

TRAVAUX DIRIGES DE CHIMIE

Classes : Terminales Scientifiques (C & D)

EXERCICE 1

On considère un alcène A, de formule C_nH_{2n} .

1) Par action de l'eau sur A, en présence de l'acide sulfurique, on obtient un corps B. Ecrire l'équation de la réaction et préciser quelle fonction chimique possède B.

2) L'analyse de B montre qu'il contient en masse 60% de carbone.

2.1) Donner sa formule brute et les différentes formules développées possibles.

2.2) En déduire la formule brute de A.

2.3) Quel est le nom de A et celui des différents isomères possibles pour B.

3) On réalise l'oxydation ménagée de B par déshydrogénation, en faisant passer les vapeurs de B sur du cuivre à 300°C. On obtient un corps C. Quelles sont les formules développées possibles de C ? Préciser la fonction chimique de ces isomères ainsi que leur nom.

On constate que C ne rosit pas le réactif de Schiff. Quelle formule développée faut-il retenir pour C et pour B ?

4) On chauffe un mélange composé de 6 g d'acide éthanoïque et 6 g du corps B. Il se forme de l'eau et un corps D, de masse molaire 102 g/mol. Au bout d'un certain temps, on constate que la masse d'acide éthanoïque reste constante. La masse de D est alors 6,12 g. Ecrire l'équation-bilan de la réaction en précisant le nom de D. De quelle réaction s'agit-il ? Calculer le pourcentage de moles de B transformées en D.

EXERCICE 2

On dispose de 4 erlenmeyers numérotés de 1 à 4 et renfermant chacun l'un des isomères du propanol. On dispose également de quatre tubes à essais numérotés de 1 à 4.

1. On prélève d'abord le contenu de l'erlenmeyer (1) que l'on introduit dans le tube (1). On prélève ensuite le contenu de l'erlenmeyer (2) que l'on introduit dans le tube à essai (2). A chacun des tubes à essais, on ajoute une quantité modérée d'une solution acidifiée de dichromate de potassium.

1.1 Schématiser un erlenmeyer

1.2 Quel changement de couleur subit le dichromate de potassium au contact du contenu du tube à essai ? (la solution de dichromate de potassium est de couleur orange).

1.3 On ajoute dans chaque tube à essai de l'hexane qui dissout les composés organiques. L'hexane est un liquide incolore, moins dense et non miscible à l'eau.

1.3.1 Faire le schéma de l'un des tubes à essais en indiquant la répartition des phases ainsi que leur couleur.

1.3.2 On soumet le composé organique de chaque tube à essais aux tests du réactif de schiff et à la 2,4-DNPH. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

| Numéro du tube | Test au réactif de Schiff | Test à la 2,4-DNPH |
|----------------|---------------------------|--------------------|
| 1 | - | + |
| 2 | + | + |

Les signes (+) et (-) indique que le test est positif ou négatif.

- a) Lorsque le test est positif, quelle couleur prend :
 - Le réactif de Schiff ?
 - Le 2,4-DNPH ?
 - b) Déduire de ces observations :
 - La formule sémi-développée du composé organique formé dans le tube à essai
 - L'isomère du propanol contenu dans chacun des erlenmeyers.
 - c) Ecrire les équations-bilan de la réaction de chaque isomère du propanol avec le dichromate de potassium
2. On introduit à présent le contenu des erlenmeyers 3 et 4 dans les tubes à essais 3 et 4, on y ajoute progressivement du permanganate de potassium acidifié.

2.1. Comment met-on en évidence la fin de la réaction ?

2.2. Le test au papier pH est positif pour le produit formé dans le tube 4 seulement. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu dans ce tube.

EXERCICE 3

1. La combustion dans l'air d'un alcool de formule brute C_xH_yO donne pour 0,25 g d'alcool, 280 mL de dioxyde de carbone gazeux et de l'eau. Le volume de dioxyde de carbone est mesuré dans les conditions où le volume molaire gazeux est 22,4 L/mol.

1.1 Ecrire la relation entre x et y.

1.2 Ecrire l'équation-bilan de cette combustion.

1.3 Calculer x et y

1.4 Quels sont les noms et les formules sémi-développées possibles pour cet alcool ?

2. Un alcool A_1 de formule brute C_3H_8O donne successivement deux composés B et C par oxydation ménagée catalytique de l'air. B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 fait rougir le papier pH humide. Un autre alcool A_2 isomère de A_1 subit l'oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique et donne un corps D sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide.

2.1 Ecrire les équations-bilan des réactions des réactions d'oxydation de A_1 et de A_2 .

2.2 Préciser les formules sémi-développées et les noms de B_1 , C_1 et B_2 .

3. L'action de l'acide éthanoïque sur le butan-1-ol conduit à un composé C_2 et de l'eau.

5.2. Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :

- a) Chlorure de 2- phénylbutanoyle
- b) N-éthyl, N- méthylbenzamide
- c) Anhydride phtalique.

5.3. L'hydrolyse d'un ester est une transformation :

- a) Lente ; b) Rapide ; c) Totale ; d) Limitée.

5.4. La formule $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ représente :

- a) L'acide 5 - méthyl -2- aminohexanoïque ;
- b) L'acide 5 - amino -2- méthylhexanoïque ;
- c) L'acide 2 - amino -5- méthylhexanoïque.

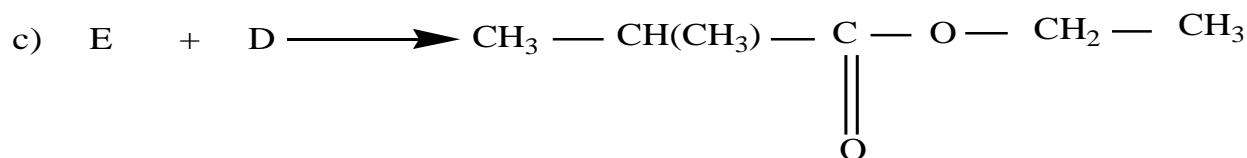
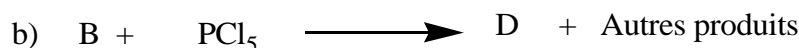
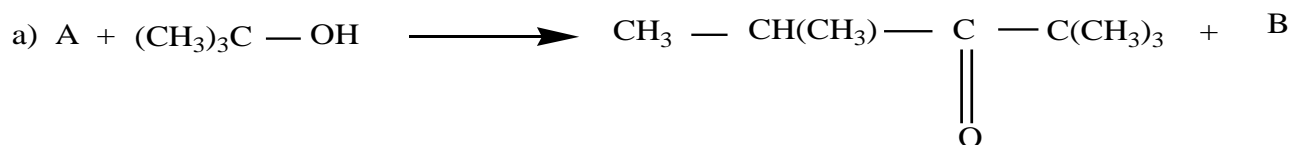
5.5. La formule semi-développée du N-éthyl-N-méthylbutylamine est donnée par :

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N}(\text{C}_2\text{H}_5) - \text{C}_2\text{H}_5$
- b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{N}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3 - \text{N}(\text{C}_2\text{H}_5) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

5.6. Un amine tertiaire contient en masse 65,7% de carbone, 15,1% d'hydrogène et 19,2% d'azote. Sa formule semi-développée est :

- a) $\text{CH}_3 - \text{N}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$
- b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{N}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{N}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

5.7. Pour la synthèse d'un ester, on réalise une suite de réactions :



- 1) Identifier les fonctions chimiques de A, D, E.
- 2) Ecrire les formules semi développés de A, B, D et E
- 3) Donner les noms des composés A, B, D, E et de l'ester obtenu

EXERCICE 6

Les graisses et huiles présentes dans le four sont constituées essentiellement de molécules de glycérol dont la formule brute est

$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$. Pendant la pyrolyse, la porte du four est bloquée.

Masses molaires atomiques : $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$;

$M(O) = 16 \text{ g/mol}$

- 1) Le glycérol est un corps gras dont l'origine est un alcane comportant le même nombre d'atomes de carbone. Donner le nom, écrire la formule brute puis la formule semi-développée de cet alcane.
- 2) Calculer la masse molaire moléculaire du glycérol.
- 3) La pyrolyse transforme les résidus gras en carbone C et vapeur d'eau H₂O. Recopier, compléter et équilibrer l'équation bilan ci-dessous traduisant la pyrolyse du glycérol : (C₃H₈O₃ + O₂) Après la pyrolyse, on recueille dans le four 18 g de carbone. Quelle était la masse de glycérol présente avant la pyrolyse ?
- 5) L'opération de pyrolyse peut-elle être assimilée à une combustion complète ou à une combustion incomplète ? Expliquer brièvement la réponse.

EXERCICE 7

Le lisier est utilisé dans un système éco-gaz. La dégradation des déchets permet la production de méthane (CH₄). Ce gaz est ensuite utilisé pour chauffer les bâtiments de l'exploitation. Dans les conditions de fonctionnement du système, une mole de gaz occupe un volume de 24 litres ($V_m = 24 \text{ L/mol}$).

- 1) On récupère 2 100 L de méthane par jour. Calculer le nombre de moles contenu dans ce volume de gaz.
- 2) La combustion complète du méthane dans le dioxygène (O₂) produit du dioxyde de carbone (CO₂) et de l'eau (H₂O). Écrire l'équation bilan de cette réaction.
- 3) D'après l'équation bilan de la réaction, déterminer :
 - a) le nombre de moles de dioxygène nécessaire pour la combustion de 2 100 L de méthane ;
 - b) le volume de dioxygène correspondant.

EXERCICE 8

Deux amines différentes ont pour formule brute C₂H₇N.

1. Donner la formule semi-développée et les noms définis de chacun des ces amines.
2. Les solutions aqueuses de ces amines sont-elles acides, basiques ou neutres ? Justifier votre réponse.
3. On fait agir un chlorure d'acyle sur ces amines. L'action peut-elle se faire sur les deux amines ? Si oui Écrire l'équation de la réaction en utilisant la formule générale du chlorure d'acyle dans chaque cas. Quelle est la fonction des corps organiques obtenus ?
4. L'hydrolyse de 1,57g du chlorure d'acyle utilisé donne 0,73g de chlorure d'hydrogène. Quelles sont la masse molaire et la formule développée de ce chlorure d'acyle.
5. Comment peut-on fabriquer ce chlorure d'acyle à partir de l'acide organique correspondant. Donnée : Cl : 35 ,5 g /mol

EXERCICE 9

La composition massique centésimale d'un amide de formule $C_x H_y O_z N_t$ déterminée par analyse chimique est : 55,2 % de carbone ; 10,3 % d'hydrogène, 18,4% d'oxygène.

- 1- Déterminer x, y, z et t pour que l'amide ait la formule la plus simple possible. Calculer sa masse molaire.
- 2 - Ecrire les formules de tous les isomères possibles de cette amide et les nommer.

EXERCICE 10

Dans un erlenmeyer sec on introduit 12 g de propan-1-ol et 12 g d'acide éthanóique.

On porte ce mélange à 100 °C avec un dispositif de chauffage à reflux, dont la température est alors maintenue constante.

1. - Ecrire l'équation bilan de la réaction en utilisant les formules semi-développées.
 - Nommer l'ester formé.
 - Quelles sont les caractères de cette réaction ?
2. Quel est le rôle du chauffage à reflux.
3. Calculer les quantités de matière des réactifs introduits au départ dans l'erlenmeyer.
4. Au bout de 10 heures de fonctionnement, on extrait un échantillon du mélange à 100°C.
 - On fait une trempe, puis un dosage de l'acide restant. Il reste 7,4 g d'acide.
 - 4.1. Quel est le rôle de la trempe ?
 - 4.2. Calculer la quantité d'ester formé à cet instant.
5. Au bout de 20 heures de fonctionnement par la méthode précédente on trouve qu'il reste 6,1 g d'acide.
 - 5.1. Calculer la quantité d'ester formé à cet instant.
 - 5.2. Quel est le pourcentage d'ester formé?
 - 5.3. Sachant qu' à partir d'un mélange équimolaire en alcool primaire et en acide le rendement de l'estérification est de 66,7%, l'équilibre est-il atteint ?

EXERCICE 11

- 1-
 - 1-1- L'action du pentachlorure de phosphore sur l'acide 3-méthylbutanoïque conduit à un composé A.
 - 1-1-1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - 1-1-2- Nommer le composé A.
 - 1-2- La réaction entre le composé A et le composé B (issu de l'hydratation du propène étant le composé majoritaire) conduit au composé organique C.
 - 1-2-1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction après avoir identifié le composé B. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?
 - 1-2-2- Nommer le composé C.
 - 1-2-3- Quelle masse de composé C peut-on obtenir à partir de 1,5g du composé A ?
 - 1-3- L'action d'une solution aqueuse de d'hydroxyde de potassium sur le composé C conduit à un composé organique D.

1-3-1- De quel type de réaction s'agit-il ?

1-3-2- Ecrire l'équation de la réaction et nommer le composé D.

1-3-3- Quelle masse de composé D peut-on obtenir à partir de 20g du composé C si le rendement est de 79% ?

1-4- La déshydratation de l'acide 3-méthylbutanoïque en présence du tétraoxyde de phosphore (P_4O_{10}) conduit à un composé organique E et de l'eau.

1-4-1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

1-4-2- Nommer le composé E.

EXERCICE 12

On hydrate le 2 – méthylpropène en présence d'acide sulfurique.

1.1 Montrer que l'on peut prévoir théoriquement la formation de deux alcools Préciser le nom et la classe de chacun d'eux

1.2 En réalité, un seul alcool est essentiellement obtenu. On désire déterminer lequel.

On introduit dans un tube 3,70 g de cet alcool et 3,00 g d'acide éthanoïque. Le tube est scellé et placé dans un autoclave (étuve). Quelles sont les caractéristiques de la réaction qui se produit ?

1.3 Après plusieurs jours, l'acide restant est isolé puis dosé avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c = 2,00 \text{ mol.l}^{-1}$. Il faut utiliser un volume $v = 23,8 \text{ cm}^3$ de cette solution pour atteindre le point d'équivalence.

1.3.1 Quel est le pourcentage d'alcool estérifié ?

1.3.2 Quel est cet alcool ?

NB : La limite d'estérification, pour un mélange équimolaire acide éthanoïque alcool est environ 66 % si l'alcool est primaire, 60 % si l'alcool est secondaire, 2 à 10 % si l'alcool est tertiaire.

1.4 Ecrire l'équation bilan de l'oxydation ménagée de cet alcool par le dichromate de potassium.

On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1$ $M(\text{C}) = 12$

$M(\text{O}) = 16$

EXERCICE 13

Dans l'entreprise FAITOUT, le service laboratoire effectue des tests sur les plaques de cuisine à gaz. Le gaz utilisé est le butane de formule chimique brute : C_4H_{10} .

1) Etude du butane.

a) A quelle famille d'hydrocarbures appartient ce gaz ?

b) Donner la masse molaire moléculaire du butane.

c) Donner la formule semi développée du butane.

2) Etude de la combustion complète.

a) Quels sont les produits de la combustion complète du butane dans le dioxygène ?

b) Ecrire et équilibrer l'équation de cette réaction.

3) On sait que le butane brûle complètement dans le dioxygène dans les proportions : 2 volumes de butane pour 13 volumes de dioxygène.

a) Si le volume de dioxygène est insuffisant, que peut-on dire de la combustion du butane ?

b) Il se forme alors entre autres, les composés suivants : carbone, dioxyde de carbone, monoxyde de carbone et eau. Expliquer pourquoi cette combustion est dangereuse.

On donne : Masses molaires atomiques : C : 12g / mol ; H : 1g / mol.

EXERCICE 14

Au cours de la combustion complète de 7,4 g d'un alcool saturé de formule générale $C_nH_{2n+1}OH$, il s'est formé 8,96 L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions normales.

1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction et en déduire la formule brute de cet alcool

2 Ecrire les formules semi-développées de tous les isomères alcools de cette molécule et préciser la classe de chacun

3 L'isomère alcool secondaire subit une oxydation ménagée par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide

3.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction

3.2 Quelle est la nature du produit organique ainsi formé ? Quel est parmi les tests suivants celui qui permettrait d'identifier ce produit en solution aqueuse : (i) 2,4-DNPH ; (ii) Liqueur de Fehling ?

4 L'isomère alcool tertiaire peut être obtenu par hydratation en milieu acide d'un alcène :

Nommer cet alcène ? Comment expliquer la formation prioritaire de cet isomère au cours de la réaction ?

EXERCICE 15

La combustion dans l'air d'un alcool de formule brute C_xH_yO donne pour 0,25 g d'alcool, 280 mL de dioxyde de carbone gazeux et de l'eau. Le volume de dioxyde de carbone est mesuré dans les conditions où le volume molaire gazeux est 22,4 L/mol.

5.2 Ecrire la relation entre x et y.

5.3 Ecrire l'équation-bilan de cette combustion.

5.4 Calculer x et y

5.5 Quels sont les noms et les formules semi-développées possibles pour cet alcool ?

6 Un alcool A_1 de formule brute C_3H_8O donne successivement deux composés B_1 et C_1 par oxydation ménagée catalytique de l'air. B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 fait rougir le papier pH humide. Un autre alcool A_2 isomère de A_1 subit l'oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique et donne un corps B_2 sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide.

6.1 Ecrire les équations-bilan des réactions des réactions d'oxydation de A_1 et de A_2 .

6.2 Préciser les formules semi-développées et les noms de B_1 , C_1 et B_2 .

7 L'action de l'acide éthanoïque sur le butan-1-ol conduit à un composé C_2 et de l'eau.

7.1 Ecrire l'équation-bilan de cette réaction

7.2 Nommer cette réaction et nommer C_2

8 L'acide éthanoïque chauffé en présence du décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) qui est un déshydratant, donne un corps A_3 . Donner la formule semi-développée et le nom de A_3 .

9 A₃ et le butan-1-ol réagissent à température modérée (50°C) pour donner C₂

9.1 Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

9.2 Comparer cette réaction à celle de la question 3.

EXERCICE 16

On dispose d'un composé A de formule C₃H₆O ; il donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et il rosit le réactif de Schiff.

7. Quelle est la formule semi-développée de A ? Quel est son nom ?

8. L'oxydation catalytique de A par O₂ ou par K₂Cr₂O₇ produit un composé B, quelle est la formule semi-développée de B ? quel est son nom ?

9. B réagit sur l'alcool C pour donner un composé D de masse molaire M = 102 g/mol et de l'eau.

➤ Ecrire l'équation-bilan de cette réaction

➤ Quels sont les noms et les formules semi-développées de C et D ?

10. On fait réagir B sur PCl₅ (pentachlorure de phosphore) ou sur SOCl₂ (chlorure de thionyle) on obtient un dérivé E ; Quelle est la formule semi-développée de E ? Quel est son nom ?

11. La réaction entre E et C donne D et un autre corps F

➤ Ecrire l'équation-bilan de cette réaction

➤ Comparer cette réaction à celle étudiée à la question 3

12. Parmi les composés A, B, C, D et E, quels sont ceux qui sont susceptibles de former un amide en réagissant avec l'ammoniac ? donner le nom et la formule semi-développée de cet amide.

EXERCICE 17

On considère un alcène A, de formule C_nH_{2n}

3) Par action de l'eau sur A, en présence de l'acide sulfurique, on obtient un corps B. Ecrire l'équation de la réaction et préciser quelle fonction chimique possède B.

4) L'analyse de B montre qu'il contient en masse 60% de carbone.

2.1) Donner sa formule brute et les différentes formules développées possibles.

2.2) En déduire la formule brute de A.

2.3) Quel est le nom de A et celui des différents isomères possibles pour B.

3) On réalise l'oxydation ménagée de B par déshydrogénation, en faisant passer les vapeurs de B sur du cuivre à 300°C. On obtient un corps C. Quelles sont les formules développées possibles de C ? Préciser la fonction chimique de ces isomères ainsi que leur nom.

On constate que C ne rosit pas le réactif de Schiff. Quelle formule développée faut-il retenir pour C et pour B ?

5) On chauffe un mélange composé de 6 g d'acide éthanóique et 6 g du corps B. Il se forme de l'eau et un corps D, de masse molaire 102 g/mol. Au bout d'un certain temps, on constate que la masse d'acide éthanóique reste constante. La masse de D est alors 6,12 g. Ecrire l'équation-bilan de la réaction en précisant le nom de D. De quelle réaction s'agit-il ? Calculer le pourcentage de moles de B transformées en D.

EXERCICE 18

I.1. On mélange 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2$ avec 80 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 3$. Quel est le pH de la solution obtenue ? 1 pt

2. A 40 cm^3 d'une solution décimolaire d'acide nitrique, on ajoute 60 cm^3 d'une solution centimolaire d'acide sulfurique. Quel est le pH du mélange obtenu ? 1 pt

II.1. On prépare 500 ml d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium à 1.60 g/l . A la solution obtenue, on ajoute 1000 ml d'une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de pH égal à 12.

a) Décrire les diverses étapes de la préparation de S_1 . 1 pt

b) Déterminer la quantité d'ions OH^- présents dans la solution finale ; en déduire son pH . 1 pt

2. En solution aqueuse, l'hydroxyde de potassium ou potasse, KOH se comporte comme l'hydroxyde de sodium. On prépare 50 ml de solution S_3 en mélangeant 10 ml d'une solution d'hydroxyde de potassium S_4 à 3.10^{-2} mol/l avec 40 ml d'une solution S_5 d'hydroxyde de potassium à 0.40 g/l .

Calculer les pH des solutions de départ ; puis celui du mélange. 1,5 pt

Données : H : 1 g/mol ; O : 16 g/mol ; Na : 23 g/mol et K : $39,1 \text{ g/mol}$

Matériels de précision disponibles :

-Fioles jauges de 25 ml ; 50 ml ; 500 ml et 1000 ml

-Balance de précision ;

NB : Les solutions sont prises à 25°C

EXERCICE 19

On dispose d'une solution S_1 d'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ de densité par rapport à l'eau $d = 0,92$ et contenant en masse 33% d'éthylamine pure. A l'aide de cette solution, on prépare 1 litre de solution S_2 de concentration $0,1 \text{ mol/l}$ dont on mesure le pH . On trouve $\text{pH} = 11,9$.

1. Quel volume V_1 de solution S_1 faut-il utiliser pour préparer 1 litre de S_2 ?

2. Décrire complètement la préparation de S_2 .

3. Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.

4. Déterminer la concentration de toutes les espèces présentes dans la solution S_2 .

En déduire que l'éthylamine est une base faible.

5. Déterminer la constante d'acidité du couple acide / base auquel appartient l'éthylamine.

6. Calculer le coefficient d'ionisation α_2 d'éthylamine dans la solution S_2 .

7. Soit α_1 le coefficient d'ionisation de l'éthylamine dans la solution S_1 .

Sans plus faire de calculs comparer α_1 et α_2 Justifier votre réponse.

EXERCICE 20

1. On dispose d'une solution commerciale (S_0) renfermant en masse 20% d'acide sulfurique pur. La densité de la solution est d'environ $1,2$.

1.1. Calculer la concentration molaire C_0 de cette solution. En déduire le pH de cette solution ?

2. À l'aide d'un dispositif approprié, on dissout 220 cm^3 d'ammoniac gazeux dans 100 ml d'eau distillée sans variation appréciable de volume pour obtenir une solution (S_1).

La mesure du pH de la solution obtenue donne $11,1$ à 25°C .

2.1. Calculer la concentration molaire de cette solution.

2.2. Calculer la concentration molaire de chaque espèce chimique de la solution (S_1).

2.3. Définir et calculer la valeur de PK_a relatif à ce couple.

2.5. En se servant de l'échelle du pH , donner le domaine de prédominance des formes acides et basiques du couple mis en jeu dans cette solution.

2.5. Expliquer brièvement et clairement en cinq lignes au maximum, comment on peut préparer 200 ml de la solution centimolaire d'ammoniac (S_2) à partir de la solution (S_1).

3. On dispose d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $\text{CB} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

3.1. Calculer le pH respectif de chacune des solutions.

3.2. On mélange un volume $V_B = 10 \text{ ml}$ de solution sodique avec un volume $V' = 50 \text{ ml}$ de la solution potassique.

a) Déterminer le pH de la solution du mélange obtenu.

b) Calculer les concentrations molaires les espèces chimiques dans le mélange.

c) Vérifier l'électroneutralité

EXERCICE 21

1. Donner l'équation-bilan de la réaction d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse. Cette réaction est-elle une réaction totale ?
2. Quel est le rôle des ions chlorure et des ions sodium lors de la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique avec une solution d'hydroxyde de sodium ? Comment nomme-t-on ces ions ?
3. Quelle est l'entité chimique mise en jeu dans une réaction acide base ?
4. Décrire les trois domaines que l'on trouve sur la courbe donnant la variation du pH d'une solution d'acide chlorhydrique en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium ajouté.
5. Comment définit-on l'équivalence acido-basique ?
6. Quelle est la relation fondamentale caractérisant l'équivalence acido-basique ?
7. Quel est le pH à l'équivalence d'une réaction d'un acide fort avec une base forte ?
8. Quelle est la composition d'une solution à l'équivalence lors de la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ avec une solution d'hydroxyde de sodium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?
9. citer deux méthodes permettant de déterminer, à partir de la courbe $\text{pH} = f(v_b)$, le volume équivalent V_{BE} de la solution de base forte ajouté à une solution d'acide fort.
10. Quel est l'indicateur coloré qui permet de réaliser un dosage acide fort - base forte, quelque soit la concentration des solutions ? Justifier la réponse.
11. Comment varie le saut de pH à l'équivalence lors d'une réaction entre acide fort et base forte lorsque la dilution augmente ?
12. Comment varie la précision du dosage d'un acide fort par une base forte lorsque la dilution des solutions augmente ?

EXERCICE 22

1. A l'aide d'une burette délivrant 20 gouttes par mL, on ajoute une goutte d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration égale à $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ à 100 mL d'eau. Quelle est la concentration des ions H_3O^+ dans la solution obtenue ? Quel est son pH ?
2. A l'aide de la même burette, on ajoute successivement à la solution précédente, une puis deux, puis trois gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration égale à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer la concentration des ions H_3O^+ dans la solution obtenue et le pH après chacune de ces additions. A quelle partie de la courbe $\text{pH} = f(v)$, traduisant l'évolution du pH d'une solution d'acide chlorhydrique lors de l'addition d'un volume v de solution d'hydroxyde de sodium, correspondent les expériences réalisées ?

EXERCICE 23

On dispose de deux solutions :

- Une solution A d'acide chlorhydrique de concentration $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$;
 - Une solution B d'hydroxyde de sodium obtenue en dissolvant 1,6 g d'hydroxyde de sodium pour un volume de 500 mL de solution.
- a). A 60 mL de la solution A, on ajoute 100 mL de la solution B. Le mélange obtenu est-il à l'équivalence Sans faire de calcul de pH, prévoir qualitativement si ce mélange est acide ou basique.
 - b. Quel volume de quelle solution convient-il d'ajouter à ce mélange pour être à l'équivalence ? Quel est alors le pH de la solution ainsi obtenue ?
 - c. Préciser la concentration des diverses espèces en solution à l'équivalence.

EXERCICE 24

Un élève désire montrer expérimentalement que le couple acide méthanoïque $\text{HCOOH}(\text{aq})$ /ion méthanoate $\text{HCOO}^-(\text{aq})$ met en jeu un acide et une base qui réagissent de façon limitée avec l'eau. Il détermine la valeur du pK_A de ce couple. Pour cela, il mesure le pH de trois solutions aqueuses. Les mesures sont effectuées à 25°C .

1. L'élève dispose d'une solution aqueuse S d'acide méthanoïque, de concentration de soluté apporté $C = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH-mètre indique la valeur 2,6.
 - a. Ecrire l'équation chimique de la réaction de l'acide méthanoïque aqueux avec l'eau.
 - b. Pourquoi la mesure du pH permet-elle d'affirmer que la transformation entre l'acide méthanoïque et l'eau est limitée ? Justifier.
 - c. Calculer les concentrations des espèces présentes à l'équilibre et vérifier que la valeur du pK_A est de 3,8.

2. L'élève mesure ensuite le pH d'une solution aqueuse S' de méthanoate de sodium, de concentration de soluté apporté $c' = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Il trouve un pH de 8,2. Le méthanoate de sodium HCOONa est un solide ionique dont les ions se dispersent totalement en solution.

a. Pourquoi cette mesure permet-elle d'affirmer que la transformation entre l'ion méthanoate et l'eau est limitée ? Justifier.

b. L'élève ajoute à S' quelques gouttes d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration de soluté apporté 1 mol.L^{-1} . Le pH vaut alors 5,2. Indiquer sur une échelle de pH, sans calcul, quelle est l'espèce prédominante du couple étudié dans le mélange.

3. Enfin, l'élève mélange un volume $V = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S avec un volume $V' = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S'. La mesure du pH donne 3,8.

a. Calculer le rapport des concentrations effectives initiales $[\text{HCOO}^-]_i / [\text{HCOOH}]_i$ d'acide méthanoïque et d'ion méthanoate introduits dans le mélange.

b. en admettant qu'il ne se produit aucune réaction dans le mélange, en déduire la valeur du pKa du couple considéré.

EXERCICE 25

1. Définir : acide faible, couple acide/base, dosage, indicateur coloré.

2. Une solution S₀ d'acide méthanoïque de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, a un pH = 2,4.

2.1. Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.

2.2. L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible ? Pourquoi ?

2.3. Déterminer la valeur du pKa du couple acide méthanoïque / ion méthanoate.

3. On ajoute à 10 mL de la solution d'acide méthanoïque précédente, un volume V d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

3.1. Déterminer, sans calcul, la valeur de V.

3.2. Comment désigne-t-on la solution obtenue ? Quelles sont ses propriétés ?

4. On prélève encore 20 mL de la solution d'acide méthanoïque S₀ précédente. On y ajoute progressivement une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C'_B = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$.

4.1. Ecrire l'équation – bilan de la réaction.

4.2. Définir l'équivalence acido-basique.

4.3. Comment peut-on repérer cette équivalence ?

4.4. Déterminer le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.

5. On reprend l'expérience précédente avec des solutions déci molaires d'acide méthanoïque et d'hydroxyde de sodium. A l'équivalence, le pH de la solution obtenue est-il inférieur ou supérieur à 7 (à 25° C) ? Justifier la réponse.

EXERCICE 26

I- Le Bromure d'hydrogène HBr est un acide fort. L'une de ses solutions a un pH égal à 3. On mélange, à 25°C, 1 litre de cette solution et 3 litres d'eau distillée.

1. Calculer le nouveau pH de la solution ainsi que les concentrations de toutes les espèces chimiques dissoutes

2. Indiquer très brièvement le mode opératoire utilisé pour mesurer le pH d'une solution.

3. On mélange, à 25°C, 100 ml d'acide chlorhydrique à 10^{-2} mol/l et 100 ml d'acide bromhydrique de concentration inconnue C. Le pH de la solution obtenue est égal à 1,8.

Les acides sont des acides forts, et le restent même quand on les mélange.

Quelles sont les concentrations des ions H_3O^+ ; Cl^- ; Br^- et OH^- dans le mélange ?

4. Quelle est la concentration C de la solution bromhydrique initiale ?

II- On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique S₁, de pH = 2,0 et une solution d'acide éthanóïque S₂, de pH = 3,4. Les deux solutions sont maintenues à 25°C et possèdent la même concentration molaire $C = 0,01 \text{ mol/L}$.

1. Expliquer pourquoi les deux solutions n'ont pas la même valeur du pH alors qu'elles ont la même concentration.

2. Ecrire l'équation bilan de formation de chacune de ces solutions.

3. Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution d'acide éthanóïque.

4. Calculer le pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$.

5. Une solution d'hydroxyde de sodium S contient 1,0 g de soude par litre.

- 5.1. Calculer la concentration molaire de cette solution.
- 5.2. On dose indifféremment un même volume des deux solutions d'acide S_1 et S_2 avec la solution d'hydroxyde de sodium S. Après avoir défini équivalence acido-basique, exprimer les volumes d'hydroxyde de sodium versés à l'équivalence au cours des deux dosages. Conclure.
6. On verse une solution d'éthanoate de sodium de concentration molaire $0,05 \text{ mol/L}$ dans la solution d'acide éthanoïque. On obtient une solution de pH égale à 4,8. Exprimer le volume d'éthanoate de sodium versé. Concentration $0,01 \text{ mol/L}$.

EXERCICE 27

L'acétate d'imamise, un ester de formule (E) : $\text{CH}_3\text{COO CH}_2\text{CH}_2\text{CHCH}_3$ est présent, entre autre dans les bananes et utilisé comme arôme artificiel de ce fruit. Sa masse volumique est. $\rho = 0,87 \text{ g/cm}^3$

1. proposer deux méthodes de synthèses de cet ester. (On précisera les équations bilans des réactions et les noms des composés)
2. On mélange 10 cm^3 de cet ester avec $5,0 \text{ cm}^3$ d'eau, $0,5 \text{ cm}^3$ d'acide sulfurique et on chauffe jusqu' à ce que l'équilibre soit atteint. On dose les acides présents dans r mélange par une solution de soude de concentration $0,2 \text{ mol/L}$. Le volume de soude nécessaire est $V_B = 22,0 \text{ cm}^3$. Par ailleurs, on mesure le volume de soude nécessaire pour réagir avec $0,5 \text{ cm}^3$ d'acide sulfurique, on trouve $V'_B = 9 \text{ cm}^3$
 - 2.1. Ecrire les équations bilans des réactions :
 - a) L'hydrolyse de l'ester
 - b) L'acide acétique avec la soude
 - 2.2. Pourquoi utilise -ton l'acide sulfurique et la soude dans ses réactions ?
 3. 3.1. Calculer la quantité de l'acide acétique formé
 - 3.2. En déduire le rendement de la réaction

EXERCICE 28

1. définir : Acide (au sens de Bronsted) ; Acide faible
2. Une solution aqueuse A de phénol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$), de concentration $C_A = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$, a un $\text{PK}_a = 9,9$
 - 2.1. Montrer que le phénol est un acide au sens de Bronsted ?
 - 2.2. Recenser toutes les espèces chimiques de la solution A. Nommer les
 - 2.3. Etablir l'expression du K_a du couple ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} / \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$)
 - 2.4. En déduire la solution aqueuse d'hydroxyde de calcium ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ M}$ Montrer que l'hydrolyse se calcium est une dibase forte.
 - 2.5. Démontrer qu'à 25° C , l'expression du PH de cette solution est $\text{PH} = 14 + \text{Log}2C_b$. Calculer sa valeur.

EXERCICE 29

On veut étudier la cinématique chimique d'une réaction de saponification. Pour cela, on réalise un mélange équimolaire d'ester de formule RCOOR' et d'hydroxyde de sodium dans un solvant approprié. A l'instant $t = 0$, chaque réactif a une concentration de $0,05 \text{ mol/L}$. Le mélange est maintenu dans une enceinte à température constante. Une prise d'essai de 10 ml est effectuée à différents instants et refroidie immédiatement.

On dose les ions hydroxyde restant par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,01 \text{ mol/L}$.

1. Quand dit-on d'un mélange qu'il est équimolaire ?
2. Pourquoi doit-on refroidir le mélange avant le dosage ?
3. Donner un exemple de solvant approprié à cette réaction.
4. Pourquoi maintient-on le mélange dans une enceinte à température constante ?
5. Citer deux règles de sécurité à respecter lors d'un dosage.
6. Écrire l'équation bilan de la réaction de saponification.
7. Pour le 1^{er} prélèvement, on a versé $44,1 \text{ ml}$ d'acide chlorhydrique. Calculer la concentration molaire en ions hydroxyde. En déduire celle de l'ester restant.

EXERCICE 30

On prépare une série de flacons A_n ($n = 1$ à 7) contenant un mélange équimolaire d'acide éthanoïque ($0,1 \text{ mole}$) et d'éthanol ($0,1 \text{ mole}$), et une série de flacons B_p ($p = 1$ à 7) contenant un mélange équimolaire d'éthanoate d'éthyle ($0,1 \text{ mole}$) et d'eau ($0,1 \text{ mole}$). Ces deux séries de flacons sont placées dans un

thermostat à la température $t = 8^{\circ}\text{C}$. Au bout d'un certain temps croissant avec le numéro du flacon, on sort le flacon du thermostat et on dose l'acide qu'il contient avec une solution de soude en présence de la phénophtaléine. On note le volume V de soude nécessaire pour obtenir le virage de l'indicateur :

| | | | | | | | | |
|-------------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|----------------|--|
| Temps t (jours) | 2 | 6 | 10 | 20 | 120 | 240 | 360 | |
| Flacon | A ₁ | A ₂ | A ₃ | A ₄ | A ₅ | A ₆ | A ₇ | |
| $V(\text{cm}^3)$ | 98,8 | 96,6 | 94,5 | 89,7 | 60,0 | 45,4 | 39,1 | |
| Flacon | B ₁ | B ₂ | B ₃ | B ₄ | B ₅ | B ₆ | B ₇ | |
| $V(\text{cm}^3)$ | 2,90* | 8,60* | 14,25* | 28,10* | 14,30 | 23,10 | 28,00 | |

es volumes V marqués d'un astérisque sont obtenus avec une solution décimolaire de soude, les autres avec une solution molaire.

1. Quelles sont les réactions qui se produisent dans les flacons ? Ecrire leurs équations bilans.
2. Exprimer, en fonction de V (ou V^*), les molarités des espèces chimiques contenues dans chaque flacon au moment du dosage.
3. Tracer sur un même graphique, pour les deux séries A et B, la courbe représentant $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] = f(t)$, en exprimant les molarités en moles par décimètre cube.
4. Déterminer à partir des deux courbes, les vitesses initiales d'estérification et d'hydrolyse en indiquant dans chaque cas la courbe utilisée.

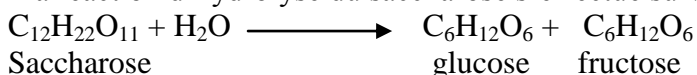
EXERCICE 31

On dispose d'un composé A de formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$; il donne un précipité jaune avec la 2,4DNPH et il rosit le réactif de Schiff.

1. Quelle est la formule semi développée de A ? Quel est son nom ?
2. L'oxydation catalytique de A par O_2 ou par $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ produit un composé B.
Quelle est la formule semi développée de B ? Quel est son nom ?
3. B réagit sur un alcool C pour donner un composé D de masse molaire $M = 102\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et de l'eau.
-Écrire l'équation bilan de cette réaction.
-Quels sont les noms et les formules semi développées de C et D ?
4. On fait réagir B sur PCl_5 (pentachlorure de phosphore) ou sur SO_2Cl (chlorure de thionyle).
On obtient un dérivé E.
-Quelle est la formule semi développée de E ?
-Quel est son nom ?
5. La réaction entre E et C donne D et un autre corps E.
-Écrire l'équation bilan de cette réaction.
- Comparer cette réaction à celle étudiée à la question 3.
6. Parmi les composés A, B, C, D et E, quels sont ceux qui sont susceptibles de former une Amide en réagissant avec l'ammoniac ? 0,5 pt
Donner le nom et la formule semi développée de cet amide.

EXERCICE 32

La réaction d'hydrolyse du saccharose s'effectue suivant le bilan :



On part d'une solution contenant dans 100 cm^3 : 34,2 g de saccharose. On obtient les résultats suivants :

| | | | | | | | |
|---|---|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| $t(\text{min})$ | 0 | 40 | 80 | 120 | 160 | 190 | 220 |
| [saccharose hydrolysé] (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) | 0 | 0.135 | 0.250 | 0.350 | 0.440 | 0.500 | 0.550 |

1. Calculer la concentration C , en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, du saccharose restant à chaque instant.
2. Tracer la courbe donnant $C = f(t)$. 0.5 pt
3. Déterminer la vitesse de disparition du saccharose à la date $t = 200\text{ min}$.
4. Déterminer le temps de demi réaction.

EXERCICE 33

Pour étudier une réaction d'estérification, on mélange 1 mol d'acide propanoïque, 2.0 mL d'acide sulfurique concentré et on complète le volume du mélange à 100 mL avec de l'éthanol. On chauffe ce mélange.

A une date t donnée, on prélève $v = 10$ mL du mélange réactionnel, on refroidit et on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 4.0 \text{ mol.L}^{-1}$

Soit V_B le volume de soude versé à l'équivalence.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide propanoïque avec la soude

2. Sachant que, pour réagir avec 2.0 mL d'acide sulfurique, il faut 18.0 mL de solution de soude, montrer que la concentration C_A de l'acide propanoïque présent à la date t dans le mélange a pour expression : $C_A = 400 (V_B - 1.8 \cdot 10^{-3})$ avec V_B exprimé en L.

En déduire que la concentration C de l'ester à la date t a pour expression : $C = 10 - 400 (V_B - 1.8 \cdot 10^{-3})$.

3. Le tableau ci-dessous donne le volume V_B de soude à différentes dates :

| | | | | | | | | | | |
|------------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| t(min) | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 60 | 70 | 80 | 100 | 120 |
| V_B (mL) | 21.8 | 19.3 | 17.3 | 16.0 | 14.8 | 14.1 | 13.6 | 12.8 | 12.1 | 11.8 |

Tracer la courbe représentant la concentration C de l'ester en fonction du temps.

Déterminer la vitesse d'apparition de l'ester à $t = 30$ min.

EXERCICE 34

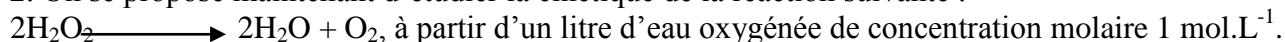
Dans un bêcher, on verse 200 ml de solution d'acide oxalique de formule semi-développée $\text{HO}_2\text{C}-\text{CO}_2\text{H}$, et quelques gouttes d'acide sulfurique. Lorsqu'on y ajoute un millilitre de solution de permanganate de potassium, de concentration $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$, la décoloration a lieu au bout de 40s. Si on ajoute encore un mL de permanganate après la première décoloration, la deuxième décoloration se produit au bout de 25s.

N.B : On supposera qu'aucune variation de volume n'est observée lors du mélange.

a) Déterminer la vitesse moyenne de disparition de l'ion MnO_4^- à la première décoloration ; puis à la deuxième décoloration.

b) Comment varie cette vitesse ?

2. On se propose maintenant d'étudier la cinétique de la réaction suivante :



Pour cela, on mesure le volume V_{ox} du dioxygène dégagé à différents instants t , ce qui conduit au tableau suivant :

| | | | | | | |
|--------------------------------|------|------|------|------|------|------|
| T (h) | 0,5 | 1,0 | 1,5 | 2,0 | 2,5 | 3,0 |
| V_{ox} (l) | 2,51 | 4,53 | 5,86 | 7,37 | 8,36 | 9,16 |
| N (mol) | | | | | | |
| $[\text{H}_2\text{O}_2] = 1-n$ | | | | | | |

représente le nombre de moles d'eau oxygénée disparues. On prendra le volume molaire $V_m = 22,4$ l.

a) Exprimer en fonction de V_{ox} .

b) Compléter le tableau ci-dessus.

c) En utilisant un papier millimétré, tracer le graphe $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$.

Echelle : 5 carreaux pour 1h ; 2 carreaux pour 0,1 mole de H_2O_2 .

d) En déduire la vitesse de disparition de H_2O_2 aux instants $t_1=1\text{h}$ et $t_2 = 3\text{h}$.

- comment varie cette vitesse ?

EXERCICE 35

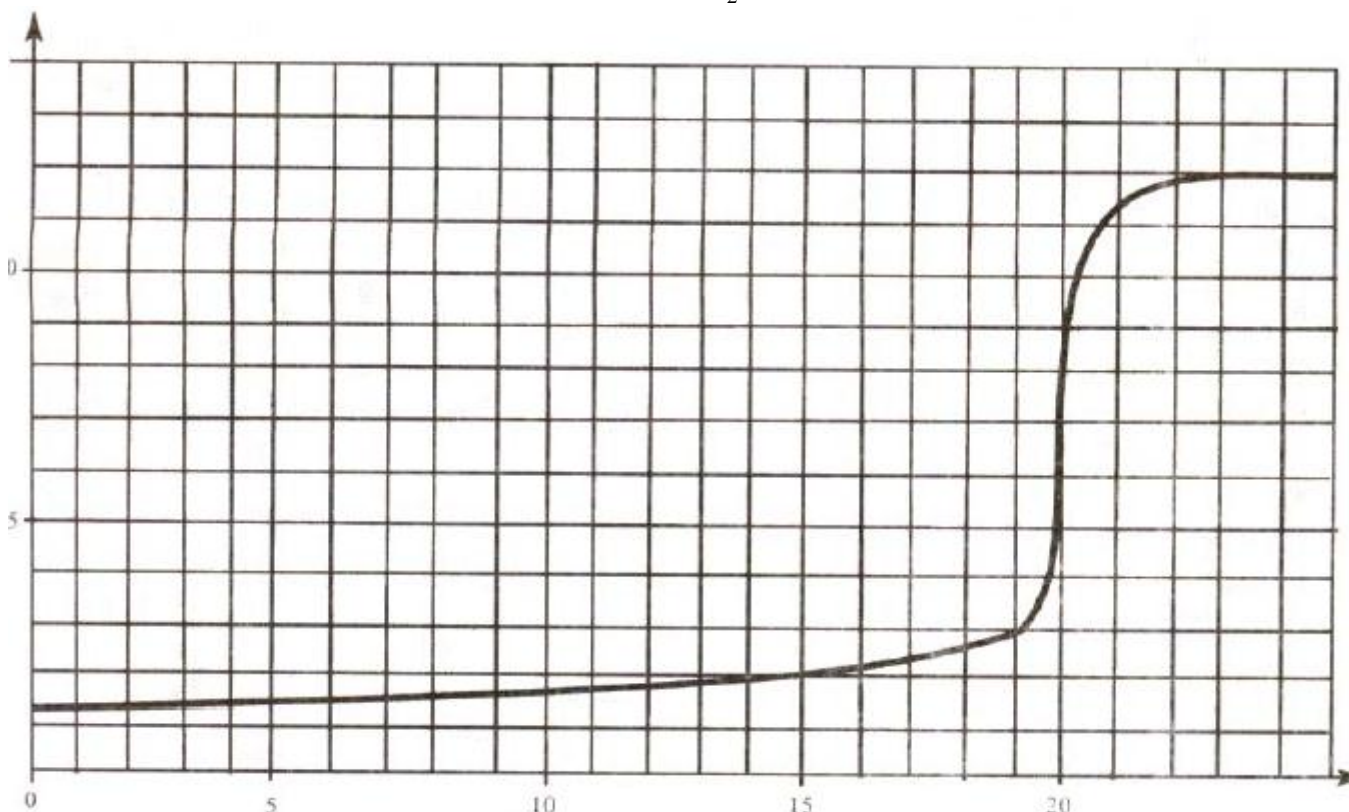
Sur la paillasse du laboratoire d'un lycée, on trouve le matériel et les produits suivants :

- matériel : une burette (50ml) ; deux béchers (150 ml et 500 ml) ; deux pipettes (10ml et 20 ml) ; deux erlen-meyers (250 ml et 500 ml).

- Produits : une solution d'acide chlorhydrique S_0 de concentration $C_0 = 2,5 \text{ mol.L}^{-1}$; une solution d'hydroxyde de sodium S_1 de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de l'eau distillée.

1. On désire préparer 250 ml de solution d'acide chlorhydrique S_2 de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir de la solution S_0 trouvée sur la paillasse.

- 1.1 Dresser la liste du matériel nécessaire. (Utiliser le moins de matériel possible).
 - 1.2 Calculer le volume de solution S_0 à prélever pour cette opération.
 - 1.3 Décrire brièvement le mode opératoire.
 2. Pour vérifier la concentration de la nouvelle solution S_2 , on en prélève 20 ml que l'on introduit dans le bécher de 150 ml. A l'aide de la burette, on verse progressivement la solution d'hydroxyde de sodium S_1 . On utilise un pH-mètre pour mesurer le pH de la solution.
 - 2.1 faire le schéma du dispositif expérimental.
 - 2.2 En représentant le pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé, on obtient la courbe de la figure-1.
- Déduire de cette courbe :
- 2.2.1 Le volume d'hydroxyde de sodium utilisé et le pH à l'équivalence.
 - 2.2.2 Calculer la concentration de la nouvelle solution S_2 .



EXERCICE 36

On dose par pH-métrie 20 cm^3 d'une solution aqueuse d'un monoacide carboxylique, de formule générale HA de concentration initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration

| | | | | | | | | | | | | | | |
|----|------|------|------|------|-------|-----|-------|------|-------|-----|------|------|-----|------|
| V | 0 | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 11 | 12 | 14 | 16 | 18 | 18,5 | 19 | 19,4 |
| pH | 2,65 | 3,2 | 3,6 | 3,7 | 4 | 4,2 | 4,2 | 4,3 | 4,45 | 4,7 | 5,05 | 5,15 | 5,3 | 5,5 |
| | 19,8 | 20 | 20,2 | 20,4 | 20,6 | 21 | 23 | 25 | 29 | | | | | |
| | 5,75 | 6,45 | 6,7 | 9,1 | 10,35 | 11 | 11,45 | 11,6 | 11,75 | | | | | |

0,1 mol/L. On note les résultats suivants ou V représente le volume de

soude versé en cm^3

1-Tracer la courbe de variation de pH en fonction du volume de base versé. Echelle : 1 cm \rightarrow 1 unité pH ; 1 cm \rightarrow 2 cm^3 . L'allure de la courbe indique-t-elle la présence d'un acide fort ou d'un acide faible, pourquoi ?

2-Déterminer graphiquement le point équivalent, en déduire la concentration initiale de l'acide.

3-Trouver graphiquement la valeur du pK_A de l'acide dosé. En déduire la valeur de K_A. Identifier cet acide dans le tableau ci-dessous :

| | | |
|---|------------------------------------|---|
| Acide : K _A (mol.l ⁻¹) | méthanoïque : 1,7.10 ⁻⁴ | Ethanoïque : 1,8.10 ⁻⁵ |
| Acide (K _A (mol.l ⁻¹)) | Propanoïque : 1,4.10 ⁻⁵ | monophényléthanoïque : 6,3.10 ⁻⁵ |

4-Recenser toutes les espèces chimiques présentes dans la solution obtenue après addition de 15cm³ d'hydroxyde de sodium et déterminer leurs concentrations molaires volumiques.

EXERCICE 37

Pour permettre l'étalonnage d'un pH-mètre, on désire préparer une solution dont le pH est égal à 5.

1-Pour cela, on utilise un mélange de deux solutions, l'une d'acide éthanoïque, l'autre d'éthanoate de sodium. Leurs concentrations sont égales à 0,1M. pK_A pour le couple éthanoïque- éthanoate est égal à 4,8.

a) En négligeant dans la solution obtenue la concentration en H₃O⁺ devant la concentration en Na⁺, calculer les volumes de chacune des solutions à mélanger pour obtenir 100cm³ de solution de pH=5.

b) Vérifier que l'approximation faite ci-dessus se justifie.

2-Si on ne possède pas d'éthanoate de sodium, on peut le remplacer par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,1M. Quels volumes de cette solution et de la solution d'acide éthanoïque précédente faut-il mélanger pour parvenir au même résultat qu'au n°1.

3-Quelle est la propriété caractéristique de la solution de pH=5 ainsi préparée.

EXERCICE 38

On étudie la cinétique de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée H₂O₂ en présence d'ions Fe³⁺. Pour cela, on ajoute quelques gouttes d'une solution contenant des ions fer (III) à 10cm³ d'une solution aqueuse d'eau oxygénée à 5,8.10⁻²M et on déclenche le chronomètre. A la date t, on ajoute au mélange 5cm³ d'acide sulfurique, ce qui a pour effet de stopper immédiatement la réaction. On dose alors l'eau oxygénée qui reste dans le mélange à l'aide d'une solution à 10⁻²M de permanganate de potassium. Il faut verser V cm³ de la solution de permanganate pour que la solution reste rose. En opérant toujours de la même façon, on détermine ainsi V (en cm³) pour diverses valeurs de t (en min) :

| | | | | | | | |
|---|----|----|------|------|----|-----|-----|
| t | 2 | 4 | 6 | 10 | 15 | 20 | 25 |
| V | 21 | 19 | 17,2 | 14,1 | 11 | 8,5 | 6,7 |

a)Ecrire l'équation de la réaction de dosage de H₂O₂ par les ions MnO₄⁻ sachant que E°(O₂/H₂O₂)=0,68V et E°(MnO₄⁻/Mn²⁺)=1,52V.

b) Compléter le tableau précédent en calculant pour chaque valeur de t :

- la quantité d'eau oxygénée restant dans le mélange (n)
- la quantité d'eau oxygénée formée (n') lors de la dismutation.

c) Tracer la courbe n'=f(t).

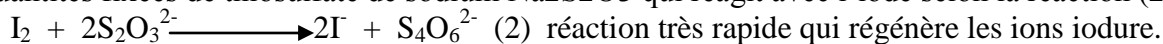
d) Calculer la vitesse de la formation (en mol.min⁻¹) de O₂ à la date t=12 min puis à la date t=22min.

e) Comparer les deux valeurs obtenues V₁₂ et V₂₂ (justifier ces résultats)

EXERCICE 39

Les ions iodures sont oxydés lentement par l'eau oxygénée, milieu acide, selon la réaction (1) : H₂O₂ + 2I⁻ + 2H₃O⁺ → I₂ + 4H₂O (1)

On peut déterminer le temps nécessaire pour qu'il se forme n moles d'iode I₂ en ajoutant à l'avance des quantités fixées de thiosulfate de sodium Na₂S₂O₃ qui réagit avec l'iode selon la réaction (2) :



1-On prépare alors une solution contenant :

- 10mL de solution d'iodure de potassium à 1 M ;
- assez d'eau pour considérer le volume comme constant ;
- Une solution acide qui maintient le pH constant,
- 2mL de thiosulfate de sodium à 1M

A l'instant t=0, on ajoute 1mL d'eau oxygénée à 9,88M ; à l'instant t₁=86s apparaît la coloration de l'iode, on ajoute alors 2mL de thiosulfate qui fait disparaître la coloration due à l'iode ; celle-ci réapparaît à la date t₂=183s. On ajoute 2mL de solution de thiosulfate, etc. Ce qui permet de dresser le tableau de

mesures suivant :

| | | | | | | | | | |
|---------------------------|----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|------|------|
| t en s | 86 | 183 | 293 | 419 | 570 | 755 | 996 | 1341 | 1955 |
| n en 10 ⁻³ mol | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 |

- a) Expliquer pourquoi cette méthode permet d'obtenir simplement n. Tracer, sur papier millimétré, le graphe représentant les variations de n en fonction du temps.
- b) Déterminer $V=dn/dt$, la vitesse de formation de l'iode dans la réaction (1) à la date $t=200s$. Comment varie la vitesse V au cours du temps ? Quel est en fait le facteur qui fait varier la vitesse ? Préciser dans sens il agit.
- c) Quel sera le nombre de moles d'iode formé au bout d'un temps infini ? Quelle sera alors la vitesse de la réaction ?

