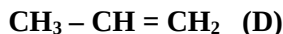
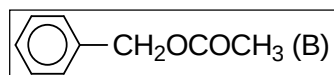
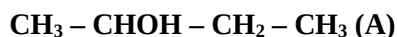


Page 1

**Exercice 4 : BAC 2004 SE**

1) Considérons les composés dont les formules semi-développées sont les suivantes :



a) Nommer dans la nomenclature officielle A, B, C, D.

b) L'un des composés est chiral.

- Quelle est l'origine de cette chiralité ?

- Donner une représentation spatiale de chacun des énantiomères.

c) Parmi ces molécules, prenez une qui présente une stéréo-isomérie de configuration. Donner les représentations spatiales et les noms de ces isomères.

d) Le composé B peut être obtenu à partir d'un alcool et d'un acide carboxylique. Écrire les formules semi-développées de cet alcool, de cet acide et donner les caractéristiques de cette réaction.

2) Définir une réaction en chaîne. Préciser les différentes phases de cette réaction et donner un exemple illustrant ce mécanisme réactionnel.

Exercice 5 BAC 2005 SE

1. Écrire les formules semi développées des alcools dérivant du 2, méthylbutane et préciser pour chacun d'eux le nom et la classe

2. D'après les renseignements indiqués dans le tableau ci-dessous

a) Identifiez en justifiant les 4 alcools A, B, C, D

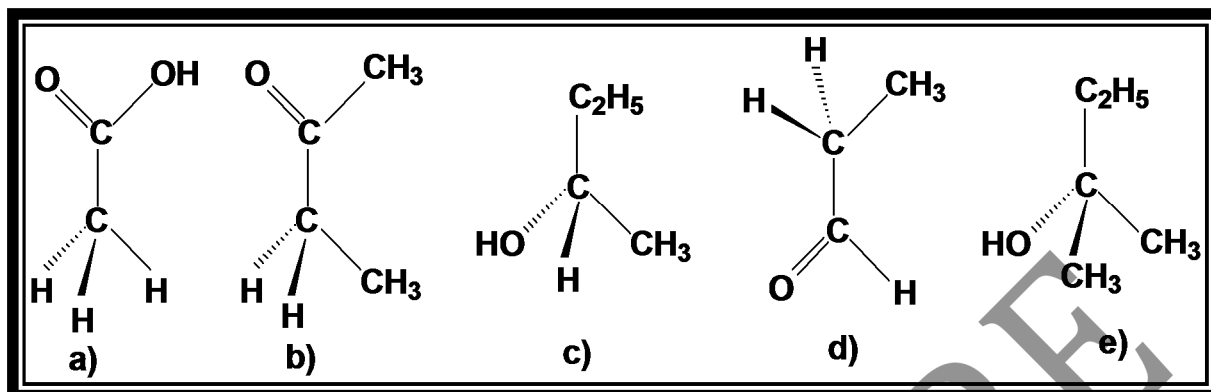
Alcools	Stéréochimie	Produits par oxydation ménagée	Test sur les produits A' B' C'	
			DNPH	Liquor de Fehling
A	Carbone asymétrique	A'	Précipité jaune	Précipité Rouge
B	Carbone asymétrique	B'	Précipité jaune	Rien
C		C'	Précipité jaune	Précipité Rouge
D			Rien	Rien

b) Donnez les formules semi développées des produits : A', B', et C'.

c) Les alcools B et C peuvent être préparés à partir d'un composé organique E. Donnez la formule semi développée de E.

**Exercice 6 : BAC 2000 SB**

I - On dispose de 5 flacons contenant chacun, l'un des composés organiques dont les molécules sont représentées en perspective ci-dessous :



1°) Nommer les composés ci-dessus représentés et indiquer les fonctions chimiques caractérisant chacun.

2°) On réalise sur trois des flacons.

Réaction entre	Ion $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide	DNPH	Liquueur de Fehling	Chlorure d'éthanoyle
Flacon n°1	Négative	positive	négative	négative
Flacon n° 2	Négative	négative	négative	positive
Flacon n° 3	Positive	positive	positive	négative

Sachant que la réaction avec l'ion $Cr_2O_7^{2-}$ n'affecte pas la chaîne carbonée, identifier les composés contenus dans chacun des flacons en justifiant votre réponse.

3°) Parmi les cinq substances représentées, quelles sont celles qui sont chirales et pourquoi ? Représenter chacun des énantiomères s'il y en a plusieurs.

4°) Les composés (a) et (c) réagissent entre eux. Écrire l'équation bilan de la réaction et indiquer la fonction chimique du composé organique formé. Le composé (a) peut-il donner une réaction analogue avec un autre parmi les 5 observés ?

Exercice 7 :

Le 2-méthylbutanal et la 3-méthylbutan-2-one sont deux isomères de formule brute $C_5H_{10}O$.

1) Donner leur formule semi-développée.

2) Quel type général d'isomérisie existe-t-il entre ces deux dérivés ? Plus particulièrement, peut-on considérer qu'il s'agit d'une isomérisie de chaîne ? Justifier la réponse.

3) Quelle particularité présente l'atome de carbone d'indice de position 2 du 2-méthylbutanal ? Quelle conséquence cette particularité entraîne-t-elle sur le nombre de stéréo-isomères isolables de cet aldéhyde ? Donner la représentation conventionnelle et préciser la nature de l'isomère qui les relie.

4) La 3-méthylbutan-2-one peut être obtenue par oxydation ménagée d'un alcool. Donner la formule semi-développée de cet alcool.

5) Cet alcool peut-il donner lieu à la stéréo-isomérisie ?



Dans l'affirmative préciser la nature de la stéréo-isomérisie mise en jeu et représenter conventionnellement les stéréo-isomères.

Exercice 8 :

Le 2-méthylbutanal noté A et la 3-méthylbutan-2-one B sont deux isomères de formule brute $C_5H_{10}O$.

1) a) Donner la formule semi-développée du 2-méthylbutanal. Marquer d'un astérisque le carbone asymétrique et encadrer le groupement fonctionnel. Donner le nom de la fonction.

b) Quelle propriété optique confère à la molécule la présence d'un carbone asymétrique ?

c) Donner les représentations spatiales des deux énantiomères.

d) Le 2-méthylbutanal est oxydé par les ions dichromate ($Cr_2O_7^{2-}$) en milieu acide : la solution prend la teinte verte des ions Cr^{3+} . Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2) La 3-méthylbutan-2-one a pour formule :



a) Encadrer le groupement fonctionnel. Donner le nom de la fonction

b) Ce composé est obtenu par oxydation d'un alcool : donner le nom et la formule de cet alcool.

c) Cet alcool, lui-même, peut être obtenu de façon majoritaire par hydratation d'un hydrocarbure : donner le nom et la formule semi-développée de cet hydrocarbure.

3) Citer un test d'identification commun aux deux isomères A et B et citer un test permettant de les différencier en précisant avec lequel des deux composés le test est positif.

Exercice 9 :

Un alcène de formule C_nH_{2n} présentant deux stéréo-isomères A et A', conduit, par hydratation, à un seul composé oxygéné B renfermant en masse 21,6% d'oxygène.

1- Déterminer la formule brute de B.

2- Ecrire toutes les formules semi-développées possibles de B et nommer chacune d'elles.

3- Quelle formule semi-développée convient à B sachant que sa molécule est chirale ?

4- Représenter et nommer les stéréo-isomères A et A'.

Exercice 10 :

1) Déterminer les formules semi-développées et les noms des alcanes de formule brute C_4H_{10} et les alcènes de formule brute C_4H_8 .

2) Un composé organique A de formule brute $C_4H_{10}O$ donne par déshydratation un corps B de formule brute C_4H_8 .

L'hydratation du corps B donne de façon prépondérante le composé C. Le composé C par oxydation ménagée conduit à un composé D qui donne un précipité jaune avec la D.N.P.H. et est sans action sur la liqueur de Fehling. D'autre part, l'oxydation ménagée du composé A conduit à un produit E qui réagit positivement avec la D.N.P.H et le réactif de SCHIFF.

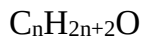
a) Donner les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C, D et E.

b) Qu'obtient-on par oxydation ménagée des composés D et E.

**Exercice 11:**

La combustion complète dans le dioxygène de 0,1mol d'un alcool saturé (A) donne 8,96L de dioxyde de carbone et de l'eau. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire d'un gaz est $V_m = 22,4\text{L/mol}$

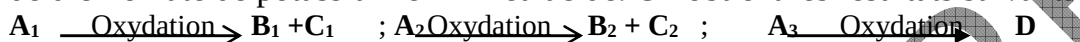
1) Ecrire l'équation bilan de la combustion d'un alcool saturé de formule générale



2) Déterminer la formule de (A)

3) Donner la formule semi développée, le nom et la classe de chacun des isomères possibles de (A)

4) On effectue l'oxydation ménagée de trois isomères de (A), par une solution aqueuse de dichromate de potassium en milieu acide. On obtient les résultats suivants :



L'analyse des produits formés, donne les résultats consignés dans le tableau ci-après

Produits formés	B ₁	C ₁	B ₂	C ₂	D
Liquueur de Fehling	+		+		-
2,4-D.N.P.H	+		+		+

Légende : (+) signifie qu'il ya réaction et (-) signifie qu'il n'ya pas de réaction.

a) Interpréter les résultats de cette analyse

b) Identifier les composés organiques **A₁**, **A₂** et **A₃**. On notera **A₁**, **A₂** et **A₃** les isomères de (A).

A₁ a une chaîne carbonée linéaire non ramifiée et de même classe que **A₂**.

c) Donner la formule semi-développée et le nom de chacun des produits **B₁**, **B₂** et **D**.

d) A quelle fonction chimique appartient **C₁** et **C₂**. Donner leur formule semi-développée.

5) Ecrire l'équation bilan qui permet le passage de **A₃** au produit **D**.

Exercice 12:

1) La combustion complète de m (en g) d'un alcool A de formule $C_nH_{2n+2}O$

Donne m_1 (en g) de CO_2 et m_2 (en g) d'eau tel que $\frac{m_2}{m_1} = \frac{6}{11}$

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Déterminer la formule de **A**.

c) Donner les **F.S.D** + nom + classe de tous les alcools ayant la même Formule brute de **A**.

2) L'oxydation de **A** par $K_2Cr_2O_7$ en milieu acide donne un composé **B**. **B** donne un test positif avec le 2,4-DNPH et un test négatif avec le Réactif de tollens.

a) En déduire les formules semi-développées et noms de **A** et **B**.

b) Ecrire l'équation bilan de l'oxydation de **A**.

c) Quelle masse de **A** peut-on oxyder avec 16 g de $K_2Cr_2O_7$?

On donne : (en g/mol) C : 12 H : 1 O : 16 K : 39 Cr : 52

**Exercice 13:**

1) La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique B de formule brute C_xH_yO donne de l'eau et un volume $V = 4,48$ L de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de ce composé est 2,48.

- Donner l'équation de cette combustion.
- Quelles sont les valeurs de x et y ?
- Quelle est la formule brute du composé B ?

2) Quelles expériences réalisées avec le composé B ont permis d'établir sa structure ? Si on verse quelques gouttes de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophenylhydrazine (D.N.P.H.), on obtient un précipité jaune. Quelles sont les formules semi-développées que l'on peut envisager pour le liquide B ? Indiquer également les noms des produits correspondant à chaque formule.

3) Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B ; à quelle famille de produit organique B appartient-il ? Indiquer le(s) nom(s) que l'on peut retenir.

4) Le corps B est en fait l'isomère en chaîne linéaire. Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B avec la solution de dichromate de potassium. Ecrire l'équation de la réaction permettant d'obtenir le composé C.

5) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Préciser son nom, sa classe et sa formule développée.

Exercice 14 :

1) Un composé organique de formule C_xH_yO contient en masse 64,86 % de carbone et 21,6 % d'oxygène.

- Quelle est la masse molaire du composé ?
- Quelles sont les valeurs de x et y ?
- Déterminer les noms et les formules semi-développées possibles de ce composé qui est un alcool.

2) On considère deux produits isomères A et B de cet alcool.

Le composé A par chauffage sur l'alumine donne un seul alcène.

Le composé B par chauffage sur l'alumine donne un mélange de deux alcènes C et D.

L'oxydation de A par le dichromate de potassium en milieu acide donne entre autre un produit qui réagit avec le réactif de Tollens ;

L'oxydation de B dans les mêmes conditions conduit à un produit ne réagissant ni avec le réactif de Tollens, ni avec la liqueur de Fehling mais seulement avec la D.N.P.H.

Donner les formules semi-développées et les noms de A, B, C et D.

**Exercice 15 :**

Un composé organique A de densité de vapeur $d = 2,55$ contient dans sa formule du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Une analyse élémentaire montre qu'il renferme 64,8 % de carbone et 13,8 % d'hydrogène.

- 1) Déterminer sa masse molaire moléculaire et en déduire sa formule moléculaire brute.
- 2) Le composé organique A, traité par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide, prend une coloration verte. Que peut-on en déduire et quelle est la fonction organique de A?
- 3) Le composé B extrait de la solution obtenue ne réagit pas avec la liqueur de Fehling, mais donne des cristaux jaunes avec la 2,4-dinitrophenylhydrazine (D.N.P.H.).
 - a) Donner la formule semi-développée de A et son nom.
 - b) Ecrire la formule semi-développée de B et le nommer.
- 4) Le composé A est obtenu par hydratation d'un alcène D en milieu acide. Déterminer les formules semi-développées possibles de D.

Exercice 16:

L'objectif de cet exercice est de vérifier la règle de Markovnikov appliquée à l'hydratation d'un alcène dissymétrique.

1) Etude préliminaire

On dispose d'un alcène A, de formule C_nH_{2n} de masse molaire $M = 56$ g/mol.

- 1-1- Montrer que sa formule brute est C_4H_8 .
- 1-2- L'alcène est ramifié. Donner sa formule semi - développée et son nom.

2) Hydratation de A

On réalise l'hydratation d'une masse $m_1 = 5,6$ g de cet alcène A.

- 2-1- Ecrire les formules semi - développées des produits susceptibles d'être formés.
- 2-2- D'après la règle de Markovnikov, l'un des produits est majoritaire. Soit l'un A_1 (majoritaire) et l'autre A_2 .

Préciser les composés A_1 et A_2 . Donner leurs noms.

3) Oxydation du mélange contenant A_1 et A_2

On réalise l'oxydation du mélange contenant, toutes les quantités de A_1 et A_2 dans un excès d'ion dichromates. On obtient un seul produit d'oxydation B.

- 3-1- Expliquer pourquoi un seul produit est obtenu.
- 3-2- Ecrire sa formule semi - développée et nom.
- 4) Calcul des proportions de A_1 et de A_2
 - 4-1- Calculer le nombre de moles n_B de B formé.
 - 4-2- En tenant compte de la quantité initiale d'alcène hydraté, calculer les pourcentages molaires de A_1 et A_2 .
 - 4-3- Ces pourcentages sont - il en encore avec la règle de Markovnikov ? Justifier votre réponse.

**Exercice 17 :**

- 1- L'alcène R-CH=CH_2 est hydraté en présence d'acide sulfurique. Quels sont les deux composés susceptibles d'être obtenu ?
- 2- Pratiquement on considère qu'un seul composé se forme. Soit A ce composé. On fait réagir 20g de A avec une solution de dichromate de potassium et d'acide sulfurique. Le composé B obtenu, de masse molaire $M=58\text{g.mol}^{-1}$, donne un précipité avec la D.N.P.H, mais ne réduit pas la liqueur de Fehling. En déduire la nature de B et de A. Ecrire leur formule semi-développée et donner leur nom.
- 3- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre le composé A et l'ion dichromate.
- 4- Quel volume minimal de solution de dichromate de potassium de concentration $C=1\text{mol.L}^{-1}$ faut-il utiliser pour que la totalité du composé A soit oxydé ?

On donne : $M(\text{H})=1\text{g/mol}$. $M(\text{C})=12\text{g/mol}$; $M(\text{O})=16\text{g/mol}$

Exercice 18:

La déshydratation inter moléculaire d'un acide carboxylique A donne un composé B de masse molaire 158g. B réagit sur une amine primaire pour donner un composé D contenant 12,2 % d'azote.

- 1) Quelles sont les fonctions des composés B et D.
- 2) Déduire les formules semi-développées des composés A, B, D puis les nommer.
- 3) Que donnerait la réaction du pentan – 2ol sur B ?

Exercice 19:

L'hydrolyse d'un ester E produit deux corps A et B.

1- La combustion complète de 1 mole de A de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ nécessite 6 moles d' O_2 et produit 90 g d'eau et 176 g de CO_2 .

- a- Ecrire l'équation – bilan de la combustion.
- b- Déterminer la formule brute de A.
- c- Quelles sont les formules semi-développées possibles de A?

2- L'oxydation ménagée de A par le bichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) conduit à un corps A' qui ne réagit pas avec le nitrate d'argent ammoniacal.

- a- Quelle est la fonction chimique de A' sachant que sa molécule ne contient pas de groupement carboxyle ?
- b- En déduire les formules semi-développées et les noms de A et A'.
- c- Ecrire les demi – réactions électroniques et l'équation bilan d'oxydation de A.

On donne : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$

Exercice 20 :

1-) La combustion complète par le dioxygène de 0,1 mole d'un alcool saturé A a donné 8,86 L de dioxyde de carbone et de l'eau. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire d'un gaz est 22,4 L/mol.

- a- Ecrire l'équation bilan de la combustion d'un alcool saturé et en déduire que la formule brute est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
- b- Donner la formule semi - développée, le nom et la classe de chacun des isomères possibles de A.



2-) On effectue l'oxydation de trois isomères, notés A_1 , A_2 et A_3 par une solution de dichromate de potassium en milieu acide.

- L'oxydation A_1 donne un mélange de deux produits organiques B_1 et C_1 ; celle de A_2 donne un mélange de deux produits organiques B_2 et C_2 .

B_1 et B_2 donne un test positif avec la liqueur de Fehling.

C_1 et C_2 font virer au jaune le bleu de bromotymol.

- L'oxydation de A_3 donne un produit organique D qui réagit positivement avec la DNPH, mais négativement avec la liqueur de Fehling.

a- Quels renseignements peut-on déduire de chacun des tests ?

Identifier sans ambiguïté les réactifs A_1, A_2 , et A_3 .

Donner la formule semi-développée et le nom de chacun des produits B_1, B_2, C_1, C_2 et D.

b- Ecrire l'équation bilan d'oxydoréduction qui permet le passage de l'alcool A_3 au produit D.

3-) Sur le dernier isomère de l'alcool A on fait réagir soit de l'acide éthanóique soit du chlorure d'éthanoyle.

Ecrire dans chaque cas l'équation bilan et préciser :

- Le Nom des produits obtenus ;
- Le nom et les caractéristiques de chacune des réactions.

Exercice 21 :

1) 5,6 g d'un alcène A fixe 7,1 g de dichlore.

Quelle est la formule de A ? Écrivez les formules semi-développées possibles de A ? Précisez pour chaque atome de carbone de cet alcène, s'il est tétragonal, trigonal, digonal. La molécule de A est-elle chirale ?

2) On considère le produit B résultant de l'addition de dichlore sur l'alcène A. Écrivez les formules semi-développées possibles de B. Représentez en projection de Newman (les carbones liés aux deux atomes de chlore) la molécule de B.

3) On considère l'isomère de B possédant deux énantiomères. On désire préparer une solution de 20 g.L^{-1} du racémique de B. Quelle est la concentration molaire volumique de chaque énantiomère dans cette solution ?

4) On réalise l'hydrogénation de l'alcène A. Quel corps C obtient-on ?

5) Quelles sont les formules semi-développées possibles de C ? On réalise une mono substitution à partir du dichlore sur C ; indiquez la formule développée et le nom du dérivé D obtenu ayant des isomères optiques.

On donne: $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ et le nombre d'Avogadro : $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol.L}^{-1}$

**Exercice 22:**

On donne en g/mol, les masses molaires atomiques suivantes :

$M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$.

L'analyse d'un composé organique A à chaîne carbonée ramifiée de formule brute C_xH_yO montre que :

- Le rapport entre la masse d'hydrogène et la masse du carbone qu'il renferme est égal à 0,167 ;
- Le pourcentage en masse d'oxygène présent dans le composé est 18,6%.

1- a) Quelle est la formule brute de A.

b) Quelles sont les formules semi-développées et noms possible de A ?

2- L'oxydation catalytique de A par une solution acidifiée dichromate de potassium produit un acide carboxylique B. L'atome de carbone lié au groupe carboxyle porte trois groupes méthyles.

a) Donner les formules semi-développées et les noms des composés A et B.

b) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction.

3-On fait réagit l'acide B et l'éthanol.

a) Ecrire l'équation de la réaction.

b) Nommer le produit organique formé.

c) Parmi les affirmations suivantes, choisir et recopier celle qui est exacte :

- La réaction est exothermique et totale
- La réaction est endothermique et rapide
- La réaction est lente et thermique
- La réaction est limitée et exothermique

4- On mélange maintenant 0,25 mol du composé B à 4 g d'éthanol. On ajoute à ce mélange quelques gouttes d'acide sulfurique concentré et on le chauffe.

a) Quel rôle joue l'acide dans le mélange ?

b) Y-a-il un réactif en excès dans le mélange ? justifier la réponse.

c) Calculer la quantité de matière d'ester formé si la réaction était totale.

d) En réalité, on a obtenu 0,052 mol d'ester. Calculer le rendement de la réaction.

Exercice 23 :

On dispose d'un mélange de propan-1-ol noté A et de propan-2-ol noté B de masse totale 18g.

1) Ecris les formules semi-développées de ces deux alcools. Préciser leur classe.

2) On procède à l'oxydation ménagée de ce mélange par une solution aqueuse de $Cr_2O_7^{2-}$ en excès. On admet que A ne donne que l'acide C et B donne D.

Ecris les formules semi-développées de C et de D. Les nommer.

Quels tests permettent de caractériser la fonction de D sans ambiguïté.

3) On sépare C et D par un procédé convenable. On dissout C dans l'eau et on complète le volume à 100cm^3 . On prélève 10cm^3 de la solution obtenue que l'on dose par une solution aqueuse molaire (1mol.l^{-1}) d'hydroxyde de sodium. L'équivalence acido-basique est obtenue quand on a versé $11,3\text{cm}^3$ d'hydroxyde de sodium. Détermine la composition du mélange initial en calculant les masses de A et de B. $M(C)=12\text{g/mol}$ $M(H)=1\text{g/mol}$ $M(O)=16\text{g/mol}$



Les Amines Aliphatiques (T.S.E-T.S.Exp)

Exercice 1:

Ecrire les formules semi-développées des composés suivants

- | | |
|--|--|
| a) 2-amino -propane | f) 1-aminobutan-2-ol |
| b) 2-méthylbutylamine | g) hexane-1,3,6-triamine |
| c) N-méthyl-2-amino -butane | h) N, N-diméthyl-2-amino-butane |
| d) N-éthyl N-méthyl-2-méthyl-1amino butane | i) N-méthyl-2-méthyl-1-amino- propane |
| e) Butane-1,3-diamine | j) 5-éthyl-3-méthyl-7-phényl-2-amino-heptane |

Exercice 2: Nommer les composés suivants

- f) $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- a- $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- d) $\text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{NH}_2$
- c) i) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{NH}_2$
- b- $\text{CH}_3-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ j)
- h) $\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_2}{\text{CH}}-\text{NH}_2$
- e)

Exercice 3:

Pour déterminer la formule d'une amine saturée, on soumet à l'analyse 15 g de cette amine ; on obtient 2,9 g. d'azote.

- 1- Sachant que la formule d'une amine saturée est $\text{C}_n\text{H}_{(2n+3)}\text{N}$, déterminer la masse molaire de l'amine et en déduire sa formule brute.
- 2- Donner les différentes formules semi - développées possibles en se limitant aux amines primaires et tertiaires.
- 3- Par action de l'iodométhane sur l'amine on obtient un précipité. Ecrire l'équation bilan de la réaction et indiquer la propriété des amines mise en jeu dans cette réaction.

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

**Exercice 4:**

- 1°Ecrire les formules générales des trois classes d'amines aliphatiques.
- 2°Montrer que la formule brute d'une monoamine saturée non cyclique contenant n atomes de carbones est $C_nH_{2n+3}N$ (on établira cette formule à partir de la formule générale d'une monoamine saturée non cyclique)
- 3°Le pourcentage en masse d'azote d'une monoamine A saturée non cyclique est 23,7%.
- Déterminer la formule brute de A.
 - Donner les noms, les formules semi-développées et les classes des isomères possibles de cette amine.
 - Indiquer l'amine A sachant que l'atome d'azote est lié à un atome d'hydrogène

Exercice 5:

- 1°Quelle est la formule brute des monoamines primaires saturées non cycliques contenant n atomes de carbone ?
- 2°a) Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote contenu dans une telle molécule.
- b) Une masse de 11,4g d'une telle amine contient 2,2g d'azote. Déterminer n ; donner la formule et écrire les formules semi-développées et les noms possibles de cette amine primaire.

Données : H : 1 g.mol⁻¹ ; C :12 g.mol⁻¹ ; N :14 g.mol⁻¹

Exercice 6:

- L'analyse d'un échantillon d'amine secondaire fournit les pourcentages en masse suivants : %C= 61,02 ; %H=15,25
- En déduire la formule brute de l'amine, sa formule semi-développée et son nom.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction qui accompagne la dissolution de cette amine dans l'eau.

Exercice 7:

- 1-Quelles sont les amines répondant à la formule brute $C_4H_{11}N$? Ecrire leur formule Semi-développée donner leur nom et leur classe.
- 2-Quelles sont les amines chirales ?
- 3-On traite les amines chirales par un accès d'iodoéthane en présence d'une autre base. Quels sont les différents corps susceptibles de se former dans ces conditions.

Exercice 8:

- Une amine primaire A, de formule brute $C_5H_{13}N$ est optiquement active.
- Entres quelles formules semi-développée peut-on hésiter pour A ?
 - Traité par l'iodométhane en excès, l'amine A conduit à un iodure d'ammonium Quaternaire B. B peut par ailleurs, être obtenu par action du 2-iodopentane sur la triméthylamine.
- Donner la formule semi-développée de B, et en déduire celle de A.
 - Ecrire l'équation bilan de la réaction entre la 2-iodopentane et la triméthylamine.

**Exercice 9 :**

On considère trois amines isomères à chaînes saturées non cyclique : A, B, C

- A est une amine primaire ayant un carbone asymétrique.
- B est une amine secondaire dont les deux groupes alkyles sont identiques
- C est une amine tertiaire

La formule générale de ces trois amines est $C_nH_{2n+3}N$. Elles contiennent en masses 19,18% d'azote.

1- a) Déterminer leur formule brute

b) Donner les noms et les formules semi-développées de A, B, et C

2- On fait agir l'iodoéthane sur C. On obtient un précipité blanc.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction

b) Quelle propriété des amines cette réaction met-elle en évidence ?

On donne $M(H)=1\text{g/mol}$, $M(C)=12\text{g/mol}$, $M(N)=14\text{g/mol}$

Exercice 10 :

On fait réagir une amine tertiaire saturée A, avec du 1-chlorobutane en solution dans l'éther. On obtient un précipité blanc B.

1-Ecrire l'équation bilan de la réaction. Quelle propriété des amines cette réaction met-elle en évidence ?

2- Une solution aqueuse de l'amine A, de concentration $C = 0,4\text{mol.L}^{-1}$ a été obtenue en dissolvant 20,2 g d'amine pour 500 cm^3 de solution. Quelle est la masse molaire de A ?

3- L'analyse du précipité B montre qu'il s'agit d'un solide ionique chiral. Que peut-on conclure concernant les groupes alkyles liés à l'azote dans la molécule B ? Déterminer la formule brute de A, sa formule semi-développée et son nom.

4- L'amine en question ne réagit pas avec un chlorure d'acyle. Quel est le nom de cette amine ?

Exercice 11:

La masse molaire d'une amine saturée non cyclique est 73g/mol.

1) Déterminer la formule brute de cette amine.

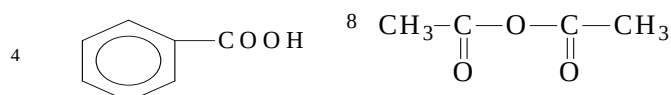
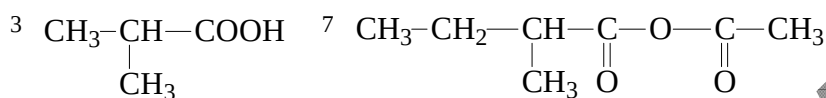
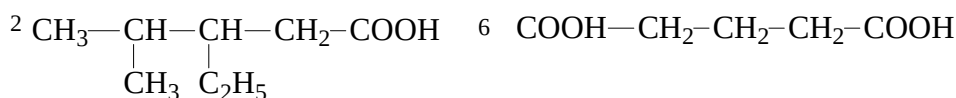
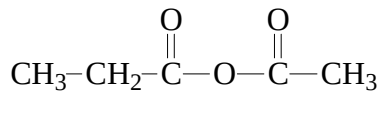
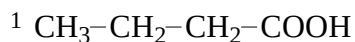
2) Donner les formules semi-développées, les noms et les classes des amines correspondantes

3) On dissout une masse m de cette amine dans de l'eau pure de façon à obtenir 1 litre de solution. On dose un volume $V_1=40,0\text{cm}^3$ de cette solution par de l'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,2\text{mol/L}$. Le virage de l'indicateur coloré approprié utilisé se produit quand on a versé un volume $V_a = 20,5\text{cm}^3$ d'acide. Déterminer la masse m .

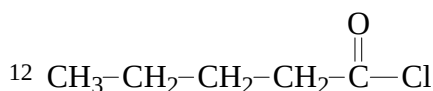
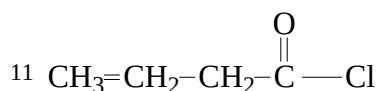
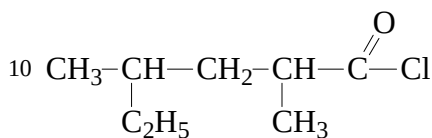
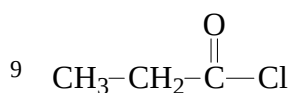
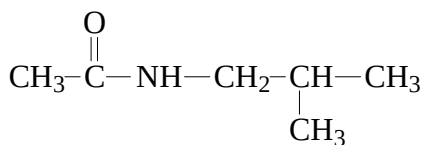
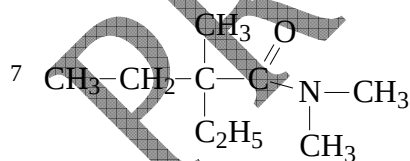
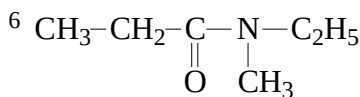
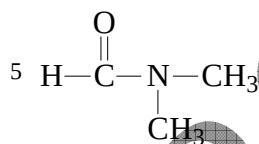
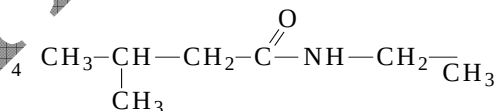
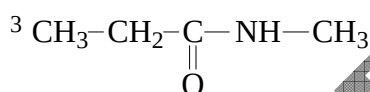
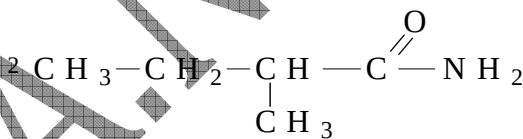
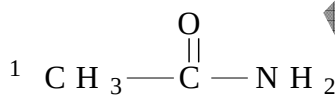


Les Acides Carboxyliques et Dérivés (T.S.E – T.S.Exp)

Exercice 1: Nommer les composés suivants



Exercice 2: Nommer les composées suivants



**Exercice 3:**

- 1- Ecrire les formules semi-développées et nommer tous les esters isomères de formule brute $C_5H_{10}O_2$.
- 2- L'hydrolyse de l'un d'entre eux, A, conduit entre autres, à un alcool non oxydable par oxydation ménagée.
Identifier cet ester A.
- 3- L'hydrolyse d'un autre ester B, donne de l'acide éthanoïque et un autre composé C. On réalise l'oxydation ménagée de C, et l'on obtient un corps D qui agit sur la D.N.P.H et n'agit pas sur la liqueur de Fehling. Quelle est la formule développée de C ? Existe-t-il un alcool C' isomère de C ? Quelle est la formule développée et la classe de C' ? Quelle est la formule semi-développée de l'ester B ?

Exercice 4:

- 1- On fait agir de l'acide carboxylique A, de formule brute $C_nH_{2n}O_2$ sur un composé D (propan-2-ol) en présence de catalyseurs adéquats. On obtient un composé dioxycéné E et de l'eau
 - 1-1 Donner le nom de la réaction produite entre l'acide carboxylique et l'alcool.
 - 1-2 Donner les caractéristiques de cette réaction.
 - 1-3 Ecrire la formule semi-développée du groupe fonctionnel de E.
 - 2- La masse de 0,5 mole de cet acide carboxylique est de 30g.
 - 2-1 Déterminer la valeur de l'entier n.
 - 2-2 Donner les formules semi-développées et les noms des produits de A et E.
 - 3- On réalise la chaîne de réaction ci-dessous avec les composés A et E définis ci-dessus. Les composés B et F sont des composés organiques.
- $$\begin{array}{lcl}
 A + PCl_5 & \longrightarrow & F \\
 A & \xrightarrow{P_4O_{10}} & B \\
 D + F & \longrightarrow & E \text{ (1)}
 \end{array}$$
- 3-1- Sans écrire les équations, donner les formules semi-développées et les noms des corps B et F.
 - 3-2- Donner le nom et les caractéristiques de la réaction marquée (1)

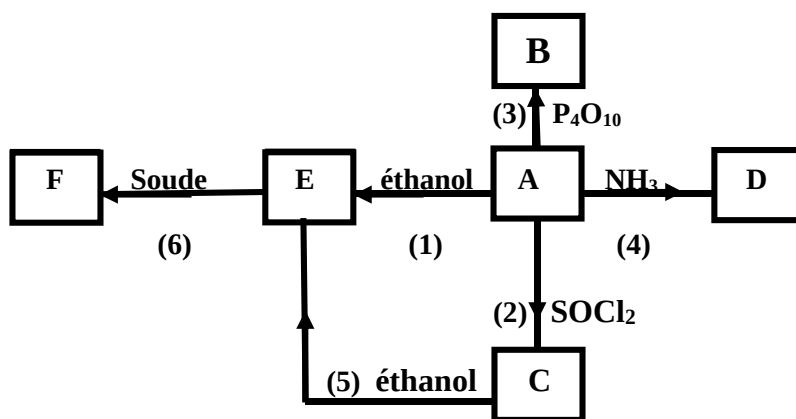
Exercice 5:

On considère l'organigramme ci-dessus où A, B, C, D, E et F sont des composés organiques.

Les réactions chimiques sont représentées par des flèches numérotées de 1 à 6.

A est un monoacide carboxylique à chaîne saturée. Sa masse molaire atomique est 74g/mol.

- 1) Détermine sa formule brute et en déduis sa formule semi-développée et son nom.
 - 2) Après analyse du schéma réactionnel :
 - a) Détermine la formule semi-développée et le nom de chacun des composés organiques B, C, D, E, et F
 - b) Ecris l'équation bilan de chacune des réactions 1 à 5.
 - c) Donne le nom et les caractéristiques des réactions 1 et 5.
- On donne : $M(C)=12\text{g/mol}$; $M(O)=16\text{g/mol}$; $M(H)=1\text{g/mol}$.

**Exercice 6:**

On donne les formules de 4 corps A, B, D et E.

A = $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$

B = $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$

D = $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_3$

E = $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$

1° Nommer ces corps et indiquer le groupe fonctionnel caractéristique de chacun d'eux.

2) a) On fait réagir une solution acidifiée de S de dichromate de potassium sur le corps A. On obtient dans une première étape un composé F, puis dans une seconde étape un composé G. Ecrire l'équation bilan correspondant à chacune de ces deux étapes.

b) La même solution S agit maintenant sur le corps B pour donner un corps H.

Donner la formule semi-développée et le nom de H.

c) Indiquer la nature des composés F, G, et H. Donner leurs noms. Citer un réactif permettant de distinguer F et H.

3- a) La densité de vapeur d'un monoacide carboxylique à chaîne saturée non cyclique I est 3. Donner les formules semi-développées possibles pour I, ainsi que les correspondants.

b) L'isomère non ramifié de I réagit sur B en présence d'un catalyseur pour donner un composé J. Ecrire l'équation bilan de cette réaction. Donner le nom de J. Préciser les caractéristiques de cette réaction.

4-a) Le composé G subit le déshydratant énergétique, l'oxyde de phosphore P_4O_{10} . Ecrire l'équation de la réaction et nommer le composé K obtenu.

Que donne l'hydrolyse du produit K ?

b) Quel est le produit obtenu par décarboxylation de l'isomère non ramifié du composé I.

Exercice 7: (BAC 1997 région)

Un composé organique de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_2$ comportant neuf atomes de carbones, contient en masse 21,3% d'oxygène.

1) Calculer la masse du composé et déduire sa formule brute.

2) Le composé est un ester. Par hydrolyse de cet ester on obtient deux corps désignés par A et B.

a- Quelles sont les fonctions chimiques de ces corps ?

b- Indiquer les caractéristiques de la réaction d'hydrolyse.

3) On déshydrate le composé A en présence d'anhydride phosphorique P_4O_{10} . On obtient un composé A_1 de formule $(\text{CH}_3\text{-CO})_2\text{O}$

a- Quelle est la fonction du composé A_1 ?

b- Quelle est la formule semi-développée et le nom du composé A_1 ?



- c- On fait réagir sur A du chlorure de thionyle SOCl_2 . Ecrire l'équation de la réaction, donner le nom du composé A_2 obtenu.
- 4) Quelle est la formule brute de la molécule correspondant à B qui conduit à la formation d'un corps C ; le benzaldéhyde et en déduire les formules de B et de l'ester.
- 5) L'ester obtenu peut être préparé à une partie d'un acide cinnamique de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH=CHCOOH}$; Représenter les stéréo – isomères de cet acide.
- On donne : les masses molaires atomiques en g /mol : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$.

Exercice 8:

On désigne par A un acide carboxylique à chaîne saturée.

- 1- On désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenus le radical R fixé au groupe carboxyle. Exprimer, en fonction de n, la formule générale de cet acide.
- 2- On désigne par B un alcool de formule brute CH_4O . Préciser la seule formule développée possible, la classe et le nom de cet alcool.
- 3- L'acide A est estérifié par l'alcool B. A partir de la formule de l'acide A, écrire l'équation de cette réaction. Sachant que la masse molaire de l'ester obtenu est 88g.mol^{-1} , déterminer la formule exacte et le nom de A.
- 4- On désigne par C le chlorure d'acyle correspondant à A. Quelle est sa formule développée ? Expliquer comment on obtient cette formule à partir de celle de l'acide ? Préciser les différences importantes qui existent entre l'action de A sur B et celle de C sur B.
- 5- On désigne par C le chlorure d'acyle correspondant à A. Quelle est sa formule développée ? Expliquer comment on obtient cette formule à partir de celle de l'acide ? Préciser les différences importantes qui existent entre l'action de A sur B et celle de C sur B.

Exercice 9: (Bac 96 SBT)

On mélange dans plusieurs ampoules 3,7 g d'acide propanoïque et 1,6g de méthanol. On les scelle et on les place dans une étuve de 50°C . Au bout de 24 heures, on ne constate que la masse d'acide propanoïque que l'on veut doser reste constante et égale à 1,23 g par ampoule.

- 1) De quelle réaction chimique s'agit-il ? En utilisant les données ci-dessus, indiquer ses caractères. Ecrire l'équation bilan correspondante en précisant les noms des produits obtenus. Comment pourrait-on obtenir le même résultat expérimental en moins de temps ?
- 2) Par déshydratation intermoléculaire de l'acide propanoïque, on obtient un produit que l'on fait réagir sur le méthanol. Ecrire l'équation bilan des deux réactions. Comparer la deuxième avec celle étudiée au 1).

On donne: les masses molaires atomiques en g /mol : $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$.

Exercice 10:

- 1-) La combustion complète par le dioxygène de 0,1 mole d'un alcool saturé A a donné 8,86 L de dioxyde de carbone et de l'eau. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire d'un gaz est $22,4\text{ L/mol}$.
 - c- Ecrire l'équation bilan de la combustion d'un alcool saturé et en déduire que la formule brute est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
 - d- Donner la formule semi - développée, le nom et la classe de chacun des isomères possibles de A.



2-) On effectue l'oxydation de trois isomères, notés A_1, A_2 et A_3 par une solution de dichromate de potassium en milieu acide.

- L'oxydation A_1 donne un mélange de deux produits organiques B_1 et C_1 ; celle de A_2 donne un mélange de deux produits organiques B_2 et C_2 .

B_1 et B_2 donne un test positif avec la liqueur de Fehling.

C_1 et C_2 font virer au jaune le bleu de bromotymol.

- L'oxydation de A_3 donne un produit organique D qui réagit positivement avec la D.N.P.H, mais négativement avec la liqueur de Fehling.

c- Quels renseignements peut-on déduire de chacun des tests ?

Identifier sans ambiguïté les réactifs A_1, A_2 , et A_3 .

Donner la formule semi-développée et le nom de chacun des produits B_1, B_2, C_1, C_2 et D.

d- Ecrire l'équation bilan d'oxydoréduction qui permet le passage de l'alcool A_3 au produit D.

3-) Sur le dernier isomère de l'alcool A on fait réagir soit de l'acide éthanique soit du chlorure d'éthanoyle.

Ecrire dans chaque cas l'équation bilan et préciser :

- Le Nom des produits obtenus ;
- Le nom et les caractéristiques de chacune des réactions.

Exercice 11:

Le propanoate d'éthyle et l'éthanoate de propyle sont deux(2) isomères d'un ester G de formule brute $C_5H_{10}O_2$. En séance des travaux pratiques au lycée, le Professeur de Sciences Physiques de la T.S.E Mr. Niaré se propose de préparer avec ses élèves, l'un de ces deux isomères.

1-Mr. Niaré met à la disposition de ses élèves trois(3) flacons (a),(b), (c) contenant respectivement :

- Flacon (a) Alcool A, le propan-2-ol
- Flacon (b) Alcool B, le propan-1-ol
- Flacon (c) Une solution aqueuse de dichromate de potassium acidifiée.

1.1. Ecrire les formules semi-développées des alcools A et B

1.2. Les élèves font réagir en excès du dichromate de potassium sur les composés A et B. ils obtiennent les composés C et C'.

- Le composé C réagit positivement au test de la DNPH.

- Le composé C' réagit avec le bleu de bromothymol(BBT) pour donner une coloration jaune.

1.2.1. Donner la famille des composés C et C'

1.2.2. Donner les formules semi-développées des composés C et C'.

2. En plus des composés C et C' précédents, le Professeur leur donne deux autres flacons contenant l'un de l'éthanol (E) et l'autre du chlorure de propanoyle (F).

Une bonne combinaison des composés C, C', E et F permet de préparer l'ester G.

2.1. Ecrire les formules semi-développées des composés E et F.

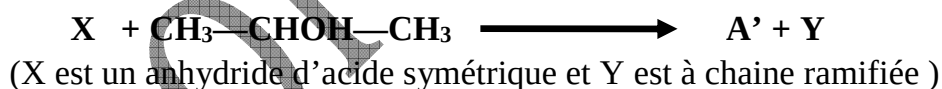
2.2. Donner les noms des composés que les élèves peuvent utiliser pour préparer l'ester G.

2.3. Ecrire les équations bilans des réactions qui donnent l'ester G, à partir des composés de la question 2.2.

**Exercice 12:**

Un composé organique A est formé d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Les pourcentages massiques de carbone et d'oxygène de ce composé sont : %C=64,58 ; %O=24,60.

- 1) On fait réagir le composé A avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ; on obtient deux composés organiques B et C.
La déshydratation du composé C donne un alcène de densité $d = 2.41$ Par rapport à l'air.
 - a) Quelles sont les fonctions chimiques des composés A et C ?
 - b) En déduire les formules moléculaires brutes des composés A et C sachant que A est à chaînes carbonées saturées et non cycliques.
 - c) Le composé C est oxydé par le dichromate de potassium en milieu acide. On obtient un composé D qui donne un test positif avec la liqueur de Fehling. Ecrire les formules semi-développées des isomères du composé C et donner leurs noms.
 - d) Le composé C est chiral.
En déduire les formules semi-développées et les noms des composés A et B.
- 2) Le produit B obtenu donne un composé B' en présence d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique. La déshydratation de 60g du composé B' en présence de l'oxyde de phosphore (P_4O_{10}) donne de l'anhydride éthanóïque E.
 - a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de déshydratation.
 - b) Déterminer la masse du composé E formé sachant que le rendement de la réaction est de 80 %
- 3) Soit A' un ester de même formule brute que A. On donne les équations des réactions suivantes :



Identifier en précisant les formules semi-développées et les noms, les composés X, Y, A', Z et W

Exercice 13:

- 1) Les chlorures d'acyle (chlorures d'acide) résultent de la substitution d'un atome de chlore au radical hydroxyle dans un groupe carboxyle —COOH .
Écrire la formule générale d'un chlorure d'acyle et en déduire celles des acides éthanóïque et benzoïque.
- 2) On prépare le chlorure d'acétyle (chlorure de l'acide éthanóïque) par action du pentachlorure de phosphore (PCl_5) sur l'acide éthanóïque.
Écrire l'équation bilan de la réaction sachant que le pentachlorure de phosphore se transforme en oxychlorure de phosphore (POCl_3).
- 3) Le chlorure de benzoyle peut être obtenu par le même procédé. Écrire l'équation bilan de la réaction.



Cependant on peut préparer ce dernier par action du phosgène (oxychlorure de carbone COCl_2) sur le benzène.

Écrire l'équation bilan de cette préparation.

4) Comme les anhydrides d'acides, les chlorures d'acides sont utilisés pour la préparation des esters.

Écrire l'équation bilan de l'action d'un alcool sur un chlorure d'acide.

Quel est l'avantage de la préparation des esters par ce procédé ?

Exercice 14:

Un chlorure d'acyle de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{Cl}$ contient en masse 29,46% de chlore.

- Calculer la masse molaire de ce corps et en déduire sa formule brute.
L'hydratation de cette substance conduit à la formation d'acide Chlorhydrique et d'un composé A.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction, nommer A, en déduire sa masse moléculaire. Quelle est la fonction chimique de ce corps ?
- A réagit avec un corps B de formule R-OH pour donner un corps C de masse molaire 159g/mol. Ecrire l'équation bilan de la réaction, identifier le corps B et C préciser celui qui contient un carbone asymétrique.

On donne : $M(\text{Cl})=35,5\text{g/mol}$; $M(\text{C})=12\text{g/mol}$; $M(\text{O})=16\text{g/mol}$

Exercice 15:

Un composé organique A a pour formule $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$.

1) L'hydrolyse de A a donné un acide B et un alcool C. L'acide B réagit avec le pentachlorure 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 $M=87\text{g/mol}$.

1-1 Préciser les fonctions chimiques de A, D et E.

1-2 Donner les formules semi-développées et les noms de E, D et B.

1-3 Ecrire les formules semi-développées de A.

2) 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-dinitrophénylhydrazine (DNPH) mais ne réagissant pas avec la liqueur de Fehling. Donner la fonction chimique de F et les formules semi-développées de F et C ainsi que leurs noms. Ecrire l'équation de l'oxydation ménagée de C par le dichromate de potassium en milieu acide.

On donne : $M(\text{C})=12\text{g/mol}$; $M(\text{H})=1\text{g/mol}$; $M(\text{O})=16\text{g/mol}$

Exercice 16:

1- On dissout 8,8g d'un monoacide carboxylique A_1 dans 500mL d'eau distillée. On en prélève un volume $V_a = 50\text{mL}$ que l'on dose par une solution d'hydroxyde de sodium de molarité $C_b = 10^{-1}\text{mol/L}$. L'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume d'hydroxyde de sodium $V_b=100\text{mL}$

a) Déterminer la masse molaire moléculaire du composé A_1



b) En déduire sa formule semi-développée et son nom sachant que sa chaîne carbonée est ramifiée

2- On réalise un mélange équimolaire de l'acide organique A_1 avec un mono alcool saturé B_1 . On obtient un composé C dont le rapport de la masse des atomes de carbone qu'il contient sur celle des atomes d'oxygène est 2,625

a) Déterminer la formule de l'alcool B_1

b) Sachant qu'on a utilisé au départ 1,5g d'alcool et qu'à l'équilibre il n'en reste que 0,60g déterminer la classe et la formule semi-développée de l'alcool B_1

c) Donner les caractéristiques de la réaction produite après l'avoir nommée

d) Ecrire l'équation-bilan de cette réaction et nommer le produit C obtenu

3-a) On fait réagir l'acide A_1 sur le chlorure de thionyle.

Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer le produit organique D obtenu

b) On réalise ensuite la déshydratation de l'acide A_1 en présence du déca oxyde de tétra phosphore P_4O_{10} : Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer le produit E obtenu

4- On fait réagir le produit D sur l'alcool B_1 . Ecrire l'équation-bilan de cette réaction et donner ses caractéristiques

5- Ecrire l'équation de la réaction de la N-méthyléthylamine sur le composé E. Nommer les produits obtenus.

Exercice 17:

1- La déshydratation intermoléculaire d'un acide carboxylique A donne un composé B de masse molaire 102g/mol. Le corps B réagit sur une amine primaire pour donner un corps D contenant 19,2% en masse d'azote.

1- Quelles sont les fonctions des composés B et D ?

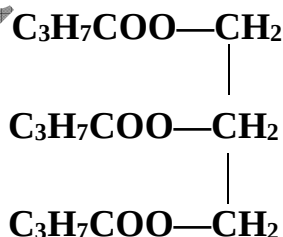
2- Déduire les formules semi-développées des composés A, B, et D, les nommer.

3-a- Que donnerait la réaction du pentan-2ol sur B ?

b- On fait réagir le chlorure de A sur le propan-2ol. Ecrire l'équation de la réaction et nommer le produit formé. Quelles sont les caractéristiques de cette réaction ?

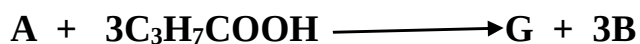
Exercice 18:

On étudie un corps gras G appelé butyrine dont la formule chimique est :



Indiquons la fonction chimique présente dans ce composé

1- Ce corps est obtenu au cours d'une réaction chimique dont le bilan est donné par l'équation suivante dans laquelle certains réactifs ou produits ne sont pas précisés.



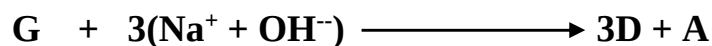
a) Donner les formules semi-développées de A et B



b) Indiquer le nom de cette réaction

c) Indiquer la fonction chimique du composé C_3H_7COOH , ce composé présente deux isomères de chaînes : Ecrire les formules semi-développées de ces deux isomères et les nommer.

2- Le composé G réagit à chaud avec l'hydroxyde de sodium (soude) :



a) Ecrire la formule de D

b) Quel est le nom de cette réaction

PROF: A.NIARE



Les Acides α -Aminés (T.S.E-T.S.Exp)

Exercice 1:

La glycine de formule brute $C_2H_5O_2N$ et l'alanine de formule brute $C_3H_7O_2N$ sont deux acides α -aminés.

1-Donner la formule générale d'un acide α -aminé et justifier cette appellation.

2-Ecrire les formules semi-développées de la glycine et de l'alanine.

Exercice 2:

1-Donner la définition d'un atome de carbone asymétrique.

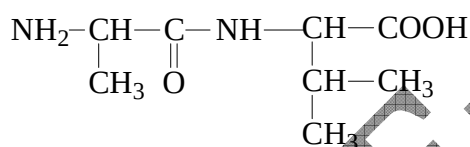
Quand dit-on qu'une molécule est chirale.

2-Ecrire les formules des acides α -aminés suivants en mettant le(ou les carbones) asymétrique (s) par un astérisque C^* .

- a) Acide 2-aminopropanoïque ou alanine.
- b) Acide 2-amino-3-méthylbutanoïque ou valine.
- c) Acide 2-amino -4-méthylpentanoïque ou leucine.
- d) Acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque ou thréonine.

3-Représenter en projection de Fischer les deux énantiomères de la valine et les deux énantiomères de l'alanine. Les nommer en utilisant la notation D et L des biochimistes.

4-On désire synthétiser le dipeptide P_1 de formule :



- a) Donner les noms des deux acides α -aminés à utiliser.
- b) Comment doit-on procéder pour obtenir uniquement le dipeptide P_1 ? (décrire les grandes étapes de la synthèse).
- c) Si la synthèse du dipeptide P_1 est réalisée à partir d'un mélange racémique des deux acides α -aminés, combien de stéréo-isomères de P_1 obtiendrait-on ?

Exercice 3:

Soit un composé organique A contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. On soumet à l'analyse élémentaire 0,78g de ce composé organique. Sa combustion produit 1,47g de CO_2 et 0,66g d'eau. Le volume d'azote recueilli dans les conditions normales par la même masse est $74,7 \text{ cm}^3$.

- a) Quelle est la composition centésimale du composé ?
- b) Déterminer sa brute sachant qu'elle ne contient qu'un seul atome d'azote par molécule.
- c) Quelles sont ses formules semi-développées possibles sachant que ce composé est un acide α -aminé. Donner leur nom en nomenclature officielle.
- d) La chaîne carbonée de A est ramifiée et l'atome porteur des deux groupes fonctionnels porte également un groupe méthyle.



Ecrire l'équation-bilan de la réaction de condensation de A et de l'un des isomères. Mettre en évidence la liaison obtenue et donner son nom. Comment appelle-t-on le produit obtenu de la condensation ?

- e) Ecrire l'équation –bilan de la réaction d'une solution de A sur une solution de KOH d'une part et sur une solution aqueuse de HNO_3 d'autre part.

Exercice 4:

Une amine aliphatique à chaîne ramifiée admet pour proportion en masse 65,75% de carbone. Cette amine A est obtenue par décarboxylation d'un acide α -aminé naturel B.

1-a) Quelle est la formule brute de A ?

b) Donner la formule semi-développée et le nom de A.

c) Donner la formule semi-développée et le nom l'acide α -aminé B en nomenclature systématique.

2-On fait réagir l'acide α -aminé B avec un autre un autre acide α -aminé naturel C. On obtient un dipeptide de masse moléculaire $M=174 \text{ g.mol}^{-1}$.

a) Quels sont la formule semi-développée et le de l'acide α -aminé C ?

b) Donner les formules semi-développées possibles du dipeptide.

Exercice 5:

La leucine et l'isoleucine sont deux acides α -aminés de formule $\text{R-CH(NH}_2\text{)-COOH}$ dont les groupes alkyles R diffèrent. Le groupe de la leucine est noté R_L , celui de l'isoleucine R_I . La masse molaire des deux acides α -aminés est $M=131 \text{ g.mol}^{-1}$.

1-Déterminer la formule brute du groupe alkyle.

2-les groupes R_L et R_I possèdent chacun une seule ramification, la leucine possède un atome de carbone asymétrique et l'isoleucine en comporte deux.

a) Ecrire la formule semi-développée de chacun des deux acides α -aminés.

b) Donner les représentations de Fischer de la configuration de la L-leucine et de la D-leucine.

3- a) Montrer que la réaction de condensation de la leucine sur l'isoleucine conduit formellement à deux peptides P_1 et P_2 .

c) En fait, la réaction expérimentale conduit à quatre peptides. Pourquoi ?

4-On désire synthétiser un des dipeptides P_1 . Indiquer succinctement quels sont les moyens expérimentaux qui permettent de n'obtenir que P_1

Exercice 6:

Un acide aminé (ou aminoacide) est un composé organique dont la molécule renferme deux groupements fonctionnels caractéristiques.

1) a) Nommer ces groupements et écrire leurs formules semi-développées.

b) Donner la formule général d'un acide α -aminé.

2) Un acide animé a pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$.

a) Ecrire les formules semi-développées possibles pour cet aminoacide.

b) Parmi ces isomères, préciser quels sont les acides α -aminés et donner leurs noms.

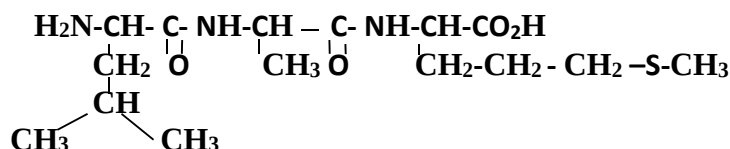
3) Pour les acides α -aminés étudiés au 2)b) :



- Lequel (ou lesquels) possède(nt) une molécule chirale ?
- Représenter le (ou les) couples d'énantiomères en utilisant la représentation de Fichier .On précisera les conventions utilisées.
- Préciser la nomenclature de configuration pour chaque énantiomère.

Exercice 7:

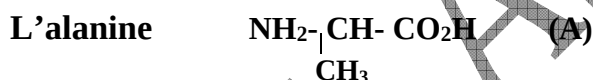
- Rappeler la formule général des acides α-aminés .D'où vient leur importance ?
- A partir de la formule développée de la leucyl-alanyl-méthionine:



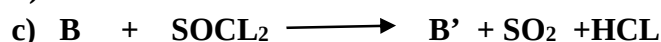
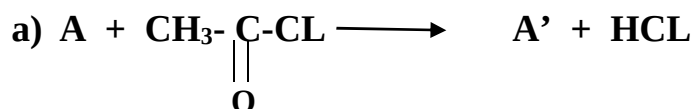
- Indiquer les liaisons peptiques. On justifiera cela en écrivant le bilan de la création de formation d'une liaison peptique entre deux acides aminés.
- Donner la formule des trois acides aminés à partir des quels on pourrait, en principe fabriquer la leucyl-méthionine (l'un d'entre eux est à l'origine de deux liaisons peptidiques).
- Expliquer, à partir de cet exemple comment se forment les protéines. Qu'appelle-t-on structure Primaire ?

Exercice 8:

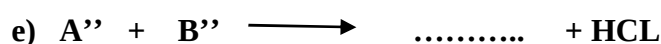
On veut synthétiser le dipeptide Ala-Cys à partir des deux acides α-aminés :



- Ecrire la formule développée du dipeptide Ala-Cys
- Quels sont les dipeptides que l'on peut former en utilisant l'alanine et la cystéine ? On les représentera en utilisant les symboles Ala et Cys
- Pour synthétiser le dipeptide Ala-Cys, on effectue une suite de réactions dont les équations bilans peuvent s'écrire :



Et enfin :



Compléter les équations bilans en précisant toutes les formules semi-développées et en indiquant le but de chaque étape.

- 4) a) Combien la molécule du dipeptide obtenu possède-t-elle d'atomes de carbone asymétriques ?
b) Combien obtient-on de dipeptides Ala-Cys différents si on réalise la synthèse :
- à partir d'un mélange racémique, d'alanine et de cystéine
- à partir d'alanine et de cystéine naturelles ?

Exercise 9:

La composition centésimale d'un acide α -aminé, A est la suivante :

%C=40,45 ; %H=7,87 ; %O=35,96 ; %N=15,73

- 1- Déterminer la formule brute de l'acide α -aminé A et en déduire sa formule semi-développée ainsi que son nom.
 - a- Quelle est l'origine de la chiralité de l'acide α -aminé A ? Donner les représentations en perspective de ses énantiomères.
 - b- Représenter les configurations D et L de A.
- 2- Par décarboxylation, l'acide α -aminé A donne une amine B.
 - a- Ecrire l'équation de la décarboxylation.
 - b- Préciser la formule développée plane de l'amine B obtenue, son nom et sa classe.
 - c- Existe-t-il d'autres amines ayant la même formule brute chimique que B ? Si oui, donner leur formule semi-développée, leur nom et préciser leur classe.
- 3- Ecrire l'équation bilan de la réaction du chlorure d'éthanoyle avec l'amine B. Cette réaction met en évidence la propriété nucléophile des amines. Quel atome favorise cette propriété ? Justifier votre réponse. En déduire la définition de la nucléophile.

Exercise 10:

Un composé organique **A** ne contient que du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. L'analyse de 1,17g de cette substance contient en masse 51,28% de carbone ; 9,40% d'hydrogène 27,35% d'oxygène et 11,97% d'azote. Sa masse molaire moléculaire est 117g/mol.

- 1- Déterminer sa formule brute.
- 2- La formule semi-développée contient un groupe carboxyle –COOH et un groupe amine –NH₂ les deux portés par le même atome de carbone. La chaîne carbonée contient une ramification. Quelle est sa fonction chimique et donner son nom dans la nomenclature officielle.
- 3- En solution, **A** est transformé en ion dipolaire.
 - a) Comment appelle-t-on un tel ion ?
 - b) Ecrire la formule de l'ion.
- 4- Le composé **A** possède-t-il un carbone asymétrique ? Si oui, faire la représentation de Fischer en précisant les types de configurations.
- 5- On fait agir sur **A** un autre composé **B** : $\text{R}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$
(**R** étant un groupe alkyle)
 - a) Ecrire les formules semi-développées des deux composés isomères que l'on peut obtenir. Mettre en évidence la liaison peptidique par des pointillés.



b) La masse molaire du produit organique obtenu est 174g/mol. En déduire la formule semi-développée du composé **B** et le nommer dans la nomenclature.

On donne: $M(C) = 12\text{g/mol}$; $M(O) = 16\text{g/mol}$; $M(N) = 14\text{g/mol}$; $M(H) = 1\text{g/mol}$

Exercice 11:

1- Un acide α aminé A à pour formule moléculaire brute $C_3H_7O_2N$

a) Donner sa formule semi développée et son nom.

b) Quelle est la composition centésimale en masse de l'acide α aminé A ?

2- On élimine une molécule de dioxyde de carbone de A par chauffage. On obtient alors une amine B.

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

b) Préciser la formule semi-développée de l'amine B obtenu, sa classe et son nom.

c) Existe-t-il d'autres amines ayant la formule moléculaire brute que B ? Si oui, donner pour chacune d'elles sa formule semi-développée, sa classe et son nom.

d) On fait réagir le chlorure d'éthanoyle sur l'amine B.

➤ Ecrire l'équation bilan de la réaction

➤ Quelle est la fonction du corps organique obtenu ? Préciser son nom.

➤ Cette réaction met en jeu un caractère nucléophile. Quel atome présente ce caractère ?

3- Quand A est en solution, l'espèce chimique prépondérante est un "Amphion"

Ou " Zwitterion ". Donner la formule de la base conjuguée et celle de l'acide conjugué de cet Amphion



Le Glucose (Uniquement T.S.Exp)

Exercice 1:

On prépare un litre de solution aqueuse en dissolvant 100g de glucose dans l'eau pure.

- 1- On chauffe 10cm^3 de cette solution en présence d'un excès de Liqueur de Fehling. Le précipité rouge obtenu est isolé par filtration, lavé et séché. Quelle est sa masse.
- 2- On fait réagir 10cm^3 de la solution de glucose sur un excès de nitrate d'argent ammoniacal.
- 3- Quelle masse maximale d'argent peut – on espère obtenir.

Exercice 2:

La fermentation alcoolique du glucose donne 1,12 L de gaz carbonique, volume mesuré dans les conditions normales.

- 1- Quelle est la masse de glucose contenue dans la solution ?
- 2- Quelle est la masse d'argent déposé par action de ce glucose sur un excès de nitrate d'argent ammoniacal ? $M(\text{Ag}) = 108\text{ g/mol}$.

Exercice 3:

La fermentation alcoolique d'un sirop à 300g.L^{-1} de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, S'arrête lorsque le degré alcoolique du mélange est 16° .

1. Ecrire l'équation –bilan de cette fermentation.
2. On considère la fermentation d'un litre de sirop de glucose et on négligera la variation de volume du mélange pendant la fermentation. Déterminer le volume, puis la masse et enfin la quantité d'éthanol formé Lorsque la fermentation cesse.
3. Quelle quantité de glucose a été transformée ? Calculer la masse de glucose restante ? La masse volumique de l'éthanol : $\rho = 800\text{ g.mol}^{-1}$.

On rappelle que le degré alcoolique d'une solution est le volume (exprimé en cm^3) d'éthanol pur présent dans 100cm^3 de cette solution.

Exercice 4:

Pour déterminer le taux de sucre dans le sang d'une personne, on procède à un prélèvement de 100cm^3 de son sang. On fait attaquer le glucose contenu dans les 100cm^3 par un excès de liqueur de Fehling. Il se forme 0,40g d'un précipité d'oxyde cuivreux (Cu_2O).

- 1- Ecrire l'équation de la réaction qui se produit, puis calculer la masse de glucose contenu dans le prélèvement sanguin.
- 2- Sachant que le taux normal du sucre dans le sang humain est de 1g/L , peut-on dire que cette personne souffre de diabète ?

Données : $M(\text{H}) = 1\text{g.mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12\text{g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g.mol}^{-1}$.

**Exercice 5:**

On appelle << ose >> un groupe de molécules organiques appartenant à la famille des glucides appelés aussi << hydrate de carbone >> car de formule générale : $C_nH_{2n}O_n$.

Le plus simple des oses est le 2,3-hydroxypropanal (ou glycéraldéhyde)

- 1- Donner sa formule semi-développée.
- 2- Cette molécule est-elle chirale ? Pourquoi ?
- 3- Si oui, représenter les deux énantiomères de cette molécule.

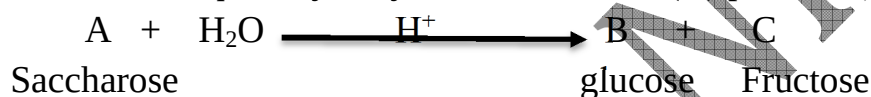
Exercice 6 :

Le nom officiel du sucre utilisé en cuisine est le saccharose. Le saccharose s'hydrolyse en milieu acide en fructose et en glucose. Les formules de ces Oses sont :

Fructose : **HO-CH₂-CHOH-CHOH-CHOH-CO-CH₂OH**

Glucose : **HO-CH₂-CHOH-CHOH-CHOH-CHOH-CHO**

- 1- Donner les formules brutes de ces deux oses.
- 2- Sachant que l'hydrolyse du saccharose (A) peut s'écrire :



- 3- Les molécules de glucose et de fructose possèdent-elles des carbones asymétriques ? Lesquels ?
- 4- Reconnaître les différentes fonctions présentes dans chacune de ces deux molécules.
- 5- On effectue un test à la liqueur de Fehling avec le glucose et le fructose.
 - a) Dire pour chaque ose si le test est positif ou négatif. Justifier.
 - b) Ecrire l'équation bilan de la réaction produite.
- 6- On numérote les atomes de carbones de la molécule de glucose de la façon suivante :



(6) (5) (4) (3) (2) (1)

- a) En utilisant la représentation de Newman, représenter la molécule de glucose vue par un observateur placé le long de l'axe C₂-C₃, dans sa Conformation la plus stable.
- b) Quelle est la différence entre conformation et configuration ?

**Exercice 7:**

Le saccharose est le sucre d'usage courant issu de la betterave ou de canne à sucre. Son hydrolyse conduit à deux molécules en C_6 de formule $C_xH_{2x}O_6$ de masse molaire moléculaire 180g/mol.

1-a) En déduire la formule brute des deux isomères (glucose et fructose) et celle du saccharose.

b) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'hydrolyse

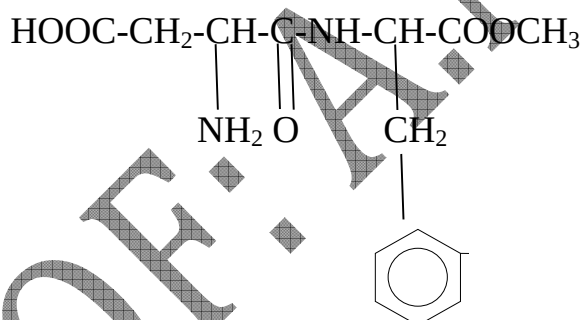
c) Donner les noms et les formules développées des fonctions portés par le glucose et le fructose.

2- L'hydrogénation du glucose permet d'obtenir un composé organique le sorbitol ou hexan 1, 2, 3, 4, 5,6 hexol

a) Donner l'équation-bilan de cette réaction en utilisant les formules semi-développées

b) On rappelle que les glucides sont des polyols à fonction carbonyle c'est-à-dire contenant la fonction $C=O$. Indiquer si le sorbitol peut être classé parmi les glucides. Justifier votre réponse.

L'aspartame est un faux sucre (sucre diabétique) de formule semi-développée :



A quelle famille appartient ce composé ?



Les Polymères Synthétiques (TSExp-TSE)

Exercice 1 :

Donner les noms et les formules du diacide et de la diamine qui sont à l'origine de la fabrication du nylon 6 ; 12. S'agit-il d'un polyamide ? D'un polyester ?

Exercice 2 :

Un polymère usuel contenant uniquement du carbone et d'hydrogène, présente un degré moyen de polymérisation de 1600. Sa masse molaire moyenne est de 166.000g/mol environ.

- 1- Quelle peut être la formule du monomère correspondant ?
- 2- Ecrire l'équation bilan de la réaction de polymérisation. Nommer le polymère et préciser le motif..**On donne** : $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$.

Exercice 4:

Un polymère a pour masse molaire moyenne 87500 g/mol et pour degré de polymérisation 1400. Son analyse chimique montre qu'il contient 56,8% de chlore, 38,4% de carbone le reste étant de l'hydrogène.

- 1- Déterminer la formule brute et le nom du monomère.

Exercice 3: (Bac 2006)

Un polymère est constitué de carbone et d'hydrogène. Sa masse molaire moléculaire est égale 84 kg/mol et son indice de polymérisation est 3000.

- 1- A)- Quelle est la formule du motif ? Nommer le polymère.
b)- Donner la formule semi-développée du monomère et le nommer.
c)- Ecrire la réaction de polymérisation de ce composé et citer quelques applications pratiques du polymère.
- 2- Donner la formule semi-développée, la nature et le nom du composé obtenu lors de l'hydratation de ce monomère.
- 2- Donner le nom et la formule du polymère.

Exercice 5:

- 1- Un polymère de degré de polymérisation moyen environ 1200 présente une masse molaire moyenne d'environ 75000 g/mol. Sachant que sa combustion dégage du chlorure d'hydrogène, identifier le monomère correspondant à ce polymère.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction de polymérisation et nommer le polymère et le monomère correspondant.
- 3- Donner une méthode d'obtention du monomère

Exercice 6:

On réalise par polyaddition, un polymère A qui contient en masse 73,2% de chlore, 24,8% de carbone et 2,0% d'hydrogène. La masse molaire moyenne de A vaut 121000 g.mol⁻¹ et son degré de polymérisation est $n=1250$.

- 1- Quelle est la composition en masse du monomère ? Déterminer sa masse molaire et sa formule brute.



2- Quelles sont les formules développées possibles du monomère ?

Exercice 7:

On veut déterminer la formule contenant du carbone, de l'hydrogène et du chlore .Soit $R-CH=CHCl$ la formule générale du monomère de masse 62,5g/mol

(Ou R peut être un radical alkyle ou un atome d'hydrogène)

- 1) Déterminer la formule du monomère et donner son nom
- 2) Quel est le degré de polymérisation sachant que la masse du polymère obtenu vaut 75000g/mol ?
- 3) Ecrire l'équation de polymérisation et donner le nom du polymère.

On donne : $M(H)=1g/mol$; $M(C)=12g/mol$; $M(Cl)=35,5g/mol$

Exercice 8:

On peut obtenir le chlorure de vinyle en additionnant le chlorure d'hydrogène Sur l'acétylène.

1. Ecrire l'équation –bilan de la réaction.
2. Déterminer la masse de chlorure de vinyle obtenue à partir de 1m³d'acétylène.
3. Ecrire la réaction de polymérisation de chlorure de vinyle .Nommer le polymère.
4. Calculer la masse molaire du polymère sachant que le degré est 1400.

On donne: $M(C)=12g/mol$; $M(H)=1g/mol$; $M(Cl)=35,5g/mol$; $V_O=22,4L/mol$

Exercice 9:

1. Quel est le nom du composé organique A de formule $CH_3CO_2NH_4$ Comment est –il préparé.
2. On prend 154 g de ce composé A que l'on chauffe fortement .IL se déshydrate et l'on obtient au bout d'une demi-heure 29g d'eau et un produit B obtenu .A quelle famille chimique appartient-il ?

b .Quelle masse d'eau maximale pouvait-on récupérer théoriquement ?

c .Quel est le rendement de cette réaction au bout d'une demi-heure ?

3. Connaissez-vous une autre méthode de préparation du produit B ?

Ecrire l'équation –bilan qui lui correspond.

4. IL existe des polymères appartenant à la même famille que le produit B.

a. Citer le nom commercial de l'ion de ces polymères.

b. A partir de quel(s) réactif(s) est-il préparé ?

On donnera le nom et la formule de ce (s) réactif (s). **On donne:**

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

Exercice 10:

L'oxydation catalytique de 0,53g d'une substance X constituée de carbone, de l'hydrogène et de l'azote a donné 1,32g de dioxyde de carbone ; 0,27g d'eau et Sa densité de vapeur est de 1,83.

- a) Déterminer sa formule brute.
- b) X est un acrylonitrile, ce qui signifie que sa molécule contient le groupe $C \equiv N$ donne sa formule développée.
- c) Il se polymérise facilement. Ecrire la formule du polymère correspondant.



Calculer le degré de polymérisation sachant que la masse molaire du polymère est 2,65kg. On donne : $M(C)=12\text{g/mol}$; $M(N)=14\text{g/mol}$; $M(H)=1\text{g/mol}$

Exercice 11:

1) Les polymères synthétiques sont utilisés dans les domaines aussi variés que dans la construction automobile, l'électricité, le bâtiment, l'industrie textile, la menuiserie, la plomberie sanitaire. Le Kevlar est un polymère dont la résistance mécanique est cinq fois supérieure à celle de l'acier et dix fois supérieure à celle de l'aluminium. On l'utilise pour la fabrication des pneus à carcasse radiale, des gilets pare-balles.....

Il peut être synthétisé industriellement à partir de l'acide para phthalique ou acide benzène-1,4 dioïque (A) et du benzène -1,4 diamine (B).

a) Donne les formules semi-développées de (A) et (B)

b) Ecris l'équation de la réaction de (A) sur (B) donnant (C)

c) En déduis l'équation de la réaction de polymérisation entre (A) et (B)

2) La masse molaire d'une chaîne de Kevlar étant $11,9 \text{ Kg.mol}^{-1}$, donne

La formule du polymère.

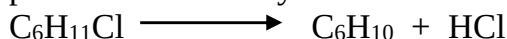
On donne : $M(C) = 12\text{g.mol}^{-1}$, $M(O) = 16\text{g.mol}^{-1}$, $M(H) = 1\text{g.mol}^{-1}$



La Cinétique Chimique :(T.S.E-T.S.Exp)

Exercice 1:

On effectue la déshydrogénation du monochlorocyclohexane $C_6H_{11}Cl$ à $116^\circ C$ en présence d'un catalyseur :

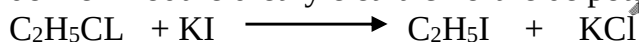


Le volume total est constant. A la date $t = 0$, la concentration du monochlorocyclohexane est 0.5 mol.L^{-1} . A la date $t = 70 \text{ mn}$, la concentration de HCl est 0.29 mol.L^{-1} . La réaction est du premier ordre.

- 1- Déterminer
 - a- La valeur de la constante de vitesse
 - b- Le temps de demi – réaction
- 2- Combien de temps faudrait – il pour que la concentration de HCl soit $0,45 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 2:

Le chlorure d'éthyle réagit avec l'iodure de potassium en solution cétonique pour donner l'iodure d'éthyle et la chlorure de potassium suivant l'équation bilan :



La concentration initiales des réactifs C_2H_5Cl et KI est $C_0 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$. La réaction est d'ordre 2 et la vitesse initiale est $V_0 = 5.44.10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$.

- 1- Calculer la constante de la vitesse de réaction et le temps de demi - réaction.
- 2- Combien de temps faudrait – il pour que 80% de la quantité initiale de chlorure d'éthyle disparaisse.

Exercice 3:

L' héli – pentoxyde d' azote N_2O_5 se dissocie suivant l'équation :



La réaction est d'ordre 1.

1°) A $105^\circ C$ on constate qu'au bout de 4 mn, $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale de N_2O_5 a été décomposée.

- a- Calculer le temps de demi – réaction à cette température.
- b- Quel serait le temps de demi – réaction si la concentration initiale avait été doublée ?

2°) A $90^\circ C$ le temps de demi réaction est 5 mn. Calculer le temps au bout duquel $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale sera décomposée.

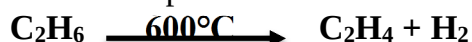
Exercice 4:

La composition du penta oxyde N_2O_5 dans le tétrachlorure de carbone est une réaction du premier ordre .Pour une concentration initiale de $1,5.10^{-2} \text{ mol/L}$ et à $t = 2225 \text{ s}$ sa concentration est de $1,35.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de N_2O_5 .

- a) Calculer la constante de vitesse de cette réaction.
- b) Définir le temps de demi-réaction et le calculer dans ce cas. A quelle date 80% du réactif aura-t-il disparu ?

**Exercice 5:**

Soit la décomposition de l'éthane en phase gazeuse à 600°C selon la réaction.



- 1- On désigne par C_0 : la concentration initiale de l'éthane à $t = 0$ et par C la concentration restante de l'éthane à un instant t :
 - a- Etablir la loi de la variation de la concentration en fonction du temps.
 - b- En déduire l'expression du temps de demi-réaction.
- 2- Sachant que ce temps de demi-réaction est une 1 heure.
 - a- Au bout de combien de temps les 15/16 ; 7/8 de la concentration initiale auront-ils disparu ?
 - b- Au bout de combien de temps on obtient 30% du produit finale ?

Exercice 6:

On mélange à la date $t = 0$ une mole d'éthanol et une mole d'acide éthanóïque.

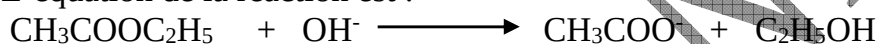
On détermine la quantité d'ester formé à la date t . Elle est de la forme $n = \frac{0,67t}{t+17}$ avec n en mol et t en h.

- 1- Quelle est la vitesse de formation de l'ester entre les dates $t = 0$ et $t = 50\text{h}$?
- 2- Quelle est la vitesse de formation de l'ester pour $t = 20\text{h}$?

Exercice 7:

On étudie la cinétique de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle.

L'équation de la réaction est :



Des expériences faites avec des concentrations molaires initiales

$[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_0 = [\text{OH}^-]_0 = C_0$, ont données les temps de demi – réactions $t_{1/2}$ indiqués dans le tableau suivant

$C_0 (\text{mol.L}^{-1})$	10^{-2}	2.10^{-2}	4.10^{-2}	8.10^{-2}
$t_{1/2} (\text{mn})$	17.8	8.9	4.45	2.22

- 1- Montrer que la réaction est d'ordre 2 et déterminer la constante de vitesse :
- 2- On part des conditions $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_0 = [\text{OH}^-]_0 = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le temps qu'il faut pour que 80% de l'acétate soit transformé.

Exercice 8 :

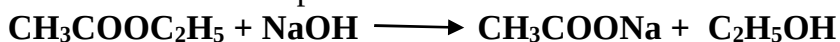
On veut étudier la cinétique d'une réaction d'estérification. Pour cela, on mélange 0.04 mol d'acide méthanoïque et 0.04 mol de pentan -1- ol à 0°C, l'ensemble occupant un volume de 506 cm^3 . Par dosage des prélèvements, on détermine les quantités d'acide restant n_A , ce qui permet de dresser le tableau des valeurs suivant :

$T (\text{mn})$	0	10	15	20	30	40	50
$n_A (10^{-3} \text{ mol})$	40	21.30	18.30	16.8	15	14.5	14

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer l'ester formé.
- 2- Tracer la courbe représentant les variations de la concentration de l'ester en fonction du temps : $[\text{ester}] = f(t)$
 Echelles : 1cm $\longleftrightarrow$ 5mn
 1cm $\longleftrightarrow$ 0.5 mol.L^{-1}
- 3- Calculer la vitesse de formation de l'ester aux instants $t_1 = 5\text{mn}$ et $t_2 = 20 \text{ mn}$.
 Interpréter l'évolution de la vitesse d'estérification.

**Exercice 9:**

Soit la réaction de saponification :



On introduit 0,2mol d'acétate d'éthyle et 0,2mol de soude dans 1L d'eau. Au bout de 5min on constate que 30% d'acétate d'éthyle sont transformées.

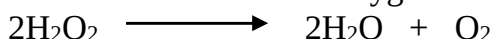
1) Calculer :

- La constante de vitesse sachant que la réaction est du 2^{ème} ordre.
- La vitesse de la réaction au temps $t = 5\text{min}$.

2) Déterminer la composition du mélange 10min après le début de l'expérience.

Exercice 10 :

Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 se décompose à une température constante pour former de l'eau et du dioxygène suivant l'équation :



A l'instant $t = 0$, On prépare une solution à 1 mol.L^{-1} de peroxyde d'hydrogène. Le volume du dioxygène dégagé $V(\text{O}_2)$ est mesuré à pression constante. On obtient à différentes dates, les valeurs suivantes :

T (H)	0	1	3	4	6	8
V(O ₂)	0	4,53	9,16	10,3	11,4	11,8

1- Déterminer les concentrations molaires résiduelles du peroxyde d'hydrogène $[\text{H}_2\text{O}_2]$

2- a) Tracer la courbe $[\text{H}_2\text{O}_2] = f(t)$

Echelles : $1 \text{ cm} \longleftrightarrow 1 \text{ H}$
 $1 \text{ cm} \longleftrightarrow 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

b) Déduire de la courbe la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène à instant $t = 3\text{H}$.

3- Dans les conditions de l'expérience, la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène est telle que $v = k[\text{H}_2\text{O}_2]$, avec $k = 1,28 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$. Utiliser cette relation pour vérifier la valeur de la vitesse à l'instant $t = 3 \text{ H}$. (Dans les conditions de l'expérience le volume molaire des gaz est

$V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice 11:

On fait réagir de l'acide acétique sur de l'alcool isopropylique.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner sa nature (on donnera les noms des produits formés)

2) Sachant qu'on n'est parti d'un litre de solution contenant 1 mol d'acide et 1 mol d'alcool, vérifier que la réaction est d'ordre 2 à partir du tableau ci-dessous : (la réaction à lieu à température constante)

Temps (h)	0	25	50	100	150	200
[Ester](mol.l⁻¹)	0	0,2	0,33	0,55	0,6	0,67

3) Tracer la courbe donnant la variation de la concentration de l'ester en fonction du temps.

4) Déterminer la vitesse moyenne de la réaction entre les instants $t = 100\text{h}$ et $t = 150\text{h}$.

5) Calculer la vitesse à $t = 50\text{h}$.

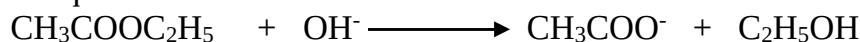


- 6) Déterminer graphiquement une valeur approchée de la limite de cette estérification.

Exercice 12:

On étudie la cinétique de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle noté A.

L'équation de la réaction est :



Des expériences faites avec des quantités initiales $n[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]_0 = n[\text{OH}^-]_0 = 50.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La solution est maintenue à température constante et on détermine la quantité n_B d'hydroxyde de sodium restant au cours du temps t . On obtient les résultats suivants :

T(min)	4	9	15	24	37	53	83	143
$n_B(\text{mmol})$	44	39	34	28	23	19	14	9

- 1) Quelle relation y'a-t-il entre n_A et n_B ? Tracer la courbe $n_A = f(t)$ avec les échelles : 1cm pour 20min ; 1cm pour 4.10^{-3} mol .
- 2) Déterminer graphiquement :
 - a) La composition quantitative (en moles) du milieu réactionnel à la date $t = 20 \text{ min}$.
 - b) Temps de demi-réaction
 - c) Comment évolue la vitesse de disparition de A en fonction du temps ? Calculer sa valeur en mol/min à la date trouvée en b)

Exercice 13:

On étudie la décomposition du peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée (H_2O_2) dans un ballon maintenu à température constante. L'eau oxygénée se décompose en eau et oxygène suivant l'équation-bilan.



A la date $t = 0$, la solution contient $0,01 \text{ mol}$ d'eau oxygénée et occupe un volume de 1 L . Le volume d'oxygène obtenue et mesuré à pression constante a donné les résultats :

T(mn)	0	5	10	15	25	35	55	75
$\text{VO}_2(\text{cm}^3)$	0	15	28	39,4	57,6	71,6	90,4	101,2

Dans les conditions de l'expérience le volume molaire d'un gaz vaut 24 L .

- 1) a) Tracer la courbe H_2O_2 restant = $f(t)$.
Echelles : 1,5cm pour 10mn
2cm pour 10^{-3} mol/l
- b) Quelle est la vitesse de disparition de H_2O_2 à la date $t = 18 \text{ mn}$, l'exprimer en $\text{mol.l}^{-1} \text{ mn}^{-1}$.
- c) Trouver la vitesse moyenne de disparition en $\text{mol.l}^{-1} \text{ min}^{-1}$ entre les instants $t_1 = 10 \text{ mn}$ et $t_2 = 45 \text{ mn}$.
- 2) Quel est le temps de demi-réaction ?

**Exercice 14 :**

Lorsqu'une personne boit une boisson alcoolisée, l'éthanol arrive dans l'estomac et passe peu à peu dans le sang.

1-Des expériences menées sur le phénomène d'absorption ont donné les résultats suivants : C désignant la concentration en éthanol du liquide contenu dans l'estomac.

T (min)	0	2	4	6	10	20
C (mol /L)	2,00	1,42	1	0,72	0,36	0,05

- Définissez puis déterminez la vitesse moyenne de disparition de l'alcool dans l'estomac entre les dates 6 minutes et 10 minutes. Précisez l'unité choisie.
 - On suppose que dans l'intervalle de temps considéré, cette vitesse est sensiblement constante. A quelle date, à partir de l'instant de consommation choisie comme origine des temps, la concentration de l'alcool dans l'estomac est-elle égale à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$?
- 3- 20 minutes après que la personne a avalé la boisson, la majeure partie de l'alcool est passé dans le sang. La concentration du sang en alcool est alors $C = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$. Sachant que la législation fixe un seuil légal de $0,50 \text{ g/L}$ pour les automobilistes, la personne est-elle Autorisée à conduire ?
- On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 15 :

En faisant réagir les ions iodures I^- sur les ions peroxodisulfates $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ on obtient du diiode selon l'équation :



Pour étudier l'évolution de cette réaction, on procède de la façon suivante: à l'instant $t = 0$, On mélange $0,5 \text{ L}$ d'une solution d'iodure de potassium **KI** de concentration molaire égale à $0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ et $0,5 \text{ L}$ d'une solution de peroxodisulfates de potassium **K₂S₂O₈** de concentration molaire égale à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Dans ce mélange, maintenu à 25°C sous agitation permanente, on effectue des prélèvements réguliers afin de déterminer par dosage la concentration molaire du diiode formé à des dates t . On obtient le tableau suivant.

T(mn)	0	2,5	5	10	15	20	25	30
$10^{-2}[\text{I}_2] \text{ mol.L}^{-1}$	0	0,95	1,70	2,95	3,85	4,57	5,15	5,60

- Représenter les variations de $[\text{I}_2]$ en fonction du temps. Prendre pour échelle : 1 cm pour 1 mn et 1 cm pour $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Calculer les concentrations molaires en ions iodure et peroxodisulfate du mélange initial et déterminer le temps de demi-réaction.
- Quelle est la vitesse de disparition des ions iodures à cette même date.
- Pour effectuer cette expérience on a pris soin d'effectuer des prélèvements de 20 cm^3 que l'on a immédiatement dilué dans de l'eau glacée avant le dosage. Expliquer les avantages de ce mode opératoire.

**Exercice 16:**

Des ampoules verre scellées contenant chacune 0,1 mole d'acide carboxylique ($R-COOH$) et 0,1 mole d'alcool ($R'-OH$) sont placés dans une étuve. A différentes dates, on retire une ampoule que l'on refroidit ; ou la casse puis on neutralise l'acide n'ayant pas réagi avec un volume V_B d'une solution molaire d'hydroxyde de sodium.

a- Reproduire et compléter le tableau suivant :

t(heures)	1	2	3	5	8	11	15	18
$V_B(\text{cm}^3)$	86	76	67	55	46	43	42	42
Y (mol)								
X (mol)								

Y : nombre de moles d'acides n'ayant pas réagi ;

X : nombre de moles d'ester formé.

b-Tracer la courbe $X = f(t)$.

Echelles : 1cm pour 1 heure ; 2cm pour 0,01 mole

c-Calculer la vitesse moyenne d'estérification entre les instants $t_1 = 2$ heures et $t_2 = 6$ heures.

d-Calculer la vitesse instantanée d'estérification à l'instant $t = 4$ heures.

Exercice 17 :

On étudie la réaction d'estérification partir d'un mélange contenant une mole d'acide éthanoïque et une mole d'éthanol. Le Volume du mélange réactionnel est

$V = 0,2 \text{ L}$. le mélange étant maintenu à température constante, on dose d'heure en heure l'acide restant. Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau suivant :

T(h)	0	1	2	4	6	8	10	15	20	25
n_A restant d'acide	1,00	0,82	0,70	0,55	0,46	0,41	0,38	0,35	0,34	0,335

1) a) Ecrire l'équation de la réaction entre l'éthanol et l'acide éthanoïque. Quel est le composé organique qui se forme ? A quoi sert-il ?

b) Quelle sont les caractéristique d'une telle réaction ?

c) Compléter le tableau de mesures en évaluant le nombre de moles d'ester (n_E) formé au cour du temps. Ainsi que la concentration molaire volumique de l'ester (C_E).

2) Représenter graphiquement les variations de C_E en fonction du temps t.

(**Echelle** : 1 cm pour 1 mol.L⁻¹ ; 1 cm pour 2h).

3) a) Définir la vitesse de formation de l'ester. Donner son interprétation graphique.

b) Déterminer le temps au bout duquel la moitié de l'acide initialement présent a réagi.

c) Calculer la vitesse d'estérification à cet instant.

4) Indiquer un procédé permettant :

a) de rendre la réaction plus rapide,

b) de modifier la composition du mélange à l'équilibre,

c) d'avoir une réaction d'estérification rapide et totale.

Données : masses molaires atomique en g.mol⁻¹ : C : 12 ; O : 16 ; H : 1.

**Exercice 18 :**

On saponifie par la soude un ester de formule générale $C_nH_{2n}O_2$ contenant 31,37% en masse d'oxygène. Cet ester est obtenu par action d'un acide autre que l'acide méthanoïque sur un alcool A. L'oxydation ménagée de A donne corps B qui, à son tour, donne un précipité jaune avec la dinitro-2,4 phénylhydrazine et reste sans action sur la liqueur de Fehling.

- 1) a) Déterminer la formule brute de cet ester ainsi que toutes ses formules semi-développées ;
- b) Donne les noms de l'alcool et de l'ester qui été saponifié ;
- c) Écris l'équation-Bilan de la réaction de saponification.
- 2) A la date $t = 0$, on réalise un mélange contenant les deux réactifs de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le mélange est maintenu à 29°C . On introduit dans sept (07) tubes à essais, 10 cm^3 du mélange à des dates différentes. Par dosages successifs, on détermine le volume X de solution d'acide chlorhydrique, $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ utilisé. On obtient les résultats suivants :

Date t (min)	2	4	6	8	10	12	14
Volume X (cm^3)	8,55	7,40	6,80	6,45	6,20	6,05	5,95

- a) Représente graphiquement sur une feuille de papier millimétrique, la concentration molaire volumique de l'alcool formé en fonction du temps.
Echelle : 1 cm $\longrightarrow$ 1 mn
2 cm $\longrightarrow$ $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- b) A quelle date la concentration molaire volumique de l'alcool sera-t-elle égale à $3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$? Évaluer la vitesse de formation de l'alcool à cette date.

Exercice 19 : Bac 98 SB

On étudie la réaction d'hydrolyse du saccharose. Pour cela, on part de 100 cm^3 d'une solution contenant 34,2 g de saccharose et on porte dans un tableau la quantité de saccharose hydrolysé en fonction du temps. On obtient le tableau suivant :

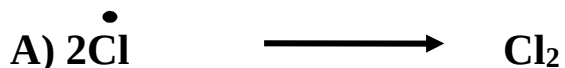
T (min)	0	40	80	120	160	190	220
[Saccharose]Hydrolysé en mol/l	0	0,135	0,250	0,350	0,440	0,500	0,550

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction
- 2- Calculer les concentrations du saccharose restant, aux instants considérés.
- 3- Tracer la courbe donnant les variations de la concentration du saccharose en fonction du temps (prendre comme échelle : 0,5 cm pour 10 minutes et 2 cm pour $0,1 \text{ mol/L}$).
- 4- Définir la vitesse de disparition du saccharose et déterminer sa valeur à l'instant $t = 120 \text{ min}$.
- 5- Définir et déterminer graphiquement le temps de demi – réaction



Le Mécanisme Réactionnel (T.S.Exp-T.S.E)

Exercice 1: La formation du mon chlorobenzène par substitution du chlore sur le benzène. Est une réaction en chaîne dont, le mécanisme peut être représenté par la suite des équations chimiques :



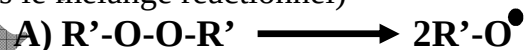
- 1.) Comment provoque-t-on la réaction R)
- 2.) Indiquer un ordre possible des différentes phases de cette réaction et distinguer les différentes étapes.
- 3.) Ecrire **R.A.C.H.I.D** sous forme d'équation –bilan de la réaction.

Exercice 2:

On considère la réaction d'addition du HBr sur cet alcène en phase gazeuse. L'équation bilan est représenté par :



Le schéma réactionnel est le suivant : (Le composé peroxyde R'-O-O-R' étant ajouté en petite quantité dans le mélange réactionnel)





- 1.) Comment provoque-t-on la réaction A)
- 2.) Indiquer un ordre possible des différentes phases de la réaction
A.N.I.A.R.E et distinguer les différentes étapes.
- 3.) Ecrire A.N.I.A.R.E sous forme d'équation –bilan de la réaction.

Exercice 3:

Réaction du dibrome sur l'heptane

1) En rappelant le déroulement et écrire l'équation bilan de la réaction de mono substitution.

Combien de mono bromo heptanes différents peut-on obtenir ? Préciser le nom et la formule de chacun d'eux.

2) Le mécanisme proposé est le suivant :

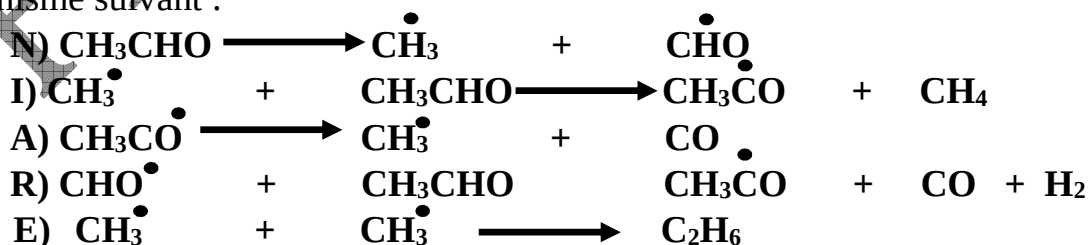


Classer les différents actes élémentaires selon leur nature, peut-on considérer Que cette réaction est une réaction de chaîne ?

3) Quelle est la longueur d'onde maximale des réactions à utiliser pour initier La réaction sachant que l'énergie de liaison de la molécule de dibrome est de 193KJmol^{-1} . On donne : $h=6,63 \cdot 10^{-34}\text{Js}$; $N=6,02 \cdot 10^{23}\text{mol.L}^{-1}$; $C=3 \cdot 10^8\text{m/s}$

Exercice 4 :

Dans un certain domaine de température et de pression, la décomposition de l'éthanal est une réaction simple $\text{CH}_3\text{CHO} \longrightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$. Mais en général, elle constitue une réaction complexe que l'on peut interpréter par le mécanisme suivant :



- 1) Expliquer ce qui distingue une réaction simple d'une réaction complexe.
- 2) Indiquer les différentes étapes dans le mécanisme proposé N.I.A.R.E.
On indiquera les centres actifs qui interviennent dans ce mécanisme.



EQUILIBRE-CHIMIQUE (T.S.E-T.S.Exp)

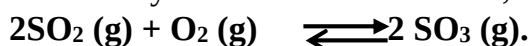
Exercice 1:

1- prévoyez dans quel sens l'équilibre $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g})$

Se Déplacera si :

- on ajoute du dihydrogène au mélange à l'équilibre ;
- on ajoute de l'ammoniac au mélange à l'équilibre ;
- on retire, par une technique appropriée, de l'ammoniac du mélange à l'équilibre.

2- Soit le système inversible suivant, à l'équilibre dans une enceinte fermée :



Cette réaction est exothermique dans le sens direct. Comment évoluera la Concentration en SO_3 ($[\text{SO}_3]$),

- si on augmente la concentration en SO_2 ?
- si on diminue la concentration en O_2 ?
- si on diminue la pression totale ?
- si on fournit de la chaleur au système ?

3- Soit le système inversible suivant, en équilibre dans une enceinte fermée :



Pour favoriser la production d'ammoniac (NH_3), a-t-on intérêt :

- à travailler à haute ou à basse pression ?
- à travailler à haute ou à basse température ?

Rappelons que la réaction est exothermique dans le sens direct

Exercice 2 :

On considère la dissociation de l'acide iodhydrique.



Sachant qu'on n'est parti de 2 moles de HI et qu'à l'équilibre 25% de l'acide se sont dissociés, on demande

- La composition du mélange à l'équilibre.
- Calculer K_c et K_p .
- Que se passe-t-il si on introduit dans le mélange 2 moles d'hydrogènes.
Quel est alors le degré de dissociation de l'acide ?

Exercice 3 :

La constante d'équilibre de la réaction : $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$

a pour valeur 0,63 à 986°C. On place dans un récipient à cette température un mélange de 1 mole de vapeur d'eau et 3 moles d'oxyde de carbone, la pression étant 2 atm.

- Quelle est la pression totale à l'équilibre à l'équilibre ?
- Combien de moles d'hydrogène sont présentes à l'équilibre.
- Quelle est la pression partielle de chacun des gaz dans le mélange à l'équilibre.

**Exercice 4 :**

Soit la réaction suivante en milieu homogène liquide : $A + 2B \rightleftharpoons C$

A l'équilibre pour une température donnée, on a 0,2 mole de A ; 0,4 mole de B et 2 moles de C.

- Calculer la constante d'équilibre K_c relative à cet équilibre sachant que la réaction a lieu dans un récipient de volume V.
- Calculer la valeur de K_c pour $V = 5L$; donner sa dimension.

Exercice 5 :

On fait agir un acide carboxylique A sur un alcool B. On obtient le corps E de formule $CH_3-COO-C_2H_5$

- Comment appelle-t-on une-t-elle réaction ?
 - Trouver les formules de A et B dont dérive E, puis écrire l'équation-bilan de la réaction (on donnera le nom de A, B et E)
 - Comment peut-on accélérer la dissociation de l'acide ?
- Calculer la constante d'équilibre relative aux concentrations molaires si on part d'une mole de A et d'une mole de B.
- Quelle serait la composition du mélange à l'équilibre si l'on doublait le nombre de mole de l'acide (le nombre de mole de l'alcool étant toujours 1 mole) à la même température.

Exercice 6 :

On fait réagir à température constante, de l'acide acétique et de l'éthanol.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction et rappeler brièvement quelques caractéristiques de cette réaction.
- On a mélange 0,6 mol d'acide acétique et 0,6 mol d'éthanol. Déterminer :
 - La composition du mélange à l'équilibre.
 - La constante d'équilibre relative à la concentration K_c .
 - A ce mélange à l'équilibre, on ajoute 1 mol d'éthanol. Déterminer la composition du mélange lors du nouvel état d'équilibre.

Exercice 7 :

Soit l'équilibre suivant gazeux: $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

- Calculer la variance de ce système.
Quels facteurs de l'équilibre peut-on choisir pour définir ce système ?
- Exprimer en fonction de la pression totale P et du degré de dissociation α , la constante d'équilibre K_p relative aux pressions partielles. Préciser l'unité.
- Sachant qu'à 27°C, sous une pression $P = 1 \text{ atm}$, $K_p = 0,17$; Calculer le coefficient de dissociation α .
- Etablir pour ce système, La relation entre K_p et K_c , Calculer K_c à 27°C.
- Sous quelle pression aurait-on un degré de dissociation de 0,6 ? ($t = 27^\circ\text{C}$)

**Exercice 8 :**

Soit le mélange d'alcool éthylique et d'acide acétique, le système évolue vers l'équilibre. A l'équilibre à 15°C, 1L de solution renferme 15g d'alcool éthylique, 20g d'acide acétique, 56g d'acétate d'éthyle et 12g d'eau.

- Calculer la constante d'équilibre K_c .
- On ajoute 20g d'acide acétique au mélange, dans quel sens évolue l'équilibre ? