciser leur classe.

1.4 La déshydratation des différents isomères notés A, B, C et D obtenus dans les questions précédentes en présence d'alumine (Al_2O_3) à 350°C a donné les résultats suivants :

Alcool	A	B	C	D
Produit(s) obtenu(s) par déshydratation	E	F	F+G	E

De plus une solution acidifiée de dichromate de potassium est sans action sur A.

1.4.1 Quelle est la fonction chimique d'un produit obtenu à la suite d'une déshydratation intramoléculaire d'un alcool en présence de l'alumine à 350°C ?

1.4.2 Identifier les composés A, B, C, D, E, F et G en précisant leur formule semi-développée et leur nom.

1.4.3 On réalise l'oxydation ménagée de D par un excès de dichromate de potassium en milieu acide. D s'oxyde pour donner le composé X. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui s'effectue entre D et le dichromate de potassium.

Données : $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$; $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$; $M(\text{C}) = 12\text{g/mol}$; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$

EXERCICE 4 (bac s1 2019)

Le diméthylformamide (ou DMF) est un amide aliphatique utilisé comme solvant pour les colorants, les matières plastiques, les résines et les gommes. Il intervient également dans la préparation de fibres synthétiques. Une masse de 146 g de diméthylformamide contient 28 g d'azote.

1.1. Montrer que la formule brute du diméthylformamide est $\text{C}_3\text{H}_7\text{ON}$.

1.2. Ecrire les formules semi-développées possibles des amides compatibles avec cette formule brute et donner leurs noms.

1.3 Sachant que le diméthylformamide possède deux groupes méthyles liés à un même atome, identifier cet amide en précisant sa formule semi-développée et son nom dans la nomenclature officielle.

1.4. Pour synthétiser cet amide, on dispose des produits suivants : chlorure de thionyle (SOCl_2), oxyde de phosphore (P_4O_{10}), acide méthanoïque, acide éthanoïque, acide propanoïque, ammoniac, méthylamine, éthylamine et diméthylamine.

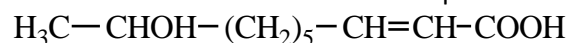
1.4.1. Proposer deux méthodes de synthèse rapides et totales du diméthylformamide. Préciser pour chaque méthode les étapes et les produits utilisés.

1.4.2. Ecrire les équation-bilans des réactions correspondant à chaque méthode. (0,75 point) On donne les masses molaires en g.mol⁻¹ : M(C) = 12 ; M(O) = 16 ; M(N) = 14 ; M(H) = 1

Exercice 5 : Activités d'intégration

La communication, c'est-à-dire le transfert d'informations chez les insectes se fait principalement par voie chimique grâce à des substances appelées phéromones. On se propose d'étudier deux exemples de phéromones.

I. Première phéromone : acide 9-hydroxydéc-2-énoïque. L'acide 9-hydroxydéc-2-énoïque est une phéromone de rassemblement de l'abeille domestique. Sa formule semi-développée est :



1. Cette molécule présente une isomérisation de configuration due à la présence de la double liaison. Représenter les deux isomères correspondant et les nommer.

2. La molécule renferme un carbone asymétrique. Reproduire la formule de la molécule et y indiquer par un astérisque le carbone asymétrique. Justifier la réponse.

3. Représenter un couple d'énantiomères associés à cette molécule.

II. Deuxième phéromone : acétate d'isoamyle.

L'acétate d'isoamyle est une phéromone d'alarme de l'abeille domestique qui commande une attitude agressive de l'abeille qui la reçoit. C'est un ester qu'on peut préparer à partir d'un alcool noté A et de l'acide éthanoïque.

1. Le pourcentage en masse d'oxygène dans un échantillon de l'alcool A est 18,18%. En déduire la formule brute de A

2. Donner les formules semi-développées des alcools ayant cette formule brute et dont la chaîne principale contient quatre atomes de carbone.

3. A est un alcool primaire, sa molécule ne contient pas de carbone asymétrique et la chaîne principale de sa molécule contient quatre atomes de carbone. Quel est le nom de A ?

4. Ecrire l'équation-bilan traduisant l'obtention de l'acétate d'isoamyle à partir de A et de l'acide éthanoïque. Quel est le nom officiel de l'acétate d'isoamyle ?

5. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

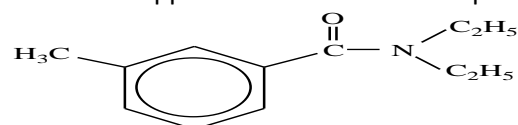
6. A partir de 10,0 g de A et 10,0 g d'acide éthanoïque, on obtient 10,7 g d'acétate d'isoamyle. Calculer le rendement de la réaction.

7. On peut obtenir l'acétate d'isoamyle par une réaction rapide et totale. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction et nommer les réactifs utilisés.

Exercice 6 : bac s1 2014

Pour nous, les moustiques ne sont parfois qu'un désagrément. Mais leur prolifération peut avoir des conséquences dramatiques. Depuis fort longtemps, on utilise des molécules chimiques pour lutter contre les moustiques.

1.1 Le DEET est un liquide légèrement jaune à la température ambiante destiné à être appliqué sur la peau ou les vêtements. Il offre une protection contre les moustiques, puces et de nombreux autres insectes piqueurs. La formule semi-développée de sa molécule est représentée ci-contre.



1.1.1 Recopier la formule. Entourer le(s) groupe(s) fonctionnel(s) présent(s) et le(s) nommer.

1.1.2 Le DEET peut être préparé en utilisant l'acide 3-méthylbenzoïque, le chlorure de thionyle et une amine.

a) Donner la formule, le nom et la classe de l'amine.

b) Ecrire les équations-bilans des réactions correspondant à cette préparation.

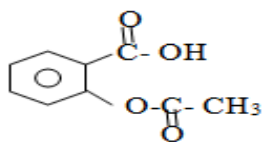
1.1.3 Donner le nom du DEET en nomenclature officielle.

1.2 Le DEET est très efficace contre les moustiques et autres insectes piqueurs mais il est toxique à forte concentration. Son utilisation à forte dose est déconseillée. Le produit IR3535 est utilisé aussi contre les moustiques ; il est légèrement moins efficace que le DEET mais moins nocif. Parmi les informations indiquées sur ce produit, on relève : nom : ester d'éthyle de l'acide 3-(N-acétyl-N-butyl)aminopropanoïque ; formule : $\text{C}_{11}\text{H}_{21}\text{NO}_3$

Ecrire, à l'aide de ces données, la formule semi-développée de la molécule de IR3535.

Exercice 7:

L'aspirine ou acide acétylsalicylique a pour formule demi-développée :



Sa masse molaire est $M = 180 \text{ g/mol}$.

1-) Encadrer et nommer les fonctions oxygénées présentes dans la molécule.

2-) L'aspirine réagit à chaud sur la soude.

L'action des ions OH^- sur l'aspirine met en jeu deux types de réactions. Lesquelles ?

Préciser pour chaque réaction la fonction concernée.

3-) Un comprimé d'aspirine dosé à 500 mg est broyé puis mélangé à 10 mL de solution de soude **molaire**. L'ensemble est chauffé pendant quelques minutes (**réaction 1**).

Après refroidissement ; on verse l'ensemble dans une fiole jaugée 200 mL, on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On obtient une solution (S).

Pour déterminer l'excès d'ions hydroxyde, on dose 10 mL de la solution (S) par une solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,02 mol/L.

L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé 10 mL

a) Calculer la quantité d'ions OH^- initialement mélangée avec le comprimé d'aspirine.

b) Ecrire l'équation bilan support du dosage qu'on notera **réaction 2**.

Calculer la quantité d'ions OH^- dans la prise d'essai.

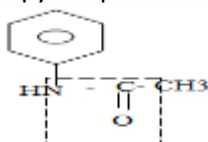
c) En déduire la quantité d'ions OH^- consommée par la réaction 1.

Calculer la masse d'acide acétylsalicylique présente dans un comprimé.

L'indication « aspirine dosée à 500 mg » est-elle exacte.

Exercice 8 : bac s1 s3 2011-2012

L'acétanilide est anciennement utilisé comme antipyrétique sous le nom d'antifébrine (calme la fièvre). La formule semi-



développée de l'acétanilide est écrite ci-contre :

1.1 Nommer le groupe fonctionnel encadré dans cette formule.

1.2 Ecrire les formules semi-développées de l'amine et de l'acide carboxylique dont est issu, formellement, l'acétanilide.

1.3. Dans la pratique, la synthèse de l'acétanilide se fait en chauffant à reflux un mélange de l'amine et de l'anhydride éthanoïque (au lieu d'acide éthanoïque).

1.3.1 Pourquoi utilise-t-on l'anhydride éthanoïque plutôt que l'acide éthanoïque pour synthétiser l'acétanilide ?

1.3.2 Au cours d'une expérience, on introduit dans un ballon sec,

un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'aniline pure ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$) dans un solvant approprié et on ajoute un volume $V_2 = 15,0 \text{ mL}$ d'anhydride éthanoïque. On chauffe à reflux pendant quelques minutes. Après refroidissement, on verse dans l'eau froide ; des cristaux blancs d'acétanilide apparaissent progressivement. Après filtration, lavage à l'eau et séchage, le solide obtenu a une masse de 12,7 g.

a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de synthèse de l'acétanilide (on considère que le second produit organique obtenu en même temps que l'acétanilide ne réagit pas avec l'aniline dans les conditions de l'expérience).

b) Calculer les quantités de réactifs utilisées. Préciser le réactif limitant.

c) Calculer le rendement de la synthèse de l'acétanilide. Données : Densité de l'aniline : $d_1 = 1,02$; densité de l'anhydride éthanoïque : $d_2 = 1,08$

Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$

Exercice 9 : bac S2 2016 SENEGAL

On donne : Densité de l'anhydride éthanoïque : $d = 1,082$ Masses molaires atomiques en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{H}) = 1$. La chimie organique de synthèse est utilisée comme palliatif à celle de l'extraction des composés naturels qui est souvent plus onéreuse. L'anhydride éthanoïque, composé organique de formule semi-développée

$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{O} - \text{CO} - \text{CH}_3$, est utilisé pour la synthèse de l'aspirine, du paracétamol et des esters.

1.1 Cet anhydride peut se préparer par déshydratation intermoléculaire de l'acide éthanoïque en présence d'un déshydratant.

Ecrire l'équation bilan de la réaction de déshydratation et préciser le déshydratant.

1.2 Proposer une autre méthode de synthèse de l'anhydride éthanoïque.

Ecrire l'équation bilan de cette réaction de synthèse.

1.3 Un technicien d'une industrie agroalimentaire se propose de préparer l'éthanoate de 3 – méthylbutyle, appelé aussi ester de banane, à partir de l'anhydride éthanoïque.

1.3.1 Ecrire la formule semi-développée de l'éthanoate de 3 – méthylbutyle.

1.3.2 Donner la formule semi-développée et le nom de l'alcool que le technicien doit faire réagir avec l'anhydride éthanoïque pour la préparation de cet ester de banane.

1.3.3 Ecrire l'équation bilan de cette réaction de synthèse.

1.3.4 Le technicien aurait pu utiliser l'acide éthanoïque à la place de l'anhydride éthanoïque.

Indiquer les différences de caractéristiques entre les deux types de réactions de synthèses de l'ester de banane.

1.3.5 Pour la préparation de l'ester de banane, le technicien a introduit dans un erlenmeyer, 5,0 mL d'anhydride éthanoïque et une masse $m_A = 3,0 \text{ g}$ d'alcool. La réaction terminée, il a obtenu une masse $m_E = 3,3 \text{ g}$ (4,3 g) d'éthanoate de 3 – méthylbutyle après séparation et purification.

Déterminer le rendement de la réaction de synthèse de l'ester de banane.

C4 : CINÉTIQUE CHIMIQUE

Exercice 1 : Oxydation des ions iodures par l'eau oxygénée

A la date $t = 0$, on introduit dans un erlenmeyer 5 mL d'iodure de potassium de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et 5 mL d'une solution d'eau oxygénée de concentration $C_2 = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ préalablement acidifiée par de l'acide sulfurique en excès.

On donne les potentiels standard d'oxydoréduction : $E_1 (H_2O_2/H_2O) = 1,76 \text{ V}$ et $E_2 (I_2/I^-) = 0,54 \text{ V}$.

1) Etablir l'équation de la réaction.

2) Calculer les concentrations initiales en ion iodure et en eau oxygénée. Quel est le réactif limitant ?

3) Le diiode formé colore en brun la solution. Sa concentration est donnée dans le tableau suivant :

t en min	1	2	3	4	5	6	7
$[I_2]$ en mmol.L ⁻¹	0,28	0,51	0,70	0,82	0,93	1,00	1,05

Tracer la courbe $[I_2] = f(t)$

4) Déterminer la concentration $[I_2]_{\infty}$ du diiode au bout d'un temps infini.

5) Déterminer le temps de demi-réaction $\tau_{1/2}$.

6) Calculer la vitesse volumique moyenne de formation du diiode I_2 entre les dates $t_1 = 0 \text{ min}$ et $t_2 = 4 \text{ min}$.

7) Calculer la vitesse volumique instantanée de formation du diiode I_2 à la date $t_2 = 4 \text{ min}$. En déduire, à la même date, les vitesses de disparition $V(H_2O_2)$ et $V(I^-)$

Exercice 2 : Potentiels normaux des couples redox : $E^\circ (Zn^{2+}/Zn) = 0,76 \text{ V}$ et $E^\circ (H_3O^+/H_2) = 0,00 \text{ V}$

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_0 = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Masses molaires en g.mol^{-1} : Cl : 35,5 ; H : 1 ; O : 16 ; Zn : 65,4

On étudie la cinétique de la réaction naturelle entre 2 couples. A $t = 0$, on introduit une masse $m = 1 \text{ g}$ de zinc en poudre dans un ballon contenant $V = 40 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration

$C_a = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. On recueille le gaz dihydrogène formé au cours du temps et on mesure son volume $V(H_2)$.

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

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

2.a) Tenant compte des données numériques de l'énoncé et de l'équation précédemment écrite, établir les relations :

$$x = \frac{V(H_2)}{12} \text{ et } C_R = 0,5 - 25x. (x \text{ est en mol, } V(H_2) \text{ en L et } C_R \text{ en mol.L}^{-1})$$

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

t (min)	0	100	200	300	400	500	600	700	800
$V(H_2)$ (mL)	0	57,6	96	124,8	144	1631,2	177,6	187,2	201,6
x (mol)									
C_R (mol.L ⁻¹)									

3. a) Déterminer la vitesse moyenne de disparition

des ions H_3O^+ entre les dates $t_1 = 200 \text{ min}$ et $t_2 = 500 \text{ min}$. b) Déterminer graphiquement la vitesse instantanée de disparition des ions hydronium $V(H_3O^+)$ à la date $t_1 = 200 \text{ min}$.

4.a) Déterminer la concentration C_1 de la solution en ion Zn^{2+} à $t = 300 \text{ min}$.

b) Déterminer la concentration C_2 de la solution en ion Zn^{2+} en fin de réaction et calculer la masse m_r de zinc restant

5.a) Établir une relation entre les vitesses instantanées de disparition de H_3O^+ et de formation de Zn^{2+} .

b) En déduire la vitesse instantanée de formation de Zn^{2+} à $t_1 = 200$ min.

EXERCICE 3(Bac S2 2020)

Un groupe d'élèves, sous la supervision de leur professeur, étudie la saponification de l'éthanoate d'éthyle. L'éthanoate d'éthyle est un ester qui peut être utilisé comme solvant.

A la date $t = 0$ s, il effectue un mélange équimolaire d'ester et d'hydroxyde de sodium, de volume $V = 1$ L, contenant $n_{\text{ester}} = 5 \cdot 10^{-2}$ mol et $n_{\text{soude}} = 5 \cdot 10^{-2}$ mol. Le mélange est maintenu à une température constante.

Toutes les quatre minutes, le groupe d'élèves prélève 5 mL du mélange qu'il dilue avant de doser l'hydroxyde de sodium restant par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 10^{-2}$ mol/L. On désigne par V_a

le volume d'acide versé. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

t(min)	0	4	8	12	16	20	24	28	32	36	40	44
V_a (mL)	25,0	22,0	19,8	18,0	16,5	15,0	13,8	12,8	12,0	11,5	11,0	10,5
[ester] en mol.L ⁻¹												

1.1 Définir la saponification et rappeler ses caractéristiques.

1.2 Quel est l'intérêt de la dilution avant le dosage ?

1.3. L'équation bilan complète de la réaction de saponification s'écrit :



1.3.1 Montrer que la concentration de l'ester contenu dans chaque prélèvement est donnée par la relation :

$$[\text{ester}] = \frac{0,01 \cdot V_a}{5} \text{ en mol/L avec } V_a \text{ en mL.}$$

1.3.2 Recopier le tableau ci-dessus et le compléter en calculant la concentration de l'ester pour chaque prélèvement.

1.3.3 Tracer la courbe représentative de la concentration de l'ester en fonction du temps : $[\text{ester}] = f(t)$.

Echelles : 1 cm pour 4 min ; 1 cm pour $0,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹

1.4 Le groupe d'élèves s'intéresse à la vitesse de la réaction.

1.4.1 Déterminer graphiquement la vitesse moyenne de disparition de l'ester entre les instants $t_1 = 10$ min et $t_2 = 30$ min.

1.4.2. Donner la relation définissant la vitesse instantanée de disparition de l'ester. Déterminer graphiquement la valeur de cette vitesse à $t_0 = 0$ min et à $t_3 = 20$ min. Dans quel sens évolue la vitesse instantanée ? Justifier cette évolution.

EXERCICE 4(Bac S1 2019)

On se propose d'étudier la cinétique de la réaction entre l'éthanoate de butyle ($\text{CH}_3\text{-COO-(CH}_2)_3\text{-CH}_3$) et une solution d'hydroxyde de sodium. Pour cela, on introduit dans un bécher placé dans un bain d'eau glacée, 20 mL de l'ester de densité $d = 0,88$ et 80 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $2,5$ mol.L⁻¹. A partir du mélange obtenu on remplit neuf (9) tubes à essais contenant chacun 10 mL du mélange.

1- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit dans chaque tube. Rappeler le nom de cette réaction.

2- Calculer la concentration molaire initiale de l'ester dans chaque tube.

3- L'un des réactifs est en excès ; lequel ? Justifier la réponse.

4- Une méthode chimique appropriée a permis de suivre l'évolution de la concentration molaire de l'alcool formé au cours du temps. Les résultats obtenus sont les suivants :

4-1 Tracer la courbe donnant la concentration de l'alcool en fonction du temps

t(min)	0	2	6	10	15	20	25	30	40
[alcool] mol.L ⁻¹	0,00	0,25	0,65	0,93	1,15	1,34	1,45	1,48	1,52

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

4-2 Déterminer, en mol.L⁻¹.min⁻¹, la vitesse volumique de formation de l'alcool aux dates $t_1 = 10$ min et $t_2 = 20$ min. Interpréter l'évolution de cette vitesse.

4-3 Montrer que la réaction est totale.

4-4 Définir le temps de demi-réaction et déterminer sa valeur. On donne en g.mol⁻¹ : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{H}) = 1$

EXERCICE 5(BacS2 2019)

L'acide éthanoïque et le propan-1-ol permettent de réaliser la synthèse d'un arôme souvent utilisé pour son odeur de poire. Un groupe d'élèves se propose de synthétiser l'arôme tout en suivant l'évolution de la réaction au cours du

temps. Pour ce faire, il dispose, dans le laboratoire de leur lycée, de deux flacons de liquides dont les étiquettes portent les indications ci-après Flacon 1 : Solution d'acide éthanoïque ; pourcentage en masse d'acide pur 57,10 % ; densité 1,05 Flacon 2 : Propan-1-ol pur ; masse volumique : 803 kg.m⁻³. Le groupe prélève des volumes V₁ et V₂ respectivement de propan-1-ol et d'acide éthanoïque de façon à réaliser un mélange de 0,6 mol de propan-1-ol et 0,6 mol d'acide éthanoïque et y ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique. Le mélange est chauffé à reflux.

1. Donner le nom de la réaction qui se produit dans le mélange et préciser ses caractéristiques.
2. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction en utilisant les formules semi-développées. Nommer l'arôme synthétisé.
3. Déterminer les volumes V₁ et V₂ initialement mélangés.
4. Par une méthode appropriée, les élèves déterminent à divers instants t, le nombre de moles n d'acide éthanoïque restant. Les valeurs obtenues sont consignées dans le tableau ci-après :

t(min)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90
n(mol)	0,60	0,45	0,33	0,26	0,23	0,21	0,20	0,20	0,20	0,20

4.1 Tracer la courbe n = f(t). **Echelles** : 1 cm pour 0,05 mol et 1 cm pour 10 min

4.2 Déterminer graphiquement la vitesse de disparition de l'acide éthanoïque à chacune des dates suivantes :

t₁ = 25 min ; t₂ = 40 min ; t₃ = 75 min. Comparer ces vitesses.

4.3 Préciser la date à laquelle l'équilibre est atteint. Déterminer à cet instant le pourcentage d'acide ayant réagi.

4.4 Quel est l'intérêt de procéder à un chauffage à reflux pour synthétiser l'arôme? Quel est le rôle joué par l'acide sulfurique ? On donne les masses molaires en g.mol⁻¹ : M(C) = 12 ; M(O) = 16 ; M(H) = 1

Exercice 6: Réaction autocatalytique

A la date t = 0, on mélange, dans un bécher, 50 mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium (K⁺ + MnO₄⁻), de concentration C₁ = 1,00.10⁻³ mol.L⁻¹ avec 50 mL d'une solution d'eau oxygénée H₂O₂ de concentration C₂ = 1,00.10⁻¹ mol.L⁻¹.

1) L'équation-bilan de la réaction s'écrit : 2MnO₄⁻ + 5H₂O₂ + 6H₃O⁺ → 2Mn²⁺ + 5O₂ + 14H₂O

Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à l'équation-bilan ci-dessus.

Comparer les forces des espèces oxydantes et représenter les deux couples MnO₄⁻/Mn²⁺ et O₂/H₂O₂ sur l'échelle des potentiels standard d'oxydoréduction.

2) Calculer la quantité de matière des ions MnO₄⁻ présents dans le mélange à la date t = 0, ainsi que la concentration correspondante [MnO₄⁻] en mol.L⁻¹.

En déduire la quantité de matière d'eau oxygénée nécessaire pour réduire tout le permanganate. En a-t-on suffisamment dans le mélange initial ? Y a-t-il un réactif limitant ?

3) La courbe ci-dessous représente les variations de la concentration [Mn²⁺] en fonction du temps. Définir la vitesse moyenne de formation de l'ion Mn²⁺ et déterminer graphiquement sa valeur entre les dates t₀ = 0 s et t₂ = 4,5 s.

4) Définir la vitesse instantanée de formation de l'ion Mn²⁺ et déterminer graphiquement sa valeur aux dates t₁ = 2 s, t₂ = 4,5 s et t₃ = 5,5 s.

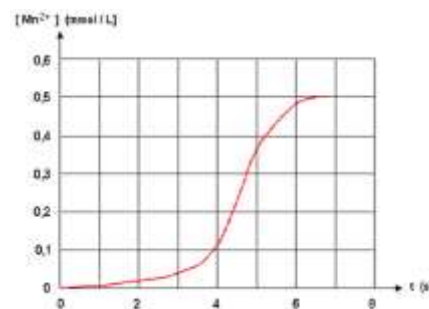
Comment varie la vitesse de formation de l'ion Mn²⁺ au cours du temps ?

Quel phénomène physique met-on en évidence ? Interpréter l'allure de la courbe.

5) Définir la vitesse instantanée de disparition des molécules H₂O₂. Calculer sa valeur à la date t₂ = 4,5 s en la comparant à la vitesse de formation de Mn²⁺

6) Temps de demi-réaction.

Calculer, après l'avoir défini, le temps de demi-réaction. Citer deux facteurs cinétiques, autres que la catalyse, qui permettraient de diminuer ce temps de demi-réaction.



Exercice 7

1) A l'aide de formules générales écrire l'équation-bilan de la réaction entre un acide carboxylique et un alcool.

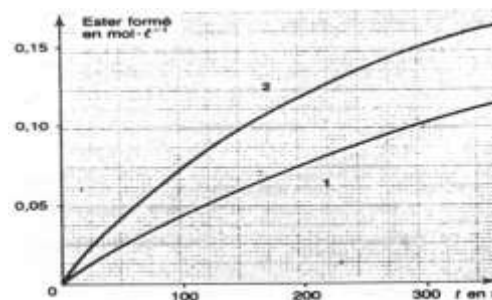
2) Préciser les caractères de cette réaction.

3) Pour réaliser l'étude cinétique de ce type de réaction on part d'éthanol et d'acide méthanoïque de même concentration : 0,6 mol.L⁻¹. On en mélange des volumes égaux et l'on fait deux parts égales A et B :

- à A on ajoute 0,5 mL d'acide sulfurique à 0,1 mol.L⁻¹

- à B on ajoute 0,5 mL d'acide sulfurique à 0,2 mol.L⁻¹

A différentes dates (t) on détermine la concentration de l'ester formé. Les courbes (1) et (2) représentent, en fonction du temps, les variations de la concentration de l'ester formé respectivement pour A et B.



- a) Pour chaque cas envisagé déterminer la vitesse instantanée de formation de l'ester à la date $t = 200$ s. On expliquera la méthode utilisée.
- b) Comparer ces valeurs et indiquer le rôle joué par l'acide sulfurique.
- c) Déterminer les concentrations, en mol.L^{-1} de l'acide méthanoïque, de l'alcool et de l'ester à la date $t = 300$ s pour chaque cas.
- d) Les deux essais tendent-ils vers la même limite ? Justifier la réponse.

NB : Le volume de l'acide sulfurique ajouté est négligeable par rapport à celui des échantillons A et B.

Exercice 8

L'eau oxygénée ou peroxyde d'hydrogène H_2O_2 se décompose lentement en produisant du dioxygène. Son importance réside dans l'utilisation courante qu'on en fait : teintures pour cheveux, décoloration de la pâte à papier, désinfection des plaies. Les solutions d'eau oxygénée peuvent également être utilisées, grâce au dioxygène libéré, comme désinfectant buccal et aussi pour le nettoyage de lentilles de contact. Pour ce traitement des lentilles un rinçage soigneux avec destruction des restes d'eau oxygène est indispensable car tout contact de cette substance avec les yeux provoquerait une grave irritation. On comprend, par ces informations, la nécessité de bien connaître les paramètres de la cinétique de décomposition de l'eau oxygénée.

En présence de catalyseurs appropriés, on effectue une étude cinétique de décomposition de l'eau oxygénée, à une température θ , dont l'équation-bilan s'écrit : $2H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H_2O$

A l'instant $t = 0$, début de l'expérience, la solution contient 1 mole d'eau oxygène et son volume est $V_0 = 2$ litres, volume considéré comme constant au cours de l'expérience.

A pression constante, on mesure le volume $V(O_2)$ de dioxygène dégagé à différents instants. Dans les conditions expérimentales, le volume molaire V_m des gaz vaut 24 L.mol^{-1} .

1) Exprimer, en moles, la quantité de dioxygène $n(O_2)$ formée à la date t en fonction de $V(O_2)$ et du volume molaire V_m .

2) Montrer que la concentration en eau oxygénée restante, notée C_R , est donnée par l'expression : $C_R = \frac{1 - 2 \frac{V(O_2)}{V_0}}{V_m}$

3) Recopier le tableau de mesures ci-dessous sur la copie, le compléter et tracer la courbe représentative de C_R en fonction de t . Préciser l'échelle choisie.

$t(\text{min})$	0	30	60	90	120	180	240	300	360	420	480	600
$V(O_2)(\text{litre})$	0	2,50	4,53	5,86	7,37	9,16	10,56	11,16	11,40	11,60	11,80	11,97
$C_R(\text{mol.L}^{-1})$												

4) Définir la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée et la déterminer graphiquement à la date $t = 120 \text{ min}$ puis à $t = 360 \text{ min}$

5) Comment évolue la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée ? Pourquoi ?

6) Etablir la relation entre la vitesse de formation du dioxygène et la vitesse volumique de disparition de l'eau oxygénée. En déduire les valeurs de la vitesse de formation du dioxygène à $t = 120 \text{ min}$ et à $t = 360 \text{ min}$

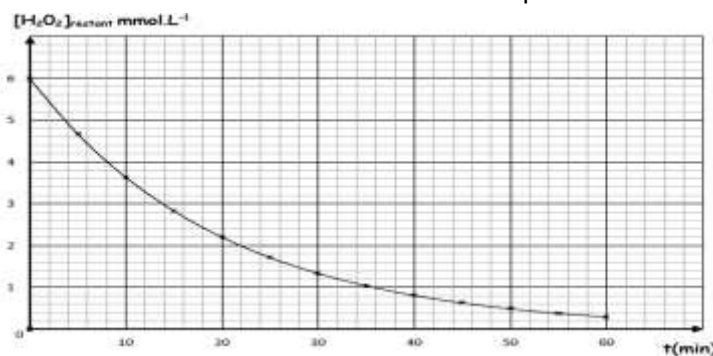
Exercice 9 : bac S1 2017

L'eau oxygénée est un produit qui présente de nombreux avantages et s'utilise au quotidien, pour la maison mais aussi pour l'esthétique. Le plus souvent ce produit est utilisé comme agent de blanchiment. L'eau oxygénée a également des vertus stérilisantes et désinfectantes. La décomposition de l'eau oxygénée est une réaction lente représentée par l'équation-bilan suivante : $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

Pour étudier la cinétique de cette réaction, on introduit de l'eau oxygénée dans un ballon avec du chlorure de fer III (qui sert de catalyseur) de façon à obtenir une solution dont la concentration molaire initiale en eau oxygénée est de 6 mmol.L^{-1} . La température est maintenue constante. On effectue des prélèvements réguliers, qui sont ensuite dosés par une solution titrée de permanganate de potassium en milieu acide. Les mesures réalisées ont permis de tracer la courbe représentant les variations de la concentration de l'eau oxygénée restante en fonction du temps (document 1).

2.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction support du dosage sachant que les couples oxydants-réducteurs mis en jeu sont : MnO_4^- / Mn^{2+} et O_2 / H_2O_2 .

2.2 Définir la vitesse volumique de disparition $v(t)$ de l'eau oxygénée à la date t . Déterminer graphiquement sa valeur à l'instant $t = 0$.



2.3 Déterminer le temps de demi-réaction et la valeur de la vitesse instantanée de disparition de l'eau oxygénée à cette date.

2.4 Comment évolue la vitesse instantanée de disparition de l'eau oxygénée au cours du temps ? Justifier cette évolution.

2.5 On cherche à déterminer une relation simple entre la vitesse instantanée volumique de disparition de l'eau oxygénée et sa concentration molaire dans le milieu réactionnel.

2.5.1 Dans les conditions de l'expérience la concentration instantanée C_t en eau oxygénée évolue conformément à la relation $C_t = C_0 e^{-Kt}$ où C_0 est la concentration d'eau oxygénée à la date $t = 0$ et K une constante. Etablir la loi de variation $v(t)$ de la vitesse de disparition en fonction du temps t .

2.5.2 Tenant compte de la valeur trouvée à la question 2.2, calculer K . En déduire une relation simple entre la vitesse de disparition $v(t)$ et la concentration C_t de l'eau oxygénée à l'instant t . En utilisant ce résultat, calculer la valeur de $v(t)$ à $t = 14 \text{ min}$.

C5 : SOLUTION AQUEUSE-PH D'UNE SOLUTION

Exercice 1 : Les questions sont indépendantes

1. A la température de 37 °C, le pK_e est égal à 13,72.

a) Quel est le pH d'une solution neutre à cette température ?

b) Un sang de pH égal à 7,39 est-il neutre ?

2. A 10cm³ d'une solution de chlorure d'hydrogène, on ajoute 40cm³ d'eau et on obtient alors une solution de pH=2,7. Quelle est la concentration de la solution de chlorure d'hydrogène initiale ?

3. on mélange 20cm³ d'une solution chlorhydrique de pH=3,1 avec 10cm³ de solution chlorhydrique de pH=2,3. Déterminer le pH du mélange obtenu

Exercice 2 : Les questions 1 et 2 sont indépendantes :

1. A 60°C le pH de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydroniums, hydroxyde et le produit ionique de l'eau à cette température.

2. A 50°C le produit ionique de l'eau est $5,6 \cdot 10^{-14}$. Trouver à cette température le pH de l'eau pure.

Exercice 3 :

1) Par analogie avec le pH d'une solution, on peut définir le pOH d'une solution.

a) Définir le pOH d'une solution.

b) Trouver la relation entre pH, pOH et pK_e .

c) Quel serait, à 25°C, le pOH d'une solution pour laquelle $[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$?

2) Rappeler l'équation d'autoprotolyse de l'eau. En vous inspirant de cette équation, écrire celles des réactions d'autoprotolyse de l'ammoniac NH_3 et de l'éthanol C_2H_5OH purs.

Exercice 4 :

L'iodure d'hydrogène(HI) est un acide fort. On dispose d'une solution commerciale titrant 28% en masse, de densité $d=1,26$ et dénommée solution d'acide iodhydrique.

1. Quel volume de la solution commerciale faut-il utiliser pour obtenir 1,0L d'une solution d'acide iodhydrique de concentration $c_a=5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol./L}$? Quel est le pH de la solution ainsi préparée ?

2. On ajoute 25mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ à 20mL de la solution d'acide iodhydrique préparée. La solution obtenue est-elle acide, neutre ou basique ? Justifier. On donne $M(HI)=128\text{g/mol}$

Exercice 5 :

On dispose d'une bouteille d'acide méthanoïque titrant 98 % en masse. La masse volumique de l'acide est $1,22 \text{ g.cm}^{-3}$. Avec une pipette, on prélève $11,5 \text{ cm}^3$ de l'acide que l'on verse dans une fiole jaugée de 1 L. On verse ensuite de l'eau pure pour obtenir 1 L de solution que l'on note S_3 .

1) Déterminer la masse m d'acide méthanoïque prélevée.

2) Déterminer la concentration C_1 de la solution S_1 .

3) Quel volume d'eau pure faut-il verser sur les 20 mL de la solution S_1 pour avoir une solution S_2 de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$?

4) On dilue 10 fois la solution S_2 . Calculer le volume d'eau pure nécessaire à cette dilution et la concentration C_3 de la solution S_3 obtenue.

Exercice 6:

Pour évaluer le pH d'une solution aqueuse (S), on effectue divers prélèvements à l'aide de béchers.

On ajoute ensuite dans chacun des béchers un indicateur coloré. On obtient les résultats suivants :

	Hélianthine	Bleu de bromocrésol	Bleu de bromothymol	rouge de méthyle
couleur de la solution	orange	vert	jaune	orange

1) Evaluer le pH de la solution (S) en utilisant les résultats ci-dessus et le tableau suivant :

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
Bleu de bromocrésol	jaune	3,8 - 5,4	bleu
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu
rouge de méthyle	rouge	4,2 - 6,2	jaune

2) L'utilisation de l'un des indicateurs colorés est superflue. Quel est cet indicateur ? Expliquer.

3) Après détermination du pH de la solution à l'aide d'un pH-mètre, on calcule la valeur de la concentration en ions hydroxyde. On trouve $[\text{OH}^-] = 2.10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$.

Quelle est la valeur mesurée du pH de la solution (S). Cette valeur est-elle en accord avec le résultat obtenu à l'aide des indicateurs colorés ?

Exercice 7 : (extrait concours FASTEF ex ENS- 2003- Niveau Bac)

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit successivement les composés suivants :

- Une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_1=40 \text{ mL}$ et de concentration $C_1=0,3 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_2=25 \text{ mL}$ et de concentration $C_2=0,4 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Une masse $m_3=1\text{g}$ de chlorure de calcium solide CaCl_2 ;
- Une masse $m_4=2\text{g}$ de nitrate de calcium solide $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;

On complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée, à 25°C.

- Ecrire les équations de dissolution des 4 composés ci-dessus cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
- Faites le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
- Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.
- En déduire leur concentration.
- Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.
- Déterminer le *pH* de la solution. On donne en g.mol^{-1} : H=1 ; O=16 ; Cl=35,5 ; N=14 et Ca=40

Exercice 8 :

1) On donne le pH de l'eau pure pour différentes températures exprimées en kelvin (K).

T (K)	273	288	298	303	333
pH	7,5	7,2	7,0	6,9	6,5

a) Tracer la courbe $\text{pH}=f(1/T)$ et déterminer son équation.

La réaction de dissociation de l'eau est-elle exothermique ou endothermique ?

b) Pour quelle valeur de la température le pH est-il égal 7,3 ? Calculer le produit ionique de l'eau K_e puis $\text{p}K_e$ à cette température.

c) Déterminer le pH de l'eau pure à 80°C.

2) A 37°C, le produit ionique de l'eau pure est tel que $\text{p}K_e=13,6$.

a) Définir à cette température ce qu'est une solution neutre, acide et basique.

b) La salive a un pH de 6,85 à 37°C. Est-elle acide, basique ou neutre ?

Exercice 9 :

On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à $C_1=0,5 \text{ mol.L}^{-1}$, d'une solution de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $C_2=0,8 \text{ mol.L}^{-1}$, d'une solution de chlorure de potassium KCl à $C_3=1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule : $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. On souhaite préparer *un litre* de solution contenant les ions Mg^{2+} , Ca^{2+} , K^+ , NO_3^- et Cl^- tels que $[\text{Mg}^{2+}]=0,2 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{NO}_3^-]=0,25 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Ca}^{2+}]=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{K}^+]=0,25 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1 L avec de l'eau distillée.
- Calculer directement la concentration $[\text{Cl}^-]$.
- Vérifier l'électroneutralité de la solution.

On donne les masses atomiques en g.mol^{-1} : H :1 ; O :16 ; Mg :24,3 ; Cl :35,5.

C6- ACIDES FORTS - BASES FORTES

REACTION ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE -

DOSAGE

Exercice 1 :

On considère, à 25°C, une solution aqueuse d'acide nitrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$), de volume $V=50\text{mL}$ et de concentration $C=6,3 \cdot 10^{-4}\text{mol.L}^{-1}$. Le pH est 3,2.

- 1) Montrer que l'acide nitrique est un acide fort. Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.
- 2) On prélève $V_1=20\text{mL}$ de cette solution et complète avec de l'eau pure pour obtenir un volume final $V_2=100\text{mL}$. Préciser la verrerie nécessaire.
- 3) Calculer le pH de la solution finale.

Exercice 2 :

On dispose d'une solution d'éthanolate de sodium, de volume 25mL et de concentration $6,3 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$. Le pH mesuré est de 11,8.

- 1) L'ion éthanolate est-il une base forte ? Si oui, écrire l'équation de sa réaction avec l'eau pure.
- 2) On prélève 10mL de la solution et on complète avec 90mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution finale ?

Exercice 3 :

1) On considère 30mL d'une solution A dans laquelle on a mélangé des volumes égaux d'acide chlorhydrique, d'acide nitrique, d'acide bromhydrique, de concentration identique C. On ajoute à cette solution $V'=50\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent, de concentration $C'=0,01\text{mol.L}^{-1}$. Le nitrate d'argent est alors largement en excès. On obtient un précipité blanc de masse $m=14,34\text{mg}$.

- a) Déterminer la quantité de matière d'ions Cl^- présents dans la solution A.
- b) Quelle était la concentration C des solutions d'acides avant le mélange ?
- c) Quel est le pH de la solution A ?

2) On mélange $V'_1=150\text{mL}$ d'acide chlorhydrique de pH égal à 3 et $V_4=50\text{mL}$ de chlorure de potassium de concentration $C''=2 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$. On ajoute à cette solution $V'=50\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent, de concentration $C'=0,01\text{mol.L}^{-1}$. Quelle est la quantité de matière de chlorure d'argent formé ainsi que la concentration de tous les ions restant en solution ? En déduire le pH.

Données : $M(\text{Ag})=107,9\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl})=35,5\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 4 :

L'acide sulfurique H_2SO_4 peut être considéré, lorsque sa concentration est faible comme un diacide fort libérant en solution aqueuse des ions hydronium H_3O^+ et sulfate SO_4^{2-} .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction de dissociation de H_2SO_4 dans l'eau pure.
- 2) On veut préparer 10L d'une solution A de H_2SO_4 de pH égal à 3,2. Pour cela, on part d'une solution commerciale de H_2SO_4 de densité (par rapport à l'eau) $d=1,815$ et contenant 90% d'acide pur H_2SO_4 (pourcentage en masse). Quel volume de cette solution commerciale doit-on utiliser ?
- 3) On mélange 200mL de cette solution A avec 550mL d'une solution d'acide chlorhydrique à $3 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$. Déterminer les quantités de matière des différentes espèces en solution ainsi que le pH de la solution finale.
Données : $M(\text{S})=32\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{O})=16\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{H})=1\text{g.mol}^{-1}$

Exercice 5 :

- 1) On mesure le pH d'une solution d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$, de concentration $C=0,25 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$. On obtient : $\text{pH}=10,7$. Sachant que la réaction de dissociation dans l'eau est totale, dire s'il s'agit d'une monobase ou non. Ecrire l'équation de la réaction de dissociation.
- 2) On dissout 100mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ solide dans 800mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution ?
- 3) On prélève 20mL de cette solution et on lui ajoute 20mL d'hydroxyde de potassium à $2 \cdot 10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$, 20mL d'éthanolate de sodium à 10^{-3}mol.L^{-1} et 40mL de chlorure de sodium à 10^{-2}mol.L^{-1} . Calculer les concentrations des différentes espèces en solution. En déduire le pH.
- 4) Pour obtenir directement 1L de solution de même pH, quelle quantité d'hydroxyde de calcium faut-il dissoudre dans 1L d'eau pure ? Données : $M(\text{Ca})=40\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 6 :

On peut lire sur l'étiquette d'une bouteille d'acide chlorhydrique les données suivantes : « masse volumique : 1190kg.m^{-3} ; pourcentage en masse d'acide pur : 37% ».

- 1) On extrait de cette bouteille $3,23\text{mL}$ de solution, qu'on complète à 400mL avec de l'eau pure. Calculer la concentration C_A de la solution ainsi préparée.

2) Afin de vérifier ce titre, on dose par cet acide 200mL d'éthanolate de sodium de concentration $C_B=3.10^{-3}mol.L^{-1}$. Exceptionnellement la solution à titrer est placée dans la burette. Pour chaque volume V_A d'acide versé, on relève la valeur du pH et on obtient le tableau suivant :

$V_A(mL)$	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	5,8	6	6,2
pH	11,5	11,4	11,3	11,2	11	10,9	10,7	10,6	10,5	10,3	10	7	4,0

$V_A(mL)$	6,4	6,6	6,8	7	7,5	8	9	10	11	12
pH	3,7	3,5	3,4	3,3	3,1	3,0	2,8	2,7	2,6	2,5

- Construire la courbe $pH=f(V_A)$.
- Déterminer le volume d'acide $V_{A_{eq}}$ à l'équivalence ainsi que la concentration C_A de la solution d'acide. Conclure.
- On remplace l'acide chlorhydrique initial par un même volume d'acide nitrique, de même concentration. La courbe précédente est-elle modifiée ? Justifier la réponse.
- Parmi les trois indicateurs colorés ci-dessous, quels sont ceux qui pourraient servir à un dosage colorimétrique ? Comment repérerait-on l'équivalence ?

Indicateur coloré	Zone de virage
Hélianthine	(rouge) 3,1-4,4 (jaune)
Bleu de bromothymol	(jaune) 6,0-7,6 (bleu)
Thymolphtaléine	(incolore) 9,4-10,6 (bleu)

Exercice

Exercice 7 :

La solution commerciale Destop, vendue pour déboucher les canalisations, contient essentiellement de l'hydroxyde de sodium. Sa densité (par rapport à l'eau) est 1,23 et le pourcentage en masse de soude est 29%.

- Quelle est la concentration C_B en soude de la solution de Destop ?
- On veut doser cette solution commerciale par une solution d'acide sulfurique de concentration $C_A=0,05mol.L^{-1}$ (l'acide sulfurique est considéré ici comme un diacide fort). On prélève 20mL de Destop.

Quel doit être le volume d'acide sulfurique à verser pour doser la solution ?

- On veut que le volume d'acide sulfurique nécessaire soit de l'ordre de 20mL.
 - Proposer un mode opératoire précis sachant que l'on dispose de pipettes de 5, 10, 20mL et de fioles jaugées de 50, 100, 250, 1000mL. Quelles précautions doit-on prendre ?
 - Calculer les concentrations des espèces en solution lorsqu'on a versé 15mL d'acide sulfurique. En déduire le pH de ce mélange.

Exercice8 : Dosage de l'acide sulfamique NH_2-SO_3H par la soude

Un détartrant pour cafetière contient de l'acide sulfamique de formule brute NH_2-SO_3H , monoacide que l'on pourra noter HA.

On se propose de déterminer le degré de pureté en acide sulfamique du détartrant. Pour cela, on introduit dans un bêcher contenant de l'eau distillée, $m = 0,26$ g de détartrant et on suit au pH-mètre l'évolution du pH lors de l'addition d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $C_B = 0,2 mol.L^{-1}$

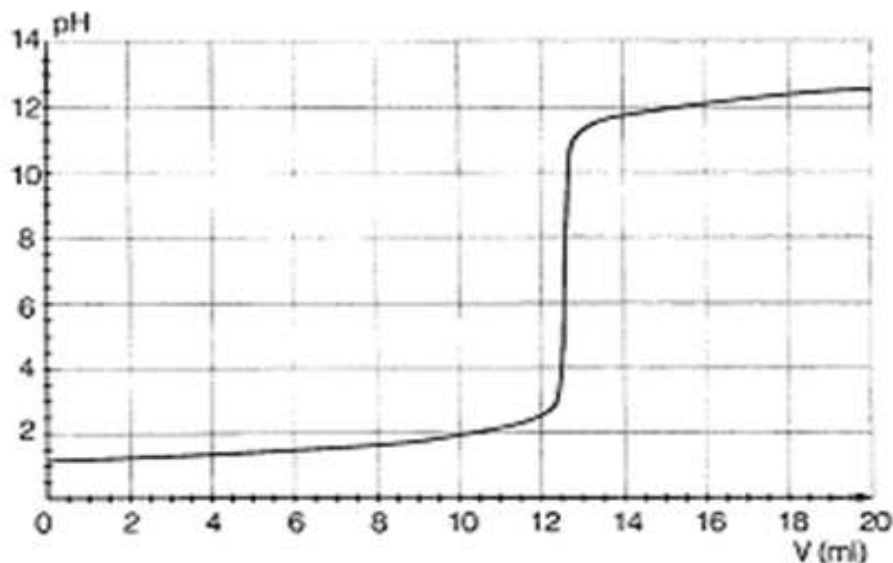
Les résultats obtenus ont donné la courbe ci-après, V_B étant le volume de soude versé.

- La solution de soude, utilisée pour le dosage, a été préparée à partir d'une solution commerciale de concentration $C_B = 1,0 mol$. Décrire les différentes opérations à réaliser pour préparer 500 mL de solution de concentration $C_B = 0,2 mol.L^{-1}$.

On dispose du matériel suivant :

- pipettes jaugées diverses (5 mL, 10 mL, 20 mL)
- fioles jaugées diverses (50 mL, 100 mL, 500 mL)
- bêchers divers (50 mL, 100 mL, 250 mL)
- burettes (25 mL).

- Faire un schéma annoté du dispositif de dosage.



3) Ecrire l'équation de la réaction de dosage, sachant que l'acide sulfamique se comporte comme un monoacide que l'on notera HA.

3.a- Définir l'équivalence de la réaction.

3.b- Déterminer, à partir de la courbe, les coordonnées du point d'équivalence.

3.c- Dédire du résultat précédent et de l'allure de la courbe le caractère fort ou faible de l'acide sulfamique.

5) On donne les zones de virage de quelques indicateurs :

Hélianthine	3,3 - 4,4
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6
phénolphaléine	8,0 - 10,0

Lequel faudrait-il choisir si on effectuait le dosage sans pH-mètre ?

6) Déterminer la quantité d'acide sulfamique contenu dans l'échantillon et la masse correspondante.

En déduire, exprimé en pourcentage, le degré de pureté en acide sulfamique du détartrant étudié.

Exercice 9

On se propose d'effectuer le dosage d'une solution d'acide sulfurique de concentration molaire volumique inconnue C_a et de volume $V_a = 50 \text{ cm}^3$ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b également inconnue. On relève le pH du mélange pour différentes valeurs du volume V de solution basique versée. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau ci-dessous :

V (cm^3)	5	10	25	35	45	50	60
Ph	2,04	2,12	2,42	2,67	3,16	4,03	10,77
N (H_3O^+)							

1) Ecrire l'équation de la réaction et exprimer les concentrations molaires volumiques $[\text{Na}^+]$; $[\text{SO}_4^{2-}]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ du mélange en fonction de C_a , C_b , V et V_a . On se limitera à la partie du dosage avant l'équivalence.

2) Définir l'équivalence acido-basique ; exprimer le volume à l'équivalence V_E en fonction de C_a , C_b et V_a . Dédire des résultats précédents la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+](V_a + V) = C_b(V_E - V)$$

$$3) \text{ On pose } N(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+](V_a + V) = 10^{-\text{pH}}(V_a + V)$$

a) Compléter le tableau ci-dessus et tracer la courbe $N(\text{H}_3\text{O}^+) = f(V)$

Echelle : abscisse : $5 \text{ cm}^3 \leftrightarrow 2 \text{ cm}$; ordonnée : $0,041 \text{ mole} \leftrightarrow 1 \text{ cm}$

b) Déterminer graphiquement la concentration C_b de la solution d'hydroxyde de sodium utilisée et le volume à l'équivalence V_E .

Calculer la concentration molaire volumique C_a de la solution sulfurique. (Extrait Bac S1S3 1999)

Exercice 10

Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Na : 23 ; O : 16 ; H : 1. Dans un laboratoire on dispose des produits suivants :

- Une solution S d'hydroxyde de sodium de masse volumique $\rho = 1,2 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ et pourcentage massique d'hydroxyde de sodium pur 16,7 %.
- Une solution d'acide sulfurique de concentration molaire volumique C_a .
- De l'eau distillée.

1) Montrer que ta concentration molaire volumique, C_b de la solution S d'hydroxyde de sodium peut s'écrire : $C_b = \frac{167}{40} \rho$ (ρ étant exprimée en $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$)

2) On prélève 10 mL de ta solution S qu'on dilue pour obtenir une solution S' de concentration molaire volumique $C'_b = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer le volume d'eau distillée nécessaire à la préparation de S'.

3) Afin de déterminer la concentration C_a de la solution d'acide sulfurique, on dose 10 mL de celle-ci par la solution diluée S' d'hydroxyde de sodium.

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

A l'équivalence, le volume de la solution S' d'hydroxyde de sodium utilisé est de 20 mL.

b) Définir l'équivalence acido-basique et évaluer, justification à l'appui, le pH du mélange à l'équivalence.

c) Calculer la concentration C_a de la solution sulfurique.

d) Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le mélange obtenu, à l'équivalence. (Extrait Bac D 1996)

C7 : ACIDES FAIBLES-BASES FAIBLES- CONSTANTE D'ACIDITE

Exercice1:

- 1) Quelle est la base conjuguée de chacun des acides suivants : HS^- ; H_3O^+ ; H_2O ; HClO ; H_3PO_4 ; HPO_4^{2-} ; NH_3 ; $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$.
- 2) Quel est l'acide conjugué de chacune des bases suivantes : OH^- ; F^- ; PO_4^{3-} ; NH_3 ; NH_2^- ; HS^- ; $[\text{Zn}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})]^+$.

Exercice2:

- 1) Le pH d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_b=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ est égal à 7,9.
 - a) Montrer que l'ion méthanoate est une base faible.
 - b) calculer la concentration des espèces chimiques en solution. En déduire la constante d'acidité K_a du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$ ainsi que son $\text{p}K_a$.
- 2) Une solution d'acide éthanoïque de concentration C_a a un $\text{pH}=3,9$. Calculer la concentration C_a de cette solution. On donne $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)=4,8$.

Exercice 3:

On mélange $V_a=20\text{mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_a=10^{-1}\text{mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_b=30\text{mL}$ d'une solution d'éthanoate de sodium obtenue en dissolvant $m=656\text{mg}$ d'éthanoate de sodium dans un volume $V=100\text{mL}$ d'eau pure. Quel est le pH de la solution ainsi préparée. $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)=4,8$.

Exercice 4: Données : $\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)=4,8$; $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)=9,2$.

- 1) On considère une solution S_1 d'acide éthanoïque de concentration $C_a=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$.
 - a) Montrer que le pH de cette solution peut se mettre sous la forme $\text{pH}=\frac{1}{2}(\text{p}K_a-\log C_a)$. Calculer sa valeur. On admettra que la solution n'est ni trop diluée ni trop concentrée.
 - b) Calculer le coefficient d'ionisation α de l'acide éthanoïque dans cette solution.
- 2) On considère une solution S_2 d'ammoniac de concentration $C_b=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$
 - a) Montrer que le pH de cette solution peut s'écrire $\text{pH}=7+\frac{1}{2}(\text{p}K_a+\log C_b)$. Calculer sa valeur. On admettra que la solution n'est ni trop diluée ni trop concentrée.
 - b) calculer le coefficient d'ionisation β de l'ammoniac dans cette solution.
- 3) On mélange un volume V de S_1 et un égal volume V de S_2 ; la réaction spontanée qui se réalise est-elle totale ? Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

Exercice 5: On prélève $V_o=10\text{mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_o=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$; On ajoute un volume variable V d'eau distillée.

- 1) Proposer un montage pour réaliser cette expérience.
- 2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
- 3) Soit C la nouvelle concentration de la solution. Etablir la relation entre C , C_o , V_o et V .
- 4) on mesure le pH des solutions obtenues pour différentes valeurs de V .

V (mL)	0	10	20	40	60	90
pH	3,37	3,52	3,61	3,72	3,80	3,87
C						
pC=-logC						

Compléter le tableau. Tracer la courbe $\text{pH}=f(-\log C)$ et en déduire l'équation de la courbe obtenue.

- a) Mettre cette équation sous la forme $\text{pH}=\frac{1}{2}(\text{constante} + \text{pC})$. En déduire la valeur du $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et la constante d'acidité K_a .

Exercice6:

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ de concentration molaire volumique $C_a=5,0.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$. (On posera $\text{p}C_a=-\log C_a$ et $C_a=10^{-\text{p}C_a}$). La constante d'acidité du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ est $K_a=6,31.10^{-5}$.

- 1) Donner les valeurs du $\text{p}K_a$ du couple et de $\text{p}C_a$.
 - 2) En considérant que la quantité de matière d'ions OH^- présents est négligeable devant celle des ions H_3O^+ d'une part et puis d'autre part C_a très grande devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$, montrer que $[\text{H}_3\text{O}^+]=(\text{K}_a.C_a)^{\frac{1}{2}}$; en déduire l'expression du pH de la solution et le calculer.
- 3) Définir le degré d'ionisation α d'un acide. Le calculer pour l'acide benzoïque dans la solution.
- 4) On considère, de façon plus générale, un acide de formule HA , de concentration molaire volumique C_a . La constante d'acidité du couple HA/A^- est K_a .
 - a) En posant $x=[\text{H}_3\text{O}^+]$, établir l'équation $x^2 + K_a x - K_a C_a = 0$.
 - b) Dans le cas où la concentration est très inférieure à K_a ($(C_a/K_a) \ll 1$), montrer que $[\text{H}_3\text{O}^+]=C_a$ et en déduire une expression simple du pH. Que vous suggère ce résultat ?
 - c) Dans le cas inverse ($(C_a/K_a) \gg 1$), montrer que $\text{pH}=\frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}C_a)$. Conclure.

Exercice7:

Une solution aqueuse d'acide 2-bromopropanoïque noté HA₁ de concentration molaire C=5.10⁻²mol.L⁻¹ a un pH=2,2. Une solution aqueuse d'acide 3-bromopropanoïque noté HA₂ de même concentration molaire que la solution précédente a un pH=2,7.

- 1) Ecrire les équations-bilan relatives aux actions des deux acides sur l'eau.
- 2) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
- 3) Calculer les coefficients de dissociation α₁ et α₂ des deux acides HA₁ et HA₂ dans les solutions étudiées.

La comparaison des valeurs de α₁ et α₂ suffit-elle pour classer les acides HA₁ et HA₂ suivant leur force ? Justifier la réponse.

- 4) Calculer pK_{A1} et pK_{A2} relatifs aux deux couples.

5) On donne le tableau suivant à compléter :

Acide	Acide propanoïque	Acide 2,2-dibromopropanoïque	Acide 2,3-dibromopropanoïque	HA ₁	HA ₂
pK _A	4,9	1,5	2,2		

Classer, par force croissante, les cinq acides. En déduire l'influence sur leur force :

- du nombre d'atomes de brome dans la molécule ;
- de la position des atomes de brome dans la molécule.

Exercice8:

On considère trois solutions aqueuses de même pH =2,7. La première est une solution d'acide mono chloroéthanoïque de concentration 5 10⁻³ mol/L, la seconde une solution d'acide éthanoïque de concentration 0,25 mol/L et la troisième une solution d'acide chlorhydrique de concentration 2 10⁻³ mol/L.

1. Ecrire les formules semi développées de l'acide mono chloroéthanoïque et de l'acide éthanoïque.
2. Calculer la concentration molaire volumique des ions H₃O⁺ dans chacune des trois solutions acides.
3. A partir des résultats précédents et en justifiant votre réponse, classer par force croissante ces trois acides.
4. Calculer le pKa du couple correspondant à l'acide mono chloroéthanoïque.
5. Le pKa du couple correspondant à l'acide méthanoïque a pour valeur 4,8.
 - Le classement effectué en 3/ est-il en accord avec les valeurs des pKa des couples acide/base ? Justifier la réponse.

- Donner la formule développée de l'acide mono chloroéthanoïque et préciser l'influence de la présence de l'atome de chlore dans la molécule sur les propriétés acides de cette molécule.

Exercice9 : (Bac S2 2018)

L'éthanamine ou éthylamine, de formule C₂H₅NH₂, est un composé organique azoté. Elle est utilisée comme solvant et comme matière première dans la synthèse de colorants et d'insecticides.

On se propose de vérifier que l'éthanamine est une base faible et de réaliser le dosage acido-basique d'une solution d'éthanamine.

2.1. Basicité de l'éthanamine.

Dans une première expérience, on mesure le pH d'une solution aqueuse d'éthanamine de concentration molaire volumique C_b = 1,25.10⁻² mol.L⁻¹. On trouve pH = 11,4.

2.1.1 Ces données prouvent-elles que l'éthanamine est une base faible? Justifier la réponse.

2.1.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'éthanamine avec l'eau.

2.1.3. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse d'éthanamine et déterminer leurs concentrations molaires volumiques. En déduire le pka du couple C₂H₅NH₃⁺/ C₂H₅NH₂

Le produit ionique de l'eau est K_e=10⁻¹⁴

2.2. Etude du dosage de l'éthanamine.

Dans une deuxième expérience, on effectue le dosage pH-métrique d'un volume V₀ = 50 cm³ de la solution d'éthanamine précédente par une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a = 0,02 mol.L⁻¹.

On obtient le tableau de mesures suivant :

V _a (cm ³)	0	4	8	12	16	20	24	26	27	28	29	30	31
pH	11,4	11,20	11,05	10,90	10,75	10,55	10,30	10,15	10,05	9,95	9,85	9,65	9,45
	32	32,2	32,5	32,7	33	34	35	36	38	40	44	48	
	8,95	8,75	6,45	4,30	3,90	3,45	3,20	3,10	2,90	2,80	2,60	2,50	

2.2.1. Faire un schéma annoté du dispositif de dosage.

2.2.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction support du dosage.

2.2.3. Tracer la courbe pH = f(V_a). Echelles : 1 cm pour 1 unité de pH et 1 cm pour 2 cm³.

2.2.4. Déterminer graphiquement le point d'équivalence E (V_{aE}, pH_E).

2.2.5. Quelle valeur de la concentration molaire volumique de la solution d'éthanamine peut-on déduire de cette expérience ? Comparer avec la valeur indiquée en 2.1

C8 : Réactions acide faible-base forte et base faible-acide fort. Solution-tampon

Exercice1

1-Le pH d'une solution S₁ d'hydroxyde de sodium est 12. Combien de moles de soude a-t-on dissout dans un litre d'eau pour préparer cette solution ?

2-L'acide éthanoïque est un acide faible de constante d'acidité $k_a = 1,6 \cdot 10^{-5}$. La mesure du pH d'une solution S₂ de cet acide donne 3,4.

2.1 Ecrire l'équation de la réaction de cet acide avec l'eau. Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution et en déduire la concentration initiale de la solution S₂.

2.2 Calculer le coefficient d'ionisation α de cet acide.

3. On mélange le volume $v_1 = 20\text{cm}^3$ de la solution S₁ avec un volume $v_2 = 40\text{cm}^3$ de la solution S₂.

3.1 Quel est le pH de ce mélange? Comment appelle-t-on ce genre de solution? Quelle propriété remarquable possède ce mélange ?

3.2 On ajoute une masse m de soude au mélange précédent le pH devient alors 4,9

Déterminer la valeur de cette masse si on néglige la variation du volume.
On donne: Na = 23g/mol ; O = 16g/mol ; H = 1g/mol.

Exercice2:

On dissout 3,45g d'un acide carboxylique dans de l'eau pour obtenir 0,75L de solution S_a. On dispose dans un bêcher 30cm^3 de cette solution que l'on neutralise progressivement par une solution S_b d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique

$C_b = 0,1\text{mol/L}$.

Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH en fonction du volume V_b de base versé.

On obtient les résultats suivants :

$V_b(\text{cm}^3)$	0	5	10	15	20	24	28	30	32	34	36	40
pH	2,4	3,4	3,6	3,7	3,9	4,3	5,0	5,5	10,9	11,4	11,5	11,7

1 Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_b)$. On donne $1\text{cm} \rightarrow 2\text{cm}^3$ et $1\text{cm} \rightarrow 1$ unité de pH

2 Déduire de la courbe :

2.1 Les coordonnées du point d'équivalence.

2.2 La concentration initiale de l'acide carboxylique, en déduire sa masse molaire puis sa formule brute.

2.3 Le pKa du couple acide base étudié.

3 Pour un volume versé $V_b = 28\text{cm}^3$ calculer les molarités des diverses espèces chimiques présentes dans le bêcher, calculer le pKa. (0,75pt)

4 Calculer les volumes V_a de la solution S_a et V_b de la solution S_b nécessaires à la préparation d'un, volume de 75cm^3 de solution dont le $\text{pH} = \text{pKa}$, (0,5pt)

Exercice3: (Bac S1&S3 8018)

Une acidité très élevée affaiblit les systèmes d'auto-défense de notre corps. Pour lutter contre la surproduction d'acide chlorhydrique par le suc gastrique qui peut provoquer des remontées acides ou brûlures d'estomac, on peut utiliser des antiacides. Ces derniers sont des bases qui permettent de neutraliser le surplus d'acide.

1.1 Utilisation d'une solution d'hydroxyde de sodium.

Un groupe d'élèves prépare une solution S_s d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_s afin de l'utiliser comme antiacide. Pour neutraliser 500 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de même pH que le suc gastrique que l'on prendra égal à 2, il a fallu que le groupe ajoute 50 mL de la solution S_s

1.1.1 Montrer que la concentration molaire C_s de la solution S_s d'hydroxyde de sodium vaut $0,1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1.1.2 Les 50 mL de la solution S_s d'hydroxyde de sodium ont été préparés à partir d'une solution commerciale S₀ d'hydroxyde de sodium dont l'étiquette porte les indications suivantes : hydroxyde de sodium ; densité 1,25 ; pourcentage massique 8% ; masse molaire $40\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1.1.2.1 Calculer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale S₀.

1.1.2.2 Décrire la préparation de la solution S_s à partir de la solution commerciale S₀ en indiquant le volume V_0 à prélever et le matériel à utiliser.

1.2 Utilisation d'une solution de benzoate de sodium.

Le benzoate de sodium est retrouvé dans de nombreux produits alimentaires comme conservateur.

Un autre groupe d'élèves choisissent de l'utiliser comme antiacide. Ces élèves dissolvent une masse $m = 72$ mg de benzoate de sodium C_6H_5COONa dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution notée S_B .

1.2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre une solution de benzoate de sodium et une solution d'acide chlorhydrique. Calculer la constante de réaction.

1.2.2 L'utilisation comme antiacide du benzoate de sodium par les élèves est-elle justifiée ? pourquoi ?

1.2.3 Le groupe d'élèves ajoute un volume V_A d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ à la solution S_B précédente. Il obtient une solution S dans laquelle les concentrations molaires en acide benzoïque et en ion benzoate sont égales.

1.2.3.1 Calculer le volume V_A .

1.2.3.2 Quel est le pH de la solution S ? justifier la réponse. Donner les propriétés de la solution S .

Données : Masses molaires en g.mol^{-1} : $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$; $M(Na) = 23$.

$pK_a(C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-) = 4,2$; $pK_a(H_3O^+ / H_2O) = 0$ et $pK_a(H_2O / OH^-) = 14$.

Exercice 4: bac S2 2014

L'acide lactique, de formule $CH_3 - CHOH - COOH$ est souvent désigné comme le principal responsable des crampes musculaires des sportifs lors de leurs sprints. On le retrouve dans le lait, le vin...

Dans le lait, les bactéries présentes provoquent, au cours du temps, la transformation d'une partie du lactose en acide lactique.

Dans le vin l'acide lactique se forme lors de la fermentation malolactique au cours de laquelle s'opère la décarboxylation de l'acide malique $HOOC - CH_2 - CHOH - COOH$.

1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de formation d'acide lactique dans le vin. **(0,5 pt)**

1.2. La présence d'acide lactique dans un lait est un indice de l'état de fraîcheur de ce lait. Plus la concentration d'acide lactique est élevée, moins le lait est frais. Par convention, dans l'industrie agro-alimentaire, l'acidité d'un lait s'exprime en degré Dornic ($^{\circ}D$). Un lait bien conservé (lait frais) présente une acidité Dornic inférieure à $18^{\circ}D$, ce qui correspond à une concentration massique de $1,8 \text{ g.L}^{-1}$ d'acide lactique dans le lait.

Un laborantin du service d'hygiène se propose de déterminer l'état de fraîcheur d'un lait retrouvé sur le marché. Il dose 20,0 mL du lait, additionnés de 100 mL d'eau distillée, par une solution d'hydroxyde de potassium ($K^+ + HO^-$) de concentration molaire volumique $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de phénolphthaléine.

Le virage de l'indicateur est obtenu après addition d'un volume $V_{be} = 8,4 \text{ mL}$ de base.

1.2.1 Faire le schéma annoté du dispositif de dosage. **(0,5 pt)**

1.2.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction support de dosage du lait. Montrer, par un calcul, que cette réaction est totale. **(0,5 pt)**

1.2.3 Définir l'équivalence acido-basique puis en déduire la concentration massique C_m en acide lactique du lait étudié. Conclure sur l'état de fraîcheur du lait dosé. **(01,5 pt)**

1.2.4 Etant donnée la transformation, au cours du temps, d'une partie du lactose en acide lactique, sur quel facteur cinétique peut-on agir et comment afin d'avoir un lait frais? **(0,25 pt)**

1.2.5 En fait le lait étudié a un pH initial égal à 4,9. Dresser un diagramme de prédominance puis dire quelle est la forme acide ou basique du couple acide lactique / ion lactate qui prédomine dans ce lait. **(0,75 pt)**

Données : $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

$pK_a(\text{acide lactique/ion lactate}) = 3,9$; $K_a(H_2O / HO^-) = 10^{-14}$; $K_a(H_3O^+ / H_2O) = 1$

Exercice 5 : bac 2013 S1

2.1 L'acide méthanoïque a pour formule semi-développé HCO_2H et pour masse molaire moléculaire $M(HCO_2H) = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Dans ce qui suit, la solution commerciale S_0 d'acide méthanoïque utilisée a une masse volumique $\rho = 1,15 \text{ kg.L}^{-1}$ et contient en masse 80,0 % d'acide méthanoïque pur.

2.1.1 Montrer que la concentration C_0 de la solution commerciale S_0 est de l'ordre de 20 mol.L^{-1} **(0,25 point)**

2.1.2 Un professeur propose, en TP, à un groupe d'élèves de préparer un volume $V = 1,00 \text{ L}$ d'une solution S d'acide méthanoïque de concentration $C = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2.1.2.1 Déterminer le volume V_0 de la solution commerciale à prélever pour préparer la solution S . **(0,25 point)**

2.1.2.2 Décrire le protocole expérimental de préparation de la solution S **(0,5 point)**

2.1.2.3 La mesure du pH de la solution S obtenue montre que la concentration des ions hydronium est $[H_3O^+] = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Montrer que l'acide méthanoïque réagit partiellement avec l'eau. **(0,25 point)**

2.2 Pour réaliser le dosage de 10 mL de la solution S , on dispose au laboratoire de solutions aqueuses de soude (ou d'hydroxyde de sodium).

2.2.1 Ecrire l'équation chimique de la réaction support du dosage de l'acide méthanoïque par la soude. **(0,25 point)**

2.2.2 Calculer la constante de réaction K pour cette réaction support du dosage. Pourrait-on en déduire que cette réaction peut être utilisée pour doser l'acide ? **(0,5 point)**

2.2.3. Définir l'équivalence acido-basique.

(0,5 point)

2.2.4. Pour réaliser le dosage le groupe d'élèves dispose sur la paillasse de deux solutions aqueuses de soude S_1 et S_2 de concentrations molaires respectives : $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle est parmi les deux solutions de soude proposées, celle qui semble la plus adaptée au dosage ? Justifier votre réponse.

(0,5 point)

Données : $pK_e = 14,0$; $pK_a (\text{HCO}_2\text{H}/\text{HCO}_2^-) = 3,8$.

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit un volume $V_0 = 20 \text{ mL}$ d'une solution S_0 d'un monoacide de concentration C_0 inconnue. On complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

On dose la solution S ainsi obtenue à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$. Le dosage suivi au pH-mètre a permis d'obtenir le tableau de valeurs suivant :

V_b (mL)	2,0	4,0	6,0	8,0	9,0	9,9	10,1	11,0	12,0	14,0	16,0
pH	2,2	2,6	2,8	3,1	3,4	4,4	9,6	10,6	10,9	11,2	11,4

1.1 Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.

(0,5 pt)

1.2 Tracer la courbe du pH du milieu en fonction du volume V_b d'hydroxyde de sodium versé (la courbe est à rendre avec la copie).

(01 pt)

1.3 Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence. L'acide dosé est-il un acide faible ? Justifier.

(01 pt)

1.4 Déterminer la concentration C_0 de la solution S_0 .

(0,5 pt)

1.5 Au lieu de suivre le dosage au moyen d'un pH-mètre on utilise un indicateur coloré, l'hélianthine.

Le début du virage de l'indicateur se produit pour un pH voisin de 3,3. Quelle erreur relative commet-on sur la concentration de S_0 si on arrête l'addition de la solution d'hydroxyde de sodium dès le début du virage de l'hélianthine ?

(0,5 pt)

1.6 Si on avait dosé 50 mL de la solution S avec la solution de soude à $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ quel serait le volume équivalent ? Commenter le résultat.

(0,5 pt)

Exercice 6

1-On réalise différentes solutions en mélangeant à chaque opération; une solution aqueuse S_1 d'un acide carboxylique R-COOH de volume V_A et une solution aqueuse S_2 de Carboxylate de sodium (R-COO^- , Na^+) de volume V_B . Les concentrations molaires des solutions utilisées pour ces mélanges sont les mêmes pour S_1 et S_2 et égales à C . Les valeurs du pH de ces solutions pour les couples de valeur (V_A , V_B) sont indiquées dans le tableau suivant:

V_B (mL)	10	10	10	10	10	20	30	40	50
V_A (mL)	50	40	30	20	10	10	10	10	10
pH	3,1	3,2	3,3	3,5	3,8	4,1	4,3	4,4	4,5

1.1 Représenter graphiquement $\text{pH} = f(x)$ avec $x = \log\left(\frac{V_B}{V_A}\right)$ On prendra comme échelle

10cm sur l'axe horizontal correspondant à l'unité de x et 2cm sur l'axe vertical correspondant à l'unité du pH. (1pt)

1.2 Montrer que $\text{pH} = f(x)$ peut se mettre sous la forme $\text{pH} = ax + b$ (a et b étant deux constantes que l'on déterminera graphiquement.

2 L'acide R-COOH étant supposé faible, montrer que dans le mélange obtenu on a :

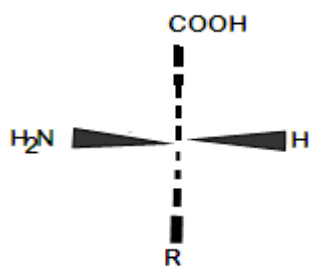
2.1 $[\text{R-COO}^-] / [\text{R-COOH}] = V_B / V_A$

2.2 Etablir l'expression du pH du mélange obtenu en fonction du pK_a et du rapport $[\text{R-COO}^-] / [\text{R-COOH}]$ (0,5pt)

2.3 En déduire le pK_a de l'acide.

C9 : Acide α -aminés

Exercice1: On forme un dipeptide en faisant agir la valine sur un acide α -aminé A de formule où R- est de la forme C_nH_{2n+1} -.



- 1) Donner la représentation de Fischer de l'acide α -aminé A. A quelle série, D ou L, A appartient-il ?
- 2) Déterminer R- sachant que la masse molaire du dipeptide est $M=188g$.
- 3) Ecrire la formule semi-développée du dipeptide, sachant que pour l'obtenir, on a réalisé la synthèse en bloquant la fonction amine de A et la fonction acide carboxylique de la valine. Comment procéder pour bloquer cette fonction acide ?

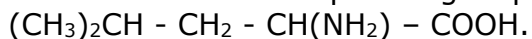
Exercice2:

L'analyse d'un composé organique $C_xH_yO_zN$ donne les pourcentages massiques suivants : C :32% ; H :6,67% et N :18,67%.

- 1) Déterminer la formule brute de ce composé. Ecrire les formules semi-développées.
- 2) Le composé est en fait un acide α -aminé, donner son nom dans la nomenclature officielle.
- 3) A cet acide α -aminé correspond-il des antipodes ou inverses optiques ? Pourquoi ?
- 4) Dans la solution aqueuse de l'acide α -aminé, quel ion particulier trouve-t-on ? Donner les deux couples acide-base correspondant à cet ion et écrire les demi-équations protoniques.
- 5) On dispose de solutions aqueuses de l'acide α -aminé, d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium de même concentration $C=0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - a) On prélève 5mL de la solution d'acide α -aminé que l'on mélange avec 2,5mL de solution chlorhydrique, le pH du mélange est 2,4. Sachant que le pH isoélectrique de l'acide α -aminé est 6, on demande les valeurs pK_{A1} et pK_{A2} des deux couples acide-base de la question précédente.
 - b) Quel est le pH d'un mélange de 5mL de la solution d'acide α -aminé avec 2,5mL de la solution de soude ?
 - c) Préciser l'espèce majoritaire dans la solution d'acide α -aminé lorsque son pH prend les valeurs 1,5 ; 6,0 ; 11. Justifier sans calculs.

Exercice3:

La leucine est un composé organique de formule semi-développée :



- 1) Préciser la nature de composé et donner son nom systématique.
- 2) La molécule de la leucine est-elle chirale ? Si oui, donner et nommer les représentations de Fischer de la leucine.
- 3) On fait réagir la leucine avec un acide α -aminé R - $CH(NH_2) - COOH$. On obtient un dipeptide dont la masse molaire est égale à $202g.mol^{-1}$.
 - a) Déterminer la formule semi-développée et donner le nom systématique de cet acide α -aminé.
 - b) Préciser, en justifiant, le nombre de dipeptides que le mélange des acides, ci-dessus cités, permet d'obtenir (les formules ne sont pas demandées).
- 4) On veut synthétiser uniquement le dipeptide pour lequel la leucine est l'acide N-terminal. Préciser les différentes étapes de cette synthèse et nommer le dipeptide obtenu. Donner la définition d'une liaison peptidique. A quelle fonction chimique appartient-elle ? Représenter la liaison peptidique du dipeptide précédent.

Exercice 4 Bac TS_{1,2,3} 2015)

La tyrosine est l'un des composés organiques participant à la biosynthèse des protéines. Elle intervient dans la synthèse de la mélanine, le pigment naturel de la peau et des cheveux.

Elle est considérée comme un antioxydant et a aussi une action sur la dépression ou l'anxiété.

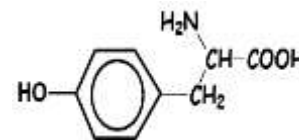
Dans ce qui suit, on se propose de retrouver la formule brute de la tyrosine que l'on peut noter $C_xH_yO_zN_t$ et d'étudier quelques unes de ses propriétés chimiques.

- 1) La combustion de 648 mg de tyrosine donne 1,42 g de dioxyde de carbone et 354 mg d'eau. On suppose que l'hydrogène du composé est complètement oxydé en eau et le carbone en dioxyde de carbone.

A partir des résultats de cette combustion, calculer les pourcentages massiques de carbone et d'hydrogène dans la tyrosine. En déduire la formule brute de la tyrosine sachant que sa molécule contient un seul atome d'azote et que sa masse molaire est de 181 g.mol^{-1} .

2) La formule semi-développée de la tyrosine est écrite ci-contre :

Recopier la formule et encadrer le groupe fonctionnel caractéristique des acides α -aminés présent dans la molécule de tyrosine.



3) Dans la suite on adopte pour la formule semi-développée de la tyrosine l'écriture simplifiée

$\mathcal{R} - \text{CH}_2 - \text{CHNH}_2 - \text{COOH}$ et on suppose que le groupement \mathcal{R} ne participe à aucune réaction.

a) Montrer que la molécule de tyrosine est chirale puis donner les représentations de Fischer des configurations L et D de la tyrosine.

b) En solution aqueuse, la tyrosine existe sous la forme d'un amphion.

Ecrire la formule semi-développée de l'amphion et indiquer les couples acide/base qui lui correspondent.

c) En solution aqueuse, il existe une valeur de pH appelé pH du point isoélectrique, notée pH_i , où la concentration de l'amphion est maximale. Les pK_a des couples acide/base associés à l'amphion ont les valeurs $pK_{a_1} = 2,2$ et $pK_2 = 9,1$.

Etablir la relation entre pH_i , pK_{a_1} et pK_{a_2} . En déduire la valeur de pH_i pour la tyrosine.

4) On désire synthétiser un dipeptide à partir de la tyrosine et de l'alanine de formule $\text{CH}_3 - \text{CHNH}_2 - \text{COOH}$.

a) Indiquer le nombre de dipeptides qu'on peut théoriquement obtenir à partir d'un mélange de tyrosine et d'alanine.

b) Indiquer les différentes étapes de la synthèse du dipeptide tyrosine-alanine où la tyrosine est N-terminal.

On donne les masses molaires en g.mol^{-1} : $M(O) = 16$; $M(N) = 14$; $M(C) = 12$; $M(H) = 1$.

Exercice 5 (Bac TS_{1,2,3} 2017)

Plus on est âgé, moins les protéines sont assimilées et bien utilisées par le corps.

En ajoutant de la leucine à l'alimentation et aux protéines, le corps retrouve sa capacité d'assimilation et d'utilisation des protéines. On peut trouver la leucine en quantité notable dans les arachides, le riz, le thon, le filet de bœuf...

Dans ce qui suit on se propose d'étudier la structure de la leucine et quelques-unes de ses propriétés.

1.1. La leucine est un acide α -aminé de formule semi-développée

$$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$$

1.1.1. Donner le nom de la leucine dans la nomenclature officielle. La molécule de leucine est-elle chirale ? Justifier la réponse.

1.1.2. La D-leucine présente des propriétés antalgiques utilisées en médecine dans le traitement de la douleur. La L-leucine a un saveur sucrée et elle est utilisée comme additif alimentaire. Ecrire les représentations de Fischer de la L-leucine et de la D-Leucine.

1.2. Dans une solution aqueuse de leucine il existe, entre autres espèces chimiques, un ion dipolaire appelé amphion ou zwitterion.

1.2.1 Ecrire la formule semi-développée de cet amphion.

1.2.2 L'amphion intervient dans deux couples acide/base. Ecrire ces couples acide/base.

1.2.3 On considère la solution particulière de leucine dans laquelle la concentration de l'acide conjugué de l'amphion est égale à celle de la base conjuguée de l'amphion. Le pH de cette solution est appelé pH isoélectrique, noté pH_i .

1.2.3.1 Etablir l'expression de pH_i en fonction des pK_a des deux couples acide/base associés à l'amphion que l'on notera pK_{a_1} et pK_{a_2} . La valeur de pH_i dépend-elle de la concentration totale en acide aminé ?

1.2.3.2 Sachant que pour la leucine $pH_i = 6,0$ et que le pK_a de l'un des couples est 9,6, en déduire le pK_a de l'autre couple acide/base.

1.3. On fait réagir la leucine avec un acide α -aminé A de formule $\text{R-CH(NH}_2\text{)-COOH}$ où R est un radical alkyle. On obtient un dipeptide de masse molaire 202 g.mol^{-1} .

1.3.1. Déterminer la formule semi-développée de l'acide α -aminé A.

1.3.2. On considère le dipeptide pour lequel la leucine est l'acide α aminé N-terminal. Ecrire la formule semi-développée de ce dipeptide. Préciser les différentes étapes de la synthèse de ce dipeptide (il n'est pas demandé d'écrire les équations de réaction de ces étapes).

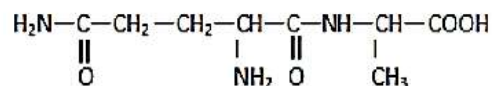
$M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 6 (Bac TS_{1,2,3} 2018)

La glutamylalanine, dipeptide formé à partir de la glutamine et de l'alanine, est un produit de dégradation incomplète de la digestion des protéines. Il est connu pour avoir des effets physiologiques.

2.1 La molécule du dipeptide.

La molécule de la glutamylalanine est représentée par la formule semi-développée ci-contre :



2.1.1. Recopier la formule. Encadrer les groupes fonctionnels et les nommer.

2.1.2. Indiquer la liaison peptidique.

2.1.3 Repérer par un astérisque (*) les atomes de carbone asymétriques dans la molécule.

2.2. Etude de l'acide α -aminé N-terminal du dipeptide

La glutamine, l'acide α -aminé N-terminal du dipeptide, est l'acide aminé le plus abondant dans le sang et dans les muscles. Le corps est capable de synthétiser lui-même la L-glutamine que l'on retrouve aussi dans la viande, le poisson, les produits laitiers, les céréales et les légumineuses. Parmi les rôles de la L-glutamine, on peut citer l'amélioration des performances physiques, la réduction de la sensation de la fatigue chez les joueurs de football...

2.2.1. Définir un acide α -aminé.

2.2.2. Montrer que la molécule de glutamine est chirale.

2.2.3. Donner la représentation de Fisher de la L-glutamine

2.3 Etude de l'acide α -aminé C-terminal du dipeptide

L'alanine, l'acide α -aminé C-terminal de la glutamylalanine, est aussi un acide aminé qui se retrouve dans les mêmes sources alimentaires que la glutamine. Elle fait augmenter le taux de sucre dans le sang et contribue à la formation des globules blancs, elle est donc indispensable au maintien d'une bonne santé.

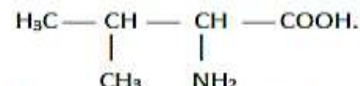
2.3.1. En solution aqueuse la molécule d'alanine se présente sous forme d'un ion dipolaire entre autres espèces chimiques. Donner la formule et le nom de cet ion.

2.3.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'ion dipolaire en milieu très acide puis en milieu très basique. Quels sont les couples acide-base auxquels participe l'ion dipolaire?

2.3.3 Les pKa des couples précédents valent 2,3 et 9,9. Proposer un diagramme de prédominance des espèces d'une solution aqueuse d'alanine.

Exercice 7 (Bac TS₂ 2020)

La valine est un acide α -aminé. Elle permet une récupération plus rapide après un effort physique intense puisqu'elle est assimilée et distribuée aux muscles. Elle se retrouve dans le lait, le fromage de chèvre ... et est parfois consommée associée à la leucine ou à l'isoleucine afin d'augmenter la masse musculaire. La formule semi-développée de la valine est :



2.1 La molécule de valine est-elle chirale ? Justifier.

2.2 Donner la représentation de Fischer des deux énantiomères de la valine et les nommer.

2.3 On effectue la décarboxylation de la molécule de valine ; il se forme du dioxyde de carbone et un composé organique A.

2.3.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de décarboxylation.

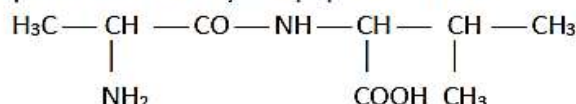
2.3.2 Préciser la fonction chimique du composé organique A ainsi que sa classe.

2.4 On fait réagir la valine avec le composé A pour obtenir un composé organique B.

2.4.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction entre la valine et le composé A.

2.4.2 Nommer le composé B.

2.5 On désire synthétiser, à partir de la valine, le dipeptide suivant :



2.5.1 Ecrire la formule et donner le nom systématique de l'autre acide α -aminé.

2.5.2 Ecrire l'équation bilan de la réaction de synthèse de ce dipeptide à partir des deux acides α -aminés.

N.B : Il n'est pas demandé de donner les étapes de blocage et d'activation de fonctions qui conduisent à ce dipeptide.