2-Pour étudier l'influence de la concentration, en ion hydroniums sur la vitesse de réaction (1), on recommence l'expérience précédente dans des milieux ayant des pH différents et on note le temps t_1 nécessaire à la formation de $n_1=10^{-3}$ moles de I_2 . On obtient :

| pH | $[H_3O^+]$ | t_1 en s |
|-----|------------|------------|
| 1 | 10-1 | 197 |
| 1,5 | 3,16.10-2 | 624 |
| 2 | 10-2 | 1970 |

Comment varie la vitesse de formation de l'iode avec la molarité en ion H_3O^+ ?

3-Citer un autre qui permettrait de faire varier la vitesse de réaction.

EXERCICE 40

L'ion He^+ ne comporte qu'un électron comme l'atome H. De ce fait, les longueurs d'ondes dans le vide des radiations que cet ion est susceptible d'émettre, s'expriment par une formule de même type que la formule de Balmer

$$\frac{1}{\lambda} = R_{He^+} \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

1-Sachant qu'au cours de la transition $4 \longrightarrow 3$, il ya émission d'une radiation de longueur d'onde $\lambda=469nm$, en déduire la constante R_{He^+}

2-Montrer, en précisant l'état de référence, que les niveaux d'énergie de l'ion He^+ sont données par la relation : $E_n=-54,4/n^2$ avec E_n en eV

-En déduire l'énergie d'ionisation de He^+ (ou énergie de 2^{ème} ionisation He)

-L'énergie de première ionisation de He est de 24,6eV. Pourquoi est-il plus difficile d'arracher le deuxième électron ? On donne : $h=6,62.10^{-34}$ J.s

3-Tracer le diagramme représentant les huit premiers niveaux d'énergie de He^+

4-Sachant que pour l'atome H, $E_n=-13,6/n^2$; tracer le diagramme représentant les quatre premiers niveaux d'énergie de H

5-En comparant les diagrammes de H et de He^+ , en déduire que le spectre de l'atome H est un sous ensemble du spectre de He^+ . En particulier, préciser les transitions de He^+ qui correspondent aux quatre radiations visibles émises par l'atome H.

On rappelle que les 4 radiations visibles pour H correspondent à : $3 \longrightarrow 2$; $4 \longrightarrow 2$; $5 \longrightarrow 2$ et $6 \longrightarrow 2$

EXERCICE 41

Les différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont données par la relation $E_n=-13,6/n^2$ ou E_n est en eV et n un nombre entier non nul

1-Faire le schéma classique du diagramme de ces niveaux d'énergie en utilisant pour échelle 1 cm pour 1eV (ne représenter que les six premiers niveaux)

2-Déterminer l'énergie minimale en eV et en Joules qu'il faut fournir à un atome d'hydrogène pour l'ioniser.

a) Lorsqu'il est dans son état fondamental ;

b) Lorsqu'il est sur le premier niveau excité ($n=2$)

3-Cet atome absorbe, au niveau fondamental, un photon dont la longueur d'onde est $\lambda=93,89nm$.

a) Quel est le niveau excité atteint par l'atome ?

b) Montrer qu'en se désexcitant vers le niveau fondamental il peut émettre un grand nombre de raies. Préciser ces raies. (On admettra que toutes les transitions sont possibles)

c) Déterminer la raie de plus faibles énergies. Calculer sa longueur d'onde en nm.

4- Représenter par des flèches, sur le diagramme précédent, les transitions qui correspondent aux différentes raies d'émission de la série de Balmer. En déduire les deux longueurs d'onde limites λ_1 et λ_2 de la série de Balmer.

EXERCICE 42

Les énergies des niveaux d'atomes d'hydrogène sont données par la relation $E_n = -13,6/n^2$.

1- Que représente n ?

2- Expliquer brièvement comment on interprète l'existence des raies dans un spectre d'émission atomique

3- On rappelle que lors d'une transition d'un niveau m à un niveau p (m et p étant des entiers naturels tels que $m > p$) la variation d'énergie $\Delta E = E_m - E_p = hc/\lambda$ ou h est la constante de Planck, C la célérité de la lumière et λ la longueur d'onde de la radiation émise.

3.1- Montrer que les longueurs d'onde des radiations émises par l'atome d'hydrogène obéissent à la loi

$$\frac{1}{\lambda} = R_1 \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{m^2} \right) \text{ Où } R_1 \text{ est une constante appelée constante de Rydberg de l'hydrogène.}$$

3.2- Exprimer R_1 en fonction de E_0 , de h et de C . Calculer sa valeur en m^{-1} .

4- Le spectre de l'ion hélium He^+ comporte des raies dont les inverses des longueurs d'ondes valent respectivement : $3,292 \times 10^7 m^{-1}$; $3,901 \times 10^7 m^{-1}$; $4,115 \times 10^7 m^{-1}$; $4,213 \times 10^7 m^{-1}$

4.1- Vérifier numériquement que toutes ces valeurs sont compatibles avec une relation de la forme

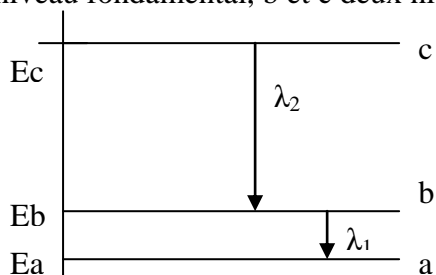
$$\frac{1}{\lambda} = R_2 \left(\frac{1}{p^2} - \frac{1}{m^2} \right) \text{ Ou } p=1 \text{ et } m=2, 3, 4, 5 \text{ et ou } R_2, \text{ si on l'exprime avec trois chiffres significatifs est une constante.}$$

4.2- Donner en m^{-1} , la valeur numérique de R_2 , constante de Rydberg de l'ion hélium He^+

4.3- Quelle relation existe-t-il entre R_1 et R_2 ?

EXERCICE 43

Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium peut être représenté par la figure suivantes ou a est le niveau fondamental, b et c deux niveaux excités.



1- Lorsqu'un atome passe de l'état excité b à l'état fondamental a, il émet un rayonnement de longueur d'onde $\lambda_1 = 589,0 \text{ nm}$; lorsqu'il passe de l'état excité c à l'état b, il émet un rayonnement de longueur d'onde $\lambda_2 = 568,8 \text{ nm}$. Calculer, en expliquant bien votre raisonnement, la différence d'énergie $E_c - E_a$ (en eV) entre les niveaux c et a.

2- Lorsque l'atome de sodium, initialement dans son état fondamental a est éclairé par un faisceau laser intense, monochromatique, de longueur d'onde λ bien choisie, il peut passer directement de a à c en absorbant simultanément deux photons du faisceau laser, l'énergie totale conservée lors du processus dit transition à deux photons. A quelle longueur d'onde λ faut-il régler le rayonnement laser pour obtenir cette transition ? Exprimer λ en fonction de λ_1 et λ_2

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|---------------------------|----------|-------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 1 ^{ère} Séquence | Classe : | Terminale D | Année | 2007-2008 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 2 heures |

EXERCICE -1 : 4 points

1-Définir les termes et expressions suivants : Alcool ; Groupe fonctionnel ; Estérification ; Saponification. **1pt**

2-Donnez la différence entre l'oxydation catalytique à l'air et l'oxydation en solution aqueuse. **0,5pt**

3-Répondre par vrai ou faux : **Bonne réponse =+0,5pt ; Mauvaise réponse=-0,25pt**

3.1-La déshydratation intermoléculaire et la déshydratation intramoléculaire des alcools donnent généralement les mêmes produits.

3.2-Les alcanes sont plus solubles dans l'eau que les alcools à cause de leur capacité à former des liaisons hydrogènes avec les molécules d'eau.

3.3-L'action du sodium sur un alcool met en jeu la labilité du groupe -OH de l'alcool.

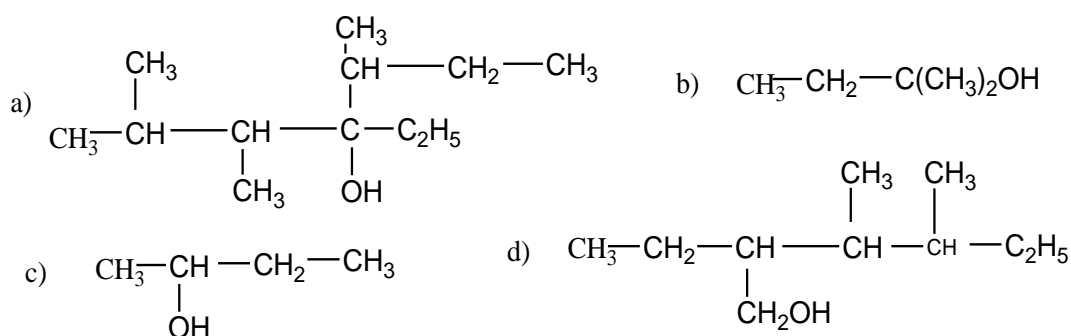
3.4-La réaction d'estérification met en jeu la labilité du groupe -OH de l'acide carboxylique.

3.5-Les cétones et les aldéhydes ont tous des propriétés réductrices.

EXERCICE-2 : 5 points

1- Nommer les composés de formules semi développées suivantes :

(0,5 x 4) = 2pts



2-Ecrire les formules semi développées des composés suivants :

(0,5 x 4) = 2pts

a) 3-méthylbutan-2-ol ; b) 2,3-diméthylbutane-2,3-diol ; c) 2, 4,4-triméthylhexane-2-ol ;

d) 3-méthylpentanol

3-Donner les formules semi développées, les noms et les classes de tous les alcools de formule $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. **1**

EXERCICE-3 : 5,5 points

A fin de mieux connaître la qualité du béton armé utilisé pour ses travaux, Monsieur NJOYA propriétaire d'un établissement de la place décide d'étudier l'influence d'un acide sur ce béton. Pour cela, avec l'aide d'un chimiste qualifié en service chez lui, et ne disposant que du butan-1-ol et du

butan-2-ol, ils décident d'abord de transformer l'un des deux alcools en acide ; ils font appel à votre aide.

1-Le quel des deux alcools peut facilement donner un acide ? **0,25pt**

2-Mr. NJOYA, avec son chimiste réalise l'oxydation ménagée de cet alcool en deux étapes en milieu acide avec une solution de permanganate de potassium.

2.1-Ecrire l'équation bilan de la première étape de l'oxydation et donnez la nature du produit obtenu.

Comment peut-il être mis en évidence ? (0,5 + 0,25 + 0,5) pt= **1,25pt**

2.2- Ecrire l'équation bilan de l'étape ultime de cette oxydation. Quelle est la nature du produit obtenu ?

Comment peut-on le mettre en évidence ? (0,5 + 0,25 + 0,5) pt= **1,25pt**

3-Le chimiste dit à Mr. NJOYA pour sa culture, que l'alcool précédent pouvait également subir une déshydratation intramoléculaire. Ecrire l'équation bilan de cette déshydratation et nommer le produit obtenu. **1pt**

4-Mr. NJOYA apprend que l'acide obtenu précédemment pouvait être obtenu par une simple oxydation catalytique à l'air. Ecrire en précisant les catalyseurs les équations bilan de cette oxydation. Si cette oxydation avait été réalisé avec le second alcool, quelle serait la nature du produit obtenu ? Comment pouvait-on mettre ce dernier en évidence ? (0,5 + 0,5 + 0,25 + 0,5) pt=**1,75pt**

EXERCICE-4 : 5,5 points

Monsieur Kenfack commerçant très futé de la place décide de fabriquer le savon ; pour cela il dispose de l'huile de Rilsan qui contient principalement la ricinoléine, qui est le triester du glycérol et de l'acide ricinoléique.

1-Donner lui la formule semi-développée du glycérol (propane-1, 2,3-triol). **0,5pt**

2-Sachant que l'acide ricinoléique a comme formule $C_{17}H_{33}O_2COOH$, et sa chaîne carbonée linéaire présente une double liaison entre les atomes de carbones 9 et 10 et un groupe $-OH$ sur l'atome de carbone 11, donner sa formule semi-développée. **0,5pt**

3-Déterminer les formules brute et semi-développée de la ricinoléine. $(0,75 \times 2)=$ **1,5pt**

4-Pour la fabrication de son savon, il fait réagir une tonne de ricinoléine avec de la soude en excès

4.1- Comment appelle-t-on la réaction entre le triester et la soude ? Ecrire son équation bilan et nommer les produits de cette réaction. **2pts**

4.2-Déterminer la masse de savon obtenue sachant que la réaction est totale. **1pt**

Données : C : 12, H : 1 ; Na : 23 ; O : 16

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|---------------------------|----------|----------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 1 ^{ère} Séquence | Classe : | Terminale C/ D | Année | 2008-2009 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 2 heures |

EXERCICE -1 : 4 points

1-Définir les termes et expressions suivants : Alcool ; composé carbonylé ; Estérification ; alcool tertiaire. 1pt

2-Donnez la différence entre la réaction d'hydrolyse et la réaction d'hydratation. 0,5pt

3-Répondre par vrai ou faux : **Bonne réponse =+0,5pt ; Mauvaise réponse=-0,25pt**

3.1-Dans les alcools, le carbone fonctionnel est toujours trigonal.

3.2-Par oxydation ménagée, tous les alcools s'oxydent en acides carboxyliques.

3.3-L'action du sodium sur un alcool met en jeu la labilité du groupe -OH de l'alcool.

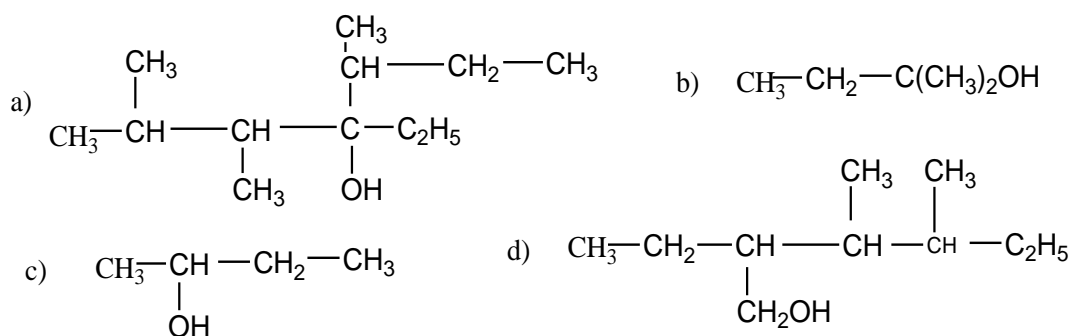
3.4-L'oxydation des aldéhydes en milieu basique donne des ions carboxylates.

3.5-Les cétones et les aldéhydes ont tous des propriétés réductrices.

EXERCICE-2 : 4 points

1- Nommer les composés de formules semi développées suivantes :

(0,5 x 4) = 2pts



2-Ecrire les formules semi développées des composés suivants :

(0,5 x 4) = 2pts

a) 3-méthylbutan-2-ol ; b) 2,4-diméthylpentan-3-ol ; c) 1-phénylbutan-2-one ;

d) 3-méthylbutanal

EXERCICE-3 : 5,5 points

Un chimiste désire préciser la structure moléculaire d'un alcène A de formule brute C_4H_8

1-Quelles sont les formules semi-développées possibles correspondant à cette formule brute ? **0,75pt**

2-II réalise l'hydratation de cet alcène, ce qui entraîne la formation de deux corps B et C (C est obtenu en quantité prépondérante). Montrer que cette réaction permet d'éliminer l'une des hypothèses formulées en 1. 0,5pt

3-On oxyde B par le dichromate de potassium en milieu acide. Le produit D de cette oxydation donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et une coloration rose avec le réactif de Schiff. Quels renseignements concernant D et B peut-on déduire de ces observations ? Cela suffit-il pour expliciter complètement A ?

4-On soumet C à l'oxydation par le dichromate de potassium en milieu acide. C n'est pas oxydé. Que peut-on conclure sur la nature de C ? **0,5pt**

5-Donner les formules développées et les noms des composées A, B, C, et D. **1pt**

6-On introduit dans un tube 3,7g de C et 3g d'acide éthanoïque. Le tube est scellé et chauffé.

6.1-Quelles sont les caractéristiques de la réaction qui se produit ? **0,5pt**

6.2-Calculer le pourcentage de l'alcool estérifié et dire si cette réaction permet de confirmer la classe de l'alcool C. **1,5pt**

EXERCICE-4 : 6,5 points

I- Au laboratoire, Mademoiselle Ngassa veut s'assurer du contenu incolore de trois flacons. Elle sait que chaque flacon contient un seul alcool parmi le butan-1-ol, le 2-méthylpropan-1-ol, et le butan-2-ol. Elle réalise l'expérience du tableau ci-dessous :

| N° du flacon | 1 | 2 | 3 |
|--|-----------------|----------------|----------------|
| Action de l'ion dichromate en milieu acide | Solution orange | Solution verte | Solution verte |

I.1-Peut-elle déterminer la nature de l'alcool contenu dans le flacon 1 ? **0,5pt**

I.2-Afin de parfaire la détermination, elle chauffe légèrement les solutions vertes après réaction des alcools contenus dans les flacons 2 et 3. Le fait arriver les vapeurs qui se dégagent dans une solution de réactif de Fehling à ébullition. Le produit dégagé venant du flacon 3 donne un précipité rouge brique alors que celui vient du flacon 2 ne provoque pas de réaction. Que peut conclure Mademoiselle Ngassa sur la nature du contenu de chaque flacon ? **1pt**

I.3-Si elle avait pris comme réactif la 2,4-DNPH aurait-elle pu conclure l'étude ? **0,5pt**

II- Une cétone A de formule brute $C_xH_yO_z$, contient en masse 14% d'atome d'oxygène. La combustion complète d'une mole de ce composé nécessite 10 moles de dioxygène et produit du dioxyde de carbone et de l'eau en quantité égales.

II.1-Ecrire l'équation bilan de cette combustion. **0,5pt**

II.2-Déterminer la formule brute de ce composé. **1pt**

II.3-Donner la formule semi-développée de ce composé sachant que la fonction cétone est portée par le deuxième atome de carbone et que sa chaîne est bi ramifiée au troisième atome de carbone. Donner son nom. **1pt**

III-On traite 69g de propanol de façon à obtenir le propanal.

III.1-Quelle masse maximale peut-on espérer obtenir ? **0,75pt**

III.2-On prélève le centième du liquide obtenu et on le traite par la liqueur de Fehling. Le précipité rouge obtenu, lavé et séché, pèse 1,27g. Quel a été le rendement de la transformation du propanol en propanal ? **1pt**

Données : C : 12, H : 1 ; O : 16 ; Cu : 63,5

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|---------------------------|----------|-------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 1 ^{ère} Séquence | Classe : | Terminale D | Année | 2007-2008 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 2 heures |

EXERCICE -1 : 4 points

1-Définir les termes et expressions suivants : Alcool ; Groupe fonctionnel ; Estérification ; Saponification. **1pt**

2-Donnez la différence entre l'oxydation catalytique à l'air et l'oxydation en solution aqueuse. **0,5pt**

3-Répondre par vrai ou faux : **Bonne réponse =+0,5pt ; Mauvaise réponse=-0,25pt**

3.1-La déshydratation intermoléculaire et la déshydratation intramoléculaire des alcools donnent généralement les mêmes produits.

3.2-Les alcanes sont plus solubles dans l'eau que les alcools à cause de leur capacité à former des liaisons hydrogènes avec les molécules d'eau.

3.3-L'action du sodium sur un alcool met en jeu la labilité du groupe -OH de l'alcool.

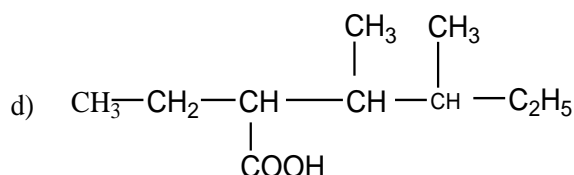
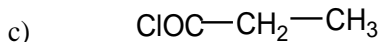
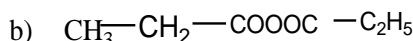
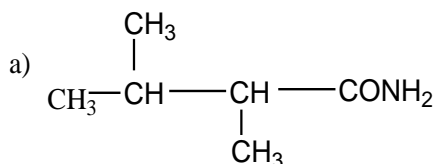
3.4-La réaction d'estérification met en jeu la labilité du groupe -OH de l'acide carboxylique.

3.5-Les cétones et les aldéhydes ont tous des propriétés réductrices.

EXERCICE-2 : 5 points

1- Nommer les composés de formules semi développées suivantes :

(0,5 x 4) = 2pts



2-Ecrire les formules semi développées des composés suivants :

(0,5 x 4) = 2pts

a) 3-méthylbutan-2-ol ; b) 2,3-diméthylbutane-2,3-diol ; c) 2, 4,4-triméthylhexane-2-ol ;

d) 3-méthylpentanol

3-Donner les formules semi développées, les noms et les classes de tous les alcools de formule $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. **1**

EXERCICE-3 : 5,5 points

A fin de mieux connaître la qualité du béton armé utilisé pour ses travaux, Monsieur NJOYA propriétaire d'un établissement de la place décide d'étudier l'influence d'un acide sur ce béton. Pour cela, avec l'aide d'un chimiste qualifié en service chez lui, et ne disposant que du butan-1-ol et du

butan-2-ol, ils décident d'abord de transformer l'un des deux alcools en acide ; ils font appel à votre aide.

1-Le quel des deux alcools peut facilement donner un acide ? **0,25pt**

2-Mr. NJOYA, avec son chimiste réalise l'oxydation ménagée de cet alcool en deux étapes en milieu acide avec une solution de permanganate de potassium.

2.1-Ecrire l'équation bilan de la première étape de l'oxydation et donnez la nature du produit obtenu.

Comment peut-il être mis en évidence ? (0,5 + 0,25 + 0,5) pt= **1,25pt**

2.2- Ecrire l'équation bilan de l'étape ultime de cette oxydation. Quelle est la nature du produit obtenu ?

Comment peut-on le mettre en évidence ? (0,5 + 0,25 + 0,5) pt= **1,25pt**

3-Le chimiste dit à Mr. NJOYA pour sa culture, que l'alcool précédent pouvait également subir une déshydratation intramoléculaire. Ecrire l'équation bilan de cette déshydratation et nommer le produit obtenu. **1pt**

4-Mr. NJOYA apprend que l'acide obtenu précédemment pouvait être obtenu par une simple oxydation catalytique à l'air. Ecrire en précisant les catalyseurs les équations bilan de cette oxydation. Si cette oxydation avait été réalisé avec le second alcool, quelle serait la nature du produit obtenu ? Comment pouvait-on mettre ce dernier en évidence ? (0,5 + 0,5 + 0,25 + 0,5) pt=**1,75pt**

EXERCICE-4 : 5,5 points

Monsieur Kenfack commerçant très futé de la place décide de fabriquer le savon ; pour cela il dispose de l'huile de Rilsan qui contient principalement la ricinoléine, qui est le triester du glycérol et de l'acide ricinoléique.

1-Donner lui la formule semi-développée du glycérol (propane-1, 2,3-triol). **0,5pt**

2-Sachant que l'acide ricinoléique a comme formule $C_{17}H_{33}O_2COOH$, et sa chaîne carbonée linéaire présente une double liaison entre les atomes de carbones 9 et 10 et un groupe $-OH$ sur l'atome de carbone 11, donner sa formule semi-développée. **0,5pt**

3-Déterminer les formules brute et semi-développée de la ricinoléine. $(0,75 \times 2)=$ **1,5pt**

4-Pour la fabrication de son savon, il fait réagir une tonne de ricinoléine avec de la soude en excès

4.1- Comment appelle-t-on la réaction entre le triester et la soude ? Ecrire son équation bilan et nommer les produits de cette réaction. **2pts**

4.2-Déterminer la masse de savon obtenue sachant que la réaction est totale. **1pt**

Données : C : 12, H : 1 ; Na : 23 ; O : 16

1^{ère} Séquence / octobre 2006

| | | |
|---------|------------------------------|------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE PHYSIQUE - CHIMIE | Durée : 2H |
| | | Coeff. : 2 |

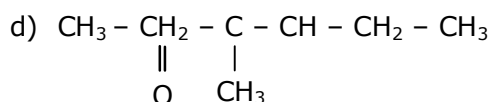
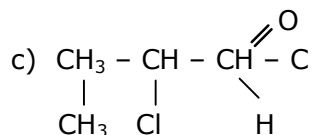
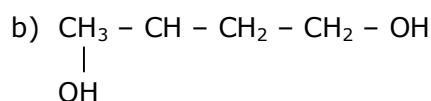
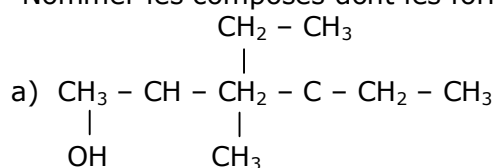
Examineur : M. DJEUKAM J. Strobel

Exercice 1 : 4 points

I. Donner les formules semi-développées des composés dont les noms suivent. 2 pts

- 2 - Ethyl - 3,3 - diméthyl butan - 1 - ol
- 3 - méthyl pentan - 3 - ol
- 2 - Ethyl - 4 - méthyl pentanal
- 4 - méthyl heptan - 2 - one

II. Nommer les composés dont les formules suivent : 2 pts

**Exercice 2 : 5 points**

- Le 3 - methyl hexan - 3 - ol peut être préparé, par hydratation, à partir de trois alcènes isomères. Ecrire la formule semi-développée de chacun de ces alcènes, les nommer, puis préciser quel autre alcool est simultanément obtenu lors de l'hydratation de chacun d'eux (on justifiera ces réponses par des équations de réaction) 3 pts
- Le 3 - méthyl hexan - 2 - ol ne peut être obtenu de façon majoritaire, par hydratation, qu'à partir d'un seul alcène. Lequel ? Justifier votre réponse 1 pt
- Le 3 - méthyl hexan - 1 - ol ne peut pas être obtenu avec un bon rendement par hydratation d'un alcène. Pourquoi ? 1 pt

Exercice 3 : 7 points

L'hydratation d'un alcène conduit à un produit oxygéné A, renfermant 26,7 % d'oxygène.

- Quelle est la fonction chimique du produit A ? 0,5 pt
- Déterminer sa formule brute, et indiquer les différentes formules développées possibles. 1,5 pt

3. Le produit A est oxydé, en milieu acide par une solution de permanganate de potassium.
- a) Préciser le changement de couleurs observé lorsque la réaction est terminée. 0,5 pt
 - b) Le composé organique B obtenu réagit avec la 2,4 - D.N.P.M, est sans action sur le réactif de Schiff. En déduire la nature, la formule développée et le nom de B. 1 pt
 - c) Quelle est la formule semi-développée de A ? 0,5 pt
 - d) Ecrire l'équation - bilan de l'oxydation de A en B. 1,5 pt
 - e) Donner la formule développée et le nom de l'alcène de départ. 1 pt

Exercice 4 : 4 points

L'éthanol peut être oxydé par une solution aqueuse de dichromate de potassium en milieu acide.

1. Ecrire l'équation - bilan de la réaction qui se produit sachant que l'oxydant est en excès. Nommer le produit organique obtenu. 2 pts
2. Quel volume de solution acidifiée de dichromate de potassium à 0,1 mol/l faut-il utiliser pour doser 10 ml d'une solution aqueuse à 15 g/l d'éthanol ? 2 pts

Données : C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol ; O : 16 g/mol

1^{ère} Séquence / octobre 2006

| | | |
|---------|-------------------|------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 2H |
| | | Coeff. : 2 |

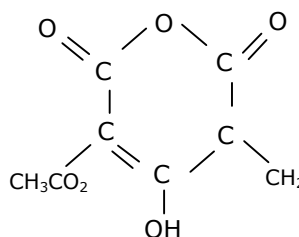
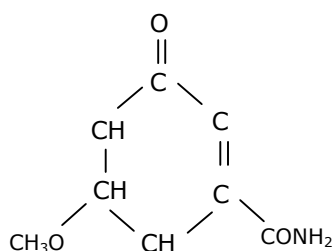
Exercice 1 Groupes fonctionnels 5 points

1. On donne les composés suivants : 0,25 pt x 5

- a) $C_2H_5 - COCl$; b) $CH_3 - CONH - C_2H_5$; c) $CH_3 - COOCOC_2H_5$
 d) $CH_3 - (CH_2)_2 - CNH_2CO_2H$; e) $C_2H_5COCH_3$

En précisant les groupes fonctionnels de ces composés, déterminer leurs natures.

2. Identifier les fonctions chimiques présents dans les composés suivants. 2,25 pts

**Exercice 2 Nomenclature 2,25 points**

1. Ecrire les formules développées des composés suivants : 0,25 pt x 5

- a) 3 - Methylbutanoate de propyle
 b) Benzoate de 1 - phényléthyle
 c) Acide Z - 3 - éthylpent - 3 - énoïque
 d) 2,3 - dibromobutan - 1,4 - diol.
 e) 2 - aminocyclohexanol.

2. Nommer les composés suivants : 0,25 pt x 4

- a) $C_6H_5 - CH_2 - CO_2 - CH(CH_3)_2$
 b) $C_2H_5 - C = CH - CO_2H$
 |
 C_3H_7
 c) $H_3C - CH - CH - CH_2 - CHCl - CH_2OH$
 d) $C_2H_5 - CH - C - CH_2Br$

Exercice 3 Isomérisation 7,25 points**A.**

1. Définir : isomérisation – diastéréoisomérisation
2. Un hydrocarbure possède une composition en masse de 85,7 % de carbone et 14,3% d'hydrogène. Sa densité vapeur est de 2,41.
 - a) Déterminer sa formule brute.
 - b) Déterminer ensuite les formules développées de ses isomères sachant que cet hydrocarbure est un alcène
 - c) Identifier les types d'isomérisations présents dans ces molécules.

B.

Cet alcène ne possède pas de chaîne alkyle ramifiée, et son hydratation conduit à une molécule chirale d'alcool.

1. a) Définir : molécule chirale
 - b) Quelle est la cause de la chiralité d'une molécule ?
 - c) Donner quelques conséquences du caractère chirale d'une molécule.
 - d) Quel est le type de stéréoisomérisation engendré par la chiralité ?
2. Etablir la formule développée de l'alcool obtenu.
3. a) Donner les représentations spatiales de ses stéréoisomères.
 - b) comment les appelle-t-on ?
4. Au cours de l'hydratation de l'alcène, il peut se former également un autre alcool. Montrer que cette remarque permet de déterminer la formule de l'alcène dont on donnera le nom.

Données : C : 12 H : 1 O : 16 (g/mol).

Exercice 4 Les Alcools 7 points

On considère un alcool de formule brute $C_4H_{10}O$

1. 1) Définir : Alcool.
1. 2) Donner toutes les formules semi-développées et les noms possibles de cet alcool. Préciser les classes des alcools obtenus.
1. 3) Faites une brève analyse comparative des températures d'ébullition des composés obtenus.
1. 4) L'alcool considéré possède un carbone asymétrique. Identifier sa molécule.
2. L'hydratation du but - 1,4 - diène conduit à une molécule chirale d'alcool insaturé.
 - a) Etablir l'équation bilan de la réaction
 - b) Nommer le composé obtenu.
 - c) Combien de stéréoisomères renferme cet alcool ? Représenter ces isomères.

Epreuve de Chimie Classe : T1e C&D Durée 1h.30min Coef 2

Exercice 1 : 5points

VRAI OU FAUX

1 - Deux corps sont isomères de constitution s'ils ont des formules brutes différentes mais de mêmes formules planes. 0.75pt

2 - Les isomères de constitution correspondent à des corps purs différents : ils ont donc des propriétés différentes. 0.75pt

3 - Lorsqu'ils ont la même formule plane, mais des structures spatiales différentes, deux corps sont stéréo isomères. 0.75pt

4 - On appelle configurations d'une molécule les différentes structures spatiales qu'elle peut prendre par suite de rotations autour de ses liaisons simples. 1pt

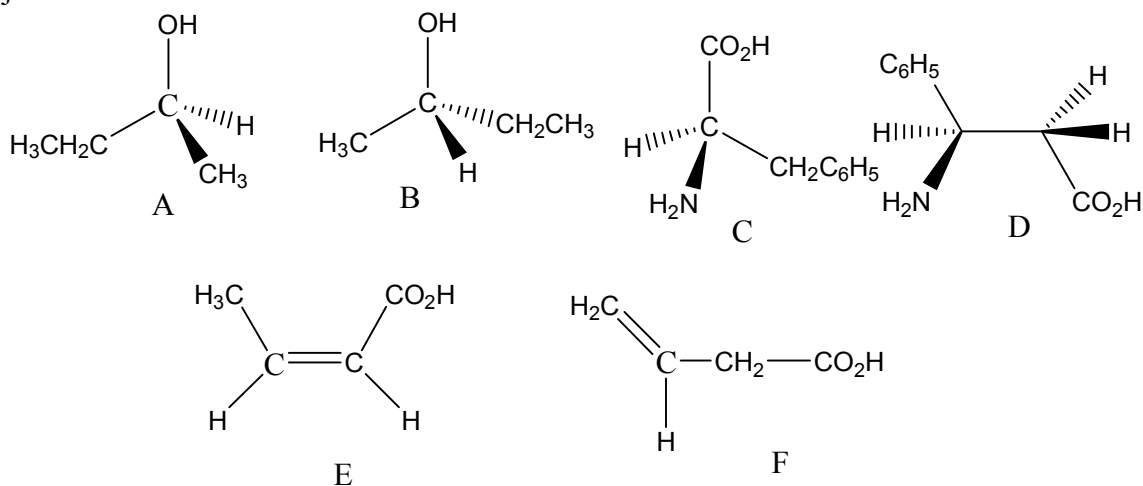
5 - La stéréo-isomérisie est la relation existante entre deux isomères de configuration, images l'un de l'autre dans un miroir et non superposables. 0.75pt

6 - Deux diastéréoisomères sont des stéréo-isomères non énantiomères. 1pt

Exercice 2 : 5points

Q.C.M

On donne les trois couples suivants : cocher la ou les réponses justes



1 - A et B sont :

Chirales - énantiomères - identiques 1pt

2 - C et D sont :

Stéréo-isomères - isomères de constitution - chirales 1pt

3 - E et F sont :

Stéréo-isomères - chirales - isomères de position 1pt

4 - A la température ordinaire, les isomères de conformation sont :

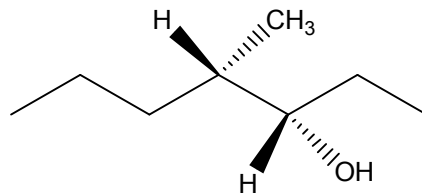
a) De même énergie - b) des corps purs distincts - c) non séparables 1pt

5 - Les énantiomères d'un couple :

a) Chiraux - b) ont les même températures de changement d'états - c) ont la même formule Plane 1pt

Exercice 3 :

Pour appeler ses congénères, le scarabée de l'aulne émet une **phéromone d'agrégation** dont la structure est indiquée ci-dessous :

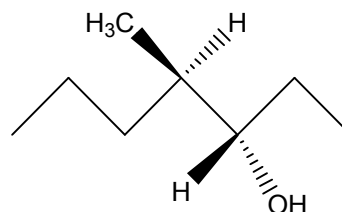
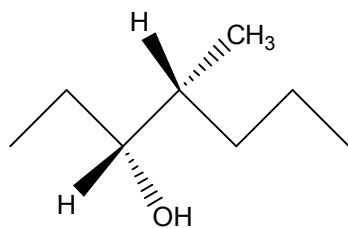
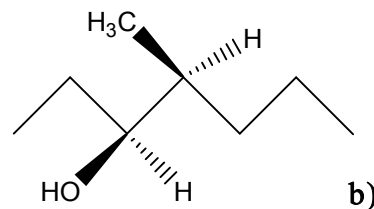
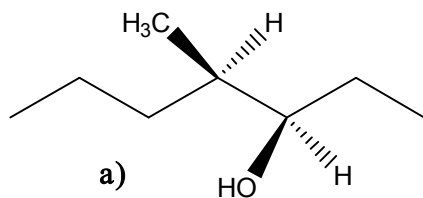


1 - Déterminer la formule brute et le nom systématique de cette molécule. 1pt

2 - Combien d'atomes de carbone asymétrique cette molécule comporte-t-elle ?

Sous combien de configurations peut-elle exister ? Seule la molécule ayant ci-dessus configuration ci-dessus provoque le rassemblement des scarabées. 1pt

3- Parmi les quatre structures représentées ci-dessous, lesquelles correspondent à la configuration du produit naturel ? Lesquelles correspondent à son énantiomères ? 1pt

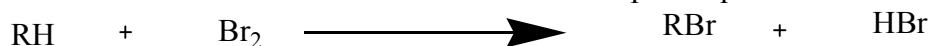


4- Une des quatre structures précédentes ne correspond pas à aucune des situations Proposées au (3). Quelle relation d'isomérie présente-t-elle avec le produit naturel ? 1pt

5- Définir **phéromone d'agrégation** 1pt

Exercice 5 :

1 – La réaction du dibrome avec un alcane noté RH a pour équation bilan :



Cette réaction est-elle une réaction d'addition ou substitution ? 1pt

2 – Ecrire l'équation bilan de la réaction de monobromation du 2-méthylbutane. 2pts

Combien d'isomères cette réaction permet-elle d'obtenir (les isomères de conformation ne seront pas pris en compte) ? Donner leur nom.

3 – Parmi les isomères précédents, quels sont ceux qui sont chiraux ? 1pt

4 – Représenter, avec les conventions de Cram, les différents couples d'énantiomères. 1pt

CLASSE : Terminale C&D

DUREE: 2H

COEF: 2

SEQUENCE N°1

EPREUVE DE CHIMIE

Exercice 1 : Nomenclature (4pts)

1. Quelle est la différence entre une oxydation ménagée et une combustion (1pt)
2. Nommer les composés suivants (1 pt):
 - a) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-COO-CH}_2\text{-CH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{-CH}_3$
 - b) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_3$
3. Donner les formules semi-développées des composés suivants (2 pts):
 - a) 4-phényl-3-propylbut-3-èn-2-ol
 - b) Prop-2-yn-1-ol
 - c) 5-méthyl-2-isopropylcyclohexanol
 - d) Méthylpropan-2-ol

Exercice 2 : Proportion relative de deux composés isomères (5pts)

L'hydratation complète de 16,8 g de propène conduit à un mélange de deux produits X et Y de formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

1. Ecrire convenablement l'équation bilan de la réaction, nommer les produits X et Y et préciser leur classe. On suppose X le produit de classe inférieure. (1pt)
2. X et Y sont oxydés en milieu acide par le permanganate de potassium introduit en excès. On obtient un mélange de deux composés C et D que l'on sépare par des méthodes chimiques et que l'on dissout dans l'eau. On constate que la solution contenant D donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et ne conduit pas le courant électrique. La solution contenant le composé C ne réagit pas avec la 2,4-DNPH mais conduit le courant électrique et son pH est inférieur à 7,0 à 25°C.
 - 2.1. A partir de ces informations, identifier C et D (nature, et formule semi-développée). (1pt)
 - 2.2. Quel est l'alcool qui a produit C ? (0,5pt)
3. On fait réagir la solution contenant C avec l'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 0,25 \text{ mol/L}$. L'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume $V_{BE} = 200 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium. On rappelle que à l'équivalence acido-basique, la quantité d'acide est égale à la quantité de base.
 - 3.1. Calculer n_X et n_Y les quantités de matière de X et Y. (2pts)
 - 3.2. Déduire la valeur du rapport $\frac{n_X}{n_Y}$. (0,25pt)
 - 3.3. La supposition selon la quelle X est le produit de classe inférieure est-elle vérifié ? (0,25pt)

Exercice 3 : Les alcools et leurs applications (5pts)

Sur la route liant les carrefours Dakar et Brazzaville s'est produit un accident de la circulation. Le chauffeur de l'une des motos entrées en collision est soupçonné d'être en état d'ivresse. Pour vérifier cela, on le fait subir un alcootest dont le principe est basé sur le changement de couleur observé lors de l'oxydation de l'éthanol en acide carboxylique par le dichromate de potassium en milieu acide.

1. Quels sont les couples redox mis en jeu dans l'alcootest ? (0,5pt)
2. Ecrire les demi-équations électroniques puis l'équation bilan de la réaction intervenant dans l'alcootest. (0,75pt)
3. On prélève 10 mL de sang du chauffeur au quel on ajoute en milieu acide 20 cm³ d'une solution de dichromate de potassium en excès, contenant 14,7 g de dichromate de potassium par litre. Après un

temps suffisamment long, on dose la solution obtenue et on trouve que la concentration molaire de dichromate est de 0,024 mol/L.

- 3.1. Calculer en mole les quantités, initiale, restante et consommée de dichromate. **(1,5pt)**
- 3.2. En déduire la concentration en g/L de l'éthanol présent dans le sang du chauffeur. **(1pt)**
- 3.3. Pour déclarer un individu en état d'ivresse, la loi prévoit que la concentration d'éthanol dans son sang doit être supérieure à 0,8 g/L. Que peut-on dire du chauffeur ? **(0,25pt)**
- 3.4. Dans l'hypothèse où il dépasse la dose légale, au bout de combien de temps peut-il reprendre la route ? On considère que la vitesse d'oxydation de l'alcool dans le sang est de $1,7 \times 10^{-3}$ mol/L/h. **(1pt)**

Exercice 4 : Type expérimentale (6pts)

Le glycérol ou le propan-1,2,3-triol est un polyalcool.

1. Ecrire sa formule semi-développée. **(0,5pt)**
2. L'acide palmitique a pour formule $C_{15}H_{31}-COOH$. Le glycérol réagit avec cet acide pour donner un corps gras, la palmitine. Ecrire l'équation bilan de la réaction, donner son nom et préciser ses caractéristiques. **(1,5pt)**
3. La palmitine est un corps gras qui peut réagir avec un excès de potasse en présence d'éthanol et parfois à chaud.
 - 3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction sachant qu'il se forme du glycérol et un autre produit que l'on désignera P. Préciser le rôle de l'éthanol dans cette réaction. **(1pt)**
 - 3.2. Quel est le nom de ce type de réaction ? Quelles sont ces caractéristiques ? Quel est l'intérêt d'effectuer cette réaction à chaud ? **(1pt)**
 - 3.3. Après refroidissement, on verse le milieu réactionnel dans une solution saturée de chlorure de sodium. On observe alors la formation du produit P. Quel est le rôle du chlorure de sodium et comment appelle-t-on cette opération ? **(1pt)**
 - 3.4. On fait réagir une tonne de palmitine. Après avoir nommé le produit P, calculer sa masse s'il est obtenu avec un rendement de 70 %. **(1pt)**

Données :

| | | | | | | |
|-----------------------|----------|-----------|-------------|-----------|-----------|-------------|
| atome | H | O | K | Cr | C | Cu |
| Masse en g/mol | 1 | 16 | 39,1 | 52 | 12 | 63,5 |

EPREUVE DE

Classe :

Tle C&D

Année scolaire : 2012-2013

CHIMIE

Durée/Coef :

2 H/02

Séquence :

1

Exercice 1 : Nomenclature (4pts)

1. Après avoir précisé la famille de composés à laquelle ils appartiennent, nommer les composés suivants. Préciser leur classe si nécessaire.

- i) $\text{CH}_3\text{-OH}$ **0.5 pt**
- ii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ **0.5 pt**
- iii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ **0.75pt**
- iv) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}(\text{CH}_2)_4\text{-CH}_3$ **0.5 pt**
- v) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ **0.75pt**
- vi) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ **0.5 pt**

2. Donner les formules semi-développées des composés suivants:

- i) 3,4-diméthyl-octan-4-ol **0.25 pt**
- ii) 2-éthyl-2-méthylpentan-1-ol **0.25 pt**

Exercice 2 : Combustion des alcools (4 pts)

La combustion dans l'air d'un alcool de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$ donne pour 250 mg d'alcool, 280ml d'un gaz qui trouble l'eau de chaux et de l'eau. Le volume du gaz dégagé est mesuré dans des conditions où le volume molaire gazeux est $22,4\text{l.mol}^{-1}$

1. Quelle est la nature du gaz dégagé ? **0,25 pt**
2. Ecrire la relation entre x et y. **0,5 pt**
3. Ecrire l'équation-bilan de cette combustion. **0,75 pt**
4. Calculer x et y. **1,5 pt**
5. Quels sont les noms et formules semi-développées possibles pour cet alcool ? **1 pt**

Exercice 3 : Oxydation ménagée des alcools (6pts)

1. Par oxydation ménagée d'un composé A, on obtient un composé B qui donne un précipité jaune avec la DNPH, et fait rosir le réactif de Schiff.

- 1.1 En déduire la nature de chacun des corps B et A. **0,5 pt**
- 1.2 Donner les formules générales de ces corps. **0,5 pt**

2. On ajoute à B une solution de dichromate de potassium en milieu acide; la solution devient verte et on obtient un composé organique C. Donner, en justifiant votre réponse, la formule générale de C. **0,5 pt**

3. C peut réagir sur A ; On obtient alors du propanoate de propyle.

- 3.1. Quel nom donne-t-on cette réaction et quelles sont ses caractéristiques ? **1pt**
- 3.2. En déduire les formules semi-développées de A, B et C. (On justifiera les réponses données) ; indiquer les noms de ces trois composés. **1,5 pt**
- 3.3. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a permis d'obtenir C à partir de B. **0,5 pt**
- (On rappelle que le couple oxydant-réducteur $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ intervient dans cette réaction).

4. Un alcool A_1 de formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ donne successivement deux composés B_1 et C_1 par oxydation ménagée catalytique à l'air. B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 fait rougir le papier pH humide. Un autre alcool A_2 , isomère de A_1 , subit l'oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique et donne un corps B_2 qui est sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide.

- 2.1. Ecrire les équation-bilan des réactions d'oxydation de A_1 et de A_2 . **0,75 pt**
- 2.2. Préciser les formules semi-développées et les noms de B_1 , C_1 et B_2 . **0,75 pt**

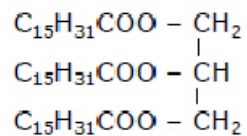
Exercice 4 : Fabrication du savon (6 pts)

Un élève de terminale D se propose de produire du savon de ménage à partir de l'huile de palme et de la soude caustique.

Pour cela, il prépare une solution S de soude en dissolvant 1 kg de grenaille de soude (NaOH) dans 5 litres d'eau. Puis par un chauffage doux, il fait blanchir un volume V d'huile de palme.

Après refroidissement, il obtient une masse m d'huile blanchie. Ensuite, il mélange progressivement à froid l'huile blanchie avec la solution S de soude, sous agitation constante jusqu'à l'obtention du savon.

On rappelle que l'huile de palme est constituée essentiellement de la palmitine, ester gras de formule :



1. Donner deux précautions importantes prises par l'élève pour sa protection corporelle pendant la manipulation. **1 pt**
2. pourquoi ne peut-il pas utiliser un vase en aluminium pour contenir son mélange réactionnel ? **0,5 pt**
3. Déterminer la concentration molaire de la solution S de soude. **1 pt**
4. Quel nom donne-t-on à la réaction qui se produit entre la palmitine et la soude ? **0,5 pt**
5. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. **1 pt**
6. quelle est la masse m de l'huile blanchie utilisée en supposant qu'elle n'est constituée que de la palmitine. **1 pt**
7. Quelle est la masse du savon obtenue ? **1 pt**

On donne : C = 12 g.mol⁻¹ ; H = 1 g.mol⁻¹ ; Na = 23 g.mol⁻¹ ; O = 16 g.mol⁻¹

2^{ème} Séquence / novembre 2006

| | | |
|---------|-------------------|------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 2H |
| | | Coeff. : 2 |

Exercice 1 Groupes fonctionnels 3,75 points

1. Donner les formules sémi-développées des composés : 0,25 pt x 4
- 2, 4, 4 - triméthylhexan - 3 - 01
 - Acide 3-méthylpentanoïque
 - 2-Ethylpentanal
 - 2-Ethylpentan-2-one
2. Nommer en nomenclature officielle. 0,25 pt x 4
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CO} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$$
 - $$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}} - \text{COOH}$$
 - $$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$$
 - $$\text{CH}_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{CHO}$$
3. L'aspirine, médicament par excellence contre la douleur et la fièvre est très mal toléré par l'estomac. De nos jours la pharmacie propose de nouvelles substances ayant les mêmes propriétés ; mais sans grands dommages pour l'estomac : le paracétamol dans le doliprane, l'acétylsalicylate de lysine dans l'Aspégic.
- Identifier toutes les fonctions chimiques présentes dans ces composés. 1,75 pt

Exercice 2 6,75 points

1. A est un alcène non cyclique comportant 4 atomes de carbones. On effectue les réactions suivantes à partir de A :
- $\text{A} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{B} + \text{C}$
 - $\text{B} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\text{H}^+} \text{D}$
 - $\text{D} + \text{Cu}^{2+} \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{Cu}_2\text{O}$
- C est isomère de B
- $\text{C} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Cu}} \text{E}$
 - $\text{E} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Cu}} \text{F}$ (F rosit le papier pH)
 - $\text{E} + (2,4 - \text{DNPH}) \rightarrow \text{G}$ (solide cristallisé jaune).
- Déterminer la nature, la formule sémi-développée et les noms des composés A, B, C, D, E, F et G. 0,5 pt x 7
2. On donne un acide carboxylique A' de formule $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{COOH}$
- Nommer l'acide A' et tous ses isomères. 1,5 pt
 - Préciser les types d'isomérisation. 0,75 pt
 - L'acide A' est-il optiquement actif ? si oui représenter ses énantiomères par rapport à un miroir. 1 pt

Exercice 3 SAPONIFICATION 5,25 points

L'huile d'olive est constituée uniquement du triglycéride de l'acide oblique $C_{17}H_{33}COOH$:

1. Ecrire la formule semi-développée de ce triester. 1 pt
2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'hydroxyde de sodium sur ce triester. 1 pt
3. Donner la nature des produits obtenus. 0,5 pt
4. Donner les étapes de la fabrication du savon et leurs rôles. 0,75 pt
5. Quelle est la masse de savon obtenu à partir d'une masse de triester de 1,5t, sachant que le rendement de la réaction est de 85 %. 2 pts

Données : C : 12 H : 1 O : 16 Na : 23 (g/mol).

2^{ème} Séquence / Novembre 2006

| | | |
|---------|-------------------|------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 3H |
| | | Coeff. : 2 |

Examineur : Boniface BIKOK

Exercice 1 : 6,25 points

Les parties I et II de cet exercice sont indépendantes.

I.

Un arrêté du 17/09/87 autorise l'incorporation d'éthanol dans les essences des voitures. L'arrêté limite à 5 % en volume la proportion d'éthanol autorisé.

Afin de vérifier si un carburant à éthanol est conforme à la loi, on le dose à l'aide d'une solution acidifiée de permanganate de potassium. Seul l'éthanol du carburant est oxydé. En traitant 10 ml de ce carburant, on constate que la coloration violette due aux ions permanganate ne persiste qu'après addition de $5,6 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions permanganate.

- Quel est, dans ces conditions le produit d'oxydation de l'éthanol ?
Équilibrer l'équation-bilan de la réaction de dosage. 0,25 pt + 0,75 pt
- Calculer la concentration en éthanol dans le carburant. 0,75 pt
- Quel volume d'éthanol pur contenaient les 10 ml de ce carburant ?
Ce carburant est-il conforme à la loi ? 0,5 pt + 1 pt
Donnée : masse volumique de l'éthanol $\rho = 790 \text{ kg/m}^3$

II.

- Par action du chlorure de thioxyde (SOCl_2) sur l'acide benzoïque, on obtient un composé organique A.
Donner la formule et le nom de A ; préciser sa fonction chimique. 0,75 pt
- On fait réagir A sur une amine primaire B. On obtient un dérivé organique C dont la masse molaire est 149 g/mol.
Préciser la fonction chimique de C et déterminer la formule semi-développée de l'amine B. 1,25 pt
- Citer une autre méthode permettant d'obtenir C à partir de B.
(Écrire les équations des réactions correspondantes). 0,5 pt x 2
Données : H = 1 g/mol ; C = 12 g/mol ; O = 16 g/mol ; N = 14 g/mol.

Exercice 2 : 3,5 points

Un corps pur liquide A, de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, donne par oxydation ménagée un corps pur B qui réduit le nitrate d'argent ammoniacal et la liqueur de Fehling. La déshydratation de A à 400°C sur l'alumine donne du méthylpropène.

- En déduire les formules développées et les noms des composés A et B. 1 pt
- Le composé A réagit sur un excès d'oxydant pour donner un composé C.
Donner le nom et la formule développée de C. 0,5 pt
- Le composé C réagit sur l'ammoniac pour donner un composé D.
Donner la formule semi développée et le nom de D. 1 pt
- Un lent chauffage de D conduit, après déshydratation à une molécule organique F.
a) Écrire l'équation – bilan de la réaction. 0,25 pt
b) Quelles sont la fonction chimique, la formule semi développée et le nom de F ? 0,75 pt

Exercice 3 : 4,75 points

L'éthanoate de 3-méthylbutyle, que l'on désignera par F, est utilisé en solution alcoolique comme arôme de poire dans certains sirops. Ce liquide a pour masse volumique 870 kg/m^3 .

1. Ecrire la formule du 3-méthylbutan-1-ol, puis celle de E.
Quel groupe fonctionnel E possède-t-il ? 0,75 pt
2. Pour préparer E au laboratoire, on fait agir à ébullition, pendant une heure, 30 grammes d'acide éthanoïque avec 44 grammes de 3-méthylbutan-1-ol, en présence d'acide sulfurique.
 - a) Pourquoi la préparation a-t-elle lieu à chaud ? 0,25 pt
 - b) Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? 0,25 pt
 - c) Ecrire l'équation de la réaction et donner ses caractéristiques. 1 pt
3. Après purification, on recueille 40 cm^3 de E.
 - a) Quelle est la masse d'ester obtenu ? 0,5 pt
 - b) Quelles sont les quantités de matière d'acide et d'alcool utilisées pour cette expérience ? 0,75 pt
 - c) Quelle est la quantité de matière d'ester obtenu ? En déduire les pourcentages d'acide et d'alcool qui ont réagi. 0,75 pt
 - e) Pourquoi la limite de l'équilibre estérification - -hydrolyse qui dans le cas de l'expérience devait être de 67 % d'acide transformé, n'est elle pas atteinte ? 0,5 pt

Exercice 4 : 5,5 points

A désigne un acide carboxylique à chaîne saturée.

1. Si on désigne par n, le nombre d'atomes de carbone contenus dans le radical R fixé au groupe carboxyle, exprimer en fonction de n la formule générale de cet acide. 0,5 pt
2. B est un alcool de formule brute CH_4O . Préciser sa seule formule développée possible, sa classe et son nom. 0,75 pt
3. L'acide A est estérifié par l'alcool B. A partir de la formule de l'acide A (déterminée dans la première question), écrire l'équation de la réaction.
Sachant que la masse molaire de l'ester obtenu est 88 g.mol^{-1} , quels sont la formule exacte et le nom de A ? 0,75 pt
4. C désigne le chlorure d'acyle correspondant à A.
 - a) Quelle est sa formule développée ?
Expliquer comment on obtient cette formule à partir de celle de l'acide. 0,25 pt + 0,5 pt
 - b) Préciser les différences importantes qui existent entre l'action de A sur B et celle de C sur B. 0,75 pt
 - c) On veut préparer 4,4 grammes d'ester en faisant agir C sur B. Calculer la masse d'alcool et de chlorure d'acyle qu'il faudra mélanger. On suppose que le chlorure d'hydrogène se dégage entièrement. Quel volume en obtient-on ? 1 pt
On prendra : $\text{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$; volume molaire = 24 L .
5. Comment pourrait-on préparer A à partir d'un alcool ?
Quel est l'alcool qu'il faudrait utiliser ? Ecrire les équations des réactions. 1 pt

| | | |
|-----------|-------------------|------------|
| Tle C / D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 3H |
| | | Coeff. : 2 |

Exercice 1 6 points

- Donner les formules semi-développées des composés suivants
 - ▶ 3-éthyl-3,4-diméthylhexanal
 - ▶ 3,5,5-triméthylheptan-2-one
 - ▶ N-éthyl,N-méthylpropanamine
 - ▶ Anhydride phtalique
 - ▶ motif du nylon-6,6
- On fait réagir l'acide propanoïque sur un alcool saturé (A) de formule générale $C_nH_{2n+1}-OH$.
L'ester (B) formé a une masse molaire $M = 130 \text{ g.mol}^{-1}$
 - Déterminer la formule semi-développée de l'ester (B) 0,5 pt
 - Quelle sont les formules semi-développées possibles pour l'alcool (A) ?
Préciser le nom de chaque isomère alcool 2 pts
 - En s'appuyant sur des équations de réactions simples, indiquer une méthode permettant d'identifier les trois classes d'alcool 1 pt
 - Pour identifier l'isomère (A) utilisé, on fait réagir l'alcool (A) avec Une solution oxydante. On obtient un produit (C) qui réagit avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-D.N.P.H), mais reste sans action sur le réactif de Schiff
Déterminer la fonction et la formule de (C) . 0,5 pt
En déduire la formule semi-développée et le nom de l'isomère (A) utilisé 0,5 pt

On donne : C = 12g.mol⁻¹ ; O = 16g mol⁻¹ ; H = 1 g mol⁻¹

Exercice 2 4 points

On dispose d'un composée (A) de formule C_3H_6O ; qui donne un précipité jaune avec la 2,4-D.N.P.H et il rosit le réactif de Schiff.

- Quelle est la formule semi-développée de A ? Quel est son nom ? 0,5pt
- L'oxydation catalytique de A par O_2 ou par $K_2Cr_2O_7$ produit un composé B
Quelle est la formule semi-développée de B ? Quel est son nom ? 0,5pt
- B réagit sur un alcool C pour donner un composé D de masse molaire $M = 102 \text{ g mol}^{-1}$ et de l'eau
Ecrire l'équation - bilan cette réaction 0,5 pt
Quels sont les noms et les formules semi-développées de C et D ? 0,5 pt
- On fait réagir B sur PCl_5 et du ou sur $SOCl_2$. On obtient un dérivé E
Quelle est la formule semi-développée de E ? 0,5 pt
Quel est son nom ? 0,5 pt
- La réaction entre E et C donne D et un autre corps F.
Ecrire l'équation bilan de cette réaction 0,5 pt
Compare cette réaction à celle étudiée à la question 3 0,5 pt

6. Parmi les composés A,B,C,D et quels sont ceux qui sont susceptibles de former un amide en réagissant avec l'ammoniac ? 0,5 pt
 Donner le nom et la formule semi-développée de cet amide. 0,5 pt
 Ecrire une équation-bilan de formation de ce amide 0,5 pt
 Donner une condition expérimentale pour cette réaction 0,5 pt

Exercice 3 4 points

1. Citer deux règles de sécurité dans un laboratoire de chimie. 0,5 pt
2. Quatre erlenmeyers numérotés de 1 à 4 renferment chacun l'un des isomères du propanol. On dispose également de 4 tubes à essais numérotés de 1 à 4. On prélève d'abord le contenu de l'érülen-meyer 1 que l'on introduit dans le tube à essais 1. On prélève ensuite le contenu de l'érülen-meyer 2 que l'on introduit dans le tube à essais 2. a chacun des tubes à essais on ajoute une quantité modérée d'une solution acidifiée de dichromate de potassium.
- 2.1. Schématiser un erlenmeyer. 0,25 pt
- 2.2. Quel changement de couleur subit le dichromate de potassium au contact du contenu du tube à essais ? (La solution du dichromate de potassium a une couleur orange) 0,5 pt
- 2.3. On ajoute dans chaque tube à essais de l'hexane qui dissout les composés organiques. L'hexane est un composé organique moins dense que l'eau.
- 2.3.1. Faire le schéma de l'un des tubes à essais en indiquant la répartition des phases ainsi que leur couleur. 0,5 pt
- 2.3.2. On soumet le composé organique de chaque tube à essais au test au réactif de Schiff et à la 2,4-D,N,P,H. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

| Numéro du tube | Test au réactif de Schiff | Test à la 2,4-DNPH |
|----------------|---------------------------|--------------------|
| 1 | - | + |
| 2 | + | + |

Les signes + ou - indique que le test est positif ou négatif.

- a) Lorsque le test est positif 0,25 pt
 - quelle couleur prend le réactif de Schiff ? 0,25 pt
 - La 2,4-DNPH ?
- b) Déduire de ces observations : 0,25 pt
 -La formule semi-développée du composé organique formé dans le tube à essais. 0,25 pt
 -L'isomère du propanol contenu dans chacun des erlen-meyers
- c) Ecrire les équations-bilan de la réaction de chaque isomère du propanol avec le dichromate de potassium. 1,25 pt

Exercice 4 6 points

Pour effectuer un service, un joueur de tennis lance une balle verticalement vers le haut à partir d'un point situé 1,6 m au-dessus du sol et la frappe avec sa raquette lorsqu'elle atteint le sommet de sa trajectoire situé 0,4 m plus haut. Elle part alors avec une vitesse \vec{V}_0 horizontale et doit passer au-dessus d'un filet de hauteur 0,9 m. La distance du joueur au filet est 12 m.

1. Avec quelle vitesse le joueur lance-t-il la balle verticalement ?
2. Etablir dans un repère que l'on définira, l'équation de la trajectoire de la balle après le choc avec la raquette.
3. Quelle doit être la valeur de V_0 pour que la balle passe 10 cm au-dessus du filet ?
 Quelle est, lors de ce passage, la direction du vecteur-vitesse de la balle ? ($g = 9,8 \text{ m/s}^2$).

| | | |
|---------|-------------------|------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 3H |
| | | Coeff. : 2 |

Exercice 1 5 points

Le Bromure d'hydrogène HBr est un acide fort. L'une de ses solutions a un pH égal à 3. On mélange, à 25°C, 1 litre de cette solution et 3 litres d'eau distillée.

- Calculer le nouveau pH de la solution ainsi que les concentrations de toutes les espèces chimiques dissoutes 1 pt
- Indiquer très brièvement le mode opératoire utilisé pour mesurer le pH d'une solution. 1 pt
- On mélange, à 25°C, 100 ml d'acide chlorhydrique à 10^{-2} mol/l et 100 ml d'acide bromhydrique de concentration inconnue C. Le pH de la solution obtenue est égal à 1,8. Les acides sont des acides forts, et le restent même quand on les mélange.
Quelles sont les concentrations des ions H_3O^+ ; Cl^- ; Br^- et OH^- dans le mélange ? 2 pts
- Quelle est la concentration C de la solution bromhydrique initiale ? 1 pt

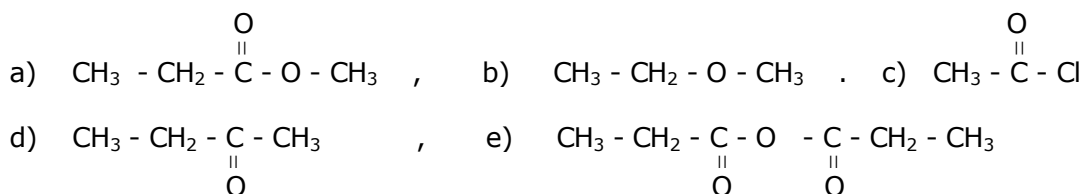
Exercice 2 5 points

La combustion dans l'air de 0,25 g d'un mono alcool saturé, de formule générale $C_nH_{2n+1}OH$, donne 280 cm³ de dioxyde de carbone et de l'eau, dans des conditions où le volume molaire est $V_0 = 22,4$ l.

- 1.1. Ecrire l'équation bilan de cette combustion 0,5 pt
 - 1.2. Quelle est la formule brute de cet alcool ? 0,5 pt
 - 1.3. Donner tous les alcools isomères correspondant à cette formule et préciser leurs noms. 1 pt
- Par oxydation ménagée catalytique à l'air, l'isomère A_1 de ce mono alcool donne successivement deux composés B_1 et C_1
 B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 rougit le papier pH humide.
L'isomère A_2 subit une oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique pour donner un composé B_2 qui est sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide
 - 2.1. Ecrire les différentes équations bilan des réactions qui ont lieu en précisant les formules semi - développées et les noms de B_1 , C_1 et B_2 1,75 pt
 - 2.2. L'action de l'acide éthanoïque sur le propan-2-ol conduit au composé C_2 et à l'eau. Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner le nom de C_2 . 0,5 pt
 - 2.3. En présence de l'oxyde de phosphore P_4O_{10} à 700°C, l'acide de éthanoïque donne le composé A_3 et de l'eau.
Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner le nom de A_3 et sa formule brute 0,75 pt
On donne: C :12 g/mol ; O : 16g/mol ; H : 1g/mol

Exercice 3 5 points

Les formules semi développées de cinq composés chimiques sont :



1. Parmi ces cinq composés plusieurs sont dérivés des acides carboxyliques.
Donner le nom et le groupe fonctionnel de chaque dérivée des acides trouvés. 1,5 pt
2. Le composé de formule (C) est préparé au laboratoire à partir d'un acide carboxylique RCO_2H et du chlorure de thionyle.
 - 2.1. Ecrire l'équation bilan de cette réaction et écrire la formule semi développée de l'acide carboxylique. 1 pt
 - 2.2. Au cours de cette préparation, le rendement de la réaction a été égal à 95,0%.
Calculer la masse du composé (C) qui peut être obtenue à partir de 1000 ml d'acide de masse volumique égale à 1050 kg/m^3
 - 2.3. Quel composé chimique, parmi les cinq cités au début de l'exercice peut être utilisé pour préparer l'éthanamide ?
Ecrire l'équation bilan de la réaction. 1 pt

On donne: H : 1 g/mol ; O: 16 g/mol ; C: 12 g/mol ; Cl : 35,5g/mol

Exercice 4 5 points

On souhaite fabriquer de l'éthanoate de butyle, composé intervenant dans la fabrication d'arôme artificiel. Par la suite ce composé sera appelé E.

1. **ETUDE QUALITATIVE /**
 - 1.1. Ecrire la formule semi développée de E. A quelle famille appartient-il ? 0,5 pt
 - 1.2. Pour obtenir E, on fait réagir l'acide éthanoïque et le butane-1-ol.
Ecrire l'équation de la réaction.
Préciser les caractéristiques de cette réaction. 1 pt
 - 1.3. Le technicien chargé de la réaction ajoute une petite quantité d'acide sulfurique au mélange réactionnel.
Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? 0,25 pt
 - 1.4. Par quelle technique simple pourra-t-il envisager de séparer E des réactifs utilisés ? 0,5 pt
2. **ETUDE QUANTITATIVE**

Dans une ampoule scellées, on mélange 60 cm^3 d'acide éthanoïque et 40 cm^3 de butan-1-ol, et 2 cm^3 d'acide sulfurique concentré. On réalise l'estérification jusqu'à l'équilibre. Après séparation et purification on constate que l'on obtient 40g de E.

 - 2.1. Les réactifs sont ils dans les proportions stoechiométrique ? Justifier votre réponse. 0,75pt
 - 2.2. Quelle serait la masse d'ester formé, si la réaction est totale ? 1 pt
 - 2.3. Quel est le rendement de la réaction réalisée précédemment ? 1 pt

On donne : C : 12 g/mol ; H: 1 g/mol ; O : 16g/mol.

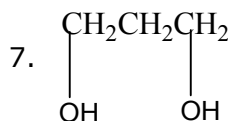
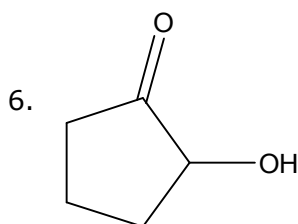
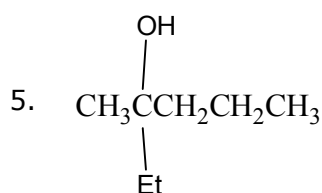
2^{ème} Séquence / novembre 2006

| | | |
|---------|--------------------------|--------------------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 2H Coeff. : 2 |
|---------|--------------------------|--------------------------|

Exercice 1 : 5,5 points

Donner le nom systématique des corps dont la formule suit ; préciser, lorsqu'il s'agit d'alcool, leur classe :

1. $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$
2. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$
3. CH_2O
4. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COC}_3\text{H}_7$



Exercice 6 : 6 points

Le 2-méthylbutanal et la 3-méthylbutan-3-one sont deux isomères de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$.

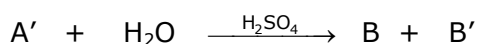
1. Donner leur formule semi développée. 1 pt
2. Quel type général d'isomérisation existe-t-il entre ces deux dérivés ? Plus particulièrement, peut-on considérer qu'il s'agit d'une isomérisation de chaîne ? Justifier la réponse. 1 pt
3. Quelle particularité présente l'atome de carbone d'indice de position 2 du 2-méthylbutanal ? Quelle particularité entraîne-t-elle sur le nombre de stéréoisomères isolables de cet aldéhyde ?
Donner leur représentation conventionnelle et préciser la nature de l'isomérisation qui les relie. 2 pts
4. La 3-méthylbutan-3-one peut être obtenue par oxydation ménagée d'un alcool.
Donner la formule de constitution de cet alcool. 0,5 pt
5. Cet alcool peut-il donner lieu à stéréoisomérisation ? Dans l'affirmative préciser la nature de la stéréoisomérisation mise en jeu et représenter conventionnellement les stéréoisomères. 1,5 pt

Exercice 3 : 8,5 points

A est un alcène comportant 4 atomes de carbones. On effectue les réactions suivantes à partir de A.

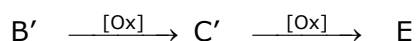
1. $A + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} B$ (produit unique)
2. $B + \text{mélange sulfochromique} \longrightarrow C$
3. $C + 2,4\text{-DNPH} \longrightarrow D$ (précipité jaune)
4. C ne réagit pas avec le réactif de Tollens

A' est un alcène linéaire isomère de A



B et B' sont isomères l'un de l'autre, B est majoritaire.

5. Par oxydation ménagée de B' on a :



6. $C' + 2,4\text{-DNPH} \longrightarrow D$ (précipité jaune)
7. C' réagit avec la liqueur de Fehling.
8. E rougit le papier pH

- a. Déterminer la nature, la formule sémi-développée et le nom des composés A, B, C, A', B', C', E. 7 pts
- b. Ecrire l'équation bilan des réactions (1), (2), (7). 1,5 pt

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|---------------------------|----------|---------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 2 ^{ème} Séquence | Classe : | Terminale C/D | Année | 2007-2008 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 heures |

EXERCICE -1 : 4 points

1-Définir les termes et expressions suivants : aldéhyde ; acide carboxylique ; cétone ; composé carbonylé. 1pt

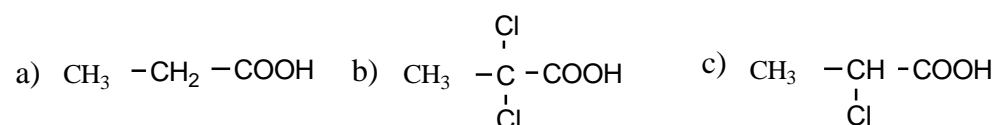
2-Quelle est la différence entre la réaction d'hydrolyse et la réaction d'hydratation ? 0,5pt

3-Répondre par vrai ou faux : Bonne réponse=+0,5 ; Mauvaise réponse=-0,5pt

3.1-La déshydratation intramoléculaire d'un acide et celle d'un alcool donne les mêmes produits.

3.2-Le nitrate d'argent ammoniacal et le réactif de Tollens désignent le même réactif

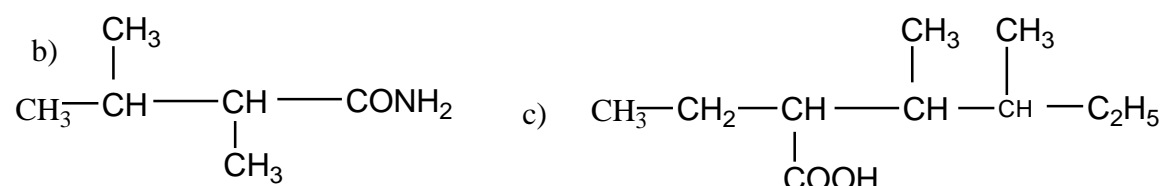
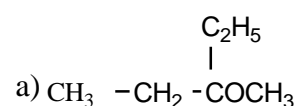
4-Classer les acides suivants selon leur acidité croissante : 0,5pt



5-Quelle est la différence entre les réactions de polymérisation et les réactions de polycondensation. 0,5

EXERCICE-2 : 3,5 points

1- Nommer les composés de formules semi développées suivantes : (0,5 x 3) = 1,5pts



2-Ecrire les formules semi développées des composés suivants : (0,5 x 4) = 2pts

a) N, N-diéthyl, 2-méthylpropanamide ; b) Chlorure de 3-phénylbutanoyle

c) acide 2, 2, 3,3-tétraméthylbutanoïque ; d) 3,3-diéthylpentan-2-one.

EXERCICE-3 : 6,5 points

Soit un composé A de formule C_nH_{2n}

1-Par action de l'eau sur A, en présence d'acide sulfurique, on obtient un corps B.

1.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction conduisant à B. 0,5pt

1.2-Donner la formule brute de B sachant qu'il contient en masse 60% de carbone. 1pt

1.3-Quelles sont les formules semi-développées de B. 0,5pt

2-On réalise l'oxydation catalytique à l'air et l'oxydation ménagée par déshydrogénation de B et on obtient trois composés C, D et E.

- C donne un précipité avec la 2,4-DNPH et est sans action sur le réactif de schiff.

- D donne un précipité brun avec le réactif de Tollens.
- Le papier pH rougit en présence de E.

- 2.1- Identifiez ces composés (noms, formules semi développées et familles). **1,5pt**
- 2.2-Comment appelle-t-on le groupement caractéristique de C. **0,5pt**
- 2.3-L'un des composés ci-dessus (C, D et E) réagit avec le chlorure de thionyle. Ecrire l'équation de la réaction et donnez le nom du composé obtenu. **1pt**
- 2.4-La déshydratation intermoléculaire entre deux molécules du composé réagissant avec le chlorure de thionyle donne un composé F. Ecrire l'équation bilan de la réaction et donnez le nom du composé F. **1**
- 2.5-L'action de F sur l'ammoniac donne deux composé G et G'. Donnez la formule semi-développée et le nom de G sachant qu'il ne rougit pas le papier pH. **0,5pt**
- 3- L'action du chlorure d'adipyle ($C_6H_8O_2Cl_2$) sur l'hexane-1,6-diamine conduit à la formation du nylon 6,6 qui est un polyamide.
- 3.1-Donnez la formule semi-développée et le nom systématique du chlorure d'adipyle. **0,5pt**
- 3.2-Donnez le motif du nylon 6,6. **0,5pt**

EXERCICE-4 : 6 points

Le paracétamol est un principe actif très utilisé au Cameroun. Il est obtenu par action du paraaminophénol sur l'anhydride éthanoïque. La formule du paraaminophénol est obtenue en remplaçant dans celle du benzène un atome d'hydrogène par le groupe $-NH_2$ et l'atome d'hydrogène porté par l'atome de carbone N°4 par le groupe $-OH$. Dans tout l'exercice, on supposera que le groupe $-OH$ se comporte comme une fonction alcool.

- 1-Quelles sont les formules semi-développées du paraaminophénol et de l'anhydride éthanoïque ? **1pt**
- 2-Quels sont, la formule semi-développée et le nom de l'acide dont dérive l'anhydride éthanoïque ? **1pt**
- 3-Pourquoi utilise-t-on de l'anhydride éthanoïque plutôt que de l'acide de la question 2 pour synthétiser le paracétamol ? **1pt**
- 4-Au cours de la réaction de synthèse du paracétamol, le paraaminophénol participe à la réaction par sa fonction amine. Quelle est la fonction chimique obtenue au cours de cette réaction et sa classe ? **1pt**
- 5-Ecrire l'équation-bilan de la réaction de synthèse du paracétamol. **1pt**
- 6-Quelle autre réaction peut-on envisager entre les produits de la réaction de la question 5 ? Quel nom donne-t-on à cette réaction. **1pt**

Données : C : 12, H : 1 ; Na : 23 ; O : 16

| INSTITUT POLYVALENT DE LA RENOVATION PEDAGOGIQUE | | | | | |
|--|---------------------------|----------|----------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 2 ^{ème} Séquence | Classe : | Terminales C/D | Année | 2008-2009 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 2 heures |

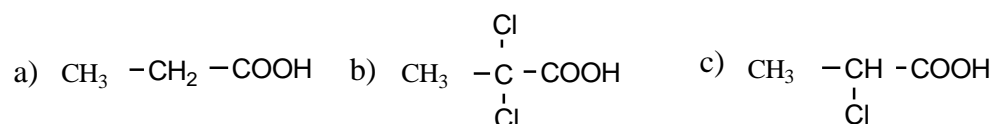
EXERCICE -1 : 5 points

1-Définir les termes et expressions suivants : aldéhyde ; acide carboxylique ; cétone ; composé carbonylé. 1pt

4-Ecrire toutes les formules semi développés des acides de formules $C_4H_8O_2$ et les nommer. 1pts

3-Par quelles réactions peut-on obtenir une amide à partir d'un alcène ? (Écrire les équations bilans de toutes ces réactions) 2pts

4-Classer les acides suivants selon leur acidité croissante : 0,5pt

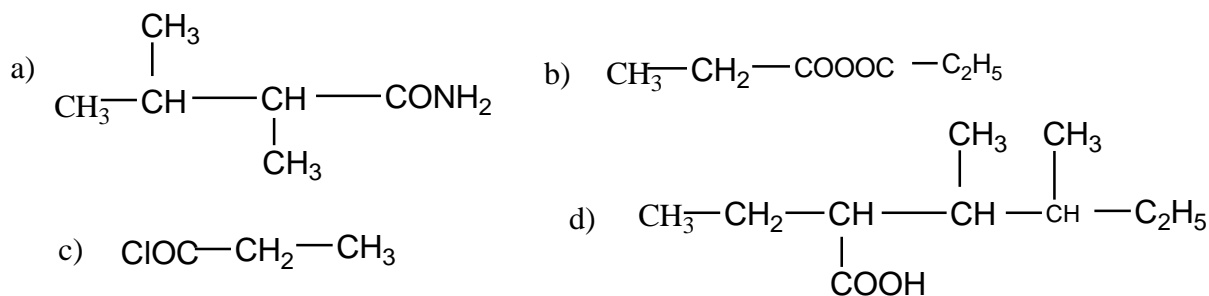


5-Quelle est la différence entre les réactions de polymérisation et les réactions de polycondensation. 0,5

EXERCICE-2 : 5 points

1-Ecrire la formule générale des composés suivants : acide carboxylique ; chlorure d'acyle ; amide ; anhydride carboxylique. 1pt

2-Nommer les composés de formules semi développées suivantes : 0,5 x 4=2pts



3-Ecrire les formules semi développées des composés suivants : (0,5 x 4) = 2pts

a) N, N-diéthyl, 2-méthylpropanamide ; b) Chlorure de 3-phénylbutanoyle

c) acide 2, 2, 3,3-tétraméthylbutanoïque ; d) 3,3-diéthylpentan-2-one.

EXERCICE-3 : 5 points

A désigne un acide carboxylique à chaîne saturée.

1-Si on désigne par n le nombre d'atomes de carbones contenus dans le radical R fixé au groupement carboxylique, exprimer en fonction de n la formule générale de cet acide. 0,5pt

2-B est un alcool de formule brute CH_4O . Préciser sa formule semi-développée, sa classe et son nom.

3-L'alcool B est estérifié par l'acide A, écrire l'équation de cette réaction. Sachant que la masse molaire de l'ester obtenu est 88g/mol, quels sont la formule exacte et le nom de A ? 1,5pt

4-On considère C le chlorure d'acyle correspondant à A. Comparer l'action de A sur B avec celle de C sur B. Ecrire l'action de l'ammoniac sur C et nommer le composé obtenu. 1,5pt

- 5- Soit D l'anhydride d'acide correspondant à A, Ecrire sa formule semi-développée et donner son nom.
- 6- Entre A, C et D, quel est parmi ces composés, celui qui en réagissant avec B donnera le meilleur rendement ?

EXERCICE-4 : 5 points

On considère un acide carboxylique à chaîne carbonée saturée A de formule semi-développée RCOOH. Afin de l'identifier, on provoque un certain nombre de réactions chimiques ayant comme point de départ A. Dans un premier temps on transforme entièrement une masse m_A de l'acide carboxylique A en son chlorure d'acyle B

On isole le composé B et on fait deux parts de masses égales.

I- Première série d'expériences

1- On hydrolyse complètement la première part de B. Ecrire l'équation bilan de cette réaction et la caractériser. **1pt**

2- Le chlorure d'hydrogène formé est intégralement recueilli puis dissous dans l'eau distillée. On ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol dans la solution aqueuse obtenue et on verse un volume $V=19,9\text{cm}^3$ de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C=1\text{mol/L}$. Calculer la masse molaire M_A de A sachant que $m_A=2,96\text{g}$. **1pt**

II- Deuxième série d'expériences.

On fait réagir sur la deuxième part du chlorure d'acyle B une solution concentrée d'ammoniac. La réaction est rapide et totale. On obtient un solide cristallisé blanc C insoluble dans l'eau et que l'on isole.

3- Ecrire l'équation bilan de la réaction. **0,5pt**

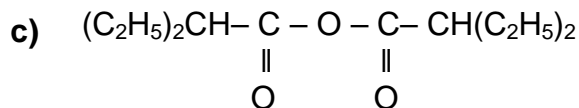
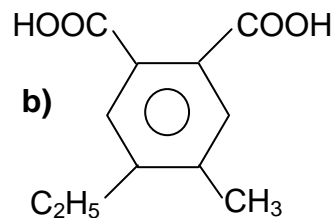
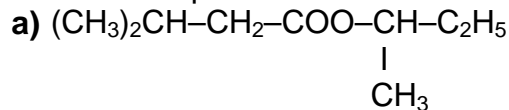
4- Quelle est la fonction chimique de C. **0,5pt**

5- La détermination expérimentale de la masse molaire de C donne $M_C=73\text{g/mol}$. Déterminer M_A et vérifier qu'il y a accord avec la question 2. **1,5pt**

6- En déduire la formule semi-développée de A et son nom. **0,5pt**

Exercice 1 : 6 Points

1.1. Nommer les composés suivants :



(0,5 x 3 = 1,5pt)

1.2. Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :

a) Chlorure de 2- phénylbutanoyle

(0,5pt)

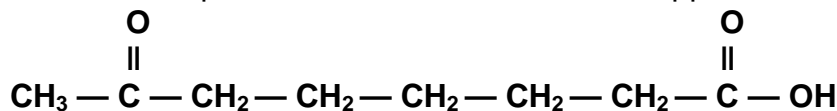
b) N-éthyl, N- méthylbenzamide

(0,5pt)

c) Anhydride phtalique.

(0,5pt)

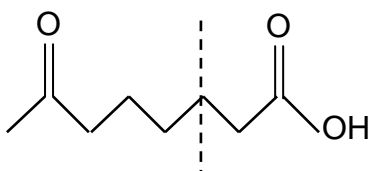
1.3. On considère le composé dont la formule semi-développée est donnée ci-dessous :



1.3.1. Donnez les noms et les formules générales des familles chimiques correspondant aux groupes caractéristiques présents dans cette molécule. (0,5 x 2 = 1pt)

1.3.2. Proposez et décrivez un test permettant de caractériser chacune de ces familles chimiques. (0,75 x 2 = 1,5pt)

1.3.3. La formule topologique de cette molécule est la suivante :



Si on sépare la formule topologique de cette molécule en deux morceaux selon les pointillés : Donnez le nom des deux molécules obtenues. (0,5 x 2 = 1pt)

EXERCICE 2 : 6 Points

Pour identifier deux alcools isomères de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, on les soumet à une réaction d'oxydation ménagée par le permanganate de potassium en milieu acide.

L'alcool **A** conduit à un mélange de deux composés organiques **C** et **D**.

L'alcool **B** conduit à un produit unique **E**.

2.1. **C** réagit avec le réactif de Tollens en donnant un dépôt d'argent.

Que signifie le résultat de cette réaction ? Suffit-elle pour déterminer la formule semi-développée de **C** ?

(0,75pt)

2.2. Quelle formule retenir pour **C** sachant que son squelette carboné est ramifié ?

Donnez son nom.

(0,75 pt)

- 2.3. Ecrivez l'équation bilan de la réaction d'oxydation de **C** par le réactif de Tollens. (1pt)
(On rappelle que le couple oxydant-réducteur $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ / \text{Ag}$ intervient dans cette réaction)
- 2.4. Déduisez-en la formule semi-développée de **A**, ainsi que celle de **D**. (0,5 x 2 = 1pt)
- 2.5. **E** réagit avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine pour former un précipité jaune, mais **E** ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.
Déterminez les formules semi-développées de **E** et de **B**, ainsi que leur nom. (0,75 x 2 = 1,5pt)
- 2.6. Ecrivez l'équation bilan de la réaction d'oxydation de **B** par l'ion permanganate en milieu acide. (Passez par les demi-équations électroniques) (1pt)

EXERCICE 3 : 8 Points

- 3.1. Par oxydation ménagée d'un composant **A**, on obtient un composé **B** qui donne un précipité jaune avec la DNPH, et fait rosir le réactif de Schiff.
- 3.1.1 En déduire la nature de chacun des corps **B** et **A**. (0,25 x 2 = 0,5pt)
- 3.1.2 Donner les formules générales de ces corps. (0,5 x 2 = 1pt)
- 3.2. On ajoute à **B** une solution de dichromate de potassium en milieu acide ; la solution devient verte et on obtient un composé organique **C**.
- 3.2.1. Donner, en justifiant votre réponse, la formule générale de **C**. (0,5pt)
- 3.2.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a permis d'obtenir **C** à partir de **B**.
(On rappelle que le couple oxydant-réducteur $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ intervient dans cette réaction). (1pt)
- 3.3. **C** peut réagir sur **A** ; On obtient alors du **2-méthylpropanoate de 2-méthylpropyle**.
- 3.3.1. En déduire les formules semi-développées de **A**, **B** et **C**. (0,5 x 3 = 1,5pt)
(On justifiera les réponses données) ;
- 3.3.2. Indiquer les noms de ces trois composés. (0,25 x 3 = 0,75pt)
- 3.4. **C** peut agir sur du pentachlorure de phosphore (PCl_5), ou sur du chlorure de thionyle (SOCl_2) pour former un composé organique **D** qui peut agir sur **A**.
- 3.4.1 Donner la formule semi développée et le nom de **D**. (0,5 x 2 = 1pt)
- 3.4.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de **D** sur **A**. (0,5pt)
- 3.4.3 Ecrire l'équation-bilan de la réaction de **C** sur **A**. (0,5pt)
- 3.5. Comparer la réaction de **D** sur **A** avec celle de **C** sur **A**. (0,75pt)

Examineur: Mr Valéry PÉDIER

| | | | | | |
|-----------------|---|-----------------|----------------------|--------------|------------------|
| EXAMEN : | Composition 1^{er} Trimestre | Classe : | Terminale C/D | Année | 2008-2009 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 heures |

EXERCICE -1 : 4 points

1-Définir : réactif nucléophile ; Base de Brönsted.

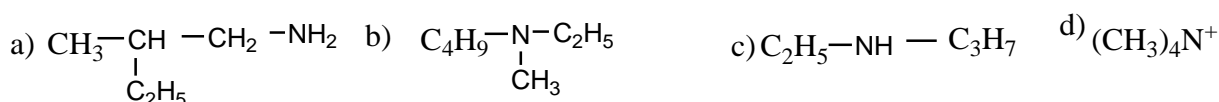
0,5pt

2-Donner les formules semi-développées des composés suivants :

a) butan-2-amine ; b) N-éthyl, N-méthylbutanamine ; c) anhydride méthylpropanoïque ; **1,5pt**

3-Nommer les composés de formules semi-développées suivantes :

2pts



EXERCICE-2 : 5 points

1-Quelle distinction faites-vous entre la basicité et la nucléophilie d'une amine ?

0,5pt

2-Une amine tertiaire, liquide à température ordinaire a pour formule R_3N ou R est un radical alkyl saturé. Dans 5g de cette amine, on verse avec précaution de l'iodure de méthyle en excès. Il se forme un précipité blanc dont la masse est de 10g.

2.1-Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

0,5pt

2.2-En admettant que la réaction est totale, déterminer la formule brute de l'amine.

0,5pt

3-Un anhydride d'acide A a une chaîne carbonée saturée et une masse molaire $M=102\text{g/mol}$.

3.1-Déterminer la formule brute du composé A ainsi que sa formule semi développée et son nom. **1,5pt**

3.2-On fait réagir 8mL de A avec 5,45g de 4-amino phénol.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

0,5pt

b) Donner le nom du produit formé.

0,5pt

c) Sachant que le produit formé est le paracétamol, donner deux de ses propriétés.

0,5pt

d) Quelle masse théorique de médicament peut-on obtenir ?

1pt

Données : Masse volumique de A : $\mu=1080\text{kg/m}^3$

EXERCICE-3 : 6 points

Soit un composé A de formule C_nH_{2n}

1-Par action de l'eau sur A, en présence d'acide sulfurique, on obtient un corps B.

1.1-Donner la formule brute de B sachant qu'il contient en masse 60% de carbone.

0,5pt

1.2-Quelles sont les formules semi-développées de B.

0,5pt

2-On réalise l'oxydation catalytique à l'air et l'oxydation ménagée par déshydrogénation de B et on obtient trois composés C, D et E.

- C donne un précipité avec la 2,4-DNPH et est sans action sur le réactif de schiff.

- D donne un précipité brun avec le réactif de Tollens.

- Le papier pH rougit en présence de E.

- 2.1- Identifiez ces composés (noms, formules semi développées). **1,5pt**
- 2.2-L'un des composés ci-dessus (C, D et E) réagit avec le chlorure de thionyle. Ecrire l'équation de la réaction et donnez le nom du composé obtenu. **1pt**
- 2.3-La déshydratation intermoléculaire entre deux molécules du composé réagissant avec le chlorure de thionyle donne un composé F. Ecrire l'équation bilan de la réaction et donnez le nom du composé F. **1**
- 2.4-L'action de F sur l'ammoniac donne deux composé G et G'. Donnez la formule semi-développée et le nom de G sachant qu'il ne rougit pas le papier pH. **0,5pt**
- 3- L'action du chlorure d'adipyle ($C_6H_8O_2Cl_2$) sur l'hexane-1,6-diamine conduit à la formation du nylon 6,6 qui est un polyamide.
- 3.1-Donnez la formule semi-développée et le nom systématique du chlorure d'adipyle. **0,5pt**
- 3.2-Donnez le motif du nylon 6,6. **0,5pt**

EXERCICE-4 : 5 points

Pour préparer un savon, on suit un protocole expérimental comportant trois étapes :

1^{ère} étape : On pèse une masse $m=8g$ de NaOH solide que l'on dissout ensuite dans 20mL d'eau distillée

- 1.1-Calculer la concentration molaire de la solution ainsi préparée. **0,5pt**
- 1.2-Quelle(s) précaution(s) faut-il prendre pour réaliser cette solution ? **0,5pt**

2^{ème} étape : On ajoute 20mL d'éthanol à la solution précédente, en agitant. On verse ensuite la solution alcoolique d'hydroxyde de sodium dans un ballon de 250mL et on ajoute 15mL d'huile alimentaire. On considère que cette huile alimentaire n'est constituée uniquement que du triglycéride de l'acide oléique et sa densité vaut $d=0,9$.

- 2.1-Quel nom donne-t-on à la réaction réalisée à la 2^{ème} étape ? **0,5pt**
- 2.2-Ecrire l'équation bilan de cette réaction **0,5pt**
- 2.3-Calculer les quantités de matière des réactifs et dire si les conditions stoechiométriques sont réalisées ? **1,5pt**

3^{ème} étape : Après 30 minutes de réaction, on verse le mélange réactionnel dans une solution de chlorure de sodium tout en agitant avec un agitateur en verre. On filtre ensuite le produit solide obtenu puis on le sèche. La masse du produit obtenu est : $m=11,8g$

- 3.1-Quel est le nom de cette étape ? **0,5pt**
- 3.2-Calculer le rendement de cette préparation **0,5pt**
- 3.3-Comment expliquer cette valeur ? **0,5pt**

Données : C=12 ; H=1 ; O=16 ; Na=23

Formule brute de l'acide oléique : $C_{17}H_{33}COOH$. On rappelle qu'un triester du propan-1, 2,3-triol de formule $CH_2OH-CHOH-CH_2OH$

| EVALUATION SEQUENTIELLE N°2 | | | | | |
|-----------------------------|---------|-------|--------|----------|-------|
| CLASSE | EPREUVE | SERIE | COEF ; | DUREE | ANNEE |
| 2 ^{nde} | Chimie | C | 2 | 2 heures | 2009 |

EXERCICE I (10pts)

- Deux atomes X et Y ont pour numéro atomique respectivement 11 et 17.
1. Ecrire la formule électronique de chacun de ces éléments
 2. Déduire à partir de ces formules électroniques la place de chacun de ces éléments dans le tableau de classification périodique des éléments. On donnera le numéro de la période et celui de la colonne où il se situe (exemple : 5^{ème} période et 2^{ème} colonne).
 3. En se référant au tableau périodique des éléments, donner le nom de X et celui de Y.
 4. A quelle famille appartient chacun de ces éléments ?
 5. Y a-t-il parmi ces éléments un qui soit électronégatif ? Si oui lequel ?
 6. Y a-t-il parmi ces éléments un qui soit électropositif ? Si oui lequel ?
 7. Ecrire la représentation de Lewis de chacun de ces éléments
 8. Quels sont les ions que l'on peut obtenir à partir des éléments X et Y ?
 9. Ecrire la formule électronique de chacun de ces ions et les représentations de Lewis correspondantes
 10. Ecrire l'équation électronique de passage de l'atome à l'ion pour chacun de ces deux éléments
 11. Déduire la formule et le nom de la molécule formée par ces deux atomes

EXERCICE II (5pts)

1. Définir les termes suivants : molécule ; doublet liant ; liaison covalente ; volume molaire
2. Enoncer la loi d'Avogadro Ampère
3. Ecrire la représentation de Lewis des atomes de chlore et d'aluminium ($Z_{Cl} = 17$ et $Z_{Al} = 13$)
4. Donner la représentation de Lewis de la molécule $AlCl_3$ ainsi que sa formule développée
5. Calculer le volume occupée par 2 g de dioxyde de carbone (CO_2) dans les conditions où $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$. On donne : $M_c = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_o = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE III (3pts)

1. Donner la formule électronique et la représentation de Lewis des atomes de carbone et d'hydrogène.

-
2. Combien de liaisons covalentes chacun de ces atomes est-il susceptible d'établir avec d'autres atomes ?
 3. Quelle est la valence du carbone et celle de l'hydrogène ?
 4. Ecrire la formule développée du méthane et celle de l'acétylène. On donne les formules brutes : CH_4 et C_2H_2 .

EXERCICE IV (2pts)

Au cours de la combustion d'un morceau de soufre, on a recueilli 100 cm^3 de dioxyde de soufre, volume mesuré dans les conditions pour lesquelles le volume molaire vaut 25 L.

1. Quelle quantité de matière renferme le volume gazeux recueilli ?
2. Quelle est la masse de ce gaz ?

EVALUATION SEQUENTIELLE DU 15/12/03 : EPREUVE DE CHIMIE.

EXERCICE 1 : 5points

Nommer les molécules suivantes :



0.5 x 0.5 = 2.5pts

Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :

Hexane – 1,6 – diamine ; N – étylpropylamine ; N, N – diéthyl 2 – méthylpropanamide ;
propanoate d'isopropyle éthanoate de 3 – méthylbutyle.

0.5 x 5 = 2.5pts

EXERCICE 2 : 6points.

On réalise l'estérification entre l'acide acétique (éthanoïque) et le 3 – méthylbutan – 1 – ol
La masse volumique de l'acide acétique est égale à $1,03 \text{ g. cm}^{-3}$ et celle de l'alcool est
égale à $0,81 \text{ g. cm}^{-3}$. On mélange $11,9 \text{ cm}^3$ d'acide acétique et $21,7 \text{ cm}^3$ d'alcool.

1 – Ecrire l'équation – bilan de la réaction et nommer le produit obtenu. 0.5pt

2 – Le mélange réactionnel est-il stochiométrique ? 0.5pt

3 – Après un temps suffisant de réaction, on extrait l'ester formé. Sa masse est
égale à 13,7g

Calculer le rendement de la réaction. 1pt

4 – On chauffe maintenant 0,20 mol de cet ester en présence d'eau et d'un
catalyseur. On dose ensuite l'acide formé à diverses dates t on obtient le tableau
des valeurs suivantes.

| | | | | | | |
|---------------------------|----|----|----|----|-----|-----|
| n (acide) x 10^{-2} mol | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 |
| t(mn) | 20 | 40 | 60 | 80 | 100 | 120 |

4 – 1 – Comment appelle-t-on la réaction qui s'est produite ? 0.5pt

4 – 2 – Ecrire l'équation - bilan de cette réaction

4 – 3 – Tracer la courbe donnant le nombre de moles d'acide restant en fonction
du temps. 1.5pt

Echelle : abscisses 1 cm ——— 20mn
ordonnées 1cm ——— 2.10 – 2 mol.

4 – 4 – Calculer la quantité d'ester présente aux dates t = 40 mn et t = 120 mn. 2pt

EXERCICE 3 :

On considère les amines possédant trois atomes de carbone.

- 1 – Ecrire les formules développées de ces amines en précisant la classe de chacune d'elles. 2pts
- 2 – Parmi ces isomères on considère l'amine tertiaire.
- 2 – 1 – On dissout cette amine dans l'eau.
- a- Ecrire l'équation – bilan de la réaction. 0.5pt
- b- Quel est le caractère de l'amine que l'on met en évidence ? 0.5pt
- 2 – 2 – On fait réagir cette amine sur l'iodométhane. Ecrire l'équation de la réaction et préciser le caractère de l'amine. 0.5pt x 2
- 3 – On fait réagir chacune des amines précédentes avec le chlorure d'éthanoyle.
- 3-1- Ecrire l'équation – bilan de chacune d'elles. 2pts
- 3-2- Donner le produit obtenu en indiquant sa formule développée. 2pts
- 3-3- Quelle fonction organique obtient – on ? 0.5pt
- 4 – On utilise une solution de l'amine primaire à chaîne linéaire. D'autre part, on dispose d'une solution d'acide chlorhydrique par dissolution de 1,12 L de chlorure d'hydrogène (volume mesuré dans les C.N.T.P) dans 0,5l d'eau à 25°C. Il faut ajouter 18cm³ de cette solution acide à 20 cm³ de la solution amine pour obtenir l'équivalence acido-basique.
- 4–1– Ecrire l'équation – bilan de la réaction. 0.5pt
- 4–2–Quelle masse d'amine a-t-il fallu dissoudre dans 1L d'eau pour obtenir la solution précédente ? 0.5pt

ÉVALUATION SÉQUENTIELLE N° 2 DU 17 JANV. 2005: ÉPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE I. Influence des facteurs cinétiques sur l'évolution d'une réaction chimique. (5pts)

On réalise l'estérification d'une mole d'éthanol par une mole d'acide éthanoïque à 100° C en l'absence puis en présence d'une faible quantité d'acide sulfurique (H_3O^+). On note le nombre n de mole d'ester formé en fonction du temps t .

On obtient :

| | Temps (h) | 0 | 1 | 3 | 6, | 9 | 12 | 15, |
|---------------|-----------|---|------|------|------|------|------|------|
| sans H_3O^+ | n | 0 | 0,12 | 0,23 | 0,33 | 0,37 | 0,39 | 0,41 |
| Avec H_3O_+ | n | 0 | 0,47 | 0,64 | 0,65 | 0,66 | 0,66 | 0,66 |

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction. (0.5pt)
- 2) Tracer dans le même repère (sur papier millimétré) les résultats des deux expériences : 0,5 cm \longrightarrow 1 h
1 cm \longrightarrow 0,1 mol. (2pts)
- 3) Évaluer graphiquement (calculer) la vitesse de formation de l'ester à l'instant $t = 0$ dans les deux cas. En déduire le rôle des ions H_3O^+ . (1.5pt)
- 4) Dans la seconde expérience, quelle est la composition du mélange pour $t > 15$ heures ? Déduire alors la valeur de vitesse de formation de l'ester à cette date. (0.5pt)
- 5) Pour un temps très grand, quelle serait la valeur de n dans la première expérience ? Pourquoi ? (0.5pt)

EXERCICE II : Identification d'un composé.

A désigne un acide carboxylique à chaîne saturée.

1. Si on désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenu dans le radical R fixé au groupement carboxyl, exprimer en fonction de n la formule générale de cet acide. (0.5pt)
2. B est un alcool ne possédant qu'un seul atome de carbone. Donner sa classe, son nom et sa formule semi développée. (0.75pt)
3. On fait réagir entre eux ; A et B. On obtient un composé organique de masse molaire 88 g.mol^{-1} .
Écrire l'équation bilan de cette réaction. (0.75pt)
Déduire la formule semi développée exacte et le nom de A. (0.5pt)
4. c est un chlorure d'acyle correspondant à A.
Écrire l'équation d'obtention de c à partir de A. (0.5pt)
On se propose de préparer 4,4 g d'ester à partir de A et C.

Quelle est la masse de chacun des réactifs ? (1pt)

5. On veut obtenir A à partir d'un alcool B'.
Écrire l'équation bilan. (0.5pt)
Donner le nom et la formule semi développée de B'. (0.5pt)

Données : Masses molaires atomiques : C = 12 ; H = 1 ; O = 16 ; N = 14.

EXERCICE III : Acide α -aminé. (5pts)

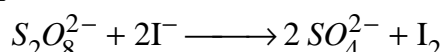
Un acide α -aminé naturel A de masse molaire $117\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, est constitué d'une chaîne carbonée saturée non cyclique.

- Déterminer la formule brute de A. (0.5pt)
- Sachant que la chaîne carbonée de A est ramifiée, déterminer la formule semi développée et le nom en nomenclature officielle de A. (0.5pt)
- Représenter selon Fischer la configuration naturelle de A. (0.5pt)
- On fait réagir sur A du SOCl_2 ; écrire l'équation bilan. (0.5pt)
- On mélange B avec du chlorure de 2-amino éthanoyle et du chlorure de 2-amino propanoyle. Combien de tripéptides peut-on obtenir ? (1pt)
- Comment doit-on faire pour ne synthétiser que Ala-Gly-A représentant l'abréviation de A en biochimie ? Écrire les différentes étapes en expliquant. (2pts)

EXERCICE IV. Étude de la vitesse de disparition des ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$.

On dispose de 8 tubes à essai contenant chacun 10 ml d'un mélange d'iodure de potassium de concentration $0,25\text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ de peroxydisulfate d'ammonium de concentration $0,025\text{ mol/l}$. On déclenche le chronomètre et à des instants précise. On dose la quantité de diiode formé.

L'équation bilan de cette réaction est :



Les résultats sont consignés dans le tableau ci-après :

| | | | | | | | | | |
|-------------------------------------|---|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|------|
| t (s) | 0 | 10 | 25 | 60 | 135 | 300 | 510 | 840 | 1500 |
| $[\text{I}_2]\cdot 10^{-3}$ (mol/l) | 0 | 0,5 | 1,0 | 2,5 | 5,0 | 10 | 15 | 20 | 25 |

- Démontrer que $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_t = [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 - [\text{I}_2]_t$. (0.5pt)
- Compléter le tableau précédent en ajoutant une ligne donnant la concentration en $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$. (2pts)
- Représenter sur papier millimétré $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = f(t)$.
unité : 2 cm \longrightarrow 5 min et 2 cm \longrightarrow 0,01 mol/l. (1.5pt)
- Déterminer graphiquement la vitesse volumique de disparition des ions $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ à la date $t = 0$ et la vitesse moyenne entre 5 min et 14 min. (1pt)

ÉVALUATION HARMONISÉE DU 21 NOV. 05
ÉPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE I.

On dispose d'un alcool A saturé possédant 4 atomes de carbone.

Expérience I : Dans un tube à essai contenant 10 ml de A, on verse 4 ml de permanganate de potassium et on observe la décoloration totale. On ajoute ensuite l'hexane, la partie organique obtenue subit le test à la 2,4-DNPH ; il se forme un précipité jaune orangé.

Expérience II : Dans un tube à essai contenant 10 ml de permanganate de potassium, on ajoute 4 ml de A. Après l'extraction à l'hexane, le composé organique obtenu répond négativement au test à la 2,4-DNPH.

1. Proposer la (les) formule (s) semi développée (s) compatible (s) avec les deux expériences. Les nommer. (1pt)
2. Écrire les équations bilans des réactions qui se sont produites dans les tubes. (1ptx2=2pts)
3. Un autre isomère de A noté A' réagit avec un excès de dichromate de potassium pour donner C. C réagit avec le chlorure de thionyle pour donner D. D réagit avec l'éthanol pour donner le méthylpropanoate d'éthyle (E).
 - 3.1. Écrire les équations bilans des réactions qui se produisent entre C et le chlorure de thionyle d'une part puis entre D et l'éthanol d'autre part. (0.5x2=1pt)
 - 3.2. Partant de 15 g de C, on obtient du chlorure d'hydrogène qui, dissout dans l'eau est dosé pour une solution molaire de soude. L'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé 150 ml de soude. Déduire le rendement de la réaction. (1pt)

$$M_C = 12 ; M_O = 16 ; M_H = 1.$$

EXERCICE II.

1. La combustion de 0,25 g d'un monoalcool saturé donne 280 cm³ de dioxyde de carbone et de l'eau $V_m = 22,4 \text{ l.mol}^{-1}$.
 - 1.1. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. (0.5pt)
 - 1.2. Déduire la formule brute de cet alcool. (0.5pt)
 - 1.3. Donner tous les alcools isomères correspondant cette formule brute, les nommer. (0.5pt)
2. L'oxydation très ménagée de l'isomère A₁ de cet alcool en présence du permanganate de potassium ($K^+ + M_n O_4^-$) conduit aux composés B₁ et C₁ successivement.

B₁ donne un dépôt de miroir d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal (réactif de Tollens), alors que C₁ rougit le papier pH humide.

L'isomère A₂ de A₁ subit à son tour une oxydation en présence du cuivre et de l'air en excès pour conduire à un composé B₂ qui réagit avec la 2,4DNPH et est sans action sur la Liqueur de Fehling.

- 2.1. En utilisant les formules semi développées, écrire les différentes équations qui ont lieu. (2pts)
- 2.2. L'acide éthanoïque réagit sur le propan-2-ol pour donner un composé C₂ et de l'eau ; écrire l'équation bilan de la réaction puis donner le nom de C₂. (0.5pt)
- 2.3. Proposer deux autres méthodes de préparation de C₂ en plusieurs étapes à partir de l'acide éthanoïque, du propan-2-ol ainsi que d'autres réactifs inorganiques. (1pt)

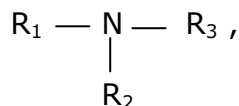
EXERCICE III.

A. Une amine a est sans action sur le chlorure d'éthanoyle mais réagit sur l'iodoéthane pour donner un précipité blanc ionique.

A.1. Quelle information nous donne cette série d'expériences ? (0.5pt)

A.2. En utilisant la formule générale des amines, écrire l'équation bilan de la réaction entre A et l'iodoéthane. (0.75pt)

B. On considère une amine B de formule générale



B réagit avec la chlorure d'hydrogène pour donner un composé C.

B.1. Ecrire l'équation bilan. (0.5pt)

B.2. Au cours de cette réaction, 25,25 g d'amine B consomme 6 L de chlorure d'hydrogène, volume mesuré dans les conditions où le volume molaire vaut : 24 l.mol⁻¹.

B.2.1. Déduire la masse molaire de cette amine. (0.5pt)

B.2.2. R₁, R₂ et R₃ sont des groupements alkyle linéaires, déduire la formule brute et la formule semi développée compatible avec l'énoncé puis nommer. (1.25pt)

B.3. On se propose de réaliser la synthèse de B à partir de la propan-1-amine.

Expliquer avec les équations à l'appui la méthode à utiliser. (1.5pt)

$$M_N = 14 \text{ g.mol}^{-1}.$$

EXERCICE IV.

On considère les mono amines saturées non cycliques.

1. Donner la formule générale de toutes les amines répondant à cette question. (0.5pt)

2. Déterminer en fonction de *n* le pourcentage d'azote dans cette molécule.

-
3. 15 g d'une telle amine renferme 2,9 g d'azote. Quelle est sa formule brute ? (0.5pt)
4. Déduire les formules semi développées de toutes les amines compatibles (1pt)
Avec cette formule brute puis les nommer en précisant la classe. (3pts)

Examineur : M. MKOUNGA Pierre

| | | | | | |
|----------|-----------|-----------|--------|-----------|-----------|
| EXAMEN : | BAC BLANC | EPREUVE : | CHIMIE | SESSION : | Avril 08 |
| SERIE : | C & D | COEF : | 02 | DUREE : | 03 Heures |

EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE (6 points)

Les parties A et B sont indépendantes.

Partie A : Représentation et détermination de corps organiques. (3,5 points)

On dispose de cinq flacons contenant chacun l'une des solutions suivantes :

- solution de triméthylamine
- solution de propanone (acétone)
- solution de 2-méthylpropan-2-ol
- solution de propanal
- solution de pentan-2-ol

1.a. Représenter les formules semi-développées des molécules correspondantes.

(1,25pt)

1.b. La molécule de l'un de ces composés présente un atome de carbone asymétrique, indiquer laquelle en justifiant votre réponse.

(0,25pt)

2. Afin de caractériser le contenu de chaque flacon numéroté de 1 à 5, on réalise une série de tests qui se révèlent soit positifs (cas où il y a une réaction), soit négatifs (cas où il n'y a pas réaction). Le tableau suivant résume les résultats obtenus :

| N° flacon | Dichromate de potassium en milieu acide | 2,4-Dinitrophényl hydrazine DNPH | Nitrate d'argent ammoniacal | Mono-iodoéthane C_2H_5I |
|-----------|---|----------------------------------|-----------------------------|---------------------------|
| 1 | - | - | - | - |
| 2 | - | + | - | - |
| 3 | - | - | - | + |
| 4 | + | + | + | - |
| 5 | + | - | - | - |

2.a. Déterminer le contenu de chaque flacon en justifiant votre choix (aucune équation n'est demandée). (1,25pt)

2.b. Ecrire les équations de réaction correspondant au test positif concernant le flacon n° 5. (On rappelle le couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$). (0,75pt)

Partie B : Etude d'une estérification (2,5 points)

On considère une réaction d'estérification entre un acide carboxylique de formule R-COOH et un alcool R'-CH₂OH.

A l'instant $t=0$, on mélange 0,20 mol d'acide et 0,20 mol d'alcool. On effectue la réaction d'estérification en présence d'acide sulfurique à l'aide d'un chauffage à reflux.

1. Ecrire l'équation chimique correspondant à cette estérification. (0,5pt)

2. On définit l'avancement x de la réaction de la réaction par la quantité de matière d'ester formé au cours du temps. Remplir la ligne concernant l'état intermédiaire dans le tableau d'avancement représenté ci-dessous. (0,5pt)

3. Quel serait l'avancement x_{max} en fin de réaction si celle-ci était totale ? (0,25pt)

4. L'expérience donne un avancement $x_{eq} = 0,13$ mol d'ester à l'équilibre.

a. Compléter le tableau. (0,75pt)

b. Calculer le rendement η de cette réaction. (0,5pt)

Tableau d'avancement de la transformation liée à la réaction d'estérification

| Equation | $R-COOH + R'-CH_2OH = \text{ester} + H_2O$ | | | | |
|--------------------|--|----------------------------|-------------------------|-------|------------------|
| Etat | Avancement (mol) | Quantités de matière (mol) | | | |
| | | R – COOH | R' – CH ₂ OH | Ester | H ₂ O |
| Etat initial | $X = 0$ | 0,20 | 0,20 | 0 | 0 |
| Etat intermédiaire | X | | | | |
| Etat d'équilibre | $X = X_{eq}$ | | | | |

EXERCICE 2 : FORCE D'UN ACIDE OU D'UNE BASE (4points)

1- Qu'est-ce qu'un couple acide/base ? (0,25pt)

2- Pour préparer 100 mL de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl), on dissout 0,32g de solide dans l'eau. La solution obtenue a alors un $pH = 5,2$ à $25^\circ C$.

2-1- Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau. (0,25pt)

2-2- Calculer la concentration initiale en ions ammonium. Puis montrer que l'ion ammonium est un acide faible. (0,5+0,25 = 0,75pt)

2-3- Le couple (NH_4^+/NH_3) a pour $pK_A = 9,2$.

Définir la constante d'équilibre de cette réaction et déterminer sa valeur numérique. (0,5pt)

3- On ajoute 15 mL de solution d'hydroxyde de potassium ($K^+ + OH^-$) aux 100 mL de solution de chlorure d'ammonium précédente. On obtient alors une nouvelle solution S de $pH = 9,2$ à $25^\circ C$.

On rappelle les valeurs des pK_A des autres couples acide/base mis en jeu :

$pK_A (H_3O^+/H_2O) = 0,0$; $pK_A (H_2O/HO^-) = 14,0$.

3-1- Classer les couples acide/base par ordre croissant d'acidité. (0,25pt)

3-2- Quelle est la réaction prépondérante entre les couples (NH_4^+/NH_3) et (H_2O/HO^-) ?

Calculer la constante de la réaction K_r puis conclure. (1pt)

3-3- Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium utilisée. (0,5pt)

3-4- Comment appelle-t-on la solution S précédente ? Quelle propriété présente-t-elle ? (0,5pt)

Données : $K_e = 10^{-14}$; H : 1 $g \cdot mol^{-1}$; N : 14 $g \cdot mol^{-1}$; Cl : 35,5 $g \cdot mol^{-1}$

EXERCICE 3 : REACTION ACIDO-BASIQUE (6 points)

Pour effectuer le dosage pH-métrique d'une solution S d'hydroxyde de sodium, on verse 10 mL de cette solution dans un bécher. On y ajoute 90 mL d'eau distillée, et on soumet la solution à une agitation magnétique continue. Puis, on y plonge les électrodes d'un pH-mètre préalablement étalonné. Ensuite, on y ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 1,0 \cdot 10^{-1} mol \cdot L^{-1}$.

Les valeurs du pH de la solution en fonction du volume V_a d'acide versé sont présentées dans le tableau ci-dessous.

| | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|------|------|------|------|------|------|------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| V_a (mL) | 0,0 | 2,0 | 5,0 | 7,0 | 8,0 | 8,5 | 8,7 | 8,9 | 9,0 | 9,1 | 9,3 | 9,5 | 10 | 11 | 15 |
| pH | 11,9 | 11,8 | 11,6 | 11,3 | 11,0 | 10,5 | 10,2 | 9,2 | 7,0 | 5,0 | 4,0 | 6,6 | 3,2 | 2,7 | 2,3 |

- 1- Faire le schéma annoté du montage expérimental. (1pt)
- 2- Tracer sur un papier millimétré, la courbe $\text{pH} = f(V_a)$. Puis déterminer graphiquement le point d'équivalence E. (1,5pt)
- 3- Calculer la concentration de la solution diluée dosée. En déduire la concentration de la solution S. (1pt)
- 4- En absence de pH-mètre, on peut utilisé un indicateur coloré pour déceler le point d'équivalence. Quels sont, parmi les indicateurs ci-dessous, ceux qui peuvent convenir ?

| Indicateur coloré | Phénolphthaléine | Bleu de bromothymol | Hélianthine |
|-------------------|------------------|---------------------|-------------|
| Zone de virage | 8,2 - 10 | 6,0 - 7,0 | 3,1 - 4,4 |

Quel est celui qui est préférable d'utiliser ? ($0,5 \times 2 = 1\text{pt}$)

5- Comment peut-on préparer, à partir de la solution S, 1 L de solution S' d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 11,5$?

Préciser la verrerie utilisée à partir du matériel suivant : Fiole jaugée de 1 L ; pipettes de 20 ; 10 ; 5 et 1 mL. (1,5pt)

EXERCICE 4 : TYPE EXPERIMENTAL (4points)

Dans le laboratoire du lycée, un groupe d'élèves de terminale veut préparer 100 cm^3 de solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, par dissolution d'une solution mère S_0 de concentration $C_0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$.

1- Quel volume V_0 de la solution S_0 doivent-ils prélever ? (0,75pt)

2- La solution S_1 précédente est ensuite utilisée pour doser une solution aqueuse d'éthylamine. Pour cela, on prélève 20 cm^3 de solution d'éthylamine dans laquelle on verse progressivement la solution S_1 . Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange réactionnel pendant le dosage. L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on a versé 40 cm^3 de solution acide.

2-1- Pour que le dosage soit précis quelle précaution faut-il prendre avant la manipulation ? (0,25pt)

2-2- Que représente l'équivalence acido-basique ? (0,25pt)

2-3- Déterminer la concentration molaire de la solution d'éthylamine. (0,75pt)

3- On utilise 20 cm^3 de la solution d'éthylamine précédente pour réaliser un mélange avec 30 cm^3 de solution S_1 d'acide chlorhydrique. Le pH de la solution ainsi obtenue est alors de 10,3.

3-1- Recenser les différentes espèces chimiques présentes dans cette solution. (0,75pt)

3-2- Calculer leurs concentrations molaires. (1,25pt)

EPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE 1: 3 points

1-Ecrire les formules semi-développées des composés suivants : (0,5pt x 3 = 1,5 pt)

a-Benzoate de 2-méthylpropyle b-Anhydride méthylpropanoïque

c-Acide 4-éthyl-5-méthylbenzène-1,3-dicarboxylique

2- Donner les noms des composés dont les formules s'écrivent : (0,5 pt x 3 =1,5 pt)

a- $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{C}_2\text{H}_5)\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-COCl}$

b- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CON}(\text{C}_2\text{H}_5)_2$

c- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CON}(\text{CH}_3)(\text{C}_3\text{H}_7)$

EXERCICE 2: 3,5 points

L'hydrolyse d'un ester A de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOC}_n\text{H}_{2n+1}$ et de masse moléculaire 116 g/mol donne deux composés B et C.

- Ecrire l'équation chimique traduisant cette réaction d'hydrolyse. **0,5pt**
- Le composé B obtenu est un acide carboxylique. Une masse de 1,5 g de B est diluée dans de l'eau pure. Le dosage de cette solution montre qu'elle contient 0,02 mol de matière.
 - Calculer la masse molaire moléculaire de B et déduire son nom et formule semi-développée. **1pt**
 - Déterminer n' et les formules semi-développées possibles de C. **1pt**
- En réalité, l'oxydation de C donne un composé D qui réagit avec la 2,4-DNPH, mais pas avec le réactif de Schiff.
 - Déterminer la formule semi-développée et le nom de D. **0,5pt**
 - En déduire la formule semi-développée exacte et le nom de l'ester A. **0,5pt**

EXERCICE 3: 6,5 points

On prélève 0,37 g de d'un monoacide carboxylique saturé, qu'on dissout dans 1L d'eau. On dose ensuite la solution acide obtenue par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,20 mol/L. L'équivalence est atteinte quand on a versé 25 cm³ de solution basique.

- Déterminer la masse molaire de l'acide A et donner sa formule semi-développée **1,25 Pt**
- On fait réagir A avec le chlorure de thionyle SOCl_2 . Il se forme alors un produit B, du dioxyde de soufre et du chlorure d'hydrogène.
 - Donner le groupement fonctionnel et le nom du composé B. **0,5 pt**
 - Peut-on former à nouveau A à partir de B ? Si oui, écrire la réaction correspondante et donner ses caractéristiques. **1,25 pt**
- On fait réagir sur B un alcool C de formule CH_4O et il se forme un composé organique D
 - Ecrire l'équation bilan de formation de D et nommer D. On écrira C sous forme semi-développée dans la réaction bilan. **1 pt**
 - Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ? **0,5 pt**
- Admettons que A est l'acide à trois atomes de carbones. On fait réagir l'ammoniac sur une masse inconnue d'acide A pour obtenir un carboxylate E. En déshydratant E par chauffage, on obtient un composé F de formule brute $\text{C}_3\text{H}_7\text{ON}$.
 - Ecrire l'équation –bilan de transformation de l'acide carboxylique en carboxylate d'ammonium, puis celle conduisant à la formation de F. **1 pt**

BASSIN PEDAGOGIQUE DE DOUALA 3ème

- b- Au cours de la réaction, il s'est formé 14,6 g du composé F. Déterminer la masse d'acide A utilisé si le rendement de la réaction est de 85%. 1 pt

EXERCICE 4: 7 points

Soit un composé organique oxygéné A de formule brute $C_5H_{12}O$. Sachant que sa chaîne carbonée est ramifiée et ne comporte pas un cycle,

- 1) Donner sa fonction chimique. 0,25pt
- 2) Ecrire les formules semi-développées possibles de cette molécule et déduire leurs classes. 1,25pts
- 3) L'oxydation ménagée de A par déshydrogénation catalytique conduit à un composé B unique produit de la réaction.
 - a) Déduire la formules semi-développées de A et son Nom. 1pt
 - b) Ecrire l'équation- bilan de formation de B. 0,5pt
 - c) Donner deux tests d'identification de B. 0,5pt
- 4) Le composé A est obtenu par hydratation d'un composé C.
 - a) Donner les formules semi-développées possibles de C. 0,5pt
 - b) Choisir celle qui permet d'obtenir A (produit anti-Markovnikov) ; puis le nommer. 0,5pt
 - c) Donner la formules semi-développées du produit majoritaire A' obtenu par hydratation de C. 0,5pt
 - d) Dire si A' peut supporter une oxydation ménagée en justifiant votre réponse. 0,5pt
- 5) On traite à froid A par le chlorure de benzoyle.
 - a) Ecrire le bilan de la réaction et nommer les produits formés. 1pt
 - b) Donner les caractéristiques de cette réaction et la nommer. 0,5pt

Données :

| atome | H | O | K | Cr | C | Cu |
|----------------|---|----|------|----|----|------|
| Masse en g/mol | 1 | 16 | 39,1 | 52 | 12 | 63,5 |

Collège Jean TABI d'Etoudi
 Département de Chimie
 B. P. 4174 - Tél./Fax: 2216053
 Yaoundé

Année scolaire 2004-2005
 Classes : **Terminales C-D**
 Durée : **2 heures**
 Coef. : **2**

ÉVALUATION SÉQUENTIELLE N° 2 DU 25 NOV. 2004: ÉPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE I. / 7.5 points

1. Un hydrocarbure gazeux non ramifié A, de densité par rapport à l'air $d = 1,93$ produit par combustion complète 4 moles de dioxyde de carbone.

Écrire les formules semi-développées et nommer les isomères A_1 et A_2 de cet hydrocarbure. (0.25x4=1pt)

2. L'hydratation de A conduit à la formation d'un composé B constitué de deux composés isomères B_1 et B_2 .

2.a. Quelle est la nature de ce mélange ? (0.25pt)

2.b. Quel est isomère de A dont l'hydratation conduit à la formation des composés B_1 et B_2 ? (0.25pt)

2.c. Écrire les formules semi-développées et nommer les isomères B_1 et B_2 ; lequel d'entre eux est obtenu de façon majoritaire ?

Justifier votre réponse. (0.25x6=1.5pt)

N.B. : On prendra B_1 de classe inférieure.

3. On se propose de déterminer la (composition) proportion des composés B_1 et B_2 dans le mélange initial. On procède à sa déshydrogénation catalytique, en l'absence d'air, sur du cuivre maintenu à 300°C . Les composés B'_1 et B'_2 obtenus sont alors condensés. Le mélange liquide recueilli est ensuite partagé en deux fractions égales.

3.a. Pourquoi opère-t-on en l'absence de l'air et à haute température ? (0.25pt)

3.b. Écrire les formules semi-développées et les noms des composés B'_1 et B'_2 . (0.25x4=1pt)

4. Le dixième de la première fraction est traité par un large excès de la 2-4 DNPH. L'ensemble des précipités jaunes formés, de même formule brute $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{N}_4\text{O}_4$ est filtré, séché puis pesé : sa masse $m_1 = 130 \text{ g}$. L'autre fraction est intégralement traitée par un large excès de liqueur de Fehling en milieu basique ; le précipité rouge brique formé est filtré, séché puis pesé : sa masse $m_2 = 9,15 \text{ g}$.

4.a. Écrire l'équation-bilan de la réaction observée lors du test avec le liqueur de Fehling. (0.5pt)

4.b. Déterminer les quantités de matières n_1 et n_2 des composés carbonyles ayant respectivement réagi lors du test à la 2-4 DNPH et ayant été consommée lors du test à la liqueur de Fehling. (0.25x2=0.5pt)

4.c. Déduire la proportion des composés B_1 et B_2 dans le mélange issu de l'hydratation de A. Ces résultats confirment-ils la réponse du 2.c. ? (0.25x3=0.75pt)

5. On veut préparer un composé organique C à odeur de banane en faisant réagir sur B₁ l'acide éthanóique.
- 5.a. En faisant usage de formules semi-développé des composés B₁ et de l'acide éthanóique, écrire l'équation-bilan de cette réaction. (0.5pt)
- 5.b. A quelle famille le composé C appartient-il ? Nommer le. (0.25x2=0.5pt)
- 5.c. On fait réagir 0,10 mol d'acide éthanóique avec 0,10 mol de B₁ ; on obtient 9,9 cm³ du composé C. Calculer le rendement de cette réaction. (0.5pt)

Données numériques :

- **Masses molaires atomiques en g.mol⁻¹.**
C = 12 ; H = 1 ; O = 16 ; N = 14 et Cu = 63,5.
- **Masses volumiques en g.cm⁻³.**
(B₁) : ρ_A = 0,81 ; (C) : ρ_E = 0,88.

EXERCICE II. / 5.75 points

On dispose de cinq flacons contenant, chacun, l'un des cinq composés organiques dont les molécules sont représentées ci-dessous en perspective.

1. Nommer les composés organiques A ; B ; C ; D et E.
Puis préciser la fonction organique qui caractérise chacun d'eux. (0.25x9=2.25pts)
2. On choisit 3 flacons au hasard et on réalise sur eux une série d'expériences.
Les résultats obtenus sont récapitulés dans le tableau ci-dessous :

| Réaction avec | Cr ₂ O ₇ ²⁻ en milieu acide | 2-4 DNPH | Liquueur de Fehling | Chlorure d'éthanóyle |
|---------------|--|----------|---------------------|----------------------|
| Flacon n° 1 | Négative | Positive | Négative | Négative |
| Flacon n° 2 | Négative | Négative | Négative | Positive |
| Flacon n° 3 | Positive | Positive | Positive | Négative |

En justifiant brièvement votre réponse, identifier les composés organiques contenus dans ces trois flacons. (0.25x6=1.5pt)

3. Qu'appelle-t-on molécule chirale ? Quelle propriété physique particulière possède une telle molécule ? (0.25x2=0.5pt)
4. Parmi les cinq composés organiques représentés en perspective, quels sont ceux qui présentent une chiralité ? Justifier votre choix. (0.25x3=0.75pt)
5. Donner une représentation spatiale de chacun des énantiomères. (0.75pt)

EXERCICE III. / 4 points

1. L'analyse d'un composé organique A (C_xH_yO_z) donne en pourcentages

massiques les résultats suivants :

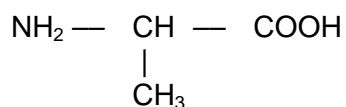
C = 54,6% ; O = 36,4%. La densité des vapeurs recueillies par rapport à l'air $d = 3,035$

- 1.a. Déterminer la formule brute de A. (0.5pt)
- 1.b. A est soluble dans l'eau. Sa solution fait virer au jaune le bleu de bromothymol (BBT). La chaîne de A est linéaire. identifier A en donnant sa formule semi développée et son nom. (0.25x3=0.75pt)
2. Pour préparer un arôme artificiel d'« ananas », on introduit dans un ballon 0,5 mol d'éthanol et 0,5 mol de A et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On chauffe à reflux pendant 15 minutes, puis on refroidit le mélange réactionnel.
 - 2.a. Quelle est la réaction qui s'est produite dans le ballon ? (0.25pt)
 - 2.b. Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? Pourquoi refroidit-on le mélange réactionnel ? (0.25x2=0.5pt)
 - 2.c. Écrire l'équation-bilan de cette réaction. Nommer le composé obtenu, à odeur d'ananas. (0.5+0.25=0.75pt)
3. Au cours de la réaction, on a prélevé à intervalles de temps réguliers dans le mélange réactionnel de très petits échantillons de volume connu, que l'on a dosés. On peut ainsi connaître l'évolution de la quantité de matière n_A du composé A dans le mélange réactionnel au cours du temps.

Parmi les graphes $n_A = f(t)$ proposés ci-dessous, quelle est la courbe qui correspond à l'expérience réalisée ? Justifier votre choix. (0.5+0.75=1.25pt)

EXERCICE IV. / 2.75 points

L'alanine est l'acide α -aminé de formule :



1. Donner en nomenclature officielle le nom de l'alanine. (0.5pt)
2. Cette molécule peut-elle exister sous deux formes énantiomères ? Justifier votre réponse. (0.25x2=0.5pt)
3. Donner les représentations de Fischer des énantiomères correspondant à l'alanine et les nommer. (0.25x4=1pt)
4. Déterminer les trois espèces chimiques qui coexistent en équilibre chimique au sein de la solution aqueuse de cette molécule. (0.25x3=0.75pt)

BONNE CHANCE à TOUS.

M. Krystian Désiré AYANGMA

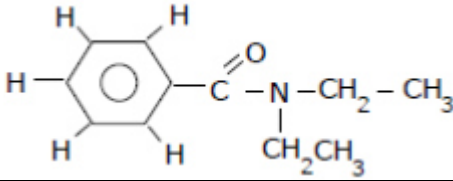
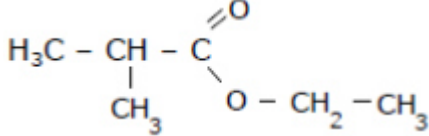
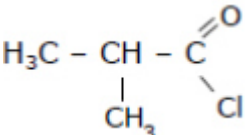
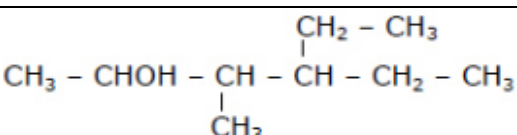
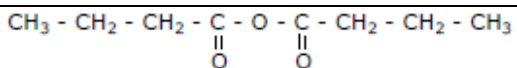
EPREUVE DE CHIMIE

Classe : *Tle C&D*
 Durée/ Coef : *2 H/ 02*

Année scolaire : 2012-2013
 Séquence : 2

Exercice 1 : Nomenclature (5pts)

Compléter le tableau ci-dessous.

| Composé | Famille | classe | Nom |
|---|---------|--------|---------------------------------------|
| | | | 3,6-dichloro 3-méthylheptan-4-one |
|  | | | |
| | | | acide 2-amino-4-méthylpentanoïque |
|  | | | |
| | | | N-éthyl,N-méthyl2,2diméthylbutanamide |
|  | | | |
| | | | N-méthylpropanamine |
|  | | | |
| | | | 3-éthyl-3,4-diméthylhexanal |
|  | | | |

Exercice 2 : (2,5 pts)

69 g d'éthanol pur sont traités par déshydrogénation catalytique.

- Après avoir identifié le produit obtenu (nature et nom), écrire l'équation-bilan de la réaction. **0,75 pt**
- Quelle masse maximale de ce produit peut-on espérer obtenir ? **0,5 pt**
- On prélève 1/100 du liquide obtenu et on le traite par la liqueur de Fehling. Le précipité rouge obtenu, lavé et séché, pèse 1,27 g. Quel est le rendement de cette transformation de l'éthanol ? **1,25 pts**

Exercice 3 : (3,5 pts)

- Une amine aliphatique tertiaire A comporte 4 atomes de carbone.
 - Écrire la formule générale des amines tertiaires. **0,5 pt**
 - Écrire la formule semi-développée de A et la nommer. **1 pt**
- On considère la N, N-diméthylpropanamine.

- 2.1. Donner sa formule semi-développée et sa classe. **0,5 pt**
- 2.2. Ecrire l'équation bilan de la réaction de cette amine avec l'iodométhane. **0,5 pt**
- 2.3. On mélange 8,7 g de N, N-diméthylpropanamine avec l'iodométhane en excès.
Quelle masse de cristaux obtient-on lorsque la réaction est achevée ? **1pt**
On donne: C = 12 g.mol⁻¹; H = 1 g.mol⁻¹; N = 14 g.mol⁻¹; I = 53 g.mol⁻¹, Cu = 63,5 g.mol⁻¹.

Exercice 4 : (9 pts)

Un ester E contient en masse, 62 % de carbone et 10 % d'hydrogène.

1. Vérifier que C₆H₁₂O₂ peut convenir pour un tel composé. **1,5 pts**
2. L'hydrolyse de l'ester E par action de l'eau produit deux corps A et B dont l'étude permet de préciser la structure de E.

2.1. Etude de A.

Il peut être obtenu par hydratation d'un alcène C à chaîne droite et à 4 atomes de carbone. Sachant qu'un seul isomère est obtenu,

- 2.1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'hydratation ; **0,5 pt**
- 2.1.2. Donner les formules semi-développées et les noms de A et de C. **1 pt**

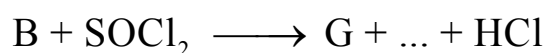
2.2. Etude de B.

Ce composé est obtenu à partir d'un alcool D par la suite de réactions :

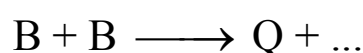


- 2.2.1. Préciser les fonctions, les formules semi-développées et les noms de F et B. **1,5 pts**
- 2.2.2. Proposer une expérience qui permette d'identifier la fonction de F **0,5 pt**

Le composé B réagit avec le chlorure de thionyle SOCl₂ selon l'équation-bilan :



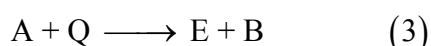
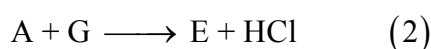
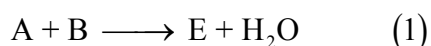
D'autre part, en présence d'un déshydratant tel que P₄O₁₀ on assiste à la réaction :



- 2.2.3. Recopier et compléter les deux équations ci-dessus puis préciser les fonctions respectives de G et de Q. **1 pt**

2.3. Synthèse de E.

E peut s'obtenir de différentes manières :



- 2.3.1. Ecrire les équations-bilan des réactions (1), (2) et (3). **1,5 pts**
- 2.3.2. Préciser les formules semi-développées et nommer les composés G, Q et E. **0,75 pt**
- 2.3.3. Quelle différence faites-vous entre les réactions (1) et (2) d'une part et (1) et (3), d'autre part ? **1 pt**

Bonne chance !!!

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|---------------------------|----------|---------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 3 ^{ème} Séquence | Classe : | Terminale C/D | Année | 2007-2008 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 heures |

EXERCICE -1 : 4,25 points

1-Définir les termes et expressions suivantes : isomères de constitution ; stéréo-isomères, mélange racémique, carbone asymétrique. **1pt**

2-Donner les formules semi-développées des composés suivants : 1,3-diméthyl-3-éthylheptylamine ; N, N-diéthylbutylamine. **0,5pt**

3- Comment procéder pour bloquer les fonctions acide et amine lors d'une synthèse peptidique. **0,5pt**

4-Donner les noms des composés de formules semi-développées suivantes : $C_6H_5-N(C_2H_5)_2$; $CH_3-CH(C_2H_5)-CH_2-NH_2$. **0,5pt**

5-Ecrire les formules semi-développées de C_3H_8O et dire quel(s) types d'isomérisation on retrouve dans ce composé. **1,75pt**

EXERCICE-2 : 6 points

1-L'alanine et la glycine subissent les réactions suivantes :

a) $Ala + CH_3COCl \longrightarrow A + HCl$; b) $Gly + SOCl_2 \longrightarrow B + \dots + HCl$

c) $B + CH_3CH_2OH \longrightarrow C + HCl$; d) $A + PCl_5 \longrightarrow D + POCl_3 + \dots$

$D + C +$ régénération des fonctions bloquées \longrightarrow Dipeptide.

1.1- Compléter les réactions a, b, c, et d. **2pts**

1.2- Donner le nom du dipeptide obtenu et sa formule semi-développée. **0,5pt**

1.3- Quel est le but fondamental de toutes ces séries de réactions **0,5pt**

2-On considère l'acide 2-aminopropanoïque ou alanine

2.1-Ecrire sa formule semi développée. **0,25pt**

2.2- Donner la représentation de Fischer des isomères de configuration D et L de l'alanine. Comment appelle-t-on ces isomères ? **0,75pt**

2.3-Montrer que cette molécule est chirale. **0,5pt**

2.4-L'étude pH métrique de la solution aqueuse met en évidence l'existence d'un amphion ou zwitterion. Ecrire la formule semi-développée de cet ion. **0,5pt**

2.5-Ecrire la réaction de condensation entre deux molécules d'alanine. Quel type de liaison obtient-on ? Montrer qu'il y a possibilité de polycondensation. **1,5pt**

EXERCICE-3 : 4 points

I- On considère deux alcools A et B ; A est le 2-méthylbutan-1-ol et B est le 3-méthylbutan-1-ol.

1. Ecrire la formule semi-développée de ces deux alcools. **0,5pt**

2. Préciser le type d'isomérisation existant entre ces deux composés **0,25pt**

3.a) Qu'appelle-t-on molécule chirale ? **0,25pt**

b) Quelle est, de A ou de B, la molécule chirale ? Quelle est la cause de la chiralité de la molécule ? **0,5**

4. Donner une représentation spatiale de chacun des énantiomères de la molécule chirale. **0,5pt**

II- La béclamide est un médicament qui possède des propriétés anti-épileptique et est utilisé comme tranquillisant dans les états d'hyperémotivité et d'irritabilité sans provoquer de somnolence. Il est synthétisé par réaction du chlorure de 3-chloropropanoyle sur le benzylamine.

1-Ecrire les formules semi-développées du chlorure de 3-chloropropanoyle et du benzylamine. **1pt**

2-Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner le nom systématique de la béclamide. **1pt**

EXERCICE-4 : 5,75 points

1-Donner pour chaque classe d'amine un exemple. (On précisera la formule brute, la formule semi-développée et le nom de l'amine). **2,25pts**

2-Qu'est-ce-qu'un centre nucléophile ? Les amines ont-elles un caractère électrophile ou nucléophile ?

3-Ecrire les réactions d'Hofmann. Donner le rôle de ces réactions. **1pt**

4-Une amine tertiaire contient, en masse, 66% de carbone, 15% d'hydrogène et 19% d'azote

4.1- Calculer sa masse molaire moléculaire. **0,5pt**

4.2-Déterminer sa formule brute, semi-développée et son nom. **1,5pt**

4.3-Calculer la masse du produit obtenu, lorsque l'on fait réagir 0,73g de l'amine sur 1,56g d'iodoéthane, en supposant la réaction totale. **0,5pt**

Données : C : 12, H : 1 ; N : 14 ; O : 16

BONNE ANNEE 2008

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|---------------------------|----------|---------------|-------|-----------|
| EXAMEN : | 3 ^{ème} Séquence | Classe : | Terminale C/D | Année | 2008-2009 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 heures |

EXERCICE -1 : 6pts

Un alcène a pour masse molaire $M=56\text{g/mol}$.

1-Déterminer sa formule brute. **0,5pt**

2-Définir les termes : isomères de constitution ; stéréo-isomères. **0,5pt**

3-Ecrire les formules semi-développées et les noms de tous les isomères. **1pt**

4-L'hydratation de cet alcène conduit à la formation de deux alcools A et B. Ce renseignement permet d'éliminer un isomère ; lequel ? Quelle particularité présente l'alcène éliminé ? **0,5pt**

5-Ecrire les formules semi-développées et les noms de tous les isomères des alcools. **1pt**

6-Les alcools A et B sont oxydés tous deux par le dichromate de potassium en milieu acide. Donner le nom de l'alcène initial. **0,5pt**

7-Le produit d'oxydation de A donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et colore en rose le réactif de Schiff. Le produit d'oxydation de B donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH, mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling

7.1-Ecrire les formules semi-développées et donner les noms de A et B. **1pt**

7.2-L'un d'eux est chiral ; lequel et pourquoi ? Représenter ses deux énantiomères **1pt**

EXERCICE-2 : 4,75pts

La leucine (Leu) et l'isoleucine (Ilu) sont deux acides α -aminés naturels isomères, de même masse molaire 131 g/mol , et dont le résidu R est un radical alkyle à une seule ramification. La leucine ne comporte qu'un seul atome de carbone asymétrique alors que l'isoleucine en comporte deux.

1. Déterminer la formule semi développée de chacun de ces deux acides α -aminés. **1pt**

2. Préciser leurs noms dans la nomenclature systématique. **0,5pt**

3. Ecrire une réaction de condensation entre les deux acides α -aminés. Quel type de molécule organique obtient-on? Préciser son nom **1pt**

4. On élimine de la molécule de l'isoleucine, une molécule de dioxyde de carbone; on obtient une amine B.

a. Ecrire l'équation – bilan de la réaction. **0,5pt**

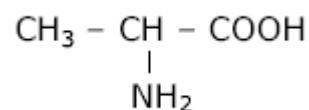
b. Quels sont la formule développée, le nom et la classe de l'amine B obtenue ? **0,25x3=0,75pt**

5. Donner la représentation de FISCHER de la leucine, et de l'isoleucine. **1pt**

Données : C : 12 g/mol ; H : 1 g/mol ; O : 16 g/mol ; N : 14 g/mol

EXERCICE-3 : 4,75pts

L'alanine est un aminé de formule



1. Rappeler la définition d'acide α -aminé et donner le nom de l'alanine en nomenclature systématique.

2. Mettre en évidence le carbone asymétrique dans cette molécule et représenter ses deux énantiomères en perspective. **1,25pt**

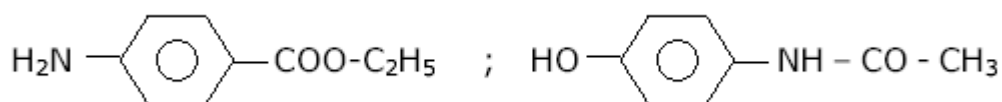
3. Dans une solution aqueuse d'alanine, on trouve un ion mixte dipolaire.

a) Ecrire sa formule développée et donner le terme général désignant cet ion. **0,5+0,25pt=0,75**

b) Ecrire les deux couples acide/base correspondants à cet ion mixte. **0,5pt**

c) Quelle est l'espèce chimique, relative à l'acide aminé, prépondérante à pH=1 ? À pH=6 ? À pH=11 **0,75pt**

3. La benzocaïne et le paracétamol sont des principes actifs des médicaments utilisés respectivement comme anesthésique et analgésique. (Calmant de douleurs)



Benzocaïne

Paracétamol

2.1. Définir: Nucléophile **0,25pt**

2.2. Identifier dans chacune de ces molécules:

a) les fonctions chimiques présentes. **0,75pt**

b) les sites nucléophiles **0,5pt**

EXERCICE-4 : **5,25pts**

Les parties I et II de cet exercice sont indépendantes.

I- Un arrêté du 17/09/87 autorise l'incorporation d'éthanol dans les essences des voitures. L'arrêté limite à **8 %** en volume la proportion d'éthanol autorisé. Afin de vérifier si un carburant à éthanol est conforme à la loi, on le dose à l'aide d'une solution acidifiée de permanganate de potassium. Seul l'éthanol du carburant est oxydé. En traitant 10 ml de ce carburant, on constate que la coloration violette due aux ions permanganate ne persiste qu'après addition de $5,6 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions permanganate.

1. Quel est, dans ces conditions le produit d'oxydation de l'éthanol ? Equilibrer l'équation bilan de la réaction de dosage. **1pt**

2. Calculer la concentration en éthanol dans le carburant. **0,75pt**

3. Quel volume d'éthanol pur contenaient les 10 ml de ce carburant ? Ce carburant est-il conforme à la loi ? Donnée : masse volumique de l'éthanol $\rho = 790 \text{ kg/m}^3$ **1pt**

II-1. Par action du chlorure de thionyle (SOCl_2) sur l'acide benzoïque, on obtient un composé organique

A. Donner la formule et le nom de A ; préciser sa fonction chimique. **0,75pt**

2. On fait réagir A sur une amine primaire B. On obtient un dérivé organique C dont la masse molaire est 149 g/mol. Préciser la fonction chimique de C et déterminer la formule semi-développée de l'amine B.

0,75pt

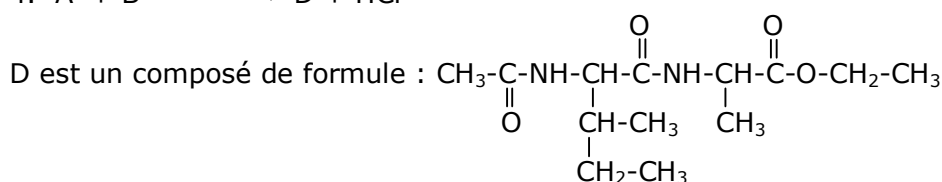
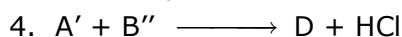
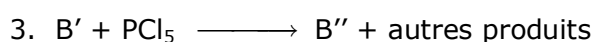
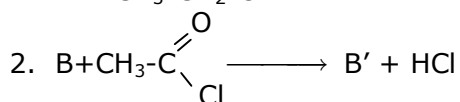
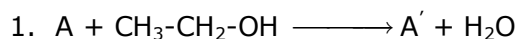
3. Citer une autre méthode permettant d'obtenir C à partir de B. (Ecrire les équations des réactions correspondantes). Données : H = 1 g/mol ; C = 12 g/mol ; O = 16 g/mol ; N = 14 g/mol **1pt**

3^{ème} Séquence / janvier 2007

| | | |
|---------|-------------------|-------------|
| Tle C/D | ÉPREUVE DE CHIMIE | Durée : 2 H |
| | | Coeff. : 3 |

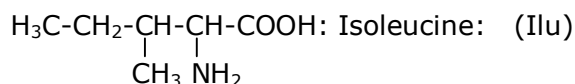
EXERCICE 1 : ACIDES- AMINES 9,25 points**A.**

on utilise deux acides α aminés A et B dans les relations suivantes :



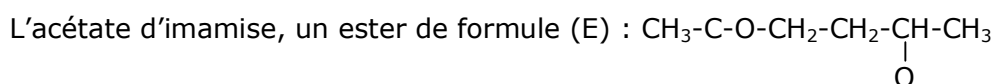
- Quelles sont les fonctions les formules et les noms respectives des composés A, A', B, B', B''
Quel est le but de chacune des réactions (1), (2), (3), (4) 3,75 pts
0,25 pt x 4
- Quelle est la nature du composé D obtenu ? 0,5 pt
- Quels produits obtient-on par hydrolyse du composé D ? (On précisera leurs noms) 1 pt

Rappels : $\text{CH}_3\text{-CH} \begin{array}{l} | \\ \text{CH}_3 \end{array} \text{-CH}_2\text{-CH} \begin{array}{l} | \\ \text{NH}_2 \end{array} \text{-COOH}$: Leucine (leu)

**B.**

L'acide 2- aminé propanoïque ou alanine est un acide α aminé

- Ecrire sa formule 0,5 pt
Montrer que cette molécule est chirale 0,5 pt
- Donner la représentation de Fisher des de configuration D et L. 0,25 pt x 2
- Ecrire la formule de l'Amphion correspondant à la molécule précédente. 0,5 pt
En utilisant les réactions chimiques appropriées, montrer que le caractère ampholyte de cet Amphion. 1 pt

EXERCICE 2 : ESTERIFICATION ET HYDROLYSE 5 points

est présent, entre autre dans les bananes et utilisé comme arôme artificiel de ce fruit.

Sa masse volumique est $\mu = 0,87 \text{ g/cm}^3$

- proposer deux méthodes de synthèses de cet ester. 2,25 pt
(On précisera les équations-bilans des réactions et les noms des composés)

2. On mélange 10 cm^3 de cet ester avec $5,0 \text{ cm}^3$ d'eau, $0,5 \text{ cm}^3$ d'acide sulfurique et on chauffe jusqu'à ce que l'équilibre soit atteint. On dose les acides présents dans le mélange par une solution de soude de concentration $0,2 \text{ mol/L}$. Le volume de soude nécessaire est $V_B = 22,0 \text{ cm}^3$. Par ailleurs, on mesure le volume de soude nécessaire pour réagir avec $0,5 \text{ cm}^3$ d'acide sulfurique, on trouve $V'_B = 9 \text{ cm}^3$
- 2.1. Ecrire les équations bilans des réactions : 0,5 pt x 2
 a) L'hydrolyse de l'ester
 b) L'acide acétique avec la soude
- 2.2. Pourquoi utilise-t-on l'acide sulfurique et la soude dans ses réactions ? 0,5 pt
3. 3.1. Calculer la quantité de l'acide acétique formé 1 pt
 3.2. En déduire le rendement de la réactions 0,5 pt

EXERCICE 3 : ACIDE ET BASE . points

1. définir : Acide (au sens de Bronsted) ; Acide faible
2. Une solution aqueuse A de phénol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$), de concentration $C_A = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$, a un $\text{PK}_a = 9,9$
- 2.1. Montrer que le phénol est un acide au sens de Bronsted ? 0,5 pt
- 2.2. Recenser toutes les espèces chimiques de la solution A. Nommer-les 1,25 pt
- 2.3. Etablir l'expression du K_a du couple ($\text{C}_6\text{H}_5\text{O H} / \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$) 0,5 pt
- 2.4. En déduire la solution aqueuse d'hydroxyde de calcium ($\text{C}_a(\text{O H})_2$) de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol/l}$.
 Montrer que l'hydrolyse de calcium est une dibase forte. 0,5 pt
- 2.5. Démontrer qu'à 25°C , l'expression du PH de cette solution est $\text{PH} = 14 + \text{Log} 2 C_b$.
 Calculer sa valeur. 0,5 pt

| | | |
|----------------------------|---------------------|----------------------------|
| COLEGE FOTSO DANIEL | | |
| EPREUVE : CHIMIE | SEQUENCE : 3 | SESSION : 2014/2015 |
| CLASSE : Tle C/D | DUREE : 2H | COEF : 2 |

Exercice 1 : Chimie organique (11,5pts)

1-1- Choisir la bonne réponse.

1-1-1) Deux énantiomères sont des isomères de : a) constitution b) configuration c) conformation **0.25pt**

1-1-2) Une molécule de chlorure d'hydrogène est réactif nucléophile : a) vrai b) faux **0.25pt**

1-1-3) En solution aqueuse, le zwitterion est majoritaire devant l'anion et le cation : a) en milieu acide b) en milieu basique c) en milieu neutre **0.25pt**

1-2 Soit un composé organique oxygéné **A** de formule brute $C_5H_{12}O$. Sachant que sa chaîne carbonée est ramifiée et ne comporte pas un cycle,

1-2-1) Donner sa fonction chimique. **0.5pt**

1-2-2) Ecrire les formules semi-développées possibles de cette molécule et déduire leurs classes. **2.75pts**

1-2-3) L'oxydation ménagée de **A** par déshydrogénation catalytique conduit à un composé **B** unique produit de la réaction.

a) Déduire la formules semi-développées de **A** et son Nom. **1pt**

b) Ecrire l'équation- bilan de formation de **B**. **0.5pt**

c) Donner deux tests d'identification de **B**. **0.5pt**

1-2-4) Le composé **A** est obtenu par hydratation d'un composé **C**.

a) Donner les formules semi-développées possibles de **C**. **0.5pt**

b) Choisir celle qui permet d'obtenir **A** (produit anti-Markovnikov) ; puis le nommer. **0.5pt**

c) Donner la formules semi-développées du produit majoritaire **A'** obtenu par hydratation de **C**. **0.5pt**

d) Dire si **A'** peut supporter une oxydation ménagée en justifiant votre réponse. **0.5pt**

1-2-5) On traite à froid **A** par le chlorure de benzoyle.

a) Ecrire le bilan de la réaction et nommer les produits formés. **1pt**

b) Donner les caractéristiques de cette réaction et la nommer. **0.5pt**

1-3- La condensation de deux molécules d'acide 2-aminopropanoïque donne un dipeptide.

1-3-1) Donner le nom commercial de cet acide aminé. **0.25pt**

1-3-2) Dire si cette molécule est chirale. Si oui donner la représenter ses énantiomères. **0.75pt**

1-3-4) Ecrire l'équation bilan de cette réaction en mettant en évidence la liaison peptidique. **0.5pt**

1-3-5) Donner le nom du dipeptide formé. **0.5pt**

Exercice 2 : Concentration des ions en solution aqueuse (4pts)

- 1- Définir autoprotolyse de l'eau. **0.5pt**
- 2- Dire pourquoi l'eau pure est faiblement conductrice. **0.5pt**
- 3- Définir le produit ionique de l'eau et donner sa valeur à **25°C**. **0.5pt**
- 4- On a obtenu **250cm³** d'une solution en dissolvant dans l'eau pure **7,5g** de chlorure de calcium et **2,5g** de chlorure de sodium.
- 4-1) Enumérer les ions en solution. **0.75pt**
- 4-2) Calculer les concentrations molaires de ces ions. **1.25pt**
- 4-3) Vérifier l'électroneutralité. On donne en g/mol **M(Cl)=35,5 M(Ca)=20 M(Na)=23** **0.5pt**

Exercice 3 : Le pH dans une solution aqueuse (4,5pts)

Le produit ionique de l'eau pure est de **10⁻¹²** à **25°C**.

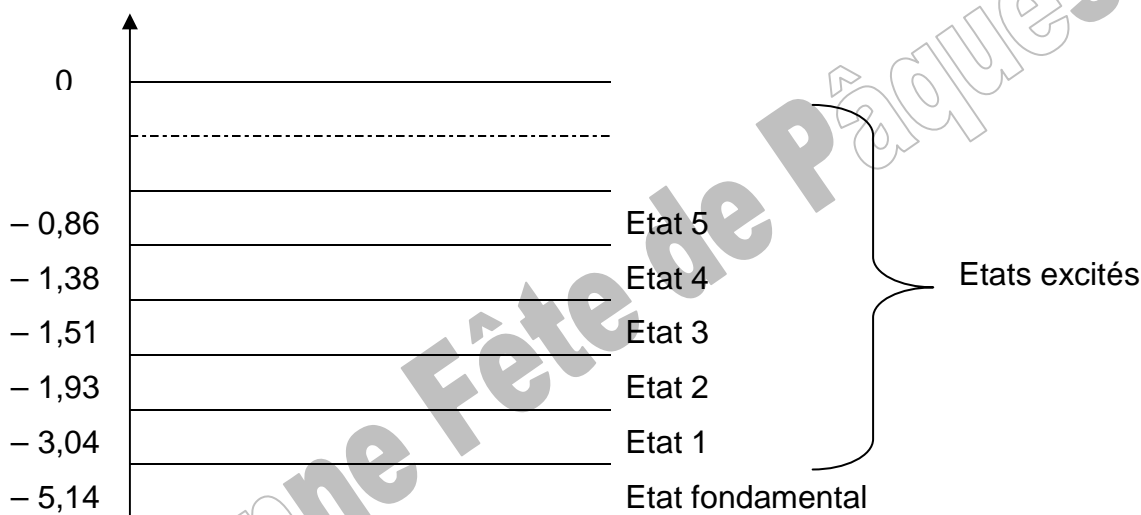
- 3-1. Déterminer le **pH** de l'eau pure à cette température. **0.5pt**
- 3-2. Calculer le pourcentage de molécules d'eau dissociées à cette température sachant que sa masse volumique est de **1kg/dm³**. On donne **M(H₂O)=18g/mol** **0.5pt**
- 3-3 A **70°C**, une solution aqueuse a un **pH de 6,8**. Dire si cette solution est acide, basique ou neutre en justifiant votre réponse. **0.5pt**
- 3-4 Calculer le pH d'une solution aqueuse dont **[HO⁻]=10⁻⁵mol/l** à **70°C**. **0.5pt**
- 3-5 Calculer **[HO⁻]** d'une solution de **pH=5** à **70°C**. **0.5pt**
- 3-6 Calculer le produit ionique de l'eau pure à **0°C** sachant que son **pH=7,47**. **0.5pt**
- 3-7 Dire comment varie le produit ionique de l'eau pure avec la température en expliquant de manière concrète votre affirmation. **0.5pt**
- 3-8) Indiquer de manière détaillée, en précisant la verrerie utilisée, le mode opératoire pour préparer une solution **S₁** de **pH=2,7** à partir d'une solution **S₀** d'acide chlorhydrique dont le volume est **V₀= 1l** dans les conditions ou **V_m=25l/mol**. **1pt**

ÉVALUATION SÉQUENTIELLE DU 24 MARS 2005: ÉPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE I. Les niveaux d'énergie : Application des postulats de Bohr à l'atome de sodium.

Données : $h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ Js}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Les questions 1, 2, 3, 4 et 5 sont indépendantes. La figure ci-dessous donnée le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium.



1. Comment peut-on expliquer la discontinuité des niveaux d'énergie de l'atome, de sodium ? (0.5pt)
2. Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome de sodium ? (0.5pt)
3. a- Calculer en J et en eV la variation d'énergie correspondant à une émission de la raie jaune de longueur d'onde 589 nm pour l'atome de sodium. (0.5pt)
4. On fournit à l'atome de sodium à l'état fondamental les quanta d'énergie 3,21 eV ; 3,5 eV et 7 eV grâce à des radiations électromagnétiques.

Dans quel cas l'atome pourra-t-il absorber cette énergie ? Justifier votre réponse. (1.5pt)

5. L'atome de sodium dans son état fondamental est heurté par un électron ayant une énergie de 3,5 eV. L'atome de sodium passe de l'état fondamental à l'état 2
a) Quelle est l'énergie cinétique de l'électron après cette interaction. (0.5pt)
b) L'atome de sodium se desexcite et revient à son 1^{er} état excité par émission d'un photon de longueur d'onde λ_2 . Calculer λ_2 . (1pt)

EXERCICE II. Les solutions aqueuses d'acide ou de base à 25° C.

A/ On mélange 50 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 1,3 et 100 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,5.

A.1. Calculer la quantité de matière d'ions dans chaque solution. (0.25ptx6=1.5pt)

A.2. Déduire la concentration en ions H₃O⁺ dans le mélange. (0.5pt)

A.3. Calculer alors le pH du mélange. (0.5pt)

B/ Une solution aqueuse A est obtenue en mélangeant 20 ml de solution décimolaire d'acide chlorhydrique et 40 ml de solution décimolaire d'acétate de sodium (CH₃COONa). Le pH du mélange est égale à 5.

B.1. Déterminer les concentrations des différents ions présents dans la solution. (0.5ptx6=3pts)

B.2. Déduire le pKa du couple CH₃COOH / CH₃COO⁻. (0.5pt)

EXERCICE III.

L'acide caprique a pour formule brute C₆H₁₂O₂ c'est un acide carboxylique à chaîne linéaire.

1) Donner sa formule sémi développée et son nom en nomenclature officielle. (0.5pt)

2) Dans la suite on utilisera la formule générale des acides carboxyliques.

Ecrire l'équation de la réaction entre cet acide et l'eau. (0.5pt)

3) Donner l'expression du Ka puis la calculer sachant qu'une solution d'acide caprique de concentration 0,030 mol/l a un pH de 3,19. (2pts)

4) Une solution d'acide formique a un pKa = 3,75. Quel est l'acide le plus fort entre l'acide caprique et l'acide formique (méthanoïque). (1pt)

EXERCICE IV.

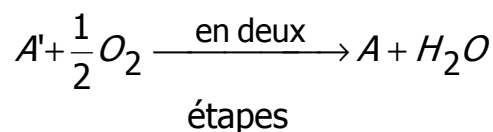
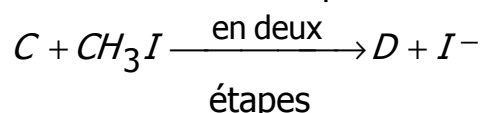
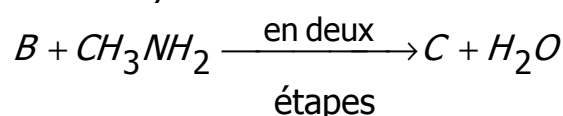
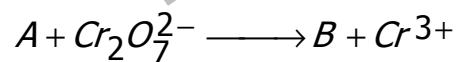
La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique A de formule brute C_xH_yO donne l'eau et 4,48 litres de CO₂. La densité des vapeurs de A est 2,48.

1) Ecrire l'équation bilan de la combustion et équilibrer. (1pt)

2) Déduire les valeurs de x et y. (1pt)

3) Déterminer les formules semi-développées possibles pour A puis nommer. (1pt)

Pour déterminer l'isomère de a on procède à une suite de réactions :



Où A', B, C et D sont des produits organiques à identifier et à nommer. (2pts)

M_C = 12 ; M_H = 1 ; M_O = 16 V_m = 22,4.

03N.DI05

CLASSE : Terminale C&D

DUREE: 2H

COEF: 2

SEQUENCE N°3

EPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE 1: 7 points

1. Compléter le tableau suivant : 1,5pt

| | | | | | | |
|------------------------|--------|---------------------|----------------|----------------|---------------|----------------|
| Fonction chimique | Alcool | | | Amine primaire | Acide α-aminé | |
| Groupe caractéristique | | $\text{C}=\text{O}$ | $-\text{COOH}$ | | | $-\text{COCl}$ |

2. L'éthanoate de 3-méthylbutyle, que l'on désignera par E, est utilisé en solution alcoolique comme arôme de poire dans certains sirops. Ce liquide a pour masse volumique 870 kg / m^3 .

2.1. Ecrire la formule du 3-méthylbutan-1-ol, puis celle de E. Quel groupe fonctionnel E possède-t-il ? 0,75pt

2.2. Pour préparer E au laboratoire, on fait agir à l'ébullition, pendant une heure, 30 g d'acide éthanoïque avec 44g de 3-méthylbutan-1-ol, en présence d'acide sulfurique.

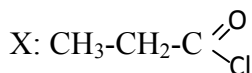
- a) Pourquoi cette préparation a-t-elle lieu à chaud ? 0,5pt
- b) Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? 0,5pt
- c) Ecrire l'équation de la réaction et donner ses caractéristiques. 1,5pt

3. Après purification, on recueille 40 cm^3 de E

- a) Quelle est la quantité de matière d'ester obtenue ? 0.5pt
- b) En déduire les pourcentages d'acide et d'alcool qui ont réagi. 1pt
- c) La limite de l'équilibre chimique estérification-hydrolyse est-elle atteinte ? justifier 0.75pt

EXERCICE 2 :5points

Soit trois composés X, Y, Z suivants :

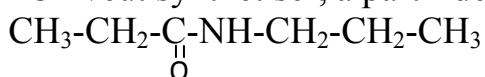


- 1. Donner le nom de chaque composé dans la nomenclature classique. 0,75pt
- 2. Parmi ces trois composés, quel est celui qui possède un caractère basique ? justifier la réponse. 1pt
- 3. Qu'est-ce qu'un centre nucléophile ? En donner un exemple parmi les composés ci-dessus. 0,75 pt
- 4. On mélange le composé Z avec la diéthylamine en excès dans l'éthanol. Il se forme des cristaux d'un sel S de formule $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2 \text{N}^+ (\text{CH}_3)_2 + \text{I}^-$

Ecrire les équations des réactions qui se produisent afin d'obtenir S.

Nommer S. 1,75 pt

5. On veut synthétiser, à partir de ceux choisis plus haut un composé E de formule :



Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner le nom du composé E. 0,75pt

EXERCICE 3 :8points

1. Donner les formules semi-développées des molécules suivantes

- (i) Acide 2-amino,4-méthylpentanoïque 0,5pt

(ii) N-éthyl, N-méthylbutanamide 0,5pt

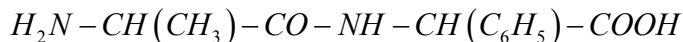
Laquelle des deux molécules est chirale ? Pourquoi ? 0,5pt

Donner une propriété physique généralement présentée par une substance chirale. 0,5pt

2. Un acide α -aminé (A) a pour formule brute $C_3H_7O_2N$

- a) Donner sa formule semi-développée et son nom en nomenclature systématique 0,5pt
- b) Donner la représentation de Fischer, en précisant les configurations D et L de (A). 1pt
- c) Donner la formule du zwitterion provenant de (A) 0,5pt
- d) Ecrire les deux équations chimiques mettant en évidence le caractère ampholyte de ce zwitterion 0,5pt

3. On considère un composé organique B dont la molécule a la formule suivante :



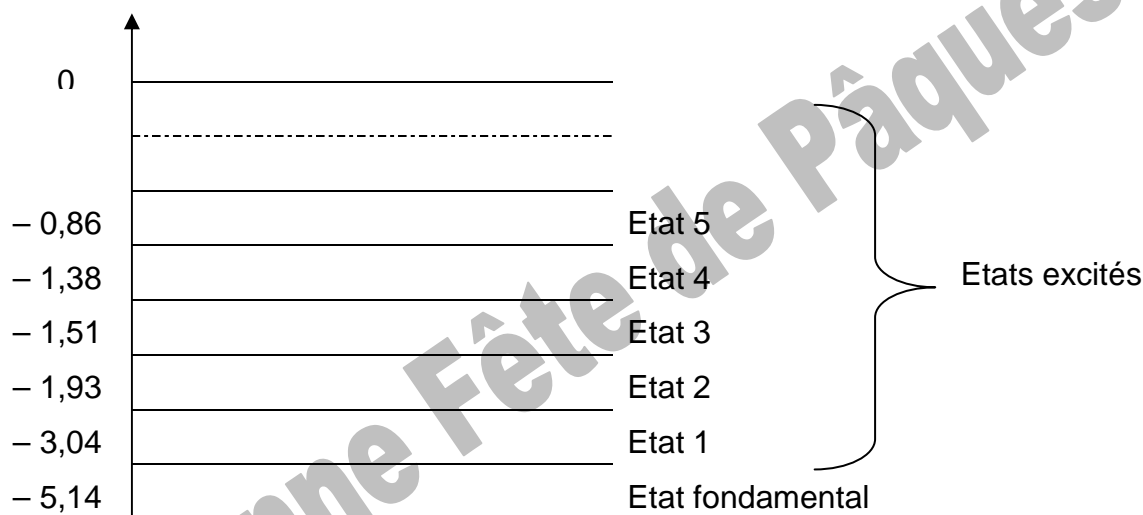
- a) A quelle famille de composés organiques appartient le composé B 0,5pt
- b) Quelle est la nature du composé A ? 0,25pt
- c) Identifier (formule semi-développée et nom systématique) des différents acides α -aminés dont dérive le composé B 1pt
- d) Représenter en perspective les deux énantiomères de l'acide α -aminé C-terminale qui constitue la molécule de B 1pt
- e) Comment obtenir uniquement le composé B à partir des deux acides α -aminés de la question 3.c) 0,75pt

ÉVALUATION SÉQUENTIELLE DU 24 MARS 2005: ÉPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE I. Les niveaux d'énergie : Application des postulats de Bohr à l'atome de sodium.

Données : $h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ Js}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Les questions 1, 2, 3, 4 et 5 sont indépendantes. La figure ci-dessous donnée le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium.



1. Comment peut-on expliquer la discontinuité des niveaux d'énergie de l'atome, de sodium ? (0.5pt)
2. Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome de sodium ? (0.5pt)
3. a- Calculer en J et en eV la variation d'énergie correspondant à une émission de la raie jaune de longueur d'onde 589 nm pour l'atome de sodium. (0.5pt)
4. On fournit à l'atome de sodium à l'état fondamental les quanta d'énergie 3,21 eV ; 3,5 eV et 7 eV grâce à des radiations électromagnétiques.

- Dans quel cas l'atome pourra-t-il absorber cette énergie ? Justifier votre réponse. (1.5pt)
5. L'atome de sodium dans son état fondamental est heurté par un électron ayant une énergie de 3,5 eV. L'atome de sodium passe de l'état fondamental à l'état 2
 - a) Quelle est l'énergie cinétique de l'électron après cette interaction. (0.5pt)
 - b) L'atome de sodium se desexcite et revient à son 1^{er} état excité par émission d'un photon de longueur d'onde λ_2 . Calculer λ_2 . (1pt)

EXERCICE II. Les solutions aqueuses d'acide ou de base à 25° C.

A/ On mélange 50 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 1,3 et 100 cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,5.

A.1. Calculer la quantité de matière d'ions dans chaque solution. (0.25ptx6=1.5pt)

A.2. Déduire la concentration en ions H₃O⁺ dans le mélange. (0.5pt)

A.3. Calculer alors le pH du mélange. (0.5pt)

B/ Une solution aqueuse A est obtenue en mélangeant 20 ml de solution décimolaire d'acide chlorhydrique et 40 ml de solution décimolaire d'acétate de sodium (CH₃COONa). Le pH du mélange est égale à 5.

B.1. Déterminer les concentrations des différents ions présents dans la solution. (0.5ptx6=3pts)

B.2. Déduire le pKa du couple CH₃ COOH / CH₃COO⁻. (0.5pt)

EXERCICE III.

L'acide caprique a pour formule brute C₆H₁₂O₂ c'est un acide carboxylique à chaîne linéaire.

1) Donner sa formule sémi développée et son nom en nomenclature officielle. (0.5pt)

2) Dans la suite on utilisera la formule générale des acides carboxyliques.

Ecrire l'équation de la réaction entre cet acide et l'eau. (0.5pt)

3) Donner l'expression du Ka puis la calculer sachant qu'une solution d'acide caprique de concentration 0,030 mol/l a un pH de 3,19. (2pts)

4) Une solution d'acide formique a un pKa = 3,75. Quel est l'acide le plus fort entre l'acide caprique et l'acide formique (méthanoïque). (1pt)

EXERCICE IV.

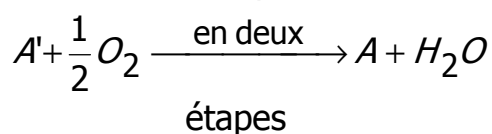
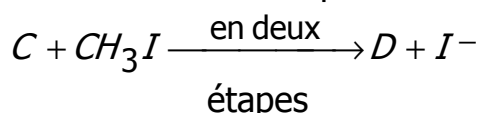
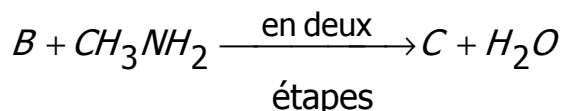
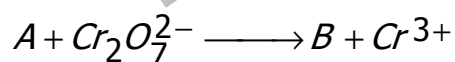
La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique A de formule brute C_xH_yO donne l'eau et 4,48 litres de CO₂. La densité des vapeurs de A est 2,48.

1) Ecrire l'équation bilan de la combustion et équilibrer. (1pt)

2) Déduire les valeurs de x et y. (1pt)

3) Déterminer les formules semi-développées possibles pour A puis nommer. (1pt)

Pour déterminer l'isomère de a on procède à une suite de réactions :



Où A', B, C et D sont des produits organiques à identifier et à nommer. (2pts)

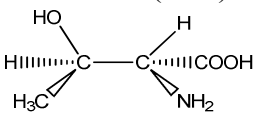
M_C = 12 ; M_H = 1 ; M_O = 16 V_m = 22,4.

EPREUVE DE CHIMIE**PARTIE A : CHIMIE ORGANIQUE / 8,5 points****EXERCICE 1: 4,5 points**

- Donner les formules semi-développées des molécules suivantes 1 pt
 - 3,3-diéthylpentan-2-one
 - 2,3-diméthylbutan-2,3-diol
 - Anhydride méthylpropanoïque
 - N-éthyl, N-méthylbutanamide
- L'analyse d'une monoamine A, saturée, acyclique et contenant n atomes de carbone, a donnée les résultats suivants :
 - Il y'a 4,22 g d'élément azoté dans 22 g d'amine
 - L'amine A est sans action sur un chlorure d'acyle.
 - Déterminer la formule brute de A. 1 pt
 - Ecrire la formule semi-développée, le nom et la classe de A 0,75 pt
 - On fait réagir 22 g de A avec un excès d'iodométhane en solution dans l'éthanol pur.
 - Ecrire l'équation de la réaction et nommer le composé obtenu. 0,5 pt
 - De quelle réaction s'agit-il ? Quelle est la propriété des amines mise en évidence dans cette réaction ? 0,25×2 = 0,5 pt
 - Quel est le rendement de l'opération sachant que la masse du composé obtenu est m = 60,26 g ?

Données: N: 14 g/mol; H: 1 g/mol; C: 12 g/mol; I: 126,9 g/mol.

EXERCICE 2 : 4 points

- Donner le nom et la formule semi-développée de l'acide α -aminé de plus faible masse moléculaire et contenant un carbone asymétrique. 1 pt
 - Combien de stéréoisomère présente cet acide α -aminé ? Donner leur représentation selon Fischer. Indiquer le stéréoisomère de configuration D. Sous quelle configuration existent les acides α -aminés naturels ? 0,25+0,5+0,25+0,25= 1,25 pt
 - Donner une propriété physique de cet acide α -aminé. 0,5 pt
- A quelle famille de composé appartient le composé suivant : $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH(NH}_2\text{)-COOH}$ 0,25 pt
 - combien possède-t-il de carbones asymétrique ? 0,25 pt
- L'une des conformations du composé mentionné au 2.a peut-être :
 
 - Comment appelle-t-on ce type de représentation ? 0,25 pt
 - Représenter la même conformation selon Newman, votre œil étant placé derrière le carbone N°3 0,5 pt

PARTIE B : ACIDES ET BASES / 11,5 points**EXERCICE 3 : 7 points**

- Donner la définition d'un acide selon Brønsted. 0,5 pt
Qu'est-ce qu'un couple acide / base ? 0,5pt
- Pour préparer 100 mL de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl), on dissout 0,32 g de solide dans l'eau. La solution obtenue a alors un pH = 5,2 à 25°C.
 - Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau. 0,5pt
 - Calculer la concentration initiale en ion ammonium. 0,5pt
Montrer que l'ion ammonium est un acide faible. 0,5pt
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau. 0,25 pt

2.4. Le couple (NH_4^+/NH_3) a pour $pK_A = 9,2$.

Définir la constante d'équilibre de cette réaction et déterminer sa valeur numérique. 0,5pt

2.5. Déterminer les espèces chimiques majoritaires dans la solution. 0,5pt

3. Pour atteindre l'équivalence acido-basique, on ajoute 15 mL de solution d'hydroxyde de potassium (KOH) au 100 mL de solution de chlorure d'ammonium précédente. On obtient alors une nouvelle solution S de $pH = 9,2$ à $25^\circ C$.

On rappelle les valeurs des pK_A des autres couples acide / base mis en jeu : $pK_A(H_3O^+/H_2O) = 0,0$;

$$pK_A(H_2O/HO^-) = 14,0$$

3.1. Classifier les couples acide / base par ordre croissant d'acidité. 0,5 pt

3.2. Quelle est la réaction prépondérante entre les couples (NH_4^+/NH_3) et (H_2O/HO^-) ? 0,25 pt

Calculer la constante K_r de cette réaction 0,5 pt

Quelle conclusion peut-on en tirer ? 0,5pt

3.3. Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium utilisée. 0,5 pt

3.4. Comment appelle-t-on la solution S précédente ? 0,5 pt

Quelle propriété présente-t-elle ? 0,5pt

Données : $K_e = 10^{-14}$; N: 14 g/mol; H: 1 g/mol; Cl: 35,5 g/mol.

EXERCICE 4 : A caractère expérimental / 4,5 points

Dans un laboratoire de Lycée, un élève de terminale se propose de vérifier la qualité de lait de vache produit par une ferme. En effet, la mauvaise conservation du lait naturel favorise la formation de l'acide lactique de formule semi-développée $CH_3-CHOH-COOH$.

1. Il dose, à $25^\circ C$, un échantillon de 10 mL de lait par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

1.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction produite lors du dosage. 0,5 pt

1.2. Le tracé de la courbe $pH = f(V_b)$ a permis d'obtenir le point équivalent $E(V_b = 12,2 mL; pH = 8,2)$

1.2.1. Donner la concentration molaire C_a en acide lactique du lait étudié. 0,5 pt

1.2.2. Le lait n'est consommable que s'il contient moins de 16,2 g/L d'acide lactique. Au-delà de $5,55 \cdot 10^{-2}$ mol/L, le lait est caillé. Le lait analysé par l'élève est-il consommable ? Est-il caillé ? 1 pt

2. L'élève prépare 100 mL d'une solution S par dilution d'un échantillon de 10 mL de ce lait dans l'eau distillée. Ensuite, il dose la solution S par la solution d'hydroxyde de sodium précédente. Il détermine l'équivalence en utilisant un indicateur coloré.

2.1. Indiquer la verrerie utilisée pour réaliser cette dilution. 0,5 pt

2.2. Quelle propriété doit présenter cet indicateur pour que le dosage soit précis ? 0,5 pt

2.3. Quel indicateur coloré est donc adapté pour ce dosage. 0,5 pt

2.4. Le virage de l'indicateur a lieu pour le volume de base apporté $V'_b = 12,9 mL$. Déterminer la concentration en acide lactique du lait étudié. Ce résultat est-il en accord avec celui de la question 1.2
1 pt

Données : O: 16 g/mol; H: 1 g/mol; C: 12 g/mol.

Zone de virage de quelques indicateurs colorés : hélianthine (3,2-4,4) ; bleu de bromothymol (6,2-7,6) ; phénolphthaléine (8-10)

| | | |
|---|------------------------|------------|
| MINESEC EVALUATION HARMONISEE ANNEE SCOLAIRE 2016-2017 Délégation régionale du littoral | | |
| Epreuve : Chimie Séquence n°4 | | |
| Délégation départementale du Wouri | Classe : Terminale C/D | Durée : 3h |
| Bassin pédagogique n°3 | | Coeff : 2 |

Exercice N°1 : CHIMIE ORGANIQUE

1. Donner la formule semi-développée de : N,N – diéthylbenzène.
2. Nommer le composé suivant : $CH_3 - CH_2 - CO - NH(CH_2) - CH_2 - CH_3$
3. Un alcool dont la formule brute est $C_5H_{12}O$ présente plusieurs isomères dont l'une A est chirale.
 3. 1. Donner la formule semi développée de A
 3. 2. représenter A en perspective.
 3. 3. on traite A par le permanganate de potassium en milieu acide ; on obtient corps B.B donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et sans action avec la liqueur de Fehling.
 3. 3.1. donner la classe composé A. Justifier.
 3. 3.2 Ecrire l'équation des réactions conduisant, à B.
 3. 3.3 Nommer B en utilisant la nomenclature systématique.
4. Définir zwitterion.
5. on réalise la synthèse d'un dipeptide à partir de la glycine de formule $H - CH(CH_2) - CO_2H$ et d'un acide α -aminé X quelconque.
 5. 1. Ecrire la formule générale d'un acide α - aminé
 5. 2. La masse molaire du dipeptide est de 160g /mol.
Déterminer la nature du radical R de X .
 5. 3. Donner la formule semi développée et le nom de X
 5. 4. représenter le zwitterion issu de X

Exercice N°2 :

1. Définir : acide faible ; couple acide/ basse
2. la vitamine C ou acide ascorbique est une substance essentielle pour le métabolisme. C'est un acide faible de formule $C_6H_7O_6H$. On dissout soigneusement un comprimé de cet acide dans 200 ml d'eau distillée pour obtenir une solution S_a
 2. 1. Donner le couple acide/base issu de ce composé.
 2. 2. Ecrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.
3. 3. On prélève 10 ml de la solution S_a qu'on dose par une solution S_b d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1,5 \times 10^{-2}$ mol/L en présence du rouge de crésol qui est un indicateur approprié. Le virage de l'indicateur est obtenu quand on verse 9,5 mL de solution basique
 - a) Définir indicateur approprié ?
 - b) Que peut-on dire du pH à l'équivalence si la zone de virage de l'indicateur est $[7,2;8,8]$

- c) pour le prélèvement des solutions précédentes, dire quelle verrerie choisir entre une fiole jaugée et une éprouvette de même volume ?
 - d) Ecrire l'équation de dosage.
 - e) Déterminer la quantité d'hydroxyde de sodium utilisée à l'équivalence. En déduire la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé.
2. 4. calculer la concentration de la solution initiale S_a
 2. 5. A 25°C , le pH de cette solution est 2,7
 2. 5. 1. Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces présentes en solution et en déduire le pK_a du couple acide ascorbique/ ion ascorbique.
 2. 5.2. pK_a de l'acide éthanoïque vaut 4,8 à 25°C ; des deux acides, éthanoïque et ascorbique, lequel est le plus fort

Exercice N°3 :

1. pour préparer 100mL de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl) . On dissout 0,23g de solide dans l'eau. La solution obtenue a alors un pH = 5,2 à 25°C .
1. 1. Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau.
1. 2. Calculer la concentration initiale en ions ammonium. puis montrer que l'ion ammonium est un acide faible.
1. 3. Le couple (NH_4^+ / NH_3) a pour $pK_A = 9,2$
Ecrire la constante d'équilibre de cette réaction déterminé sa valeur numérique.
2. On ajoute 15 mL de solution d'hydroxyde de potassium ($K^+ + OH^-$) aux 100 mL de solution de chlorure d'ammonium précédent. On obtint alors une nouvelle solution S de pH = 9,2 à 25°C
On rappelle les valeurs de pK_A des autres couples acide/base mis en jeu.
 $pK_A(H_3O^+ / H_2O) = 0,0$; $pK_A(H_2O / HO^-) = 14,0$
2. 1. classer les couples acide/base par ordre croissance d'acidité
2. 2. Dire quelle est la réaction prépondérante entre les couples (NH_4^+ / NH_3) et (H_2O / HO^-). Calculer la constante de la réaction K_r puis conclure

Exercice N°4 : type expérimental

Les élèves de la classe de Terminale veulent vérifier les indications portées sur un flacon contenant une solution S_o d'acide sulfurique. Cette étiquette indique : $d = 0,245$; pourcentage en masse 2%.

1. Calculer sa concentration molaire.
2. ils se proposent de préparer 250 ml d'une solution S_1 d'acide sulfurique de concentration molaire $C_1 = 2.10^{-2}$ mol/l à partir de S_o .
2. 1. Indiquer le mode opératoire.
2. 2. calculer le pH, de la solution S_1 .

3. Afin de vérifier la valeur de pH, ils utilisent un pH-mètre préalablement étalonné.
3. 1. En quoi consiste l'étalonnage d'un pH-mètre ? En décris le principe.
3. 2. Ils opèrent également par dosage avec une solution d'hydroxyde de sodium à $5 \cdot 10^{-3}$ mol/l.
- a) dessiner et annoter le dispositif expérimental.
- b) L'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé 8 ml de la solution de N_2O_3 . Déterminer la concentration C_1 . Les indications portées sur l'étiquette sont-elles satisfaisantes. Données en g/mol : C : 12 ; H : 1 ; O : 16 ; S : 32 ; N : 14

BASSIN PEDAGOGIQUE DE DOUALA 3^{ème}

CLASSE : Terminale C&D

DUREE: 3H

COEF: 2

SEQUENCE N°4

EPREUVE DE CHIMIE

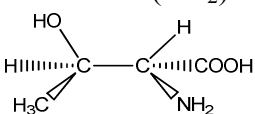
PARTIE A : CHIMIE ORGANIQUE / 8,5 points

EXERCICE 1: 4,5 points

- Donner les formules semi-développées des molécules suivantes 1 pt
 - 3,3-diéthylpentan-2-one
 - 2,3-diméthylbutan-2,3-diol
 - Anhydride méthylpropanoïque
 - N-éthyl, N-méthylbutanamide
- L'analyse d'une monoamine A, saturée, acyclique et contenant n atomes de carbone, a donné les résultats suivants :
 - Il y'a 4,22 g d'élément azoté dans 22 g d'amine
 - L'amine A est sans action sur un chlorure d'acyle.
 - Déterminer la formule brute de A. 1 pt
 - Ecrire la formule semi-développée, le nom et la classe de A 0,75 pt
 - On fait réagir 22 g de A avec un excès d'iodométhane en solution dans l'éthanol pur.
 - Ecrire l'équation de la réaction et nommer le composé obtenu. 0,5 pt
 - De quelle réaction s'agit-il ? Quelle est la propriété des amines mise en évidence dans cette réaction ? 0,25×2 = 0,5 pt
 - Quel est le rendement de l'opération sachant que la masse du composé obtenu est m = 60,26 g ?

Données: N: 14 g/mol; H: 1 g/mol; C: 12 g/mol; I: 126,9 g/mol.

EXERCICE 2 : 4 points

- Donner le nom et la formule semi-développée de l'acide α -aminé de plus faible masse moléculaire et contenant un carbone asymétrique. 1 pt
 - Combien de stéréoisomère présente cet acide α -aminé ? Donner leur représentation selon Fischer. Indiquer le stéréoisomère de configuration D. Sous quelle configuration existent les acides α -aminés naturels ? 0,25+0,5+0,25+0,25= 1,25 pt
 - Donner une propriété physique de cet acide α -aminé. 0,5 pt
- A quelle famille de composé appartient le composé suivant : $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH(NH}_2\text{)-COOH}$ 0,25 pt
 - combien possède-t-il de carbones asymétrique ? 0,25 pt
- L'une des conformations du composé mentionné au 2.a peut-être :
 - Comment appelle-t-on ce type de représentation ? 0,25 pt
 - Représenter la même conformation selon Newman, votre œil étant placé derrière le carbone N°3 0,5 pt

PARTIE B : ACIDES ET BASES / 11,5 points

EXERCICE 3:

9 pts

On considère une solution d'acide éthanóïque (CH_3COOH) de volume $V_a = 2 \text{ mL}$ et de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH de cette solution à 25°C donne 3,4.

- Quelles sont les espèces chimiques présentes dans cette solution ? 0,5 pt
- Calculer la concentration molaire de chacune de ces espèces chimiques. 1 pt
- Déduire de la question précédente le coefficient d'ionisation de l'acide éthanóïque. 0,5 pt

4. L'acide éthanoïque est un acide faible. Justifier cette affirmation. 0,5 pt
5. Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. 0,5 pt
6. Quel est le couple acide/base mis en jeu dans cette solution? Calculer son pKa. 0,5 pt
7. Le pK_a du couple $HCOOH/HCOO^-$ (acide méthanoïque/ion méthanoate) est de 3,75. Lequel de l'acide éthanoïque et de l'acide méthanoïque est le plus fort ? Justifier votre réponse. 0,5 pt
8. Quel volume d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ doit-on ajouter à la solution d'acide éthanoïque ci-dessus pour obtenir une solution de $pH = pK_a$? 0,5 pt

EXERCICE 4 : 7 points

1. Donner la définition d'un acide selon Brønsted. 0,5 pt
Qu'est-ce qu'un couple acide / base ? 0,5pt
2. Pour préparer 100 mL de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl), on dissout 0,32 g de solide dans l'eau. La solution obtenu a alors un $pH = 5,2$ à $25^\circ C$.
- 2.1. Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau. 0,5pt
- 2.2. Calculer la concentration initiale en ion ammonium. 0,5pt
Montrer que l'ion ammonium est un acide faible. 0,5pt
- 2.3. Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau. 0,25 pt
- 2.4. Le couple (NH_4^+/NH_3) a pour $pK_A = 9,2$.
Définir la constante d'équilibre de cette réaction et déterminer sa valeur numérique. 0,5pt
- 2.5. Déterminer les espèces chimiques majoritaires dans la solution. 0,5pt
3. On ajoute 15 mL de solution d'hydroxyde de potassium (KOH) au 100 mL de solution de chlorure d'ammonium précédente. On obtient alors une nouvelle solution S de $pH = 9,2$ à $25^\circ C$.
On rappelle les valeurs des pK_A des autres couples acide / base mis en jeu : $pK_A(H_3O^+/H_2O) = 0,0$;
 $pK_A(H_2O/HO^-) = 14,0$
- 3.1. Classifier les couples acide / base par ordre croissant d'acidité. 0,5 pt
- 3.2. Quelle est la réaction prépondérante entre les couples (NH_4^+/NH_3) et (H_2O/HO^-) ? 0,25 pt
Calculer la constante K_r de cette réaction 0,5 pt
Quelle conclusion peut-on en tirer ? 0,5pt
- 3.3. Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium utilisée. 0,5 pt
- 3.4. Comment appelle-t-on la solution S précédente ? 0,5 pt
Quelle propriété présente-t-elle ? 0,5pt

Données : $K_e = 10^{-14}$; N: 14 g/mol; H: 1 g/mol; Cl: 35,5 g/mol.

EPREUVE DE CHIMIE

Classe: Tle C&D
Durée/ Coef: 2 H/ 02

Année scolaire: 2012-2013
Séquence: 4

NB : Sauf indication contraire, toutes les solutions sont prises à 25°C, température à laquelle $K_e = 10^{-14}$.

Exercice 1 : Notion de stéréochimie (3pts)

Une substance optiquement active fait tourner le plan de polarisation de la lumière d'un angle de +20°.

1. Quel qualificatif donne-t-on à cette substance ? **0,5 pt**
2. Que signifie le signe + et de quel énantiomère s'agit-il dans la substance ? **2 × 0,5 pt**
3. Quelle serait dans les mêmes conditions, la rotation provoquée par l'autre énantiomère ? **0,5 pt**
4. Quel serait le pouvoir rotatoire d'un mélange équimolaire des deux énantiomères de cette substance ? Quel nom donne-t-on à un tel mélange ? **2 × 0,5 pt**

Exercice 2 : Acide et base en solution aqueuse (5 pts)

1. Une solution S_0 d'acide chlorhydrique a un pH = 2,3. A l'aide de cette solution, on souhaite préparer une solution S_1 de volume $V_1 = 1000$ L et de pH = 3,0.
 - 1.1. Quel nom donne-t-on à cette opération ? **0,25 pt**
 - 1.2. Déterminer les concentrations C_0 et C_1 des solutions S_0 et S_1 respectivement. **2 × 0,5 pt**
 - 1.3. Quel volume V de la solution S_0 est-il nécessaire pour effectuer cette préparation ? **1 pt**
 - 1.4. Décrire en précisant la verrerie utilisée, le mode opératoire de cette préparation. On suppose disposer en plus d'autre matériel que vous préciserez, d'une fiole jaugée de 1000 L. **1 pt**
2. On dispose d'une solution S_0' d'hydroxyde de sodium de concentration $C_0' = 5,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. On prépare 100 mL d'une solution S_1' en diluant vingt fois S_0' .
 - 2.1. Quelle est la concentration de la solution S_1' ? **0,75 pt**
 - 2.2. Déterminer à 60°C, les pH de S_0' et S_1' . On donne $K_e = 10^{-13}$ à 60°C. **2 × 0,5 pt**

Exercice 3 : Force d'un acide et d'une base (5 pts)

Le pH d'une solution décimolaire de propanamine vaut 11,8.

1. Quel est le couple acide/base mis en jeu ? **0,5 pt**
2. Quelles sont les espèces chimiques susceptibles d'être dans cette solution ? **1,25 pt**
3. Déterminer les concentrations molaires de chaque espèce chimique. **4 × 0,5 pt**
4. Classer ces composés en espèces majoritaire, minoritaire et ultraminoritaire. **0,75 pt**

5. Ecrire l'équation de réaction du propanamine sur l'eau.

0,5 pt

Exercice 4 : (7 pts)

1. On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,9$ obtenue en dissolvant un volume gazeux V de chlorure d'hydrogène par litre de solution.

1.1. Ecrire l'équation-bilan de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.

0,5 pt

1.2. Déterminer le nombre n_0 de moles d'ions H_3O^+ présents dans 1 litre de solution. Calculer le volume V de gaz dissous. On donne le volume molaire $V_m = 23,8 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1,5 pts

2. On considère d'autre part, 1 litre d'une solution d'acide éthanóique de $\text{pH} = 2,9$ obtenue en dissolvant 0,10 mole d'acide éthanóique par litre de solution. On notera C_1 la concentration de cette solution.

2.1. Déterminer le nombre n_1 de moles d'ions H_3O^+ présents dans 1 litre de solution. Le comparer au nombre de moles d'acide éthanóique introduit et conclure.

2 pts

2.2. Ecrire l'équation-bilan traduisant la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau.

0,5 pt

3. On dilue la solution d'acide éthanóique de concentration C_1 , pour obtenir 100 mL d'une solution de concentration $C_2 = C_1/10 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le pH de la solution obtenu après dilution est de 3,4.

3.1. Déterminer le nombre n_2 de moles d'ions H_3O^+ présents dans 100 mL de cette solution. Le comparer au nombre n_1 de moles d'ions H_3O^+ présents dans le volume de solution d'acide éthanóique de concentration C_1 que l'on a prélevé. En déduire l'effet de la dilution sur la solution d'acide éthanóique.

1,75 pts

3.2. Si on effectuait la même dilution sur la solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,9$, quel serait le pH de la solution diluée obtenue ? Justifier votre réponse.

0,75 pt

Bonne chance !!!

Bac épreuve zéro chimie

EXERCICE I : CHIMIE ORGANIQUE

- 1.1- Définir les termes : carbone asymétrique ; site nucléophile ; molécule chirale
- 1.2- Ecrire les formules semi développées des composés suivants :
- A1 : N-méthyl,N-isopropyl,1-éthyl,2-méthylbutylamine ; A2 : 3-méthylpentane-2,3-diol.
- 1.3- Nommer les composés suivants :
- A₃: CH₃ – CH – CO – CH₂ – CH₃ A₄: CH₃ – CH – CH – COOH
- 1.4- **Q.C.M** : choisir la lettre qui correspond à la bonne réponse.
- 1.4.1 A partir d'un mélange d'acide carboxylique et d'alcool, on peut accroître le rendement en ester, constituant le plus volatil du milieu :
- a) par chauffage à reflux ; b) en utilisant un catalyseur ;
c) en augmentant la température ; d) en distillant l'ester au fur et à mesure qu'il se forme
- 1.4.2 La réaction d'un alcool avec un anhydride d'acide est :
- a) limitée ; b) réversible ; c) athermique ; d) totale
- 1.4.3 La réaction d'équation bilan $2\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-NH-C}_2\text{H}_5 + \text{CH}_3\text{-NH}_3^+ + \text{Cl}^-$ met en jeu :
- a) uniquement le caractère nucléophile de l'amine ; b) uniquement le caractère basique de l'amine
c) à la fois les caractères basique et nucléophile de l'amine d) le caractère électrophile de l'amine
- 1.5- L'hydrolyse d'un ester de formule C₅H₁₀O₂ donne de l'acide éthanoïque et un autre corps A. L'oxydation ménagée de A donne un composé B qui agit sur la 2,4-dinitrophényldrazine, mais reste sans action sur la liqueur de Fehling.
- 1.5.1 Donner, en justifiant, le nom et la formule semi développée de A.
- 1.5.2 On considère l'alcool secondaire D de formule brute C₃H₈O.
- a) Donner la formule développée et le nom des deux isomères D' et D'' de l'alcool D.
b) Préciser le type d'isomère existant entre B et chacun de ces isomères.
- 1.6- Le composé A₄ de la question 1.3 ci-dessus est un acide α-aminé.
- 1.6.1 Justifier cette appellation par trois arguments à relever dans la formule de A₄.
- 1.6.2 L'expérience montre que dans les solutions aqueuses, les acides α-aminés existent rarement sous forme moléculaire mais plutôt en un mélange de la forme cation-anionique et/ou anionique et/ou cationique, la forme prédominante dépendant du pH du milieu. Le schéma suivant donne la répartition des trois formes en fonction du pH, relativement aux limites de pH, pH₁ et pH₂ qu'on peut préciser.
- | | | |
|----------------------------|--|------------------------------|
| | | |
| | pH ₁ | pH ₂ |
| | | |
| Milieux franchement acides | milieux intermédiaires | milieux franchement basiques |
| E ₂ prédomine | E ₁ , E ₂ et E ₃ coexistent | E ₃ prédomine |
- 1.6.2.1- Donner la formule semi développée de E₁, E₂, E₃ et le nom général de E₁
- 1.6.2.2- Montrer, en relevant les deux couples acide base où il est impliqué, le comportement amphotère de E₁.

EXERCICE II : ACIDES ET BASES

On travaille à 25°C

- 2.1- Définir : Autoprotolyse de l'eau - Couple acide/base
- 2.2- Quelle est la forme d'un couple acide/base qui prédomine à
- a) pH < pK_a – 1 ?
b) pH > pK_a + 1 ?
- 2.3- **Q.C.M.** choisir la lettre qui correspond à la bonne réponse :
De deux acides faibles, le plus fort est toujours celui qui correspond.

- a) Au couple à la constante d'acidité la plus petite ; b) Au couple au pKa le plus grand
 c) Au couple pKa le plus faible ; d) A la solution la plus acide.
- 2.4- L'acide méthanoïque est un acide organique de formule HCOOH ; sa base conjuguée est l'ion méthanoate HCOO⁻.
- 2.4.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de cet acide avec l'eau
 2.4.2 Exprimer Ka, la constante d'acidité du couple correspondant, puis la calculer si pKa=3,8
 2.4.3 On prépare une solution d'acide méthanoïque dont le pH est 2,6.
 - Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution
 - En déduire la quantité de matière d'acide qui a été dissoute par litre de solution
- 2.5- On dispose d'une solution aqueuse d'ammoniac S₁ de concentration C₁ = 0,10 mol.l⁻¹ ; la mesure du pH donne 11,1.
- 2.5.1 Montrer que l'ammoniac est une base faible. Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.
 2.5.2 On prépare une solution S₂ d'ammoniac de concentration C₂ = 2,5.10⁻² mol.l⁻¹. La mesure de son pH donne 10,8.
 Déterminer pour chaque solution S₁ et S₂, le pourcentage de molécules d'ammoniac ayant réagi avec l'eau. En déduire l'influence de la dilution sur la force d'une base faible.
- 2.5.3 A l'aide d'une burette graduée on ajoute à un volume V_b de S₂ une solution S_a d'acide sulfurique de concentration C_a = 2,5.10⁻²mol.l⁻¹. Pour un volume V_a ajouté on obtient une solution tampon.
- 2.5.3.1- Qu'appelle-t-on : solution tampon ; diacide fort
 2.5.3.2- Quels volumes V_b et V_a des solutions faut-il mélanger pour obtenir 150 ml d'une solution tampon de pH=9,2 sachant que pKa (NH₄⁺/NH₃) = 9,2 et que H₂SO₄ est un diacide fort.

EXERCICE III : CHIMIE GENERALE

3.1 On veut étudier à température constante la cinétique de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée d'après l'équation bilan suivante : $2\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

A la date t=0s, début de l'expérience, la solution renferme 6.10⁻² mole d'eau oxygénée et son volume V_s est égal 1L, volume qui restera constant durant toute l'étude. Pour suivre l'avancement de la réaction on mesure, à pression constante, le volume de dioxygène VO₂ dégagé au cours du temps.

3.1.1- A l'aide de l'équation bilan de la réaction ci-dessus, montrer qu'à l'instant t, la concentration en eau oxygénée restante dans la solution est donnée par la relation $[\text{H}_2\text{O}_2]=6.10^{-2} - 2\text{VO}_2$; ou V_m =24L.mol⁻¹ 0,5pt

3.1.2-Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

| | | | | | | | | | | |
|--|---|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| t(min) | 0 | 5 | 10 | 15 | 20 | 25 | 30 | 35 | 40 | 60 |
| VO ₂ (L) | 0 | 0,16 | 0,27 | 0,36 | 0,44 | 0,50 | 0,54 | 0,59 | 0,61 | 0,68 |
| [[H ₂ O ₂](10 ⁻² mol :L) | 6 | | | | | | | | | |

3.1.2.1- Reproduire et compléter le tableau puis tracer sur papier millimétré le graphe [H₂O₂]=f(t) 0

3.1.2.2-Calculer la vitesse de formation du dioxygène entre 10 min et 20min.. 0,25pt

3.1.2.3- Déterminer la vitesse de disparition de l'eau oxygénée à la date t=10min. En déduire la vitesse de formation du dioxygène à la même date.

3.1.2.4-Définir et déterminer le temps de demi réaction. 0,5pt

II- Niveaux d'énergie atomique.

1-Qu'est-ce qu'une transition électronique ? 0,25pt

2-Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donner par la relation $E_n=-13,6/n^2$

2.1-Une transition du niveau 5 vers le niveau fondamental s'accompagne-t-elle d'une émission ou d'une absorption ? Calculer la longueur d'one de la radiation associée. A quelle domaine des radiation appartient-elle ? 1pt

2.2-On envoie sur un atome d'hydrogène à l'état fondamental des photons d'énergie : 8,2ev ; 13,4eV et 14,2eV. Quelles sont les énergies pouvant être absorbées. 1pt

EXERCICE 4/ : EXPERIENCE DE CHIMIE : 4 pts

Le bicarbonate de soude, utilisé en cas d'acidité excessive de l'estomac est NaHCO_3 .

On se propose de vérifier le degré de pureté d'un échantillon de bicarbonate, degré défini par $d=m/100$, m étant la masse, en grammes de NaHCO_3 contenue dans 100g d'échantillon de bicarbonate.

On introduit 0,8g de bicarbonate de soude dans une fiole jaugée de 100mL et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On prélève ensuite 20mL de cette solution qu'on met dans un erlen Meyer et rajoute 30mL d'eau distillée. On suit avec un pH-mètre l'évolution du pH lors de l'addition progressive d'une solution diluée d'acide chlorhydrique de concentration $C_a=0,1$ mol /L. La réaction ayant lieu lors de ce dosage est traduite par l'équation bilan suivante : $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

On trace ensuite la courbe représentative de la fonction $\text{pH}=f(V_a)$ ou V_a est le volume de la solution acide versé en mL

1-Avec quelle verrerie prélève-t-on 20mL de solution titrée ?

2-L'eau rajoutée modifie-t-elle le résultat de dosage ? Justifier. Quel est le rôle négatif que joue cette eau ?

3-Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.

4-Que doit-t-on faire avant toute mesure de pH avec le pH-mètre ?

5-En utilisant la courbe ci-après, déterminer :

5.1-Les coordonnées du point d'équivalence

5.2-Le pK_a du couple $\text{HCO}_3^- : \text{CO}_2$ dissous.

6-Calculer le nombre de moles d'hydrogénocarbonate de sodium pur contenu dans l'échantillon de 0,8g.

En déduire le degré de pureté du bicarbonate de soude étudié.

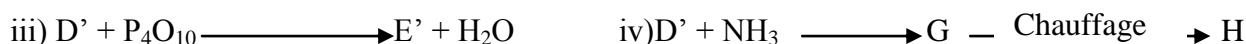
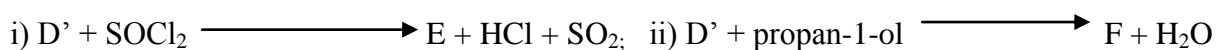
On donne $M(\text{NaHCO}_3)=84$ g /mol

| MINESEC - COLLEGE PRIVE LAIC LES PIGEONS | | | | | |
|--|-----------------------------|----------------|------------|--------------|------------------|
| EXAMEN : | Baccalauréat Blanc 1 | Série : | C/D | Année | 2007-2008 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 heures |

EXERCICE -1 : 5points

1- Soit un alcène non cyclique comportant 4 atomes de carbone. L'hydratation de A en présence d'acide sulfurique donne deux produits B et B' ; B' étant nettement prépondérant. Par oxydation ménagée B donne un seul produit C alors que B' donne successivement C' et D'. Sachant que D' est l'acide butanoïque, donner les formules semi-développées et les noms de A, B, B' et C'. Comment peut-on par des tests chimiques simples différencier C, C' et D'.

2- Le composé D' obtenu ci-dessus subit les réactions suivantes :



Donner les formules semi-développées et les noms de E, E', F et H. **1pt**

3- Les composés E et E' obtenus ci-dessus réagissent avec le propan-1-ol pour donner également le composé F ; comparer ces deux réactions à la réaction (ii). **0,5pt**

4-a) Donner les formules semi développées des molécules suivantes :

1- Acide 2-amino-3-méthylbutanoïque (I) ; 2-N-éthyl, N-méthylpropanamine (J). **0,5pt**

-Laquelle des deux molécules est chirale ? Pourquoi ? **0,5pt**

-Donner une représentation de Fischer de cette et préciser la série D ou L à laquelle elle appartient. **0,5pt**

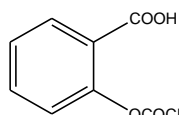
b) On fait réagir le composé I dont le nom biochimique est la valine avec la glycine (acide 2-aminoéthanoïque). Donner les formules semi-développées et les noms des dipeptides susceptibles d'être obtenu. **0,5pt**

c) On fait réagir 0,2 mole du composé J avec 46,8g d'iodoéthane. Donner la formule semi-développée, le nom et la masse du composé obtenu. **1pt**

On donne : I=127 g/mol ; N=14 ; O=16 ; C=12

EXERCICE-2 : 4 points

On étudie l'acide acétylsalicylique connu sous le nom d'aspirine qui est un acide faible de $pK_a = 3,48$ et



de formule $C_9H_8O_4$. On pourra écrire ce composé sous la forme AH

1-Ecrire l'équation bilan de la réaction acido-basique de l'aspirine avec l'eau. Donner le nom de sa base conjuguée. **1pt**

2-Le pH est voisin de 1 dans l'estomac et de 8 dans l'intestin. Sous quelle forme prédominante se trouve l'aspirine dans ces organes ? Justifier la réponse. **1pt**

3-On prépare une solution S de volume 150 mL en dissolvant un comprimé d'aspirine dans l'eau distillée. On procède au dosage de la quantité d'acide acétylsalicylique contenu dans S par une solution de soude.

- 3.1-Le dosage est effectué à froid : expliquer pourquoi. Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage. **1**
- 3.2-La solution de soude utilisée a une concentration $C_b=0,15 \text{ mol/L}$. Le volume versé à l'équivalence dans S est $V_b=15,6 \text{ mL}$. En déduire la masse d'aspirine contenue dans le comprimé. **1pt**

EXERCICE-3 : 5 points

Au cours d'une séance de TP, il vous est demandé de mesurer et de comparer les valeurs du pH des solutions d'acide chlorhydrique et de l'acide éthanoïque à différentes concentrations.

- 1-Vous disposez au départ d'une solution de concentration $0,1 \text{ mol/L}$, d'une pipette graduée de 1 à 10 cm^3 et d'une fiole jaugée de 50 cm^3 . Comment procéderiez-vous pour préparer 50 cm^3 d'une solution de concentration $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. **0,5pt**

2 Avec un pH-mètre convenablement réglé, vous obtenez les résultats consignés dans le tableau suivant :

| C(mol/L) | $5 \cdot 10^{-2}$ | 10^{-2} | $5 \cdot 10^{-3}$ | 10^{-3} | 10^{-4} | 10^{-5} |
|------------------------|-------------------|-----------|-------------------|-----------|-----------|-----------|
| pH acide chlorhydrique | 1,3 | 2 | 2,3 | 3 | 4 | 5 |
| pH acide éthanoïque | 3,1 | 3,4 | 3,6 | 3,9 | 4,4 | 5,2 |
| -Log C | | | | | | |

- 2.1- Compléter le tableau. **0,5pt**
- 2.2-Sur le même graphique, tracer les courbes $\text{pH}=f(-\text{LogC})$. **1pt**

2.3-A partir de l'une des courbes que vous désignerez, définissez et justifiez le caractère fort de l'un des acides. **0,5pt**

2.4-A partir de l'autre courbe, que pouvez-vous dire du caractère de l'autre acide ? pourquoi ? **0,5pt**

3-Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution d'acide éthanoïque à 10^{-2} et à 10^{-4} mol/L **1pt**

4-Calculer la valeur du rapport entre la quantité d'acide éthanoïque dissociée en ions et la quantité d'acide introduite pour la solution de concentration 10^{-2} mol/L , puis pour la solution de concentration 10^{-4} mol/L . **1pt**

EXERCICE-4 : 5 points

Pour doser une solution d'ammoniac de concentration C_B inconnue à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité $C_A=0,14 \text{ mol/L}$, on ajoute progressivement de l'acide dans 20 mL de solution basique, et on lit la valeur du pH du mélange grâce au pH-mètre. Soit V_A (en mL) le volume d'acide versé. On dresse le tableau des résultats suivant :

| | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------------|------|------|-----|-----|-----|-----|------|------|------|------|-----|------|-----|-----|-----|-----|
| $V_A(\text{mL})$ | 0 | 1,5 | 6 | 10 | 12 | 14 | 14,2 | 14,4 | 14,5 | 14,8 | 15 | 15,2 | 16 | 18 | 20 | 25 |
| pH | 11,1 | 10,2 | 9,5 | 9,0 | 8,6 | 7,7 | 7,0 | 6,5 | 6,0 | 5,0 | 3,8 | 3,5 | 2,6 | 2,2 | 2,0 | 1,8 |

- 1-Faire le schéma du dispositif expérimental. **0,75pt**
- 2-Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume d'acide versé $\text{pH}=f(V_A)$. **1,75pt**
- 3-Déterminer graphiquement le point d'équivalence par la méthode des tangentes. **0,5pt**
- 4-Calculer la concentration molaire initiale C_B de la base. **0,5pt**
- 5-La solution est-elle basique ou neutre au point équivalent ? Pourquoi ? **0,5pt**
- 6-Trouver graphiquement la valeur du $\text{p}K_A$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$. En déduire le K_A **1pt**

| COLLEGE PRIVE LAÏC LES PIGEONS | | | | | |
|--------------------------------|--------------------|--------|--------|---------|-----|
| EXAMEN : | BACCALAUREAT BLANC | SERIE | C et D | SESSION | |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 h |

N.B : Le document (page4) doit être remis avec la feuille de composition

EXERCICE -1 : CHIMIE ORGANIQUE (6 pts)

1-QCM : Choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s) parmi celles proposées.

1.1- Les acides carboxyliques sont plus solubles dans l'eau que les alcools à cause :

(a)-de leurs capacités à former des liaisons hydrogènes ; (b)-de la différence du nombre d'atome d'oxygène ; (c)-aucune proposition n'est vraie. **(0,25pt)**

1.2-L'estérification est une transformation :

(a)-lente ; (b)- athermique ; (c)-exothermique ; (d)-totale ; (e)-limitée **(0,25pt)**

2-Ecrire les formules semi-développées de chacune des molécules suivantes :

a)-4-éthyl, 3-méthylheptan-2-ol ; b)3-méthylbutan-2-one ; c)-2,4-diméthylpentanal ; d)-acide2,3-diméthylbutanoïque ; e)N,N-diéthyl,2-méthylpropanamide ; f)N,N-diéthylbutylamine. **(1,5pt)**

3-L'hydratation d'un alcène donne uniquement le butan-2-ol.

3.1-Ecrire la formule semi-développée de cet alcène **(0,25pt)**

3.2-Donner la formule semi-développée et le nom du produit de l'oxydation du butan-2-ol.**(0,5pt)**

4-L'oxydation partielle du butan-1-ol donne un composé A

4.1-Donner le nom et la formule semi-développée de A. **(0,5pt)**

4.2-Donner deux tests permettant de mettre en évidence A. **(0,5pt)**

5-L'acide butanoïque est le produit de l'oxydation de A.

5.1-Donner le nom et la formule semi-développée du produit de la déshydratation intermoléculaire de l'acide butanoïque. **(0,5pt)**

5.2-Donner le nom et la formule semi-développée du composé obtenu par action de l'ammoniac sur l'acide butanoïque. **(0,5pt)**

5.3-Donner le nom et la formule semi développée du composé obtenu par action du SOCl_2 sur l'acide butanoïque **(0,5pt)**

6-La réaction d'une amine de masse molaire 73g/mol avec l'iodométhane produit de l'iodure de butyltriméthylammonium. Donner la formule brute et le nom de cette amine. **(0,75pt)**

EXERCICE-2 : CHIMIE GENERALE (4 pts)

1-QCM : Choisir la bonne réponse : **0,5pt**

La vitesse de disparition d'un réactif dépend de la concentration : (a)-des réactifs ; (b)-des produits.

2-Les différents niveaux E_n de l'atome H sont donnés par la formule $E_n = -13,6/n^2$; E_n en eV, n est un entier supérieur ou égal à 1 appelé nombre quantique principal.

2.1-Faire le calcul des 6 différentes valeurs de E_n ($n=1 ; 2 ; 3 ; 4 ; 5 ; \infty$) **0,5pt**

2.2-Définir énergie d'ionisation. Quelle est l'énergie minimale en eV et en joules, qu'il faut fournir à un atome H pour l'ioniser ? **1pt**

2.3-Quelle est la plus courte longueur d'onde λ des différentes raies spectrales que peut émettre l'atome H lorsqu'il est excité ? **0,5pt**

2.4-Représenter par des flèches, sur le diagramme, les transitions correspondant aux différentes raies d'émission de la série dite de Balmer, cette série correspond au retour de l'électron au niveau

2. En déduire les deux longueurs d'onde limites λ_{\max} et λ_{\min} de la série dite de Balmer. **1,5pt**

On rappellera E_{\max} et E_{\min} .

EXERCICE-3 : ACIDES ET BASES (6pts)

1-QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous

1.1-Dans un dosage acide faible base forte, le pH du point d'équivalence est :

(i) égal à 7 ; (ii) supérieure à 7,0 ; (iii) égal au pK_A **0,25pt**

1.2-L'indicateur coloré le plus approprié pour un dosage $CH_3COOH/NaOH$ est :

(i) l'hélianthine ; (ii) le bleu de Bromothymol ; (iii) la Phénolphthaléine **0,25pt**

1.3-Le dosage d'un acide faible par la soude est une transformation :

(i) limitée ; (ii) quasi-totale ; (iii) totale. **0,25pt**

2-Qu'est-ce qu'une solution tampon? Un acide fort ? Une base faible ? **0,75pt**

3-En droguerie, on trouve de la lessive de soude qui est une solution concentrée d'hydroxyde de sodium.

3.1-Un flacon commercial de 1L de lessive de soude de densité $d=1,333$, contient en masse 30% d'hydroxyde de sodium. Quelle est la concentration molaire de la lessive de soude ? **0,5pt**

3.2-Pour besoin de travaux pratiques, des élèves du Lycée d'Omeng décident de préparer 2L d'une solution d'hydroxyde de sodium de $pH=12,5$. Comment doivent-ils procéder ? **1pt**

4-Une solution aqueuse A d'acide benzoïque C_6H_5COOH , de concentration $C_A=2.10^{-2}$ mol/L a un $pH=3,1$

4.1-L'acide benzoïque est-il un acide fort ou faible ? **0,25pt**

4.2-Déterminer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution. **1pt**

4.3-En déduire le pK_a du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ **0,5pt**

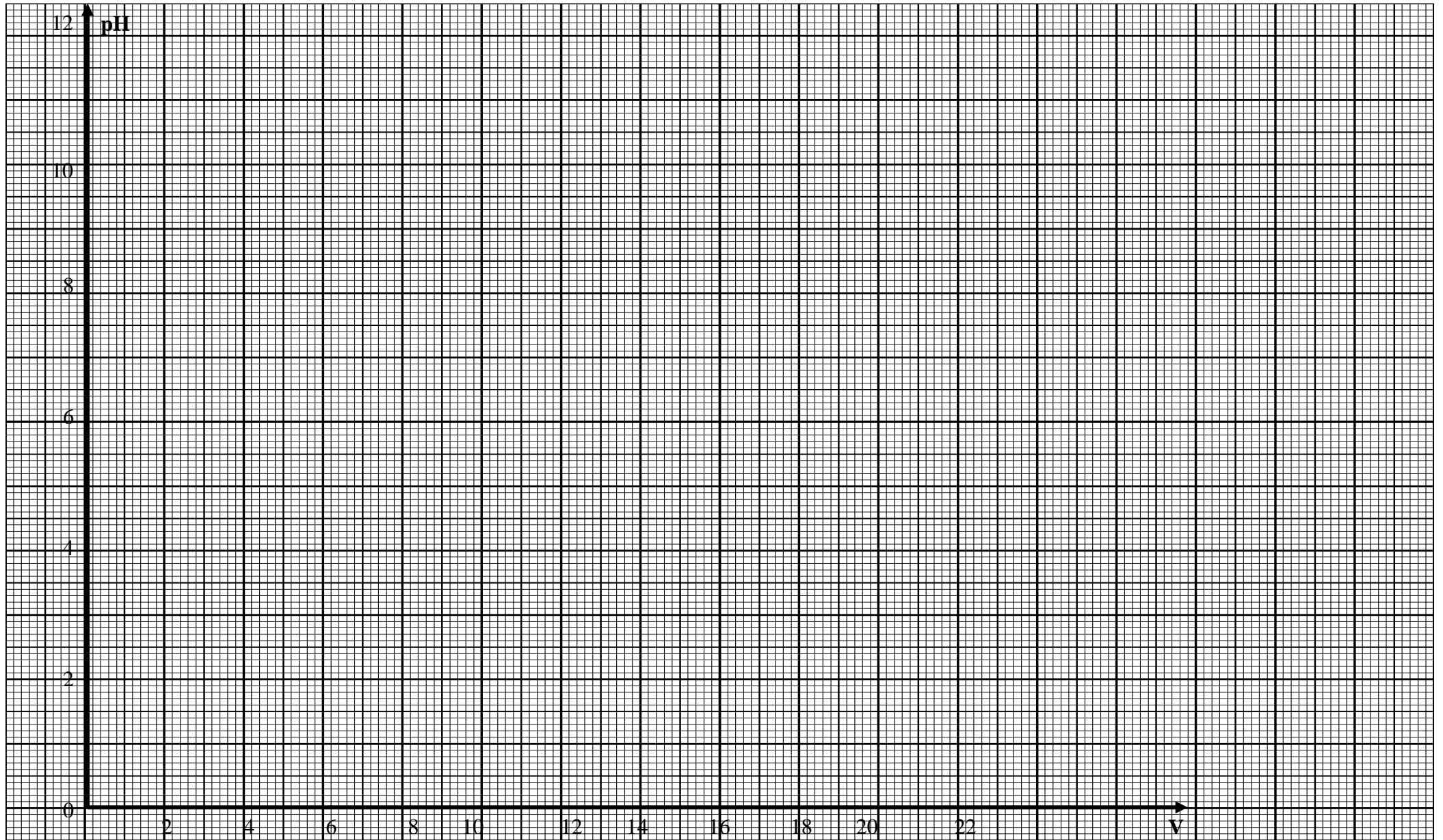
5-Le pH d'une solution aqueuse de chlorure d'ammonium de concentration $C=0,1$ mol/L est 5 à $25^\circ C$

- 5.1-Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution. **0,75**
- 5.2-En déduire le rapport R entre la concentration molaire en ions NH_4^+ transformés en ammoniac NH_3 et la concentration molaire C. **0,5pt**

EXERCICE-4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts)

- 1-On dissout 3,65g de chlorure d'hydrogène dans l'eau et on complète à 1 litre. Quels sont la concentration en ions hydronium et le pH de cette solution ? **0,5pt**
- 2-On utilise celle-ci pour doser 20 cm^3 d'une solution d'éthylamine ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$). La variation du pH au cours de cette manipulation est donnée par la figure 1 (V est le volume d'acide chlorhydrique versé). Commenter cette courbe : indiquer (sur la courbe) les points de demi équivalence et d'équivalence, la zone tampon. Quelle est la concentration de la solution d'éthylamine ? **1,25pt**
- 3-Sachant que le pH initial de la solution d'éthylamine est 11,8, calculer la concentration molaire des espèces contenues dans la solution. Calculer le coefficient d'ionisation de l'éthylamine. **1,5pt**
- 4-Déterminer le pK_A du couple $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ **0,5pt**
- 5-Quel est indicateur coloré pourrait-on utiliser pour ce dosage ? **0,25pt**

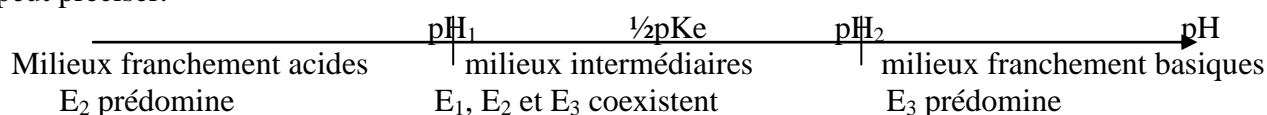
Figure 1



| A. Y. P / A.F.D | | | | | |
|-----------------|----------------------|--------|--------|---------|----------|
| EXAMEN : | PREPA BACCALAUREAT 2 | SERIE | C et D | SESSION | 24-05-08 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 h |

EXERCICE I : CHIMIE ORGANIQUE

- 1.1- Définir les termes : carbone asymétrique ; site nucléophile ; molécule chirale
- 1.2- Ecrire les formules semi développées des composés suivants :
- A1 : N-méthyl,N-isopropyl,1-éthyl,2-méthylbutylamine ; A2 : 3-méthylpentane-2,3-diol.
- 1.3- Nommer les composés suivants :
- A₃: CH₃ – CH – CO – CH₂ – CH₃ A₄: CH₃ – CH – CH – COOH
- 1.4- **Q.C.M** : choisir la lettre qui correspond à la bonne réponse.
- 1.4.1 A partir d'un mélange d'acide carboxylique et d'alcool, on peut accroître le rendement en ester, constituant le plus volatil du milieu :
- a) par chauffage à reflux ; b) en utilisant un catalyseur ;
- c) en augmentant la température ; d) en distillant l'ester au fur et à mesure qu'il se forme
- 1.4.2 La réaction d'un alcool avec un anhydride d'acide est :
- a) limitée ; b) réversible ; c) athermique ; d) totale
- 1.4.3 La réaction d'équation bilan $2\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-NH-C}_2\text{H}_5 + \text{CH}_3\text{-NH}_3^+ + \text{Cl}^-$ met en jeu :
- a) uniquement le caractère nucléophile de l'amine ; b) uniquement le caractère basique de l'amine
- c) à la fois les caractères basique et nucléophile de l'amine d) le caractère électrophile de l'amine
- 1.5- L'hydrolyse d'un ester de formule C₅H₁₀O₂ donne de l'acide éthanoïque et un autre corps A. L'oxydation ménagée de A donne un composé B qui agit sur la 2,4-dinitrophényldrazine, mais reste sans action sur la liqueur de Fehling.
- 1.5.1 Donner, en justifiant, le nom et la formule semi développée de A.
- 1.5.2 On considère l'alcool secondaire D de formule brute C₃H₈O.
- a) Donner la formule développée et le nom des deux isomères D' et D'' de l'alcool D.
- b) Préciser le type d'isomère existant entre B et chacun de ces isomères.
- 1.6- Le composé A₄ de la question 1.3 ci-dessus est un acide α-aminé.
- 1.6.1 Justifier cette appellation par trois arguments à relever dans la formule de A₄.
- 1.6.2 L'expérience montre que dans les solutions aqueuses, les acides α-aminés existent rarement sous forme moléculaire mais plutôt en un mélange de la forme cation-anionique et/ou anionique et/ou cationique, la forme prédominante dépendant du pH du milieu. Le schéma suivant donne la répartition des trois formes en fonction du pH, relativement aux limites de pH, pH₁ et pH₂ qu'on peut préciser.



- 1.6.2.1- Donner la formule semi développée de E₁, E₂, E₃ et le nom général de E₁
- 1.6.2.2- Montrer, en relevant les deux couples acide base où il est impliqué, le comportement amphotère de E₁.

EXERCICE II : ACIDES ET BASES

On travaille à 25°C

- 2.1- Définir : Autoprotolyse de l'eau - Couple acide/base
- 2.2- Quelle est la forme d'un couple acide/base qui prédomine à
- a) pH < pK_a – 1 ?
- b) pH > pK_a + 1 ?
- 2.3- **Q.C.M**. choisir la lettre qui correspond à la bonne réponse :
- De deux acides faibles, le plus fort est toujours celui qui correspond.
- a) Au couple à la constante d'acidité la plus petite ; b) Au couple au pK_a le plus grand
- c) Au couple pK_a le plus faible ; d) A la solution la plus acide.
- 2.4- L'acide méthanoïque est un acide organique de formule HCOOH ; sa base conjuguée est l'ion

méthanoate HCOO^- .

2.4.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction de cet acide avec l'eau

2.4.2 Exprimer K_a , la constante d'acidité du couple correspondant, puis la calculer si $\text{p}K_a=3,8$

2.4.3 On prépare une solution d'acide méthanoïque dont le pH est 2,6.

- Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution

- En déduire la quantité de matière d'acide qui a été dissoute par litre de solution

2.5- On dispose d'une solution aqueuse d'ammoniac S_1 de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.l}^{-1}$; la mesure du pH donne 11,1.

2.5.1 Montrer que l'ammoniac est une base faible. Ecrire l'équation de sa réaction avec l'eau.

2.5.2 On prépare une solution S_2 d'ammoniac de concentration $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. La mesure de son pH donne 10,8.

Déterminer pour chaque solution S_1 et S_2 , le pourcentage de molécules d'ammoniac ayant réagi avec l'eau. En déduire l'influence de la dilution sur la force d'une base faible.

2.5.3 A l'aide d'une burette graduée on ajoute à un volume V_b de S_2 une solution S_a d'acide sulfurique de concentration $C_a = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$. Pour un volume V_a ajouté on obtient une solution tampon.

2.5.3.1- Qu'appelle-t-on : solution tampon ; diacide fort

2.5.3.2- Quels volumes V_b et V_a des solutions faut-il mélanger pour obtenir 150 ml d'une solution tampon de $\text{pH}=9,2$ sachant que $\text{p}K_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$ et que H_2SO_4 est un diacide fort.

EXERCICE III : CHIMIE GENERALE

3.1 On veut étudier à température constante la cinétique de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée d'après l'équation bilan suivante : $2\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

A la date $t=0\text{s}$, début de l'expérience, la solution renferme $6 \cdot 10^{-2}$ mole d'eau oxygénée et son volume V_s est égal 1L, volume qui restera constant durant toute l'étude. Pour suivre l'avancement de la réaction on mesure, à pression constante, le volume de dioxygène VO_2 dégagé au cours du temps.

3.1.1- A l'aide de l'équation bilan de la réaction ci-dessus, montrer qu'à l'instant t , la concentration en eau oxygénée restante dans la solution est donnée par la relation $[\text{H}_2\text{O}_2]=6 \cdot 10^{-2} - 2\text{VO}_2/V_m$; ou

$V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ 0,5pt

3.1.2- Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

| t(min) | 0 | 5 | 10 | 15 | 20 | 25 | 30 | 35 | 40 | 60 |
|--|---|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| $\text{VO}_2(\text{L})$ | 0 | 0,16 | 0,27 | 0,36 | 0,44 | 0,50 | 0,54 | 0,59 | 0,61 | 0,68 |
| $[\text{H}_2\text{O}_2](10^{-2} \text{ mol :L})$ | 6 | | | | | | | | | |

3.1.2.1- Reproduire et compléter le tableau puis tracer sur papier millimétré le graphe $[\text{H}_2\text{O}_2]=f(t)$ 0

3.1.2.2- Calculer la vitesse de formation du dioxygène entre 10 min et 20min.. 0,25pt

3.1.2.3- Déterminer la vitesse de disparition de l'eau oxygénée à la date $t=10\text{min}$. En déduire la vitesse de formation du dioxygène à la même date.

3.1.2.4- Définir et déterminer le temps de demi réaction. 0,5pt

II- Niveaux d'énergie atomique.

1- Qu'est-ce qu'une transition électronique ? 0,25pt

2- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = -13,6/n^2$

2.1- Une transition du niveau 5 vers le niveau fondamental s'accompagne-t-elle d'une émission ou d'une absorption ? Calculer la longueur d'onde de la radiation associée. A quelle domaine des radiations appartient-elle ? 1pt

2.2- On envoie sur un atome d'hydrogène à l'état fondamental des photons d'énergie : 8,2eV ; 13,4eV et 14,2eV. Quelles sont les énergies pouvant être absorbées. 1pt

EXERCICE 4/ : EXPERIENCE DE CHIMIE : 4 pts

Le bicarbonate de soude, utilisé en cas d'acidité excessive de l'estomac est NaHCO_3 .

On se propose de vérifier le degré de pureté d'un échantillon de bicarbonate, degré défini par $d=m/100$, m étant la masse, en grammes de NaHCO_3 contenue dans 100g d'échantillon de bicarbonate.

On introduit 0,8g de bicarbonate de soude dans une fiole jaugée de 100mL et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. On prélève ensuite 20mL de cette solution qu'on met dans un erlen Meyer et rajoute 30mL d'eau distillée. On suit avec un pH-mètre l'évolution du pH lors de l'addition progressive

d'une solution diluée d'acide chlorhydrique de concentration $C_a=0,1 \text{ mol/L}$. La réaction ayant lieu lors de ce dosage est traduite par l'équation bilan suivante : $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

On trace ensuite la courbe représentative de la fonction $\text{pH}=f(V_a)$ ou V_a est le volume de la solution acide versé en mL

1-Avec quelle verrerie prélève-t-on 20mL de solution titrée ?

2-L'eau rajoutée modifie-t-elle le résultat de dosage ? Justifier. Quel est le rôle négatif que joue cette eau ?

3-Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.

4-Que doit-t-on faire avant toute mesure de pH avec le pH-mètre ?

5-En utilisant la courbe ci-après, déterminer :

5.1-Les coordonnées du point d'équivalence

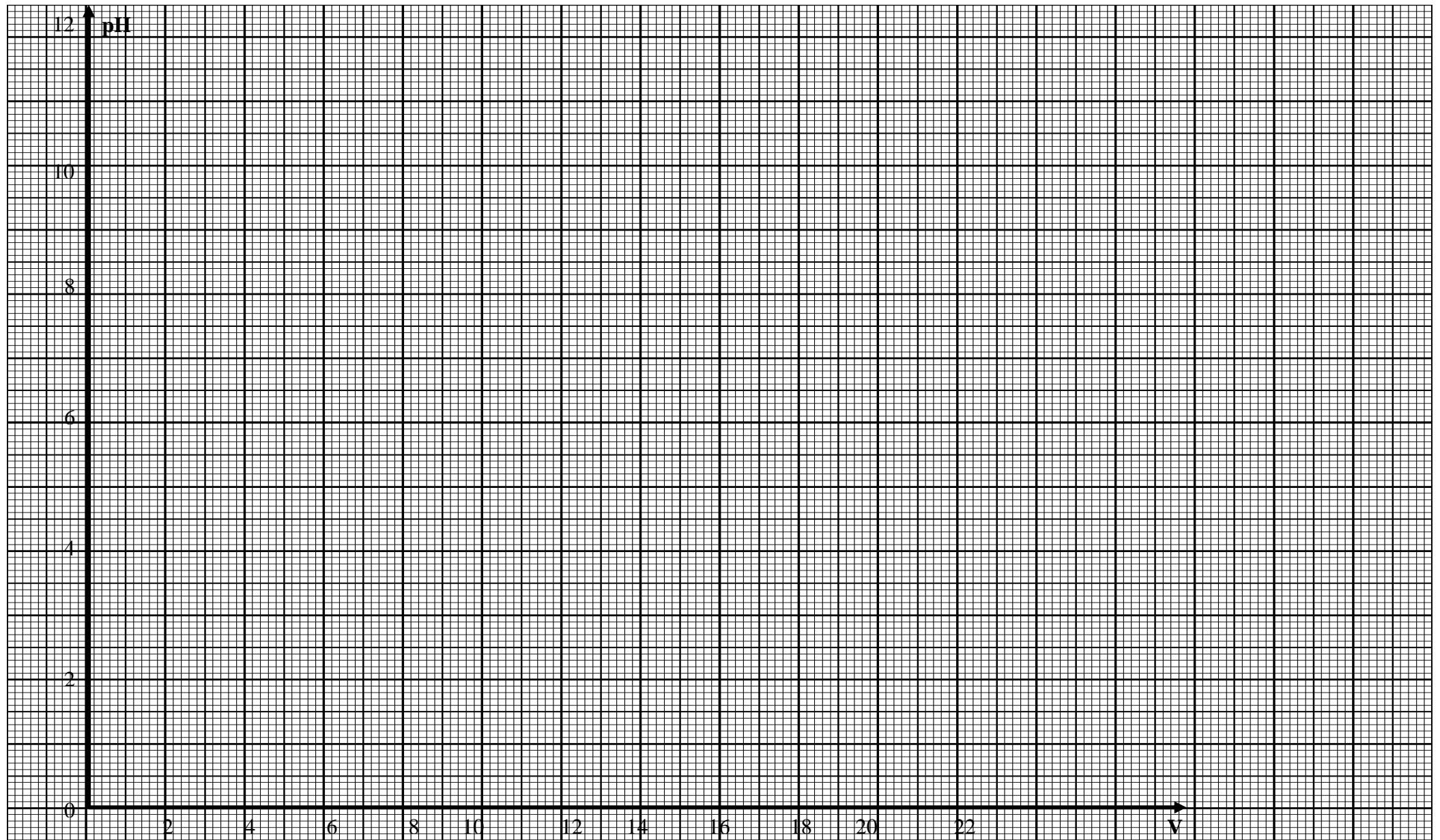
5.2-Le pKa du couple $\text{HCO}_3^- : \text{CO}_2$ dissous.

6-Calculer le nombre de moles d'hydrogénocarbonate de sodium pur contenu dans l'échantillon de 0,8g.

En déduire le degré de pureté du bicarbonate de soude étudié.

On donne $M(\text{NaHCO}_3)=84 \text{ g/mol}$

Figure 1



| A. Y. P / A.F.D | | | | | |
|-----------------|----------------------|--------|--------|---------|----------|
| EXAMEN : | PREPA BACCALAUREAT 1 | SERIE | C et D | SESSION | 04-05-08 |
| EPREUVE: | CHIMIE | COEF : | 2 | DUREE | 3 h |

EXERCICE 1: 5 points

1-La combustion dans l'air d'un alcool de formule brute C_xH_yO donne pour 0,25g d'alcool, 280mL de dioxyde de carbone gazeux et de l'eau. Le volume de dioxyde de carbone est mesuré dans des conditions où le volume molaire est 22,4 l/mol.

1-1 Ecrire la relation entre x et y.

1-2 Ecrire l'équation-bilan de cette combustion.

1-3 Calculer x et y.

1-4 Quels sont les noms et formules semi-développées pour cet alcool ?

2- Un alcool A_1 de formule brute C_3H_8O donne successivement deux composés B_1 et C_1 par oxydation ménagée catalytique à l'air. B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 fait rougir le papier pH humide. Un autre alcool A_2 , isomère de A_1 , subit l'oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique et donne un corps B_2 qui est sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide.

3- L'action de l'acide éthanoïque sur le butan-1-ol conduit à un composé C_2 et de l'eau.

3-1 Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

3-2 Nommer cette réaction.

3-3 Nommer C_2 .

4- L'acide éthanoïque chauffé en présence du décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) qui est un déshydratant, donne un corps A_3 .

Donner la formule semi-développée et le nom de A_3 .

5- A_3 et le butan-1-ol réagissent à température modérée ($50^\circ C$) pour donner C_2 .

5-1 Ecrire l'équation-bilan de cette réaction.

5-2 Comparer cette réaction à celle de la question 3.

EXERCICE 2: 5 points

On rappelle que les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène vérifient la relation : $E_n = -13,6/n^2$ où E_n est en eV et n un nombre entier supérieure ou égal à 1. L'origine des énergies ($E_n = 0$ pour des valeurs de n tendant vers l'infini) correspond à l'énergie d'ionisation.

1-Qu'appelle-t-on état fondamental pour un atome d'hydrogène ?

2-Quelle est en électron-volt, l'énergie du niveau fondamental pour l'atome d'hydrogène ?

3-Quelle énergie faut-il fournir à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental pour provoquer son ionisation ? (0,75pt)

4.1-Donner l'expression littérale de la variation d'énergie d'un atome d'hydrogène qui passe d'un niveau excité $p > 1$ au niveau $n=1$. 1pt

4.2-Une telle transition correspond-elle à l'émission ou bien à l'absorption d'un photon ? Justifier votre

réponse.

0,75pt

4.3-Tracer le diagramme représentant les transitions entre les différents niveaux.

0,5pt

5-Calculer la fréquence et la longueur d'onde de l'onde associée au photon pour un transition du niveau $p=2$ au niveau $n=1$

1pt

On donne $h=6,62.10^{-34}$ J.s ; $C=3.10^8$ m/s

EXERCICE 3 : 5 points

Pour doser une solution d'ammoniac de concentration molaire C_B inconnue à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité $C_A=0,14$ mol/L, on ajoute progressivement de l'acide dans 20mL de solution basique, et on lit la valeur du pH du mélange grâce au pH-mètre. Soit V_A (en mL) le volume d'acide versé.

On dresse le tableau des résultats suivants :

| | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|------|------|-----|-----|-----|-----|------|------|------|------|-----|------|-----|-----|----|-----|
| V_A (mL) | 0 | 1,5 | 6 | 10 | 12 | 14 | 14,2 | 14,4 | 14,5 | 14,8 | 15 | 15,2 | 16 | 18 | 20 | 25 |
| pH | 11,1 | 10,2 | 9,5 | 9,0 | 8,6 | 7,7 | 7 | 6,5 | 6 | 5 | 3,8 | 3,5 | 2,6 | 2,2 | 2 | 1,8 |

1-Faire le schéma du dispositif expérimental 0,75pt

2-Tracer la courbe de variation de pH en fonction du volume d'acide versé

3-Déterminer graphiquement le point d'équivalence par la méthode des tangentes 0,5pt

4-Calculer la concentration molaire initiale C_B de la base 0,5pt

5-La solution est-elle basique ou acide au point équivalent ? Pourquoi ? 0,5pt

6-Trouver graphiquement la valeur du pK_A du couple NH_4^+/NH_3 . En déduire la valeur du K_A . 1pt

EXERCICE 4 : 5 points

Dans un laboratoire de Lycée, un élève de Tle D veut préparer 100cm^3 de solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1=5.10^{-2}$ mol/L, par dissolution d'une solution mère S_0 de concentration $C_0=1$ mol/L

1-Quel volume V_0 de la solution S_0 doivent-ils prélever ? 0,5pt

2-Décrire en quelques lignes le mode opératoire, en précisant la verrerie utilisée. 0,5pt

3-La solution S_1 précédente est ensuite utilisée pour doser une solution aqueuse d'éthylamine $C_2H_5-NH_2$. Pour cela on prélève 20cm^3 de solution d'éthylamine dans laquelle on verse progressivement la solution S_1 Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange pendant le dosage

3.1-Faire un schéma annoté du dispositif expérimental utilisé. 0,75pt

-Pour que le dosage soit précis, quelle précaution faut-il prendre avant la manipulation ?

3.2-L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on a versé 40cm^3 de solution acide.

3.2.1-Que représente l'équivalence acido basique ? 0,5pt

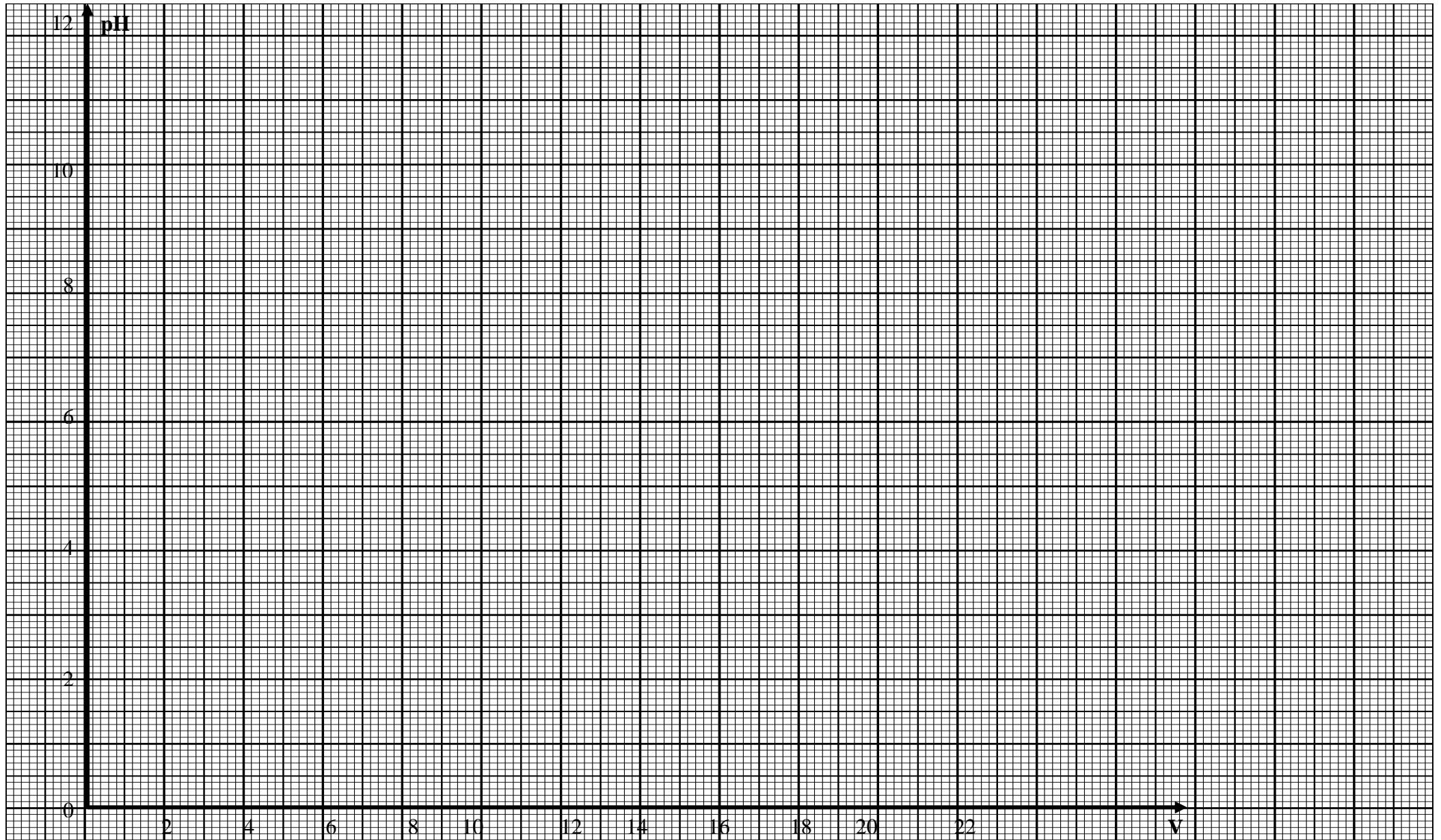
3.2.2-Déterminer la concentration molaire de la solution d'éthylamine 0,75pt

4-On utilise 20cm^3 de la solution d'éthylamine précédente pour réaliser un mélange avec 30cm^3 de solution S_1 d'acide chlorhydrique. Le pH de la solution ainsi obtenue est alors de 10,3.

4.1-Quelles sont les espèces chimiques présentes dans cette solution ? 0,75pt

4.2-Calculer leurs concentrations molaires 1,25pt

Figure 1



| BACCALAUREAT BLANC | | | | | |
|--------------------|---------|-------|--------|----------|-------|
| CLASSE | EPREUVE | SERIE | COEF ; | DUREE | ANNEE |
| T ^{le} | Chimie | C&D | 2 | 3 heures | 2010 |

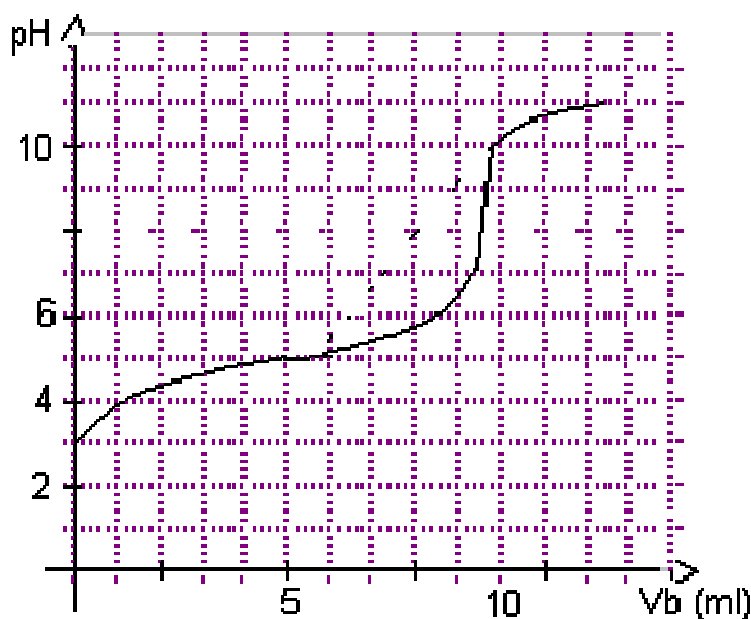
EXERCICE I : CHIMIE ORGANIQUE/6pts

- Ecrire la formule semi-développée de la N,N-diéthylbenzamide. **0,5pt**
- QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées : La formule brute C₆H₁₄O peut représenter : a) 2,2-diméthylbutan-3-ol ; b) 2,2-diméthylbutanal ; c) 3,3-diméthylbutan-2-ol. **0,25pt**
- On fait réagir un acide carboxylique A de masse molaire M_A = 88 g/mol avec le chlorure de thionyle SOCl₂, pour former un produit liquide B
 - Sachant que A possède un groupe alkyl à chaîne ramifiée, donner sa formule semi-développée. **0,5pt**
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit, puis nommer A et B. **1pt**
 - Quelle masse de composé B obtient-on, si on utilise 20 g de A ? **0,5pt**
 - Le composé A possède-t-il une molécule chirale ? Justifier **0,25pt**
 - Dans l'affirmative, représenter ses deux énantiomères en perspective. **0,5pt**
- On fait réagir B avec l'éthanamine pour former un composé C
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer C. **0,75pt**
 - A quelle famille de composés appartient C. **0,25pt**
- Un acide α-aminé a pour formule CH₃-CH(NH₂)-COOH.
 - Donner son nom systématique. **0,25pt**
 - Définir zwitterion et donner sa représentation pour l'acide α-aminé précédent. **0,5pt**
 - Deux molécules de cet acide peuvent s'associer pour former un dipeptide. Ecrire l'équation-bilan de la réaction, en mettant en évidence la liaison peptidique. **0,5pt**
 - Donner le nom de ce dipeptide en utilisant les abréviations conventionnelles. **0,25pt**

C : 12 ; H : 1 ; O : 16 ; Cl : 35,5 en g/mol

EXERCICE II : ACIDES ET BESES/4pts

- on dispose d'une solution S d'acide éthanoïque dont la concentration vaut environ 1 mol/l. à partir de cette solution, on veut préparer 500 ml d'une solution A de concentration 0,1 mol/l. Indiquer comment procéder. **0,5pt**
- La concentration de la solution S étant mal connue, on détermine la concentration C_A de la solution A par dosage acido-basique. A cet effet, on verse progressivement dans V_A = 10 ml de la solution A, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B = 0,1 mol/l. Le graphe donnant les variations du pH du mélange en fonction du volume V_B de base versé est représenté ci-dessous :



- Déterminer, en précisant la méthode utilisée, la valeur pH_E du pH à l'équivalence. **0,75pt**
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu. **0,5pt**
 - Déterminer la concentration C_A . En déduire la valeur de la concentration de la solution S. **0,75pt**
- 3) Le mélange d'hydroxyde de sodium et d'acide éthanoïque constitue une solution tampon autour d'une position idéale F.
- déterminer sur la courbe précédente les coordonnées V_F et pH_F de F. En déduire entre quelles valeurs limites V_1 et V_2 du volume de soude versé, le pH de la solution reste compris entre $pH_1 = pH_F - 0,5$ et $pH_2 = pH_F + 0,5$. **1,5pt**

EXERCICE III : TYPE EXPERIMENTAL/6pts

On réalise un mélange d'une mole d'un alcool de formule brute $C_4H_{10}O$, d'une mole d'acide acétique et de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Ce mélange est réparti dans 9 tubes placés dans une enceinte chauffée à température constante. A différents instants t , on retire un tube, on le refroidit, puis on dose la quantité d'acide acétique restant à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium. On obtient le tableau suivant où n_1 est la quantité de matière d'acide acétique.

| t(h) | 0 | 1 | 5 | 10 | 20 | 30 | 50 | 60 | 70 |
|-------------|---|------|------|------|------|------|------|------|------|
| n_1 (mol) | 1 | 0,88 | 0,72 | 0,61 | 0,49 | 0,43 | 0,35 | 0,33 | 0,33 |
| n_2 (mol) | | | | | | | | | |

- Quel rôle joue l'acide sulfurique ? **0,25pt**
- Comment appelle-t-on le refroidissement brutal d'un milieu réactionnel ? Pourquoi le fait-on ici avant le dosage ? **0,25 + 0,25 = 0,5pt**
- Faire le schéma annoté du dispositif expérimental permettant le dosage. **1pt**

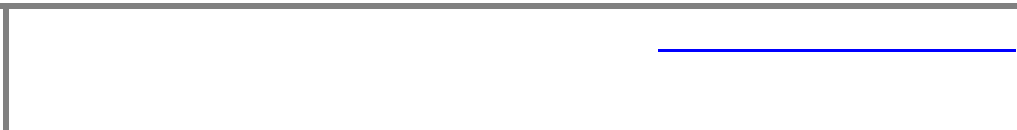
-
4. Donner la relation entre n_1 et n_2 (quantité de matière d'ester formé). Compléter le tableau. **1pt**
5. Tracer la courbe $n_2 = f(t)$. Echelle : 1 cm = 5h en abscisses et 1 cm = 0,1 mol en ordonnées. **1pt**
6. A partir de la courbe, calculer $n_{2\infty}$ (quantité de matière d'ester formé pour $t \rightarrow \infty$). **0,25pt**
7. a) Calculer le rendement de l'estérification ; **0,5pt**
b) En déduire la classe de l'alcool et donner sa formule semi-développée. **0,25pt**
8. Déterminer la vitesse moyenne de formation de l'ester entre les instants $t = 5$ et $t = 30$ h. **0,5pt**
9. Déterminer graphiquement la vitesse instantanée à l'instant $t = 20$ h. **0,75pt**

EXERCICE IV : CHIMIE GENERALE/4pts

Les niveaux d'énergie possibles de l'atome d'hydrogène sont donner par la relation : $E_n = -E_0/n^2$, avec $E_0 = 13,6$ eV et n est le numéro du niveau d'énergie.

1. A quoi correspond l'état fondamental de l'atome d'hydrogène ? Préciser la valeur de n lorsque cet atome est à l'état fondamental. **0,25x2 = 0,5pt**
2. Qu'appelle-t-on énergie d'ionisation ? Calculer celle de cet atome en eV. **0,25 + 0,5 = 0,75pt**
3. Pris dans son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité et son électron passe du niveau 1 au niveau 4
 - 3.1 Quelle est en eV, la valeur de l'énergie reçue ? **0,75pt**
 - 3.2 Quelle est la fréquence de la radiation émise lors du retour à son état fondamental ? **1pt**
4. On envoie sur les atomes d'hydrogène une radiation de fréquence $\nu = 2.10^{15}$ Hz. Cette radiation sera-t-elle absorbée ? justifier la réponse. **1pt**

On donne: $1\text{eV} = 1,6.10^{-19}$ J ; $h = 6,63.10^{-34}$ J.s ; $C = 3.10^8$ m/s



ÉVALUATION HARMONISÉE DU 17 AVRIL 2006

ÉPREUVE DE CHIMIE

EXERCICE 1. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

Données : $h = 6.62.10^{-34} \text{ J.s}$; $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$.

L'énergie des niveaux n de l'atome d'hydrogène est donnée par : $E_n = -\frac{2,176.10^{-18}}{n^2} \text{ (J)}$.

- On fournit à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental des photons ayant les longueurs d'onde $\lambda_1 \cong 91,27 \text{ nm}$, $\lambda_2 \cong 487 \text{ nm}$ et $\lambda_3 \cong 123 \text{ nm}$.
Dire en justifiant votre réponse si ces radiations peuvent être absorbées. 0.5x3=1.5pt
- L'atome d'hydrogène part d'un niveau n vers le niveau d'énergie $E = -3,40 \text{ eV}$ en émettant un photon de longueur d'onde $\lambda \cong 434,6 \text{ nm}$; déterminer n. 1pt
- On considère une transition de n vers p et de p vers q avec $n > p > q$.
Établir la relation liant λ_{nq} en fonction de λ_{np} et λ_{pq} . 1pt
 - Application : la longueur d'onde $\lambda_{4-2} \cong 487 \text{ nm}$; $\lambda_{3-2} \cong 657 \text{ nm}$; déduire λ_{4-3} . 0.5pt
- L'atome d'hydrogène se trouve maintenant avec une énergie de $-1,51 \text{ eV}$, à quel niveau d'énergie se trouve-t-il ? Déduire son énergie d'ionisation à partir de cet état excité. 0.5x2=1pt

EXERCICE II : Cinétique chimique.

On mélange dans un bécher à l'instant $t = 0$; $V_1 = 5 \text{ mL}$ d'iodure de potassium ($\text{K}^+ + \text{I}^-$) tel que la concentration en ions iodures soit $[\text{I}^-] = C_1 = 10 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; $V_2=1\text{mL}$ de solution d'acide sulfurique ($2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration $C_2 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$; $V_3=5\text{mL}$ de solution d'eau oxygénée (H_2O_2) de concentration $C_3 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Calculer $t = 0$ la concentration $[\text{I}^-]_0$ des ions iodures à l'instant initial dans le mélange réactionnel. 0.5pt
- Écrire les demi réactions d'oxydoréduction puis déduire l'équation bilan :
on donne $E_1^0(\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}) = 1,77 \text{ V}$ et $E_2^0(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0,62 \text{ V}$. 1pt
- Le diiode formé colore la solution en brun et sa concentration est mesurée directement, on obtient le tableau suivant :

| | | | | | | |
|-----------------------------------|------|------|------|------|------|------|
| t(min) | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 |
| $[\text{I}_2] \text{ mol.L}^{-1}$ | 0,28 | 0,51 | 0,70 | 0,82 | 0,93 | 1,00 |

Tracer la courbe $[\text{I}_2] = f(t)$: Prendre 1 cm pour $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et 2 cm pour 1 min. 1.5pt

- Évaluer la vitesse volumique de formation de I_2 à $t = 0$ puis à $t = 4 \text{ min}$. 1pt

5. Montrer que pour tout instant, $[I^-]_t = [I^-]_0 - 2 [I_2]_t$. Déduire la vitesse de disparition de $[I^-]$ à la date $t = 4$ min. 1pt

EXERCICE III.

L'acide sulfurique H_2SO_4 peut-être considérée, lorsque sa concentration est faible comme un diacide fort libérant totalement 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. 0.5pt
2. On veut préparer 10 L d'une solution de H_2SO_4 de $pH = 3,2$.
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 massique)
 - a) Quelle est la concentration de la solution A en ions hydronium ? 0.5pt
 - b) Déduire la concentration C_A de cette solution A. 0.5pt
 - c) Quel volume de la solution commerciale faut-il utiliser pour préparer cette solution A ? 1pt
3. On mélange 200 mL de A et 500 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
 - 3.a) Déterminer les concentrations des différents ions en solutions et déduire le pH du mélange. $0.5 \times 4 = 2$ pts
 - 3.b) Vérifier l'électroneutralité de ce mélange. 0.5pt

Données : $M(S) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

EXERCICE IV.

A/ L'acide lactique contient, en masse 40% de carbone, 53,3 % d'oxygène et 6,7% d'hydrogène. Sa masse molaire moléculaire est $90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- A.1. Montrer que la formule brute de cet acide est $C_3H_6O_3$. 0.5pt
- A.2. Donner sa formule semi développée et le nom sachant que cette molécule possède en plus de la fonction acide, un carbone asymétrique portant un groupe OH. $0.5 \text{pt} \times 2$
- A.3. Donner les deux représentations en perspective des énantiomères de l'acide lactique. 0.5pt
- A.4. L'acide lactique du lait est racémique. Expliquer ce terme. 0.5pt

B/ Un hydrocarbure X subit une hydratation en présence d'acide sulfurique pour donner un composé unique Y. Y subit une oxydation ménagée en l'absence de l'air pour donner un composé organique Z ayant 22,22% d'oxygène qui est sans action sur la liqueur de Fehling mais réagit avec la 2,4 – DNPH.

- B.1. Déterminer la formule brute de Z puis celle de X et Y. $0.5 + 0.25 \times 2 = 1$ pt
- B.2. Donner la formule semi développée exacte de chacun de ces composés et nommer les. $0.25 \times 6 = 1.5$ pt
- B.3. Ecrire l'équation bilan de chacune des réactions qui s'est produite en utilisant les formules semi développées compatibles avec l'énoncé. $0,75 \text{pt} \times 3 = 2,25$ pts
- B.4. Un mole de Y réagit avec une mole d'acide propanoïque pour donner 0,6 mole d'ester et 0,6 mol d'eau. Calculer le pourcentage d'estérification. 0.75pt

MINISTRE DES ENSEIGNEMENTS SECONDAIRES

DELEGATION REGIONALE DU LITTORAL- DELEGATION DEPARTEMENTALE DU WOURI

BASSIN PEDAGOGIQUE DE DOUALA 3^e

EVALUATIONS HARMONISEES DE LA 5^e SEQUENCE

ANNEE SCOLAIRE 2016/2017

EPREUVE DE CHIMIE

CLASSES : Tle C/ D

COEF : 2

DUREE : 3h00

EXERCICE 1 : CHIMIE ORGANIQUE (6pts)

1. QCM. Choisir la bonne réponse parmi les propositions données ci-dessous.

0,25pt×3

1.1. Dans de l'eau pure, l'alanine est sous forme :

- i) $\text{CH}_3\text{-CH-COO}^-$ ii) $\text{CH}_3\text{-CH-COOH}$ iii) $\text{CH}_3\text{-CH-COO}^-$

1.2. Le dipeptide dans lequel la serine est C et la valine est N terminal a pour nom conventionnel

- i) Ser-Val ii) Val-Ser iii) Ser-Ala

1.3. Les acides α -aminés à l'exception de la glycine sont optiquement actifs parce :

- i) Qu'ils ont des molécules chirales ii) qu'ils sont des composés polyfonctionnels
iii) qu'ils sont naturelle dans la configuration L.

2. Une amine aromatique possédant un seul noyau benzénique à la formule générale $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}$.

2.1. n étant le nombre d'atomes de carbone qui ne font pas partie du cycle benzénique. Montrer que $x = n + 6$ et $y = 2n + 7$.

0,5pt

2.2. L'analyse élémentaire de cette amine révèle qu'il contient 11,5% d'azote. Déterminer la valeur de n et la formule brute de cette amine.

0,75pt.

2.3. Le N,N- diméthylphénylamine réagit avec l'iodométhane en solution dans l'éther. Il se forme un seul produit qui précipite.

2.3.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner le nom du produit formé.

0,75pt.

2.3.2- Donner la propriété des amines que cette équation met en évidence. 0,5pt

3. L'hydratation du 3-méthylbut-1-ène ($\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}=\text{CH}_2$) conduit à la formation de deux alcools A et B. L'alcool B présente deux stéréo-isomères

3.1. Donner les formules semi-développées et les noms de A et B. 0,75pt.

3.2. Donner le type d'isomérisation que présentent A et B.

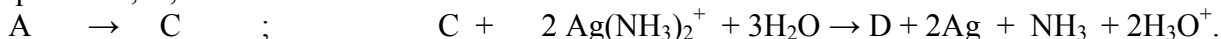
0,25pt.

3.3. Donner le type de stéréo-isomère que présente B. Donner l'élément de cette molécule responsable de cette stéréo-isomérisation.

0,5pt.

4. On donne la série de réactions suivantes concernant A et B. Donner les formules semi-développées des composés C, D, et F.

1pt



EXERCICE 2: CHIMIE GENERALE (4pts)

On se propose d'étudier la composition de l'eau de javel. L'eau de javel est une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$), qui se décompose lentement selon la réaction d'oxydoréduction suivante :

$\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \frac{1}{2} \text{O}_2$; Pour étudier la cinétique de cette réaction, on utilise un volume $V_1 = 100\text{mL}$ et on ajoute des ions Co^{2+} Comme catalyseur. On déclenche le chronomètre à l'instant où l'on met le catalyseur dans la solution.

1. Définir catalyseur.

0,25pt

2. Pour suivre l'évolution de la réaction, on mesure à température et pression constantes le volume de dioxygène dégagé au cours du temps. Dans le tableau suivant, le volume de dioxygène dégagé V_{O_2} est

déterminé dans les conditions telles que le volume molaire est $V_{\text{mol}} = 22,4 \text{ L/mol}^{-1}$.

| | | | | | | | | | |
|-------|---|----|----|----|-----|-----|-----|-----|-----|
| t (s) | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 150 | 180 | 210 | 240 |
|-------|---|----|----|----|-----|-----|-----|-----|-----|

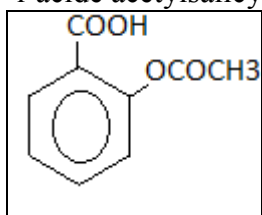
| | | | | | | | | | |
|----------------------------|---|------|------|------|-------|------|-------|-------|-------|
| Vo ₂ (mL) | 0 | 42 | 74 | 106 | 138 | 163 | 189 | 212 | 231 |
| [ClO ⁻](mol/L) | | 0,22 | 0,19 | 0,16 | 0,134 | 0,11 | 0,090 | 0,070 | 0,056 |

| | | | | | | | | |
|----------------------------|-------|-------|-------|-----|----------------------|----------------------|-----|-----|
| t (s) | 270 | 300 | 330 | 360 | 390 | 420 | 450 | ∞ |
| Vo ₂ (mL) | 246 | 255 | 269 | 278 | 286 | 291 | 295 | 295 |
| [ClO ⁻](mol/L) | 0,043 | 0,032 | 0,023 | | 8,0×10 ⁻³ | 3,5×10 ⁻³ | 0 | 0 |

- 2.1 A partir de la mesure de Vo₂(∞), déterminer la concentration en ions hypochlorite [ClO⁻]₀ à t=0 dans la solution . 0,75 pt.
- 2.2. Etablir l'expression littérale de la concentration en ions hypochlorites [ClO⁻] dans la solution à chaque date en fonction de [ClO⁻]₀, Vo₂(t), V₁ et V_{mol}. Calculer [ClO⁻] à t = 360 s. 0,75 pt.
- 2.3.Représenter la courbe [ClO⁻] = f(t) sur une feuille de papier millimètre. (échelle : 1cm pour 30s et 1cm pour 8,0×10⁻³ mol/L). 1pt
- 2.4.Donner l'expression de la vitesse instantanée de disparition de l'ion hypochlorite. Calculer la vitesse instantanée de disparition de l'ion hypochlorite à la date t= 240 s . Sur le graphe précédent ressortir en pointillé, l'allure de la courbe représentant l'évolution de [ClO⁻] = f(t) en l'absence de l'ion cobalt. 1,25pt

EXERCICE 3 : ACIDES ET BASES (6pt)

L'aspirine est un médicament antalgique, anti- inflammatoire et antipyrétique. Il contient comme principe actif, l'acide acétylsalicylique de formule ci-dessous donnée :



C'est un acide que nous noterons AH et a base conjugué A⁻. On dissout un comprimé d'aspirine dans 250 mL d'eau distillé. 50mL de la solution S obtenu est dosée par PH – métrie , avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b = 0,020mol/ L.

- 3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage. Définir l'équivalence du dosage. 0,75pt

Les résultats du dosage réalisé sur 50 mL de la solution S ont permis d'obtenir la courbe de dosage ci-dessous.

- 3.2. Utiliser la courbe pour montrer que l'acide acétylsalicylique est un acide faible. 0,25pt.
- 3.3. Déterminer les coordonnées du point E d'équivalence. En déduire la concentration Ca de l'acétylsalicylique dans la solution S. 1pt
- 3.4. Déterminer graphiquement, en le justifiant le, pKa du couple AH /A⁻(acide acétylsalicylique/ionacide acétylsalicylate). 0,5pt
- 3.5. Donner la relation entre [AH] et [A⁻] pour un pH = 3,5. Nommer la solution la solution ainsi obtenue et donner son utilité. 0,75pt
- 3.6. Si l'on devrait faire un dosage colométrique de S par la soude de concentration Ca = 0.020mol/L ; Donner l'indicateur coloré le plus approprié. Justifier. 0,5pt
- 3.7. Pour un volume de base V_b = 12mL versé :
 - 3.7.1 Déterminer le pH de solution et donner l'espèce dominante entre AH et A⁻. Justifier. 0,5pt
 - 3.7.2. Déterminer le rapport $\frac{[A^-]}{[AH]}$. Déduire la concentration molaire de chacune des espèces (H₃O⁺, HO⁻, Na⁺, A⁻, AH)dans cette solution à 25°C.

EXERCICE 4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts)

L'étiquette d'un vinaigre d'alcool du commerce indique 9°. On rappelle que le degré d'un vinaigre est la masse, en grammes, d'acide éthanique pur contenu dans 100g de vinaigre. Un élève de terminale scientifique se propose de vérifier le degré de ce vinaigre.

- 1- A partir du vinaigre l'élève prépare 100mL d'une solution S diluée 10 fois.

- 1.1 Nommer et dessiner une verrerie utilisée pour effectuer cette dilution. 0,5pt
- 1.2 Décrire le mode opératoire pour obtenir la solution S. 0,75pt

- 2 Il prélève un volume $V_s = 20,0$ mL de la solution S qu'il dose avec une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium. Il trouve que l'équivalence a lieu pour un volume de base versée $V_b = 26,7$ mL.
- 2.1- Faire le schéma annoté du montage utilisé pour réaliser ce dosage. 0,75pt.
- 2.2- Déterminer la concentration C_s d'acide éthanique dans la solution S. En déduire la concentration C_o d'acide éthanique dans ce vinaigre commercial. 0,75pt.
- 2.3- Sachant que la masse molaire d'acide éthanique est 60g/mol et que la densité du vinaigre étudié est 1,02. Déterminer la masse d'acide éthanique contenue dans 100g de ce vinaigre. 0,75pt.
- 2.4- En déduire le degré de vinaigre ; l'étiquette est-elle juste ? 0,5pt.

| | | | | |
|-------------------|------------|---------------------|------------------|-------------------|
| Indicateur coloré | Héliantine | Bleu de bromothymol | Phenolphthaleine | Jaune d'alizarine |
| Zone de virage | 3.1 – 4.4 | 6 - 7,6 | 8,2- 10,0 | 10,1 - 12,0 |

| | |
|---|----------------------------|
| MINISTERE DES ENSEIGNEMENTS SECONDAIRES | |
| DELEGATION REGIONALE DU LITTORAL | |
| DELEGATION DEPARTEMENTAL DU WOURI | |
| BASSIN PEDAGOGIQUE DE DOUALA 3 ^e | |
| BACCALAURIAT BLANC | ANNEE SCOLAIRE : 2016/2017 |
| EPREUVE DE CHIMIE Séries C et D | Coef : 2 DUREE : 3H00 |

A/ CHIMIE ORGANIQUE/ 6pts

- 1) Un composé organique A a pour formule brute $C_7H_{14}O_2$. L'hydrolyse de A donne un acide B et un alcool C. L'acide B réagit avec le penta chlorure de phosphore pour donner un composé D. Par action de l'ammoniac sur D on obtient un composé organique E à chaîne carbonée saturée, ramifiée, de masse molaire moléculaire : $M = 87g/mol$.
- 2.1) Préciser les fonctions chimiques de A, D et E. 0,75pt
- 2.2) Donner les formules semi-développées et les noms de E, D et B. 1,5pts
- Ecrire les formules semi-développées possibles de A. 0,75pt
- 2.3) L'alcool C est oxydé par une solution de dichromate de potassium en milieu acide. Il se forme un composé organique F donnant un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophenylhydrazine (DNPH) mais sans action sur la liqueur de Fehling.
- Donner la fonction chimique de F et les formules semi-développées de F et C ainsi que leurs noms. 1,5pts
- 3) Ecrire la formule de l'espèce majoritaire de la glycine en solution aqueuse dans chacune des cas suivantes : $pH = 2,3$; $pH = 7$; $pH = 10,5$. 1,5pt

B/ CHIMIE GENERALE/ 4pts

On rappelle que les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène vérifient la relation : $E_n = -13,6 / n^2$ ou E_n est eV et n un nombre entier supérieur ou égal à 1. L'origine des énergies ($E_n = 0$ pour des valeurs de n tendant vers l'infini) correspond à l'énergie d'ionisation.

- 1) Qu'appelle-t-on état fondamental pour l'atome d'hydrogène ? 0,75pt
- 2) Calculer en eV, l'énergie du niveau fondamental pour l'atome d'hydrogène. 0,75pt
- 3) Donner l'expression littérale de la variation de l'énergie d'un atome d'hydrogène qui passe d'un niveau excité $P > 1$ au niveau $n = 1$. 0,75pt
- Une telle énergie correspond-elle à l'émission ou à l'absorption d'un photon ? Justifier votre réponse. 0,75pt
- 4) Calculer la fréquence et la longueur d'onde associée au photon pour une transition du niveau $P = 2$ au niveau $n = 1$. 1pt

C/Expérience de chimie / 4pts

Pour étudier la cinétique d'une réaction d'estérification, on réalise un mélange équimolaire d'acide formique et d'alcool (ROH) que l'on répartit ensuite en fraction égale dans des tubes scellés. On place ses tubes dans un bain marie maintenu à ébullition. Par dosage on détermine la quantité $n_A(t)$ d'acide restant à la date t ; les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

| | | | | | | | | | | |
|-------------|-----|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| t (h) | 0 | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 | 80 | 120 | 150 | 160 |
| n_A (mol) | 0,6 | 0,48 | 0,39 | 0,33 | 0,28 | 0,26 | 0,22 | 0,21 | 0,20 | 0,20 |

- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'estérification. 0,25pt

- 2) Etablir la relation donnant la quantité d'ester formé $n_e(t)$ à une date donnée, en fonction de la quantité initiale d'acide n_o et de la quantité $n_A(t)$ d'acide restant à la date t . 0,25pt
 - Compléter le tableau.0,5pt
- 3) Tracer sur le même graphe, les courbes $n_A(t)$ et $n_E(t)$. Echelle : 1cm pour 0,1mol et 1cm pour 10h.1pt
- 4) Déterminer graphiquement la date à laquelle les quantités d'ester et d'acide sont égales.0,25pt
- 5) Calculer le rendement de cette estérification.0,5pt
 -Donner la classe de l'alcool utilisé.0,25pt
 -Déduire sa formule semi-développée si sa densité vaut 3,03 sachant que sa chaîne carbonée est linéaire.0,25pt
- 6.1) Peut-on espérer obtenir 0,5mol d'ester ? Justifier votre réponse.0,5pt
- 6.2) Calculer la vitesse instantanée de formation d'ester et de disparition d'acide à la date $t = 20h$.0,5pt

D/ ACIDES ET BASES EN SOLUTION AQUEUSE /6pts

Un groupe d'élève de terminale décide de préparer 200ml de solution A de chlorure d'ammonium ; Pour cela ils dissolvent 107mg de ce solide dans l'eau. La solution obtenue a alors un pH = 5,6 à 25°C.

- 1.1) Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau.0,25pt
- 1.2) Calculer la concentration initiale en ion ammonium.0,25pt
 -Montrer que l'ion ammonium est un acide faible. 0,25pt
- 1.3) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau.0,25pt
- 1.4) Le couple (NH_4^+/NH_3) a pour $pK_A = 9,2$ à 25°C.
 -Définir la constante d'ionisation ou d'acidité de cette réaction.0,25pt
 - En déduire sa valeur numérique.0,25pt
- 1.5) On dissout 44.8cm³ de gaz ammoniac dans 200ml d'eau. On mesure le pH de cette solution on trouve 10,6.
 -Montrer que l'ammoniac est une base faible.0,25pt
- 1.6) On prépare une solution M en mélangeant 200cm³ de A 200cm³ de B.
 -Calculer les concentrations des espèces NH_4^+ et NH_3 présentes dans M.0,5pt
 - Déterminer le pH du mélange M.0,5pt
 -Dire comment on appelle ce type de mélange.0,25pt
- 2) On verse progressivement une solution 10^{-2} mol/l d'acide chlorhydrique à 10ml de solution de d'ammoniac précédente.
- 2.2) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.0,5pt
- 2.3) Définir équivalence acide basique et calculer le volume de base pour l'obtenir. 1pt
 -La solution obtenue à l'équivalence est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier votre réponse.0,5pt
- 2.4) Donner l'allure de la courbe de variation de pH en fonction du volume de base versé en précisant deux ou trois points particuliers.1pt

Exercice 1 : / 05 Points

1. La combustion dans l'air de 0,25 g d'un monoalcool saturé de formule générale $C_nH_{2n+1}-OH$, donne 280 cm^3 de dioxyde de carbone et de l'eau dans des conditions où le volume molaire est $v_0 = 22,4 \text{ l}$.
 - 1.1 Ecrire l'équation bilan de cette combustion. 0,5 pt
 - 1.2 Quelle est la formule brute de cet alcool ? 0,5 pt
 - 1.3 Donner tous les alcools isomères correspondant à cette formule et préciser leurs noms. 0,5 pt

2. Par oxydation ménagée catalytique à l'air (Cu/Δ), l'isomère A_1 de ce monoalcool donne successivement deux composés B_1 et C_1 .
 B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 rougit le papier pH humide.
 L'isomère A_2 subit une oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique pour donner un composé B_2 qui est sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide.
 - 2.1 Ecrire les différentes équations bilans des réactions qui ont lieu, en précisant les formules semi-développées et les noms de B_1 , C_1 et B_2 . 1,5 pt
 - 2.2 L'action de l'acide éthanoïque sur le propan-2-ol conduit au composé C_2 et à l'eau. Ecrire l'équation bilan de cette réaction et donner le nom de C_2 . 0,5 pt
 - 2.3 En présence de l'oxyde de phosphore P_4O_{10} à $700^\circ C$, l'acide éthanoïque donne le composé A_3 et l'eau. Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner le nom de A_3 . 0,5 pt
 - 2.4 A_3 et le propan-2-ol réagissent à température modérée pour donner C_2 . Ecrire l'équation bilan de cette réaction et la comparer à celle de la question 2.b. 0,5 pt

On donne : $C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 2 : / 05 Points

1. Une solution S_0 d'acide méthanoïque $HCOOH$ de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, a un $pH = 2,4$.
 - 1.1 Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution. 1,5 pt
 - 1.2 L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou faible, pourquoi ? 0,5 pt
 - 1.3 Déterminer la valeur du pK_A du couple acide méthanoïque / ion méthanoate. 0,5 pt

2. On ajoute à 10 cm^3 de la solution d'acide méthanoïque précédente, un volume V d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
 Le pH de la solution obtenue est égal au pK_A .
 - 2.1 Déterminer sans calcul la valeur de V . 0,75 pt
 - 2.2 Quelles sont les propriétés de la solution ainsi obtenues ? 0,5 pt

3. on prélève encore 20 cm^3 de la solution d'acide méthanoïque S_0 précédente. On Y ajoute progressivement une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C'_B = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 3.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction. 0,25 pt
 - 3.2 Déterminer le volume de la solution d'hydroxyde de sodium à l'équivalence. 0,5 pt

4. On reprend l'expérience précédente avec des solutions décimolaires d'acide méthanoïque et d'hydroxyde de sodium.
 A l'équivalence, le pH de la solution obtenue est-il inférieur ou supérieur à 7 ?
 Justifier la réponse. 0,5 pt

Exercice 3 : / 05 Points

On veut étudier la cinétique d'une réaction de saponification. Pour cela, on réalise un mélange équimolaire d'ester de formule $R - \overset{\text{O}}{\parallel}{C} - OR'$ et d'hydroxyde de sodium dans un solvant approprié.

A l'instant $t = 0$, chaque réactif a une concentration de $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$. Le mélange est maintenu dans une enceinte à température constante. Une prise d'essai de 10 ml est effectuée à différents instants et refroidie immédiatement.

On dose les ions hydroxydes restants par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Les résultats des différents dosages sont portés dans le tableau ci-dessous.

| | | | | | | | | |
|--|------|------|------|------|------|------|------|-----|
| t (min) | 4 | 9 | 15 | 24 | 37 | 53 | 83 | 143 |
| Volume d'acide (ml) | 44,1 | 38,6 | 33,7 | 27,9 | 22,9 | 18,5 | 13,6 | 8,9 |
| Concentration de l'ester restant (mol.L^{-1}) | | | | | | | | |

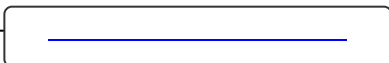
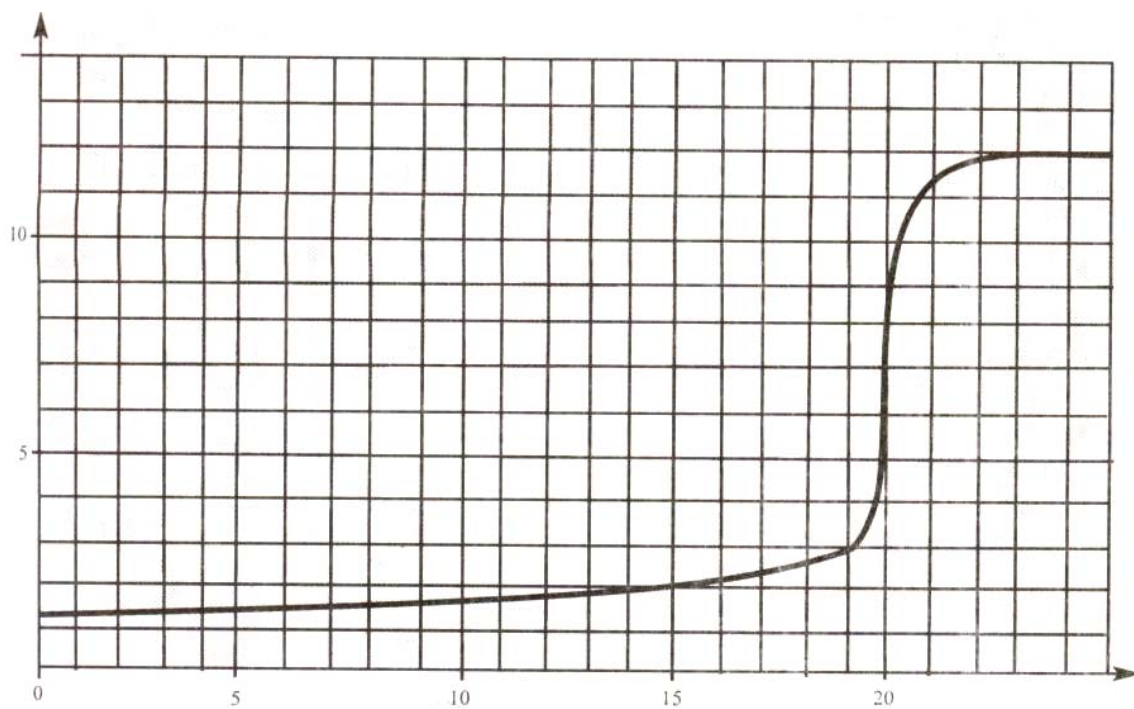
1. Compléter l'équation bilan de la réaction ci-dessous :
 $RCOOR' + OH^- \longrightarrow \dots\dots\dots$ 0,5 pt
2. Pourquoi doit-on refroidir le mélange avant le dosage ? 0,25 pt
3. Pour le premier prélèvement, calculer la concentration en ion hydroxyde.
 - En déduire celle de l'ester restant. 0,75 pt
 - Compléter ensuite le tableau ci-dessous, en précisant la concentration de l'ester restant aux différents instants.
4. Sur une feuille millimétrée, tracer la courbe donnant la concentration de l'ester restant en fonction du temps.
 Echelle : 1 carreau pour 10 min ; 1 carreau pour $0,005 \text{ mol.L}^{-1}$ 1 pt
5. déterminer graphiquement :
 - La vitesse de saponification de l'ester à la date $t = 15 \text{ mn}$.
 - Le temps de demi-réaction (temps au bout duquel la moitié de l'ester réagi). 0,25 pt

Exercice 4 : / 05 Points

Sur la paillasse du laboratoire d'un lycée, on trouve le matériel et les produits suivants :

- matériel : une burette (50ml) ; deux béchers (150 ml et 500 ml) ; deux pipettes (10ml et 20 ml) ; deux erlen-meyers (250 ml et 500 ml).
- Produits : une solution d'acide chlorhydrique S_0 de concentration $C_0 = 2,5 \text{ mol.L}^{-1}$; une solution d'hydroxyde de sodium S_1 de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de l'eau distillée.

1. On désire préparer 250 ml de solution d'acide chlorhydrique S_2 de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir de la solution S_0 trouvée sur la paillasse.
 - 1.1 Dresser la liste du matériel nécessaire. (Utiliser le moins de matériel possible). 0,75 pt
 - 1.2 Calculer le volume de solution S_0 à prélever pour cette opération. 1 pt
 - 1.3 Décrire brièvement le mode opératoire. 1 pt
2. Pour vérifier la concentration de la nouvelle solution S_2 , on en prélève 20 ml que l'on introduit dans le bécher de 150 ml. A l'aide de la burette, on verse progressivement la solution d'hydroxyde de sodium S_1 .
 On utilise un pH-mètre pour mesurer le pH de la solution.
 - 2.1 faire le schéma du dispositif expérimental. 0,75 pt
 - 2.2 En représentant le pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé, on obtient la courbe de la figure-1.
 Déduire de cette courbe :
 - 2.2.1 Le volume d'hydroxyde de sodium utilisé et le pH à l'équivalence. 1 pt
 - 2.2.2 Calculer la concentration de la nouvelle solution S_2 . 0,5 pt





| | | | |
|--------------|-------------------|------------------------------|----------|
| OBC | Epreuve de CHIMIE | EXAMEN : Baccalauréat C et D | |
| SESSION 2002 | | Durée : 3 H | Coef : 2 |

EXERCICE 1 : / 5 Points

- On considère le 2-méthylbutan-2-ol et le 2-méthylbutan-1-ol.
 - 1.1 - Ecrire la formule semi-développée de chacune de ces molécules.
- Indiquer la classe de chacun de ces alcools. 1 pt
 - 1.2 Quel type d'isomère existe entre ces composés ? 0,25 pt
 - 1.3 Toutes ces molécules sont-elles chirales ? Justifier la réponse. 0,5 pt
 - 1.4 Représenter, si possible, les deux énantiomères de chaque molécule chirale en perspective. 0,5 pt
- Le pentan-2-ol est oxydé par les ions dichromates en milieu acide.
 - 2.1 - Donner la nature du composé organique obtenu.
- Indiquer un test pouvant caractériser ce composé. 0,75 pt
 - 2.2 Ecrire l'équation-bilan de la réaction. 0,75 pt
- L'alanine a pour formule : $\text{CH}_3 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$
 - 3.1 A quelle famille appartient ce composé ? 0,25 pt
 - 3.2 Donner son nom dans la nomenclature systématique. 0,25 pt
 - 3.3 A l'état pur, l'alanine se présente sous forme d'ion.
 - 3.3.1 Donner le nom et la formule générale de cet ion. 0,5 pt
 - 3.3.2 Donner une propriété caractéristique de cet ion. 0,25 pt

EXERCICE 2 : / 5 Points

- Donner la définition d'un acide selon Bronsted.
Qu'est-ce qu'un couple acide /base ? 0,5 pt
- Pour préparer 100ml de solution de chlorure d'ammonium (NH_4Cl), on dissout 0,32g de solide dans l'eau. La solution obtenue a alors un pH = 5,2 à 25°C.
 - 2.1 Ecrire l'équation d'ionisation de ce composé dans l'eau. 0,25 pt
 - 2.2 Calculer la concentration initiale en ion ammonium.
- Montrer que l'ion ammonium est un acide faible. 0,5 pt
0,25 pt
 - 2.3 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau. 0,25 pt
 - 2.4 Le couple ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$) a pour $\text{pK}_A = 9,2$
- Définir la constante d'équilibre de cette réaction. 0,5 pt
- Déterminer sa valeur numérique. 0,5 pt
 - 2.5 Déterminer les espèces chimiques majoritaires dans la solution. 0,5 pt
- On ajoute 15 ml de solution d'hydroxyde de potassium (KOH) aux 100 ml de solution de Solution de chlorure d'ammonium précédente. On obtient alors une nouvelle solution S de pH = 9,2 à 25°C. On rappelle les valeurs des pK_A des autres couples acide/base mis en jeu : $\text{pK}_A (\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 0,0$; $\text{pK}_A (\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-) = 14,0$
 - 3.1 Classer les couples acide/base par ordre croissant d'acidité. 0,25 pt
 - 3.2 Quelle est la réaction prépondérante entre les couples ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$) et ($\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$) ? 0,25 pt
- Calculer la constante K de cette réaction. 0,5 pt
- Quelle conclusion peut-on en tirer ? 0,25 pt
 - 3.3 Déterminer la concentration de la solution d'hydroxyde de potassium utilisée. 0,5 pt
 - 3.4 Comment appelle-t-on la solution S précédente ? 0,5 pt
- Quelle propriété présente-elle ? 0,5 pt

On donne : Produit ionique de l'eau :
 $K_E = 10^{-14}$; H = 1 g.mol⁻¹ ; N = 14 g.mol⁻¹ ; Cl = 35,5 g.mol⁻¹

EXERCICE 3 : / 5 Points

1. Définir les termes suivants :

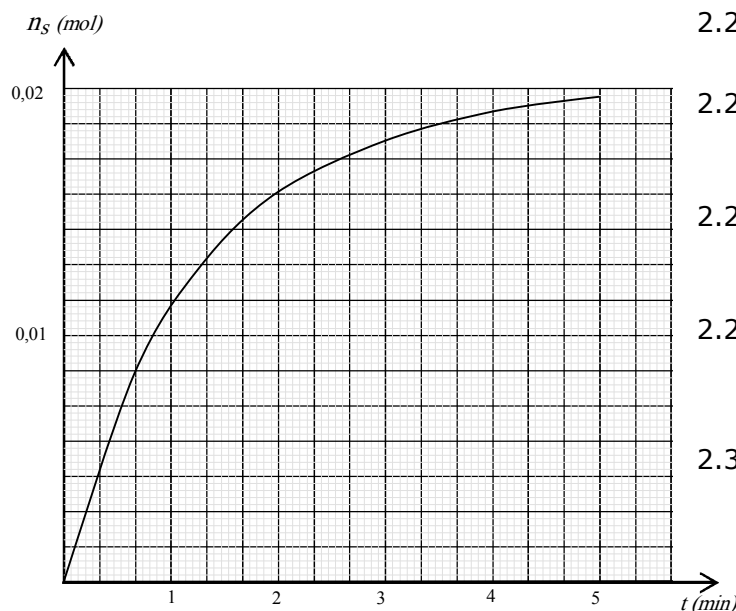
- Vitesse moyenne de formation d'un corps
- Vitesse instantanée de formation.

0,5 pt

2. On veut étudier la cinétique de la réaction entre le thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) et l'acide chlorhydrique. Pour cela, on verse 10 ml de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 5 \text{ mol.L}^{-1}$ dans 40 ml d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C' = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$. Il se dégage du dioxyde de soufre, et le mélange blanchit progressivement par formation du soufre solide.

2.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

0,75 pt

2.2 L'étude de l'évolution de la formation du soufre en fonction du temps conduit à la courbe ci-contre, où n_s représente la quantité de matière de soufre formé.2.2.1 Déterminer la valeur limite de n_s

- Quel est le réactif en excès ?

0,25 pt

2.2.2 Calculer la vitesse moyenne de formation du soufre (en mol.min^{-1}) entre les instants $t_0 = 0$ et $t_1 = 2 \text{ min}$

0,75 pt

2.2.3 Déterminer la vitesse moyenne de disparition des ions hydroniums entre ces mêmes instants.

0,75 pt

2.2.4 Calculer la vitesse instantanée de formation du soufre à la date $t_1 = 2 \text{ min}$.

0,5 pt

2.3 Avec une nouvelle solution d'acide chlorhydrique de concentration 3 mol.L^{-1} , on reprend l'expérience précédente, tout en conservant les mêmes volumes de réactifs et la concentration de la solution de thiosulfate de sodium.

- Dire, en justifiant la réponse, si la valeur limite trouvée à la question 2.2.1 est modifiée.
- La vitesse de formation du soufre est-elle également modifiée ?

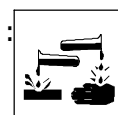
0,5 pt

0,5 pt

EXERCICE 4 : / 5 Points

Dans un laboratoire de Lycée, un élève de terminale veut préparer une solution décimolaire S d'acide chlorhydrique.

Pour cela, il dispose d'une solution commerciale S_0 contenue dans une bouteille qui porte les indications suivantes : « Acide chlorhydrique : masse volumique $\mu = 1,2 \text{ Kg.L}^{-1}$; Pourcentage en masse d'acide chlorhydrique : 37% ; Pictogramme :



Cet élève introduit d'abord 100ml d'eau distillée dans une fiole jaugée de 500ml.

Ensuite, il prélève un volume V_0 de la solution acide S_0 qu'il ajoute dans la fiole contenant déjà de l'eau. Puis, il complète le volume de la solution jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Il note S la solution acide obtenue.

1. Donner la signification du symbole observé sur l'étiquette de la bouteille.

0,25 pt

- Donner un exemple de précaution nécessaire à la sécurité corporelle pendant la manipulation.

0,25 pt

- Représenter et nommer une des verreries utilisées pour préparer la solution S.

0,25 pt



2. Pourquoi l'élève a-t-il d'abord introduit de l'eau dans la fiole avant d'y verser l'acide ? 0,25 pt
3. Quel est le volume V_0 d'acide chlorhydrique prélevé par l'élève pour préparer la solution S ? 1 pt
4. Afin de vérifier la concentration de la solution S, l'élève procède au dosage pH-métrique de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration 0,04 mol.L⁻¹. Pour cela, il verse progressivement un volume V_s de solution S dans 20ml d'hydroxyde de sodium, en prenant soin de noter la valeur du pH après chaque ajout, ce qui conduit aux résultats du tableau ci-dessous :

| | | | | | | | | | | |
|------------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|-----|
| V_s (ml) | 0 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 8,5 |
| pH | 12,6 | 12,5 | 12,4 | 12,3 | 12,5 | 12,1 | 11,9 | 11,7 | 11,1 | 3,6 |

| | | | | | |
|------------|-----|-----|-----|-----|-----|
| V_s (ml) | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 |
| pH | 2,7 | 2,3 | 2,1 | 2,0 | 1,9 |

- 4.1 Faire un schéma annoté du dispositif utilisé pour le dosage. 0,5 pt
- 4.2 Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_s)$. Echelle : 1 cm pour 1ml de solution
1 cm pour 1 unité de pH. 1 pt
- Déterminer, par la méthode des tangentes, le volume équivalent V_{se} 0,5 pt
- 4.3 En déduire la concentration de la solution S. 0,5 pt
- 4.4 Cet élève peut également procéder à un dosage colorimétrique pour déterminer cette concentration.
- Dire, en justifiant le choix, quel est dans la liste ci-dessous, l'indicateur coloré adapté pour ce dosage, et indiquer l'évolution de sa teinte lors du virage. 0,5 pt

Indicateur :

Hélianthine

Bleu de bromophénol

Bleu de bromothymol

On donne : $H = 1\text{g.mol}^{-1}$; $Cl = 35,5\text{g.mol}^{-1}$

Zone de virage :

Rouge 3,1 – 4,4 jaune

Jaune 3,0 – 4,6 bleu

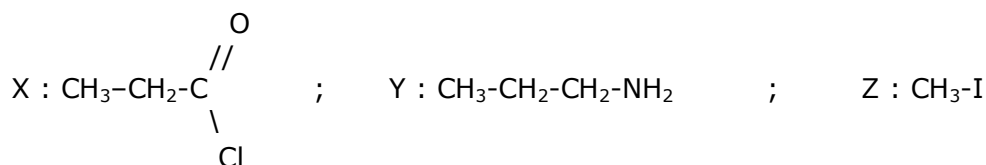
Jaune 6,0 – 7,6 bleu



| | | | |
|--------------|-------------------|------------------------------|----------|
| OBC | Epreuve de CHIMIE | EXAMEN : Baccalauréat C et D | |
| SESSION 2003 | | Durée : 3 H | Coef : 2 |

EXERCICE 1 : / 5 Points

Soient les trois composés X, Y, Z suivants :



1. Donner le nom de chaque composé dans la nomenclature classique. 0,75 pt
2. Parmi ces trois composés, quel est celui qui possède un caractère basique ? Justifier la réponse. 1 pt
3. Qu'est-ce qu'un centre nucléophile ? En donner un exemple parmi les composés ci-dessus. 0,75 pt
4. On mélange le composé Z avec la diéthylamine en excès dans l'éthanol. Il se forme des Cristaux d'un sel S de formule $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{N}^+(\text{CH}_3)_2 + \text{I}^-$ Ecrire les équations des réactions qui se produisent afin d'obtenir S. Nommer S. 1,75 pt
5. On veut synthétiser un composé E de formule : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C} \begin{array}{l} \text{NH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \\ || \\ \text{O} \end{array}$
A partir de ceux choisis plus haut, écrire l'équation-bilan de la réaction et donner le nom du composé E. 0,75 pt

EXERCICE 2 : / 5 Points

1. L'acide éthanoïque est un acide faible.
 - 1.1. Qu'est-ce qu'un acide faible ? 0,25 pt
 - 1.2. Ecrire l'équation-bilan de la dissolution de cet acide dans l'eau. 0,25 pt
 - 1.3. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple acide/base correspondant A l'acide éthanoïque, en fonction des concentrations des espèces en solution. 0,25 pt
 - 1.4. On mélange une solution d'acide éthanoïque et une solution d'éthanoate de sodium. Le pH de la solution est alors de 6,5.
 - Montrer que l'espèce CH_3COO^- est prédominante dans la solution. On donne $\text{pK}_A = 4,8$. 0,5 pt
2. On se propose de déterminer le degré d'acidité d'un vinaigre. Le degré d'acidité est la masse d'acide en gramme, dans 100g de solution. Le vinaigre contient de l'acide éthanoïque.
 - 2.1. On procède à la dilution au 1/10 du vinaigre en prélevant 10ml que l'on verse dans une fiole de 100ml et en complétant avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.
 - Quelle relation y a-t-il entre la concentration molaire C_0 de l'acide dans le vinaigre et C_1 celle de la nouvelle solution ? 0,5 pt
 - 2.2. On dose un volume $V_1 = 10\text{ml}$ de la nouvelle solution par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_2 = 0,1\text{mol.L}^{-1}$
 - 2.2.1. On obtient l'équivalence en versant un volume $V_2 = 15\text{ml}$ d'hydroxyde de sodium. Déterminer la concentration C_1 . En déduire C_0 . 1,25 pt
 - 2.2.2. Déterminer le degré d'acidité du vinaigre, sachant que la masse volumique de celui-ci est de $1,020\text{kg.L}^{-1}$. Masse molaire de l'acide éthanoïque : $M = 60\text{g.mol}^{-1}$ 0,75 pt



EXERCICE 3 : / 5 Points

Les niveaux d'énergie possibles de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = E_0/n^2$, avec $E_0 = -13,6\text{eV}$ et n le numéro du niveau d'énergie.

1. A quoi correspond l'état fondamental d'un atome d'hydrogène ?
- Préciser la valeur de n lorsque l'atome d'hydrogène est à l'état fondamental. 0,5 pt
2. Qu'appelle-t-on énergie d'ionisation ? Calculer l'énergie d'ionisation (en eV) de cet atome). 1 pt
3. A quoi correspondent les différentes raies de l'atome d'hydrogène ? 0,25 pt
4. Pris dans son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité et son électron passe du niveau 1 au niveau 4.
 - 4.1. Quelle est la valeur, en eV, de l'énergie reçue ? 0,25 pt
 - 4.2. Quelle est la fréquence ν de la radiation émise lors du retour à son état fondamental ? 1 pt
5. On envoie sur les atomes d'hydrogène une radiation de fréquence $\nu_0 = 2 \cdot 10^{15}\text{Hz}$. Cette radiation sera-t-elle absorbée ? Justifier la réponse.
On donne : $1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{J}$; $h = 6,63 \times 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$ 1 pt

EXERCICE 4 : / 5 Points

On réalise un mélange d'une mole de propan-1-ol, d'une mole d'acide éthanóique et de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Ce mélange est réparti dans différents tubes placés dans une enceinte chauffée à température constante. A différents instants t , on retire un tube. On le refroidit, puis on dose la quantité d'acide restant à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium. On en déduit la quantité d'ester formé.

1. Quel rôle joue l'acide sulfurique ? 0,25 pt
2. Pourquoi refroidit-on le mélange avant le dosage ? 0,25 pt
3. 3.1. Faire le schéma annoté du dispositif expérimental permettant le dosage. 0,75 pt
3.2. Citer une règle de sécurité à respecter lors du dosage. 0,25 pt
4. Les résultats expérimentaux sont consignés dans le tableau ci-dessous :

| t (en h) | 0 | 1 | 5 | 10 | 20 | 30 | 50 | 60 | 70 |
|----------------|---|------|------|------|------|------|------|------|------|
| n_1 (en mol) | 1 | 0,88 | 0,72 | 0,61 | 0,49 | 0,43 | 0,35 | 0,33 | 0,33 |
| n_2 (en mol) | | | | | | | | | |

Où n_1 représente la quantité de matière de l'acide éthanóique, et n_2 la quantité de matière de l'ester.

- 4.1. Compléter la dernière ligne du tableau en calculant la quantité de matière de l'ester. 1 pt
- 4.2. Tracer la courbe donnant la variation de la quantité de matière de l'ester, en fonction du temps. Echelle 1 cm pour 5h en abscisses
1 cm pour 0,1mol en ordonnées 1,5 pt
- 4.3. A partir de la courbe, déterminer la quantité de matière de l'ester à la date $t = 15\text{h}$. 0,25 pt
- 4.4. De même, à partir de cette courbe, déterminer la vitesse instantanée d'estérification A la date $t = 5\text{h}$. 0,75 pt

| | | | |
|--------------|--------------------------|------------------------------|----------|
| OBC | Epreuve de CHIMIE | EXAMEN : Baccalauréat C et D | |
| SESSION 2004 | | Durée : 3 H | Coef : 2 |

EXERCICE 1 : / 5 Points

On dispose d'un composé A de formule $\text{CH}_3\text{CH}_6\text{O}$; Il donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et il rosit le réactif de Schiff.

1. Quelle est la formule semi-développée de A ? Quel est son nom ? 0,5 pt
2. L'oxydation catalytique de A par O_2 ou par $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ produit un composé B. Quelle est la formule semi-développée de B ? Quel est son nom ? 0,5 pt
3. B réagit sur un alcool C pour donner un composé D de masse molaire $M = 102\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et de l'eau.
 - Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. 0,5 pt
 - Quels sont les noms et les formules semi-développées de C et D ? 0,5 pt
4. On fait réagir B sur PCl_5 (pentachlorure de phosphore) ou sur SOCl_2 (chlorure de thionyle). On obtient un dérivé E.
 - Quelle est la formule semi-développée de E ? 0,5 pt
 - Quel est son nom ? 0,5 pt
5. La réaction entre E et C donne D et un autre corps F.
 - Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. 0,5 pt
 - Comparer cette réaction à celle étudiée à la question 3. 0,5 pt
6. Parmi les composés A, B, C, D et E, quels sont ceux qui sont susceptibles de former une amide en réagissant avec l'ammoniac ? 0,5 pt
 - Donner le nom et la formule semi-développée de cet amide. 0,5 pt

On donne : H : $1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; C : $12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; O : $16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

EXERCICE 2 : / 5 Points

1. On dispose d'un litre d'une solution aqueuse contenant de l'ammoniac et du chlorure d'ammonium. Cette solution a un $\text{pH} = 9,5$ à 25°C et sa concentration molaire totale est de $0,5\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. ($[\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] = 0,5\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$). Le pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est $9,3$.
 - 1.1. Quelles sont les espèces chimiques présentes en solution ? 1 pt
 - 1.2. Calculer les concentrations $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$. 1 pt
 - 1.3. A partir de la constante d'acidité K_A , déduire le rapport $\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$ 0,5 pt
Déterminer les concentrations $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$. 0,5 pt
2. On ajoute $0,02$ mole d'acide chlorhydrique à la solution précédente (sans variation de volume).
 - 2.1. Quelle réaction se produit après l'addition de l'acide ? Ecrire son équation-bilan. 0,5 pt
 - Déduire les concentrations $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$. 0,5 pt
 - Déterminer la concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ à partir de K_A . 0,5 pt
 - 2.2. En déduire le pH de la solution obtenue. Comment appelle-t-on cette solution ? 0,5 pt

EXERCICE 3 : / 5 PTS

Données

- Constante de Planck : $h = 6,62\cdot 10^{-34}\text{J}\cdot\text{s}$
- Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3\cdot 10^8\text{m}\cdot\text{s}^{-1}$
- Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19}\text{C}$
- Masse de l'électron : $m = 9,1\cdot 10^{-31}\text{Kg}$

Les différents niveaux d'énergie E_n de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$ où E_n est exprimée en eV et n est un nombre entier supérieur ou égal à 1.

1.
 - 1.1. Calculer $E_1, E_2, E_3, E_4, E_5, E_\infty$ 1,5 pt
 - 1.2. Faire sur papier millimétré, le schéma classique du diagramme de ces niveaux d'énergie E_n utilisant l'échelle suivante : 1 cm pour 1eV. 0,5 pt
2. Quelle est l'énergie minimale, en électronvolts et joules qu'il faut fournir à un atome d'hydrogène pour l'ioniser ? 0,5 pt
3. Quelle est la plus courte longueur d'onde λ_{\min} des différentes raies spectrales que peut émettre l'atome d'hydrogène lorsqu'il est excité ? 0,5 pt
4. Représenter par des flèches sur le diagramme les transitions correspondant au retour des différentes raies d'émission de la série dite de Balmer. 1 pt
5. En déduire la longueur d'onde λ_2 la plus courte et la longueur d'onde λ_3 la plus grande de la série de Balmer. 1 pt

EXERCICE 4 : / 5 Points

On dispose de quatre erlen-meyers numérotés de 1 à 4 et renfermant chacun l'un des isomères du propanol. On dispose également de quatre tubes à essais numérotés de 1 à 4.

1. On prélève d'abord le contenu de l'erlen-meyer 1 que l'on introduit dans le tube à essais 1. On prélève ensuite le contenu de l'erlen-meyer 2 que l'on introduit dans le tube à essais 2. A chacun des tubes à essais, on ajoute une quantité modérée d'une solution acidifiée de dichromate de potassium.
 - 1.1. Schématiser un erlen-meyer. 0,25 pt
 - 1.2. Quel changement de couleur subit le dichromate de potassium au contact du contenu du tube à essais ? (La solution de dichromate de potassium est de couleur orange). 0,25 pt
 - 1.3. On ajoute dans chaque tube à essais de l'hexane qui dissout les composés organiques. L'hexane est un liquide incolore, moins dense et non miscible à l'eau.
 - 1.3.1. Faire le schéma de l'un des tubes à essais en indiquant la répartition des phases ainsi que leur couleur. 0,5 pt
 - 1.3.2. On soumet le composé organique de chaque tube à essais au test au réactif de Schiff et à la 2,4-DNPH. Les résultats sont consignés sur le tableau ci-dessous :

| Numéro du tube | Test réactif de Schiff | Test au 2,4-DNPH |
|----------------|------------------------|------------------|
| 1 | - | + |
| 2 | + | + |
- Les signes + ou - indiquent que le test est positif ou négatif.
- a. Lorsque le test est positif, quelle couleur prend :
 - Le réactif de Schiff ?
 - La 2,4-DNPH ? 0,25 pt
 - b. Déduire de ces observations :
 - La formule semi-développée du composé organique formé dans le tube à essais. 0,5 pt
 - L'isomère du propanol contenu dans chacun des erlen-meyers. 0,5 pt
 - c. Ecrire les équations-bilan de la réaction de chaque isomère du propanol avec le dichromate de potassium. 1,25 pt
2. On introduit à présent le contenu des erlen-meyers 3 et 4 dans les tubes à essais 3 et 4. On y ajoute progressivement du permanganate de potassium acidifié.
 - 2.1. Comment met-on en évidence la fin de la réaction ? 0,25 pt
 - 2.2. Le test au papier pH est positif pour le produit formé dans le tube 4 seulement.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu dans ce tube. 1 pt

| | | | |
|--------------|--------------------------|------------------------------|----------|
| OBC | Epreuve de CHIMIE | EXAMEN : Baccalauréat C et D | |
| SESSION 2005 | | Durée : 3 H | Coef : 2 |

On donne les masses molaires suivantes exprimées en $g.mol^{-1}$: C : 12 O : 16 H : 1

N.B. Une feuille de papier millimétré est nécessaire pour traiter ce sujet.

EXERCICE 1 : / 5 Points

1. La combustion dans l'air d'un alcool de formule brute C_xH_yO donne pour 0,25g d'alcool, 280ml de dioxyde de carbone gazeux et de l'eau. Le volume de dioxyde de carbone est mesuré dans des conditions où le volume molaire gazeux est $22,4l.mol^{-1}$.
 - 1.1. Ecrire la relation entre x et y. 0,25 pt
 - 1.2. Ecrire l'équation-bilan de cette combustion. 0,25 pt
 - 1.3. Calculer x et y. 0,75 pt
 - 1.4. Quels sont les noms et formules semi-développées possibles pour cet alcool ? 0,5 pt
2. Un alcool A_1 de formule brute C_3H_8O donne successivement deux composés B_1 et C_1 par oxydation ménagée catalytique à l'air. B_1 forme un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal, alors que C_1 fait rougir le papier pH humide. Un autre alcool A_2 , isomère de A_1 , subit l'oxydation ménagée par déshydrogénation catalytique et donne un corps B_2 qui est sans action sur la liqueur de Fehling et sur le papier pH humide.
 - 2.1. Ecrire les équation-bilan des réactions d'oxydation de A_1 et de A_2 . 0,75 pt
 - 2.2. Préciser les formules semi-développées et les noms de B_1 , C_1 et B_2 . 0,75 pt
3. L'action de l'acide éthanoïque sur le butan-1-ol conduit à un composé C_2 et de l'eau.
 - 3.1. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. 0,25 pt
 - 3.2. Nommer cette réaction. 0,25 pt
 - 3.3. Nommer C_2 . 0,25 pt
4. L'acide éthanoïque chauffé en présence du décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) qui est un déshydratant, donne un corps A_3 .
Donner la formule semi-développée et le nom de A_3 . 0,5 pt
5. A_3 et le butan-1-ol réagissent à température modérée ($50^\circ C$) pour donner C_2 .
 - 5.1. Ecrire l'équation-bilan de cette réaction. 0,25 pt
 - 5.2. Comparer cette réaction à celle de la question 3. 0,25 pt

EXERCICE 2 : / 5 Points

On rappelle que les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène vérifient la relation : $E_n = -13,6/n^2$ où E_n est en eV et n un nombre entier supérieur ou égal à 1. L'origine des énergies ($E_n = 0$ pour des valeurs de n tendant vers l'infini) correspond à l'énergie d'ionisation.

1. Qu'appelle-t-on état fondamental pour un atome d'hydrogène ? 0,5 pt
2. Quelle est en électron-volt, l'énergie du niveau fondamental pour l'atome d'hydrogène ? 0,5 pt
3. Quelle énergie faut-il fournir à l'atome d'hydrogène pris dans son état fondamental pour provoquer son ionisation ? 0,75 pt
4.
 - 4.1. Donner l'expression littérale de la variation d'énergie d'un atome d'hydrogène qui passe d'un niveau excité $p > 1$ au niveau $n = 1$. 1 pt
 - 4.2. Une telle transition correspond-elle à l'émission ou bien à l'absorption d'un photon ? Justifier votre réponse. 0,75 pt

5. Calculer la fréquence et la longueur d'onde de l'onde associée au photon pour une transition du P = 2 au niveau n = 1. 1,5 pt

On donne Constante de Planck : $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{J.s}$; $1\text{eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{J}$
Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3 \times 10^8 \text{m.s}^{-1}$

EXERCICE 3 : / 5 Points

1. Une solution aqueuse de méthylamine $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ de concentration molaire $C_b = 4 \times 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$ et un pH de 10,9 à 25° C.
 - 1.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de la méthylamine avec l'eau. 0,25 pt
 - 1.2. Calculer la concentration des ions hydromum et celle des ions hydroxyde. 0,5 pt
 - 1.3. A partir des équations d'électroneutralité et de conservation de la matière, calculer les concentrations des autres espèces présentes dans cette solution. 1 pt
 - 1.4. En déduire le pK_A du couple $\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+ / \text{CH}_3 - \text{NH}_2$. 0,75 pt
2. Dans 20ml de cette solution, on verse Xml d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 3 \times 10^{-2} \text{mol.L}^{-1}$.
 - 2.1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction. 0,5 pt
 - 2.2. Quelle doit être la valeur de X pour obtenir une solution de pH = 9,2 ? 0,75 pt
 - 2.3. Quelle est la propriété de la solution ainsi obtenue ? 0,25 pt
3. On reprend 20ml de la solution de méthylamine et on y ajoute de l'acide chlorhydrique de façon à établir l'équivalence. La solution obtenue est-elle acide, neutre ou basique ? Justifier. 1 pt

EXERCICE 4 : / 5 PTS

Pour doser une solution d'ammoniac de concentration molaire C_B inconnue à l'aide d'une solution d'acide chlorhydrique de molarité $C_A = 0,14 \text{mol.L}^{-1}$. On ajoute progressivement de l'acide ...ml de solution basique, et on lit la valeur du pH du mélange grâce au pH-mètre. Soit V_A (en ml) le volume d'acide versé. On dresse le tableau des résultats suivant :

| | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------------------------------|------|------|-----|-----|-----|-----|------|------|------|------|-----|------|-----|-----|-----|-----|
| Vol d'acide versé V_A (en ml) | 0 | 1,5 | 6 | 10 | 12 | 14 | 14,2 | 14,4 | 14,5 | 14,8 | 15 | 15,2 | 16 | 18 | 20 | 25 |
| pH | 11,1 | 10,2 | 9,5 | 9,0 | 8,6 | 7,7 | 7,0 | 6,5 | 6,0 | 5,0 | 3,8 | 3,5 | 2,6 | 2,2 | 2,0 | 1,8 |

1. Faire un schéma du dispositif expérimental. 0,75 pt
2. Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume d'acide versé $\text{pH} = f(V_A)$
Echelle Abscisses : 1 cm pour 2ml
Ordonnées : 1 cm pour 1 unité de pH 1,75 pt
3. Déterminer graphiquement le point d'équivalence par la méthode des tangentes. 0,5 pt
4. Calculer la concentration molaire initiale C_B de la base. 0,5 pt
5. La solution est-elle basique ou acide au point équivalent ? Pourquoi ? 0,5 pt
6. Trouver graphiquement la valeur du pK_A du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$. En déduire la valeur du K_A . 1 pt

Exercice 1 : / 05 Points

- Donner les formules semi-développées des composés suivants :
 - 3-éthyl-3,4-diméthylhexanal
 - 3,5,5-triméthylheptan-2-one
 - N-éthyl, N-méthylpropanamine
 - Acide 2-amino,3-méthylpentanoïque
 - On fait réagir l'acide propanoïque sur un alcool saturé (A) de formule générale $C_nH_{2n+1} - OH$. L'ester (B) formé a une masse molaire $M = 130$ g/mol.
 - Déterminer la formule semi-développée de l'ester (B).
 - Quelles sont les formules semi-développées possibles pour l'alcool (A) ? Préciser le nom de chaque isomère alcool.
 - En s'appuyant sur des équations de réactions simples, indiquer une méthode permettant d'identifier les trois classes d'alcool.
 - Pour identifier l'isomère (A) utilisé, on fait réagir l'alcool (A) avec une solution oxydante. On obtient un produit (C) qui réagit avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-D.N.P.H), mais reste sans action sur le réactif de Shift.
 - Déterminer la fonction et la formule de (C).
 - En déduire la formule semi-développée et le nom de l'isomère (A) utilisé.
- On donne: C = 12 g/mol; O = 16 g/mol; H = 1 g/mol.

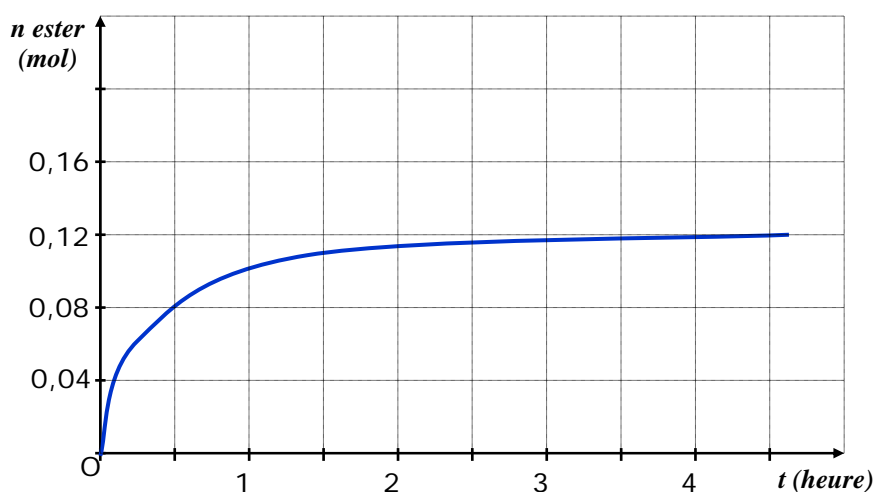
Exercice 2 : / 05 Points

- Donner la définition d'un acide et d'une base selon Brønsted. Qu'est-ce qu'une solution tampon ?
- Soit une série de solutions A, B, C, D, E de même concentration $C = 10^{-2}$ mol/l :
 - A : solution d'acide méthanoïque.
 - B : solution de méthanoate de sodium
 - C : solution d'hydroxyde de sodium
 - D : solution d'acide chlorhydrique
 - E : solution de chlorure de sodiumLa mesure du pH de ces solutions à 25°C a donné les résultats suivants : 12,0 ; 7,9 ; 7,0 ; 2,9 ; 2,0.
 - Attribuer, en justifiant brièvement, la valeur du pH correspondant à chaque solution.
 - On considère la solution A d'acide méthanoïque.
 - Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution A. En déduire le K_A du couple $HCOOH/HCOO^-$. On prendra $K_e = 10^{-14}$.
 - On réalise un mélange à volumes égaux, de la solution A d'acide méthanoïque et de la solutions D d'acide chlorhydrique. Calculer le pH du mélange obtenu.

Exercice 3 : / 05 Points

- Définir les termes et expressions suivantes :
 - Vitesse de disparition d'un réactif
 - Catalyseur
 - Catalyse homogène.

2. Comment varie la vitesse de formation d'un corps quand on fait décroître la concentration des réactifs ?
- 3.
- 3.1 A propos de la réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque et le butan-2-ol, accepter ou refuser chacune des affirmations suivantes, en commentant très brièvement la réponse :
- (i) L'addition d'ions H_3O^+ augmente la vitesse de la réaction.
 - (ii) Une augmentation de la température modifie la composition du mélange à l'équilibre.
 - (iii) La réaction est rapide et totale, si on remplace l'acide éthanoïque par le chlorure d'éthanoyle.
- 3.2 La courbe d'estérification ci-dessous représente la quantité d'ester en fonction du temps.
- 3.2.1 Déterminer graphiquement, à la date $t_1 = 1h$ la vitesse instantanée V_1 de la disparition de l'acide.
- 3.2.2 Calculer, à la date $t_2 = 3h$ la vitesse instantanée V_2 de la disparition de l'acide.



Exercice 4 : / 05 Points

Le degré alcoolique d'un vin est le volume (en ml) d'éthanol pur dans 100 ml de vin à 20°C. Afin de déterminer le degré alcoolique d'un vin de palme dans la localité d'Ayos, un élève de la classe de Terminale D effectue les trois opérations suivantes :

I. Distillation du vin de palme pour extraire l'éthanol :

Il introduit 10 ml de vin de palme dans un ballon, puis il ajoute environ 60 ml d'eau et quelques grains de pierre ponce. Il adapte au ballon un thermomètre et une colonne à distiller munie d'un réfrigérant à l'extrémité duquel est installée une fiole jaugée placée dans un cristalliseur plein d'eau glacée.

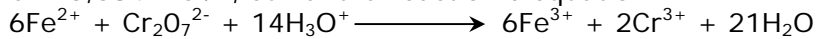
A l'aide d'un chauffe - ballon, il chauffe le vin de palme de manière à obtenir 10 ml de distillat dans la fiole qui est ensuite complétée avec de l'eau distillée à 100 ml, puis homogénéisée et bouchée. La solution S ainsi préparée contient tout l'éthanol pur présent dans 10 ml de vin de palme,

II. Oxydation de l'éthanol par une solution aqueuse de dichromate de potassium en excès, en milieu acide

10 ml de la solution S sont introduits dans un erlenmeyer, suivi de 20 ml de la solution de dichromate de concentration $C_A = 0,114 \text{ mol/l}$. Avec précaution et tout en agitant, l'élève ajoute aussi quelques millilitres d'acide sulfurique concentré.

III. Dosage du dichromate en excès

Ce dosage est effectué à l'aide d'une solution aqueuse d'ions fer II de concentration $C = 0,684 \text{ mol/L}$, suivant la réaction d'équation :



L'équivalence est obtenue pour un volume $V = 2 \text{ ml}$ de la solution ferreuse.

1. Donner un schéma simple du montage expérimental de la distillation du vin de palme.
2. Donner le rôle de la pierre ponce, puis de l'eau glacée. Pourquoi est-il indispensable d'extraire d'abord l'éthanol de 10 ml de vin avant de le doser ?
Pourquoi est-il dangereux de consommer l'alcool fabriqué artisanalement à partir des vins fermentés dans nos villes et villages ?
3. L'oxydation de l'éthanol par les ions dichromate est une réaction d'équation bilan :
 $2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 16\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow 4\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3\text{COOH} + 27\text{H}_2\text{O}$.
Que se passerait-il si le dichromate était en défaut ?
4. Déterminer la quantité (en mol) d'ions dichromate en excès dans l'erlenmeyer.
5. Déterminer la quantité (en mol) d'éthanol contenu dans 10 ml de solution S.
6. Déterminer le degré alcoolique de ce vin de palme.

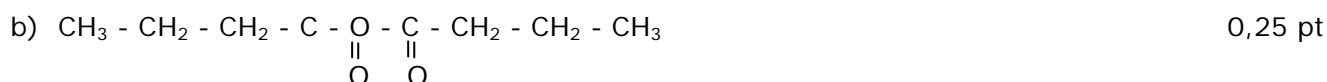
On donne : masse volumique de l'éthanol $\rho = 0,79 \text{ kg/dm}^3$; $C = 12 \text{ g/mol}$; $H = 1 \text{ g/mol}$;
 $O = 16 \text{ g/mol}$.

| | | | |
|-------------------------------|------------------------------|---------------------------|----------|
| MINESEC - OBC SESSION 2007 | Epreuve de CHIMIE | EXAMEN : BACCALAUREAT C-D | |
| | | Durée : 2 H | Coef : 3 |

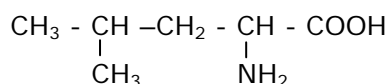
Exercice 1 : Chimie organique / 06 Points

1. **QCM** : choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s) parmi celles proposées ci-dessous :
- 1.1 Le groupe caractéristique d'un acide carboxylique a une structure :
ii) Tétraédrique ; iii) Pyramidale ; iv) Plane. 0,25 pt
- 1.2 L'hydrolyse d'un ester est une transformation :
i) Lente ; ii) Rapide ; iii) Totale ; iv) Limitée. 0,5 pt
2. Ecrire la formule semi-développée de chacune des molécules suivantes :
a) 3,6-dichloro 3-méthylheptan-4-one . 0,25 pt
b) N,N-diéthyl 2,2-diméthylbutanamide. 0,25 pt

3. Donner le nom de chacun des composés organiques de formule :



4. Qu'est-ce qu'un zwitterion ?
- En donner un exemple.
- A partir de cet exemple, montrer qu'un zwitterion est aussi un ampholyte. 1 pt
5. On considère la leucine (Leu), acide α -aminé de formule.



- 5.1 Donner le nom de ce composé, en nomenclature systématique. 0,25 pt
- 5.2 Cette molécule est-elle chirale ? Justifier la réponse. 0,5 pt
Donner les représentations de Fisher de la leucine en précisant les configurations L et D. 1 pt
- 5.3 On prépare du dipeptide dans lequel une liaison s'établit entre le groupe carboxyle de la leucine et le groupe aminé de la glycine (Gly) ; acide α -aminé de formule :
- $$\text{H} - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$$
- Donner la formule semi-développée et le nom de ce dipeptide.
- Indiquer, par un encadrement en pointillé, la liaison peptidique dans cette molécule. 1,25 pt

Exercice 2 : Chimie générale / 04 Points

1. Donner un exemple de réaction lente.
2. A l'instant $t = 0$, on mélange 10^{-2} mol d'hydroxyde de sodium et 10^{-2} mol d'éthanoate d'éthyle dans l'eau distillée. On obtient ainsi une solution molaire aqueuse de 1l dans laquelle se produit progressivement une réaction chimique d'équation-bilan :
 $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{HO}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
A différents instants t , on effectue des prélèvements qu'on dose par une solution d'acide chlorhydrique, afin de déterminer la quantité d'hydroxyde de sodium restante.
- 2.1 Montrer comment calculer la concentration molaire de l'éthanol formé dans chaque prélèvement du mélange réactionnel.

2.2 Les concentrations molaires d'éthanol obtenues aux différents instants t sont données dans le tableau suivant :

| | | | | | | | | |
|--|---|-----|-----|------|------|-----|------|------|
| t (en min) | 0 | 10 | 30 | 50 | 100 | 150 | 200 | 340 |
| $[C_2H_5OH] \times 10^{-3}$ (en mol/l) | 0 | 2,0 | 4,3 | 5,55 | 7,15 | 7,9 | 8,35 | 8,95 |

- 2.2.1 Tracer la courbe donnant les variations de la concentration d'éthanol en fonction du temps t . Echelle : 1cm pour 20min et 1cm pour 10^{-3} mol/l.
- 2.2.2 Déterminer la vitesse moyenne de formation de l'éthanol entre les instants $t_1 = 30$ min et $t_2 = 50$ min.
- 2.2.3 Déterminer la vitesse instantanée de formation de l'éthanol à l'instant $t = 100$ min. Comment varie-t-elle au cours du temps ? Justifier cette évolution.

Exercice 3 : acides et bases / 06 Points

1. QCM : choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

- 1.1 Pour un acide carboxylique, le couple acide / base s'écrit :
 (i) $RCOO^- / RCOOH$; (ii) $RCOOH_2^+ / RCOO^-$; (iii) $RCOOH / RCOO^-$.
- 1.2 A $60^\circ C$, la valeur du produit ionique de l'eau K_e est :
 (i) $K_e = 1,8 \cdot 10^{-15}$; (ii) $K_e = 9,6 \cdot 10^{-14}$; (iii) $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$.

2. On dispose des acides ci-dessous :

A_1 : $CH_2Cl - COOH$; A_2 : $CHCl_2 - COOH$; A_3 : $CCl_3 - COOH$ dont les constantes d'acidité sont respectivement $K_{A1} = 1,3 \cdot 10^{-5}$; $K_{A2} = 5,0 \cdot 10^{-5}$; $K_{A3} = 2,0 \cdot 10^{-1}$.

- 2.1 Classer ces composés par ordre croissant de leur acidité.
 Quelle est l'influence des atomes de chlore Cl sur l'acidité des composés ?
- 2.2 On dispose de cinq tubes à essais numérotés de 1 à 5 et qui contiennent les solutions aqueuses réparties comme suit :

| N° du tube | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|------------|------------------|---------------------|---------------------|------------------------|-----------------------|
| Solution | Acide éthanoïque | Ethanoate de sodium | Acide chlorhydrique | Hydroxyde de potassium | chlorure de potassium |

Toutes ces solutions aqueuses ont la même concentration molaire $C = 10^{-2}$ mol/l. La mesure des différents pH à $25^\circ C$ donne les valeurs rassemblées dans le tableau ci-dessous :

| | | | | | |
|-------------|-----|-----|-----|-----|------|
| pH | 2,0 | 3,4 | 7,0 | 8,8 | 12,0 |
| Solution N° | | | | | |

Compléter ce tableau en y inscrivant dans chaque case le numéro du tube correspondant à chaque valeur de pH. Justifier.

- 2.3 On mélange 20 ml de la solution d'acide éthanoïque à 20 ml de la solution d'éthanoate de sodium. On obtient alors une solution de pH = 4,8.
- 2.3.1 Calculer les concentrations des ions éthanoates CH_3COO^- et des molécules d'acide éthanoïque CH_3COOH en solution. Conclure.
- 2.3.2 Calculer le pK_A du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.
- 2.3.3 Quel nom donne-t-on à une telle solution ?

Exercice 4 : type experimental / 04 Points

On dispose d'une solution d'acide sulfurique S_0 de concentration molaire $C_0 = 2$ mol/l. A partir de la solution S_0 , on veut préparer une solution S_1 de concentration $C_1 = 0,2$ mol/l et de volume V_1 .

Sur la paillasse, on dispose du matériel suivant : deux pipettes jaugées (avec propipettes) de 10 ml et 20 ml ; deux béchers de 150 ml et 200 ml ; un erlen-meyer de 200 ml ; une fiole jaugée de 200 ml ; une burette de 50 ml ; une pissette de 300 ml et tous les autres produits nécessaires.

1. Calculer le volume V_0 de la solution S_0 à prélever pour obtenir un volume $V_1 = 200$ ml de la solution S_1 .
2. Décrire brièvement le mode opératoire de cette préparation.
3. On veut vérifier la concentration des ions hydroniums dans cette solution par dosage à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium S_2 , de concentration $C_2 = 0,2$ mol/l. Pour cela, on prélève 10 ml de solution S_1 .
 - 3.1 Faire un schéma simplifié du dispositif expérimental utilisé pour ce dosage.
 - 3.2 On introduit quelques gouttes de phénolphthaléine dans l'échantillon de S_1 , prélevé.
 - 3.2.1 Quelle est la couleur de la solution ?
 - 3.2.2 Comment repère-t-on l'équivalence au cours de ce dosage ?
 - 3.2.3 La zone de virage d'un indicateur coloré X est située entre $\text{pH} = 3,2$ et $\text{pH} = 4,4$. Cet indicateur peut-il être utilisé dans ce dosage ? Justifier la réponse.
 - 3.3 On obtient l'équivalence lorsqu'on a versé 20 ml de solution S_2 .
 - 3.3.1 Quelle est la concentration molaire des ions hydronium ?
 - 3.3.2 Ce résultat était-il prévisible ? Justifier la réponse.

Exercice 1 : Chimie organique / 06 Points

1. **QCM** : choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :
La formule $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{COOH}$ représente :
a) L'acide 5 méthyl 2-aminohexanoïque ; b) L'acide 5 amino 2-méthylhexanoïque ;
c) L'acide 2-amino 5-méthylhexanoïque. 0,25 pt
2. Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :
(i) N, N diéthyl 2- méthylpropanamide ; (ii) (E) 6-aminohept-2-ène 0,5 pt
3. Le butan-2-ol est une molécule chirale.
 - 3.1 Qu'est-ce qu'une molécule chirale ? Pourquoi la molécule de butan-2-ol est-elle chirale ? 0,5 pt
 - 3.2 Donner une propriété physique généralement présentée par une substance chirale. 0,25 pt
 - 3.3 Donner une représentation spatiale des deux énantiomères du butan-2-ol. 0,5 pt
4. On prépare le butan-2-ol par hydratation d'un alcène A.
 - 4.1 Donner la formule semi-développée du composé A. 0,25 pt
 - 4.2 Donner le nom de chaque isomère de configuration du composé A. 0,5 pt
 - 4.3 L'hydratation des deux isomères donne un mélange d'énantiomères dans des proportions de 50 %. Comment appelle-t-on ce type de mélange ? 0,25 pt
5. Le butan-2-ol peut également être obtenu par hydratation d'un alcène B (différent de A).
 - 5.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction et identifier B. 0,5 pt
 - 5.2 Comment expliquer, dans ce cas, la formation majoritaire du butan-2-ol ? 0,25 pt
 - 5.3 Nommer le produit de l'oxydation ménagée du butan-2-ol ? 0,25 pt
- Proposer un test simple permettant d'identifier ce produit dans le mélange réactionnel. 0,5 pt
6. Le butan-2-ol précédent réagit avec l'acide éthanoïque.
 - 6.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer le produit formé. 1 pt
 - 6.2 Comment appelle-t-on ce type de réaction ? Citer deux de ses propriétés. 0,5 pt

Exercice 2 : Chimie générale / 04 Points

1. Répondre par VRAI ou FAUX aux affirmations suivantes :
 - a. L'état fondamental d'un atome est celui où il possède la plus grande énergie.
 - b. Quand un atome absorbe un photon, il peut passer à un niveau d'énergie supérieure. 0,5 pt
2. Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation : $E_n = -13,6/n^2$, Avec n, entier positif non nul, et E_n en eV.
 - 2.1 Etablir la relation littérale de la fréquence des radiations émises lorsque cet atome passe d'un état excité $p > 2$ à l'état $n = 2$ (serie de Balmer). 0,5 pt
- Calculer cette fréquence pour les valeurs suivantes de p : $p_1 = 3$; $p_2 = 4$; $p_3 = 5$ et $p_4 = 6$.
- En déduire les longueurs d'onde λ_1 , λ_2 , λ_3 et λ_4 des radiations correspondantes. 0,5 pt
 - 2.2 Tracer le diagramme représentant les transitions entre différents niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène pour ces quatre raies. 1 pt
 - 2.3 Un photon d'énergie 14,6 eV arrive sur un atome d'hydrogène.
Que se passe-t-il si l'atome est à l'état fondamental ?
Données : $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

EXERCICE 3 : Acide et bases / 06 Points

1. Qu'est-ce qu'un acide faible ? Qu'est-ce qu'un couple acide/base ? 0,5 pt
2. QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :
 - 2.1 Le pK_A d'un couple acide / base est défini par :
(a) $pK_A = \log K_A$, (b). $pK_A = - \log K_A$ 0,25 pt
 - 2.2 La constante d'acidité du couple NH_4^+ / NH_3 est :
(a) $K_A = [NH_3] \cdot [H_3O^+] / [NH_4^+]$; (b). $K_A = [NH_4^+] \cdot [H_3O^+] / [NH_3]$ 0,25 pt
3. On réalise un dosage pH-métrique de 10 ml d'une solution d'acide benzoïque C_6H_5-COOH par une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium.
Les variations du pH (à 25°C) du mélange réactionnel en fonction du volume V_b de base versé sont contenues dans le tableau ci-dessous :

| V_b (cm^3) | 0 | 1 | 2 | 3 | 5 | 6 | 8 | 9 | 9,5 | 9,8 | 9,9 | 10 | 10,1 | 11 | 12 | 14 | 16 | 17 |
|---------------------|-----|------|-----|------|-----|-----|-----|------|-----|-----|-----|------|------|------|----|------|------|------|
| PH | 2,6 | 3,25 | 3,6 | 3,85 | 4,2 | 4,4 | 4,8 | 5,15 | 5,5 | 5,9 | 6,2 | 8,45 | 10,7 | 11,7 | 12 | 12,4 | 12,7 | 12,8 |

- 3.1 Faire un schéma du dispositif expérimental. 0,5 pt
- 3.2 Tracer le graphe $pH = f(V_b)$.
Echelle : 1 cm pour 1 cm^3 et 1 cm pour 1 unité de pH. 1,25 pt
- 3.3 Déterminer, par la méthode des tangentes, les coordonnées du point d'équivalence.
- En déduire la concentration molaire de la solution acide. 0,5 pt
0,5 pt
- 3.4 Déterminer graphiquement la valeur approchée du pK_A du couple $C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$ 0,25 pt
- 3.5 Déterminer, pour un volume $V_b = 3 \text{ cm}^3$ de base versé, les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution. En déduire la valeur du pK_A . 1,25 pt
Y a-t-il accord avec la valeur du pK_A obtenue à la question 3.4 ? 0,25 pt
- 3.6 Quel indicateur coloré aurait-on utilisé pour ce dosage ? Justifier. 0,5 pt
Données : Zone de virage de quelques indicateurs colorés : Hélianthe (3,2 - 4,4);
Rouge de méthyle (4,4 - 6,2) ; Bleu de bromothymol (6,2 - 7,6) ; Phénolphthaléine (8 - 10).

EXERCICE 4 : Type expérimental / 04 Points

Dans un laboratoire de Lycée, un groupe d'élèves de T^{le} D veulent préparer 100 cm^3 de solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$, par dissolution d'une solution mère S_0 de concentration molaire $C_0 = 1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

1. Quel volume V_0 de la solution S_0 doivent-ils prélever ? 0,5 pt
2. Décrire en quelques lignes le mode opératoire, en précisant la verrerie utilisée. 0,5 pt
3. La solution S_1 précédente est ensuite utilisée pour doser une solution aqueuse d'éthylamine $C_2H_5-NH_2$. Pour cela, on prélève 20 cm^3 de solution d'éthylamine dans laquelle on verse progressivement la solution S_1 . Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange pendant le dosage.
 - 3.1 Faire un schéma annoté du dispositif expérimental utilisé. 0,5 pt
- Pour que le dosage soit précis, quelle précaution particulière faut-il prendre sur le pH-mètre avant la manipulation ? 0,25 pt
 - 3.2 L'équivalence acido- basique est obtenue lorsqu'on a versé 40 cm^3 de solution acide.
 - 3.2.1 Que représente l'équivalence acido-basique ? 0,25 pt
 - 3.2.2 Déterminer la concentration molaire de la solution d'éthylamine. 0,5 pt
4. On utilise 20 cm^3 de la solution d'éthylamine précédente pour réaliser un mélange avec 30 cm^3 de la solution S_1 d'acide chlorhydrique. Le pH de la solution ainsi obtenue est alors de 10,3 à 25°C.
Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans cette solution. 1,5 pt

OFFICE DU BACCALAUREAT DU CAMEROUN

| | | | | | |
|---------|--------------|-------|--------|---------|------|
| EXAMEN | BACCALAUREAT | SERIE | C et D | SESSION | 2009 |
| EPREUVE | CHIMIE | COEF. | 2 | DUREE | 3h |

EXERCICE-1 : CHIMIE ORGANIQUE (6pts)

- 1- Qu'est-ce qu'un zwitterion ?
 - En donner un exemple. (0,5pt)
- 2- Au cours de la combustion complète de 7,4 g d'un alcool saturé de formule générale $C_nH_{2n+1}-OH$, il s'est formé 8,96 L de dioxyde de carbone, volume mesuré dans les conditions normales.
- 2.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction ? (0,25pt)
 - En déduire la formule brute de cet alcool. (0,5pt)
- 2.2- Ecrire les formules semi- développées de tous les isomères alcools de cette molécule et préciser la classe de chacun. (1pt)
- 2.3- L'isomère alcool secondaire subit une oxydation ménagée par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide.
- 2.3.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction. (0,5pt)
 2.3.2- Quelle est la nature du produit organique ainsi formé ? (0,25pt)
 - Quel est, parmi les tests suivants, celui qui permettrait d'identifier ce produit en solution aqueuse : (i)- 2,4- DNPH ; (ii)- Liqueur de Fehling ? (0,25pt)
- 2.4- L'isomère alcool tertiaire peut être obtenu par hydratation en milieu acide d'un alcène.
 - Nommer cet alcène. (0,25pt)
 - Comment expliquer la formation prioritaire de cet isomère au cours de la réaction ? (0,25pt)
- 2.5- Le butan-1-cl subit une oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium en excès et en milieu acide, pour donner un produit organique B.
- 2.5.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction et nommer le produit B. (0,75pt)
 2.5.2- Le traitement du produit B par l'ammoniac forme un composé C qui, chauffé à 210°C, se déshydrate pour donner un composé D.
 - Ecrire les équations- bilan de ces deux réactions. (0,5pt)
 - Nommer les produits C et D. (0,5pt)
- 2.5.3- Au cours des réactions précédentes, on a obtenu 28,5 g de composé D avec un rendement de 80 %.
 - Déterminer la masse de composé B utilisée. (0,5pt)

Données : Volume molaire : $V_o = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : C :12 ; H :1 ; O :16 ; N :14

EXERCICE-2 : CHIMIE GENERALE (4pts)

- 1- Une réaction lente a pour équation- bilan : $S_2O_8^{2-} + 2I^- \longrightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$.
- 1.1- Donner l'expression de :
 - la vitesse moyenne de disparition des ions iodures I^- entre les instants t_1 et t_2 (0,25pt)
 - la vitesse moyenne de formation du diiode I_2 entre les instants t_1 et t_2 . (0,25pt)
 - la vitesse instantanée de disparition des ions $S_2O_8^{2-}$ à l'instant t. (0,25pt)
 - la vitesse instantanée de formation du diiode I_2 à l'instant t. (0,25pt)
- 1.2- Pour la même réaction, on dispose des courbes suivantes : $[I_2] = f(t)$; $[S_2O_8^{2-}] = f(t)$.
- 1.2.1- Quelle est la courbe ascendante ? la courbe descendante ? (0,5pt)
 1.2.2- Expliquer brièvement comment déterminer la vitesse instantanée de disparition des ions $S_2O_8^{2-}$ à un instant t donné, à partir de l'une des deux courbes ci-dessus. (0,5pt)
- 1.3- Si on augmente la température du milieu réactionnel comment varie la vitesse instantanée de disparition des réactifs ? (0,25pt)
 - Si on diminue la concentration initiale des réactifs, comment varie la vitesse instantanée de formation des produits ? (0,25pt)
- 2- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ avec } E_n \text{ en eV et } n \in \mathbb{N}^*$$


- 2.1- Définir l'état fondamental. (0,25pt)
- 2.2- Qu'est-ce que l'énergie d'ionisation, pour l'atome d'hydrogène ?
- Déterminer la valeur de cette énergie. (0,75pt)
- 2.3- Pris à son état fondamental, l'atome d'hydrogène est excité : son électron passe du niveau d'énergie 1 au niveau 3. Quelle est, en eV, l'énergie reçue ? (0,5pt)

EXERCICE-3 : ACIDES ET BASES (6pts)

1- QCM : Choisir la réponse juste parmi celles proposées ci-dessous :

- 1.1- Dans un dosage acide faible – base forte, le pH du point d'équivalence est :
(a)- égal à 7 ; (b)- supérieur à 7 ; (c)- égal au pK_a . (0,25pt)
- 1.2- A 0°C, le produit ionique de l'eau est :
(a)- $K_e = 1,0 \cdot 10^{-13}$; (b)- $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$; (c)- $K_e = 1,1 \cdot 10^{-15}$. (0,25pt)
- 2- On dose 25 cm³ d'une solution aqueuse de monoamine par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On trace la courbe $\text{pH} = f(V_A)$, où V_A représente le volume (en cm³) d'acide versé (document).
- 2.1- Citer deux types de dosages souvent utilisés pour les solutions acides et bases. (0,5pt)
- 2.2- Ecrire l'équation- bilan de la réaction de dosage. (0,5pt)
- 2.3- Déterminer graphiquement (par la méthode des tangentes parallèles), les coordonnées du point d'équivalence, puis calculer la concentration molaire C_B de la solution de monoamine. (1,5pt)
- 2.4- Déterminer graphiquement le pK_a du couple acide / base de la solution de monoamine.
- A partir de la liste suivante, en déduire le nom de la monoamine concernée :
(a)- éthylamine : $pK_a = 10,8$; (b)- diéthylamine : $pK_a = 11,1$;
(c)- triéthylamine : $pK_a = 9,8$. (0,25pt)
- 2.5- Pour un volume $V_A = 3 \text{ cm}^3$ d'acide versé :
2.5.1- Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution, sachant que le mélange a un pH de 11,1. (1pt)
2.5.2- En déduire la valeur du pK_a du couple acide / base de la monoamine. (0,5pt)
- Y a-t-il accord avec la valeur du pK_a obtenue graphiquement ? (0,25pt)
- 2.6- Si le dosage avait été réalisé en présence d'indicateur coloré quel serait le plus approprié parmi les indicateurs suivants : Rouge de méthyle : [4,8 – 6,0] ; Bleu de bromothymol : [6,0 – 7,6] ; Phénolphthaléine : [8,2 – 10,0] . Justifier. (0,5pt)

EXERCICE-4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts)

- 1- On prépare 250 mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, à partir de pastilles de ce composé.
- 1.1- Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide faut-il peser ? (0,5pt)
- 1.2- Indiquer la verrerie utilisée pour cette opération. (0,5pt)
- 2- La solution d'hydroxyde de sodium précédente est utilisée pour doser 10 mL d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 en présence de bleu de bromothymol comme indicateur coloré. L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé 10 mL de solution basique.
- 2.1- Faire un schéma du dispositif expérimental utilisé pour le dosage. (0,5pt)
- 2.2- Décrire brièvement le mode opératoire. (0,5pt)
- 2.3- Comment peut-on repérer l'équivalence ? (0,25pt)
- 2.4- Ecrire l'équation- bilan de la réaction de dosage. (0,5pt)
- 2.5- Calculer la concentration molaire de la solution d'acide sulfurique. (0,5pt)
- 2.6- La solution d'acide sulfurique utilisée a été préparée à partir d'une solution commerciale dont la bouteille comporte une étiquette sur laquelle on note le pictogramme ci-contre.
- 
- 2.6.1- Que signifie ce pictogramme ? (0,25pt)
- 2.6.2- Indiquer deux précautions à prendre lors de l'utilisation de l'acide sulfurique. (0,5pt)

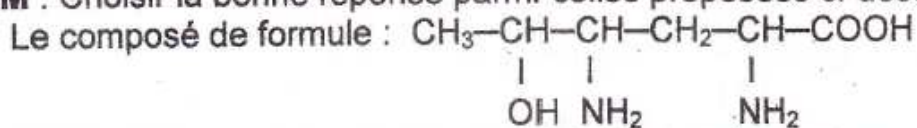
Données : Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : Na :23 ; O :16 ; H :1

OFFICE DU BACCALAUREAT DU CAMEROUN

| | | | | | |
|----------------|---------------------|--------------|---------------|----------------|-------------|
| EXAMEN | BACCALAUREAT | SERIE | C et D | SESSION | <i>2011</i> |
| EPREUVE | CHIMIE | COEF. | 2 | DUREE | 3h |

EXERCICE-1 : CHIMIE ORGANIQUE : (6pts)

1- **QCM** : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :



est appelé : (i)- Acide 5-hydroxy 2,4-diaminohexanoïque
(ii)- Acide 3,5-diamino 2-hydroxyhexanoïque
(iii)- Acide 2,4-diamino 5-hydroxyhexanoïque. **(0,5pt)**

2- Un alcool A qui contient, en masse, 21,6% d'oxygène, est obtenu par hydratation d'un alcène B à chaîne carbonée ramifiée.

2.1- Déterminer la formule brute du composé A. **(0,75pt)**

2.2- Donner les formules semi-développées possibles de l'alcool A qui répondent aux données de l'énoncé. **(0,5pt)**

2.3- Déterminer la formule semi-développée et le nom de l'alcène B. **(0,5pt)**

2.4- En déduire, en le justifiant, la formule réelle de l'alcool A, sachant qu'il est le produit majoritaire de l'hydratation précédente. **(0,5pt)**

- Préciser le nom et la classe de l'alcool A. **(0,5pt)**

3- Un acide α -aminé naturel C de masse molaire $M = 103 \text{ g.mol}^{-1}$ est constitué d'une chaîne carbonée saturée non cyclique.

3.1- Déterminer la formule brute de C. **(0,25pt)**

- En déduire sa formule semi-développée et son nom. **(0,5pt)**

3.2- La molécule C est-elle chirale ? Justifier. **(0,5pt)**

- Dans l'affirmative, représenter en perspective ses deux énantiomères. **(0,5pt)**

3.3- Par décarboxylation, on élimine une molécule de dioxyde de carbone sur la molécule C : il se forme alors une amine D.

3.3.1- La formule de l'amine D s'écrit $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$.

- Nommer le composé D. **(0,25pt)**

3.3.2- On fait réagir le chlorure de benzoyle $\text{C}_6\text{H}_5\text{COCl}$ sur l'amine D.

- Ecrire l'équation-bilan de la réaction. **(0,25pt)**

- Donner la fonction et le nom du produit de réaction. **(0,5pt)**

Données : Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) :

H : 1 ; C :12 ; O :16 ; Cl :35,5 ; N :14

EXERCICE-2 : CHIMIE GENERALE (4pts)

1- Définir les termes suivants relatifs à l'excitation de l'atome d'hydrogène :

Etat fondamental ; Energie d'ionisation ; Photon ; Transition. **(1pt)**

2- Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la formule :

$$E_n = -\frac{E_o}{n^2} \text{ avec } E_o = 13,6 \text{ eV et } n \in \mathbb{N}^*$$

2.1- Déterminer l'énergie (en eV) correspondant au niveau $n = 1$. **(0,5pt)**

2.2- Donner l'expression de la variation d'énergie d'un atome d'hydrogène dont l'électron passe d'un niveau n à un niveau supérieur p . **(0,5pt)**

2.3- Un photon d'énergie 12,09 eV arrive sur un atome d'hydrogène situé au niveau d'énergie $n = 1$.

2.3.1- Déterminer le niveau d'énergie final de l'atome d'hydrogène. (1pt)

2.3.2- Déterminer la longueur d'onde de la radiation utilisée. (1pt)

Données : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s ; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s ; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$ J.

EXERCICE-3 : ACIDES ET BASES : (6pts)

1- QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

Pour une solution d'acide faible HA, le pH est donné par la relation :

(i)- $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$; (ii)- $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

(iii)- $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ (0,5pt)

2- On dose à 25°C un volume $V_b = 20$ mL d'une solution d'ammoniac par une solution décimolaire d'acide chlorhydrique. L'évolution du pH de la solution en fonction du volume V_a d'acide versé est donnée dans le tableau ci-dessous :

| | | | | | | | | | |
|------------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| V_a (mL) | 0 | 2,0 | 4,2 | 8,6 | 14,0 | 17,0 | 19,0 | 19,6 | 19,8 |
| pH | 11,0 | 10,3 | 10,0 | 9,5 | 9,0 | 8,7 | 8,2 | 7,7 | 7,0 |
| V_a (mL) | 20,0 | 20,2 | 20,8 | 21,2 | 21,8 | 22,5 | 24,0 | 28,0 | 33,0 |
| pH | 6,5 | 6,0 | 4,0 | 3,3 | 2,8 | 2,5 | 2,2 | 2,0 | 1,8 |

2.1- Tracer, sur un papier millimétré, la courbe représentant les variations du pH en fonction du volume V_a d'acide versé. (1pt)

Echelle : 0,5 cm pour 1 mL et 1 cm pour 1 unité de pH.

2.2- En utilisant la méthode des tangentes, déterminer les coordonnées du point d'équivalence E. (0,5pt)

2.3- Ecrire l'équation- bilan de la réaction entre l'ammoniac et l'acide chlorhydrique. (0,5pt)

2.4- Déterminer la concentration molaire de la solution d'ammoniac. (0,5pt)

2.5- Déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution à l'équivalence. (2pts)

2.6- Déduire de la courbe précédente le pK_a du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$. (0,5pt)

2.7- Quel est, parmi les indicateurs colorés ci-dessous, celui qui aurait permis de déterminer l'équivalence ? Justifier. (0,5pt)

Hélianthine : [3,1- 4,4] ; Rouge de méthyle : [4,2- 6,2] ;

Phénolphtaléine : [8,2-10,0]

EXERCICE-4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts)

Un élève de T^{le} C constate que, pour désinfecter ses blessures ou décolorer ses cheveux, il peut utiliser une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , encore appelée eau oxygénée.

L'expérience montre qu'en présence d'ions fer(II), l'eau oxygénée se décompose suivant une réaction d'équation- bilan : $2\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Cet élève se propose alors d'étudier la cinétique de cette réaction.

Pour cela, il prépare huit béchers contenant chacun $V_r = 10$ mL d'eau oxygénée de concentration $C_r = 5,8 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹, qu'il place ensuite dans une enceinte adiabatique, où la température est maintenue constante à 20°C.

A la date $t = 0$ s, il ajoute dans chaque bécher quelques gouttes d'une solution d'ions fer(II). A intervalles de temps réguliers, il retire un bécher de l'enceinte, y ajoute une grande quantité d'eau glacée et quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

Il se propose alors de doser l'eau oxygénée restant dans chaque bécher par une solution aqueuse de permanganate de potassium fraîchement préparée. Il note V_e le volume versé de solution oxydante à l'équivalence.

L'équation-bilan de la réaction de dosage est :



- 1- Quel est le rôle des ions fer(II) introduits dans l'eau oxygénée ? (0,25pt)
- 2- Quelle verrerie utilise-t-on pour le prélèvement de 10,0 mL d'eau oxygénée ? Justifier. (0,5pt)
- 3- A quoi sert l'eau glacée ajoutée à chaque bécher ? Quel nom donne-t-on à ce phénomène ? (0,5pt)
- 4- Faire un schéma annoté du montage utilisé pour le dosage. (0,75pt)
- 5- Comment reconnaît-on l'équivalence lors de ce dosage ? (0,25pt)
- 6- L'élève prépare 200 mL d'une solution S de permanganate de potassium de concentration $C_s = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, à partir d'une solution mère de concentration $C_m = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 6.1- Quel volume de la solution mère faut-il prélever pour préparer la solution S de permanganate de potassium ? (0,25pt)
 - 6.2- Décrire en quelques lignes, en précisant la verrerie utilisée, la préparation de cette solution S. (0,5pt)
- 7- Ecrire l'expression de la concentration $[\text{H}_2\text{O}_2]_t$ en eau oxygénée restante à une date t, en fonction de C_s , V_e et V_0 . (0,5pt)
- 8- Représenter l'allure de la courbe de variation de cette concentration en fonction du temps, $[\text{H}_2\text{O}_2]_t = f(t)$. (0,25pt)
 - Comment évolue cette concentration au cours du temps ? (0,25pt)

| OFFICE DU BACCALAUREAT DU CAMEROUN | | | | | |
|------------------------------------|--------------|-------|--------|---------|------|
| EXAMEN | BACCALAUREAT | SERIE | C et D | SESSION | 2012 |
| EPREUVE | CHIMIE | COEF. | 2 | DUREE | 3h |

EXERCICE- 1: CHIMIE ORGANIQUE (6pts)

1- QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous:

1.1- Le groupe caractéristique d'une amine a une structure :

(a)- tétraédrique ; (b)- pyramidale ; (c)- plane.

0,25pt

1.2- L'oxydation ménagée d'un alcool donne un aldéhyde si c'est un:

(a)- alcool primaire ; (b)- alcool secondaire ; (c)- alcool tertiaire.

0,25pt

2- Nomenclature :

2.1. Nommer chacun des composés de formules semi-développées suivantes :

a)- $C_6H_5NHCOCH_3$; b)- $(CH_3)_2CHCOOC_2H_5$;

0,5pt

2.2. Ecrire la formule semi-développée de chacun des composés suivants:

a)- 2,4-diméthylhexan-3-one ; b)- Acide 2-amino-4-méthylpentanoïque.

0,5pt

3- Un alcène A présente deux stéréoisomères. Son hydratation produit un seul composé B qui renferme 21,6% en masse d'oxygène.

3.1- Déterminer la formule brute de B, et écrire toutes ses formules semi-développées possibles correspondant à des alcools.

1,25pt

3.2- Choisir parmi ces formules, celle qui correspond le mieux aux données de l'énoncé. Justifier ce choix.

0,5pt

3.3- Nommer les deux stéréoisomères de A.

0,5pt

3.4- Quel autre alcène peut, par hydratation, conduire de façon majoritaire au même composé ?

0,25pt

4- Un acide α -aminé C a pour formule brute $C_3H_7O_2N$.

4.1- Donner sa formule semi-développée et son nom en nomenclature systématique.

0,5pt

4.2- Cette molécule est-elle chirale ? Pourquoi ?

0,25pt

4.3- Donner les configurations D et L du composé C en représentation de Fischer.

0,5pt

4.4- Qu'est-ce qu'un zwitterion ? Ecrire les équations-bilan montrant le caractère ampholyte du zwitterion issu du composé C.

0,75pt

EXERCICE-2 : CHIMIE GENERALE (4pts)

L'hydrolyse d'un ester de formule $C_5H_{10}O_2$ donne un alcool A de formule $C_4H_{10}O$ et un produit B.

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

- Donner la fonction et le nom de B.

0,75pt

2- Cette réaction a été réalisée à $100^\circ C$. La variation de la concentration C de l'ester avec le temps t est consignée dans le tableau ci-dessous:

| | | | | | | | | | | |
|-----------------------------|---|------|------|------|------|------|-------|------|------|------|
| t (en h) | 0 | 4 | 10 | 20 | 40 | 70 | 100 | 120 | 150 | 160 |
| C (en mol.L ⁻¹) | 1 | 0,85 | 0,75 | 0,62 | 0,54 | 0,53 | 0,515 | 0,51 | 0,50 | 0,50 |

2.1- Représenter graphiquement la variation de la concentration de l'ester en fonction du temps.

Echelle: 1 cm pour 10 h ; 1 cm pour $5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

1pt

2.2- Définir la vitesse volumique instantanée de disparition de l'ester.

- Déterminer graphiquement les valeurs de cette vitesse aux instants $t_1 = 20$ h et $t_2 = 60$ h.

1,25pts

- Conclure.

2.3- Déterminer graphiquement la concentration molaire de l'ester à l'instant $t = 30$ h.

- En déduire la concentration molaire du produit B.

1pt

EXERCICE-3 : ACIDES ET BASES (6pts)Données : Produit ionique de l'eau : $K_e = 10^{-14}$ à 25°C Masses molaires atomiques (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : H :1 ; C :12 ; O :16

1- QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

1.1- Le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C (avec C comprise entre 10^{-6} et 10^{-1} $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) est : (a). $\text{pH} = 14 + \log C$; (b). $\text{pH} = 14 - \log C$; (c). $\text{pH} = - \log C$, 0,25pt1.2- Dans un dosage acide faible / base forte, le pH à 25°C du point d'équivalence est :

(a)- inférieur à 7,0 ; (b)- supérieur à 7,0 ; (c)- égal à 7,0 0,25pt

2- L'acide benzoïque de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ est un solide blanc peu soluble dans l'eau.2.1- On dispose d'une solution A d'acide benzoïque de concentration $C_A = 1,0 \cdot 10^{-2}$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

2.1.1- Qu'est-ce qu'un acide selon Brønsted ?

- Donner la formule de l'ion benzoate, base conjuguée de l'acide benzoïque. 0,5pt

2.1.2- Quelle est la masse d'acide benzoïque utilisée pour préparer 200 mL de solution A ? 0,5pt

2.1.3- Le pH de la solution A est de 3,1.

- S'agit-il d'un acide fort ou d'un acide faible ? Justifier la réponse. 0,5pt

2.1.4- Le $\text{p}K_A$ du couple acide benzoïque / ion benzoate est $\text{p}K_A = 4,20$ à 25°C .

2.1.4.1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'eau. 0,5pt

2.1.4.2- Quelle est la valeur de la constante de réaction K_A correspondante ? 0,25pt2.1.4.3- Quelle est l'espèce chimique (acide benzoïque ou ion benzoate) prédominante dans la solution étudiée ($\text{pH} = 3,1$) ? Justifier. 0,25pt2.2- Dans un volume $V_A = 20,0$ mL de solution A, on verse progressivement une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 2,0 \cdot 10^{-2}$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

2.2.1- Ecrire l'équation- bilan de la réaction entre l'acide benzoïque et l'ion hydroxyde. 0,25pt

2.2.2- Cette réaction est-elle totale ? Pourquoi ? 0,5pt

2.2.3- Le pH à l'équivalence (à 25°C) est-il inférieur, égal ou supérieur à 7 ?

- Justifier sans calcul. 0,5pt

2.2.4- Déterminer le volume V_{BE} de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.- Donner, sans calcul, la valeur du pH du mélange pour $V_B = V_{BE}/2$. 0,5pt2.3- On mélange un volume de solution A et un autre volume de solution B' d'éthylamine de concentration $C_{B'} = 2,0 \cdot 10^{-2}$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.L'éthylamine est une base faible de formule $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ dont l'acide conjugué est l'ion éthylammonium de formule $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$. Le $\text{p}K_A$ de ce couple est $\text{p}K_A' = 10,7$.2.3.1- Placer sur une échelle de $\text{p}K_A$ les couples acide/base en présence dans le mélange. 0,25pt

2.3.2- En déduire la réaction la plus probable et écrire son équation-bilan. 0,5pt

2.3.3- Cette réaction est-elle totale ? Justifier. 0,5pt

EXERCICE-4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts)1- A partir d'une solution S_0 d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_0 = 1$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, on veut préparer 100 cm^3 de solution S_1 de concentration molaire $C_1 = 5 \cdot 10^{-2}$ $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$,

par dilution dans l'eau distillée.

- 1.1- Quel volume V_0 de la solution S_0 faut-il prélever ? **0,5pt**
- 1.2- Décrire en quelques lignes le mode opératoire, en précisant la verrerie utilisée. **0,5pt**
- 2- On utilise la solution S_1 d'acide chlorhydrique précédente pour doser une solution aqueuse d'éthylamine, $C_2H_5-NH_2$.
Pour cela, on prélève 20 cm^3 de solution d'éthylamine dans laquelle on verse progressivement la solution S_1 .
Un pH-mètre permet de suivre l'évolution du pH du mélange pendant le dosage.
- 2.1- Faire le schéma annoté du montage expérimental utilisé. **0,5pt**
- Pour que le dosage soit précis, quelle précaution importante faut-il prendre sur le pH-mètre avant la manipulation ? **0,25pt**
- 2.2- On obtient l'équivalence acido-basique lorsqu'on a versé 40 cm^3 de solution acide.
- 2.2.1- Que représente l'équivalence acido-basique ? **0,5pt**
- 2.2.2- Déterminer la concentration molaire de la solution d'éthylamine. **0,5pt**
- 3- On réalise maintenant un mélange de 30 cm^3 de la solution S_1 d'acide chlorhydrique et 20 cm^3 de la solution d'éthylamine précédente. Le pH de la solution ainsi obtenue est de 10,3 à 25°C .
- 3.1- Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans cette solution . **0,75pt**
- 3.2- En déduire le pK_A du couple formé par l'éthylamine et son acide conjugué. **0,5pt**

| OFFICE DU BACCALAUREAT DU CAMEROUN | | | | | |
|------------------------------------|--------------|-------|--------|---------|------|
| EXAMEN | BACCALAUREAT | SERIE | C et D | SESSION | 2013 |
| EPREUVE | CHIMIE | COEF. | 2 | DUREE | 3h |

EXERCICE-1 : CHIMIE ORGANIQUE (6pts)/

1-QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :

- 1.1. Deux énantiomères sont des isomères : 0,25pt
 (a)- de constitution ; (b)- de conformation ; (c)-de configuration.
- 1.2. En solution aqueuse, le zwitterion est majoritaire devant l'anion et le cation : 0,25pt
 (a)-en solution acide ; (b)-en solution neutre ; (c)-en solution basique.

2-Trois flacons numérotés 1,2 et 3 qui ont perdu leur étiquette, contiennent l'un une solution aqueuse de 2-méthylbutan-1-ol, l'autre une solution aqueuse de propan-2-ol et le troisième une solution aqueuse d'acide 2-aminopropanoïque.

Pour identifier ces solutions, on procède à une série de tests d'identification qui donnent les résultats suivants :

- dans le flacon-1 : le papier pH humide rougit ;
 - dans le flacon-2 : il y a décoloration d'une solution de permanganate de potassium acidifiée et production d'un composé A qui réagit avec le réactif de Tollens.
 - dans le flacon-3 : il y a décoloration d'une solution de permanganate de potassium acidifiée et production d'un composé B qui réagit avec la 2,4-DNPH et non avec le réactif de Tollens.
- 2.1-Identifier, en le justifiant, la solution contenue dans chaque flacon. 1,25pt
- 2.2-Ecrire les formules semi-développées des composés A et B formés respectivement dans les flacons 2 et 3. 0,5pt
- 2.3-Ecrire l'équation-bilan de la réaction de formation du composé B. 0,5pt
- 2.4-L'oxydation poussée du 2-méthylbutan-1-ol donne un composé A' qui rougit le papier pH humide. Par la suite, le composé A' réagit avec le pentachlorure de phosphore (PCl₅) pour donner un composé C. Une partie du composé C réagit avec une solution de butan-2-ol pour donner un composé D. La seconde partie du composé C réagit avec une solution d'éthanamine pour donner un composé E.
- 2.4.1-Ecrire la formule semi-développée du composé C et préciser son nom. 0,5pt
- 2.4.2-Ecrire les équations-bilan des réactions de formation de D et E. 1pt
- 2.4.3-Nommer les composés D et E. 0,5pt
- 2.5-Deux molécules d'acide 2-aminopropanoïque, encore appelé alanine, réagissent entre elles pour donner un peptide.
- 2.5.1-Ecrire l'équation-bilan de cette réaction, en mettant en évidence la liaison peptidique. 1pt
- 2.5.2-Donner le nom du peptide ainsi formé. 0,25pt

EXERCICE-2 : CHIMIE GENERALE (4pts)/

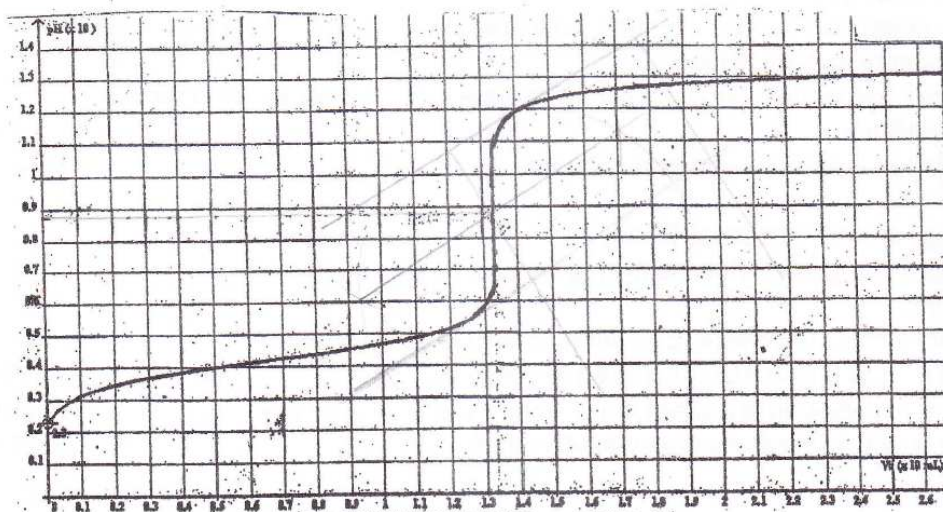
Les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène sont donnés par la relation $E_n = -E_0/n^2$ avec $E_0 = 13,6 \text{ eV}$.

- 1-Que représente n ? Donner sa plus petite et sa plus grande valeur. 0,5pt
- 2-Définir l'énergie d'ionisation. Quelle est sa valeur en eV ? 0,5pt
- 3-Comment appelle-t-on le passage d'un niveau n à un niveau n+2 ? 0,25pt
- 4-Calculer, en eV, l'énergie du niveau fondamental. 0,25pt

- 5-Un atome d'hydrogène stable est excité et passe au niveau 4.
 -Quelle est, en eV, la valeur de l'énergie reçue ? 0,5pt
 -Quelle énergie supplémentaire doit recevoir cet atome pour s'ioniser ? 0,25pt
- 6-Un atome d'hydrogène se désexcite vers le niveau 2. L'énergie émise est la plus petite de la série correspondante.
 6.1-Combien y a-t-il de séries d'émission ? 0,25pt
 -A quelle série appartient cette émission ? 0,25pt
 6.2-Calculer la longueur d'onde émise. 0,5pt
- 7-On envoie sur un atome d'hydrogène une radiation de fréquence $\nu_0 = 2.10^{15}$ Hz.
 Cette radiation est-elle absorbée ? Justifier. 0,75pt
- Données :** $h = 6,63.10^{-34}$ J.s ; $C = 3.10^8$ m/s ; $1 \text{ eV} = 1,6.10^{-19}$ J.

EXERCICE-3 : ACIDES ET BASES (6pts) /

- 1-QCM : Choisir la bonne réponse parmi celles proposées ci-dessous :
 Si on rajoute 10 mL d'eau distillée à 50 mL d'une solution tampon de pH=3,5 son pH :
 (i)- augmente ; (ii)- baisse ; (iii)- reste constant. 0,25pt
- 2-On dispose d'une solution d'acide benzoïque (C_6H_5COOH) de concentration $C_a = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$ et de pH = 2,3 à 25°C.
 2.1-Montrer que l'acide benzoïque est un acide faible. 0,25pt
 2.2-Ecrire l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau. 0,25pt
 2.3-Calculer la concentration molaire de toutes les espèces chimiques en solution. 1pt
 2.4-Déterminer le coefficient d'ionisation de l'acide benzoïque et le pK_a du couple acide-base correspondant. 1pt
 2.5-Si la solution d'acide benzoïque précédente avait un pH = 4,2 au dixième près, quel type de solution aurait-on ? Justifier. 0,5pt
- 3-On dose 10 mL d'une solution d'acide benzoïque par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 3,0.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Les relevés du pH effectués sur la solution ont permis de tracer la courbe pH = f(V_b) représentée à la figure ci-dessous, où V_b est le volume d'hydroxyde de sodium versé.
 3.1-Faire le schéma du dispositif expérimental de ce dosage. 0,5pt
 3.2-Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage. 0,25pt
 3.3-En utilisant la méthode des tangentes, déterminer les coordonnées du point d'équivalence E. 1pt
 -En déduire la concentration C_a de la solution d'acide benzoïque. 0,5pt



- 3.4-Si ce dosage avait été colorimétrique, quel serait, parmi les indicateurs colorés ci-dessous, le plus approprié pour ce dosage ? Justifier. 0,5pt
Hélianthine : 3,1- 4,4 ; Rouge de méthyle : 4,4- 6,2 ; Phénolphtaléine : 8,2- 10,0 .

EXERCICE-4 : TYPE EXPERIMENTAL (4pts) /

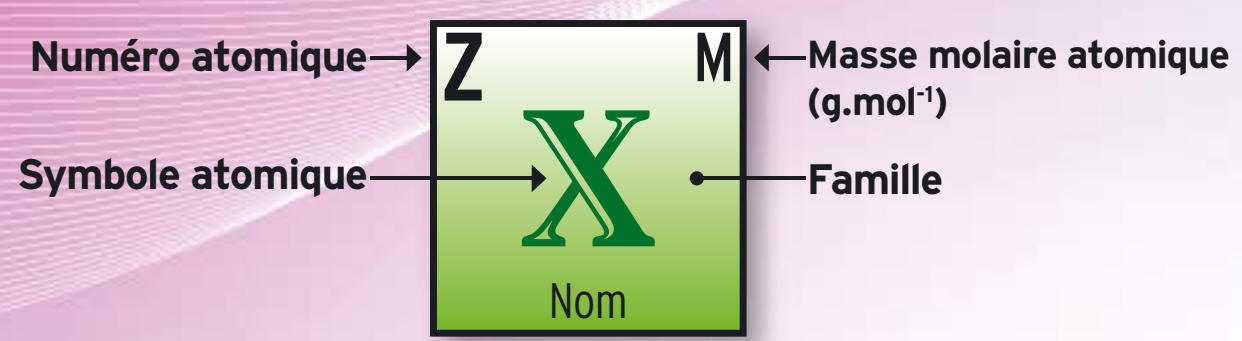
On mélange dans un ballon, 32 g d'acide éthanóique, 16 g d'alcool isoamylique de formule semi-développée $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$, 0,5 mL d'acide sulfurique et quelques grains de pierre ponce. Puis on chauffe à reflux.

- 1-Faire le schéma du dispositif expérimental, en nommant la verrerie utilisée. 1pt
2-A quoi sert le chauffage à reflux ? 0,5pt
3-Quel est le rôle de l'acide sulfurique ? De la pierre ponce ? 0,5pt
4-Quel type de réaction se produit dans ce ballon ? 0,25pt
-Donner l'équation-bilan de cette réaction. 0,5pt
5-Pourquoi utilise-t-on un des réactifs en excès ? 0,25pt
-De quel réactif s'agit-il ? Justifier. 0,5pt
6-Déterminer la masse du produit organique formé, sachant que le rendement de la réaction est de 60 %. 0,5pt

Données : Masses molaires en g.mol^{-1} : Acide éthanóique : $M_1 = 60$;
Alcool isoamylique : $M_2 = 88$; Ester : $M_3 = 130$.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

| Colonne | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|-----------|--------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|--|--------------------------------------|---|---------------------------------------|---------------------------------------|---|--|---------------------------------------|--|--------------------------------------|--------------------------------------|---------------------------------------|--------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| Période 1 | 1 H Hydrogène 1,0 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He Hélium 4,0 |
| 2 | 3 Li Lithium 6,9 | 4 Be Béryllium 9,0 | | | | | | | | | | | 5 B Bore 10,8 | 6 C Carbone 12,0 | 7 N Azote 14,0 | 8 O Oxygène 16,0 | 9 F Fluor 19,0 | 10 Ne Néon 20,2 |
| 3 | 11 Na Sodium 23,0 | 12 Mg Magnésium 24,3 | | | | | | | | | | | 13 Al Aluminium 27,0 | 14 Si Silicium 28,1 | 15 P Phosphore 31,0 | 16 S Soufre 32,1 | 17 Cl Chlore 35,5 | 18 Ar Argon 39,9 |
| 4 | 19 K Potassium 39,1 | 20 Ca Calcium 40,1 | 21 Sc Scandium 45,0 | 22 Ti Titane 47,9 | 23 V Vanadium 50,9 | 24 Cr Chrome 52,0 | 25 Mn Manganèse 54,9 | 26 Fe Fer 55,8 | 27 Co Cobalt 58,9 | 28 Ni Nickel 58,7 | 29 Cu Cuivre 63,5 | 30 Zn Zinc 65,4 | 31 Ga Gallium 69,7 | 32 Ge Germanium 72,6 | 33 As Arsenic 74,9 | 34 Se Sélénium 79,0 | 35 Br Brome 79,9 | 36 Kr Krypton 83,8 |
| 5 | 37 Rb Rubidium 85,5 | 38 Sr Strontium 87,6 | 39 Y Yttrium 88,9 | 40 Zr Zirconium 91,2 | 41 Nb Niobium 92,9 | 42 Mo Molybdène 95,9 | 43 Tc Technétium (98) | 44 Ru Ruthénium 101,1 | 45 Rh Rhodium 102,9 | 46 Pd Palladium 106,4 | 47 Ag Argent 107,9 | 48 Cd Cadmium 112,4 | 49 In Indium 114,8 | 50 Sn Étain 118,7 | 51 Sb Antimoine 121,8 | 52 Te Tellure 127,6 | 53 I Iode 126,9 | 54 Xe Xénon 131,3 |
| 6 | 55 Cs Césium 132,9 | 56 Ba Baryum 137,3 | 57 La Lanthane 138,9 | 72 Hf Hafnium 178,5 | 73 Ta Tantale 180,9 | 74 W Tungstène 183,8 | 75 Re Rhénium 186,2 | 76 Os Osmium 190,2 | 77 Ir Iridium 192,2 | 78 Pt Platine 195,1 | 79 Au Or 197,0 | 80 Hg Mercure 200,6 | 81 Tl Thallium 204,4 | 82 Pb Plomb 207,2 | 83 Bi Bismuth 209,0 | 84 Po Polonium (209) | 85 At Astate (210) | 86 Rn Radon (222) |
| 7 | 87 Fr Francium (223) | 88 Ra Radium (226) | 89 Ac Actinium (227) | 104 Rf Rutherfordium (261) | 105 Db Dubnium (262) | 106 Sg Seaborgium (266) | 107 Bh Bohrium (264) | 108 Hs Hassium (269) | 109 Mt Meitnerium (268) | 110 Uun Ununillium (269) | 111 Uuu Ununium (272) | 112 Uub Ununbium (277) | | 114 Uuq Ununquadium | | 116 Uuh Ununhexium | | 118 Uuo Ununoctium |



 Dmitri Ivanovitch Mendeleïev (1834 - 1907) est un chimiste russe connu pour ses travaux sur la classification périodique des éléments. En 1869, il publia une première version de son tableau périodique des éléments appelé aussi tableau de Mendeleïev. Il déclara que les éléments chimiques pouvaient être arrangés selon un modèle qui permettait de prévoir les propriétés des éléments non encore découverts.

| | | | | | | | | | | | | | |
|-------------------------------------|--|-------------------------------------|--|---------------------------------------|---------------------------------------|--|---------------------------------------|---|---|--------------------------------------|--|---------------------------------------|---|
| 58 Ce Cérium 140,1 | 59 Pr Praséodyme 140,9 | 60 Nd Néodyme 144,2 | 61 Pm Prométhium (145) | 62 Sm Samarium 150,4 | 63 Eu Europium 152,0 | 64 Gd Gadolinium 157,4 | 65 Tb Terbium 158,9 | 66 Dy Dysprosium 162,5 | 67 Ho Holmium 164,9 | 68 Er Erbium 167,3 | 69 Tm Thulium 168,9 | 70 Yb Ytterbium 173,0 | 71 Lu Lutétium 175,0 |
| 90 Th Thorium 232,0 | 91 Pa Protactinium 231,0 | 92 U Uranium 238,0 | 93 Np Neptunium (237) | 94 Pu Plutonium (244) | 95 Am Américium (243) | 96 Cm Curium (247) | 97 Bk Berkélium (247) | 98 Cf Californium (251) | 99 Es Einsteinium (254) | 100 Fm Fermium (257) | 101 Md Mendélévium (258) | 102 No Nobélium (259) | 103 Lw Lawrencium (260) |

| Élément solide | Élément liquide | Élément gazeux | Élément artificiel |
|----------------|-----------------|-------------------------|----------------------|
| Non-métaux | Métaux alcalins | Métaux alcalino-terreux | Métaux de transition |
| | | | Lanthanides |
| | | | Actinides |
| | | | Métaux pauvres |
| | | | Halogènes |
| | | | Gaz rares |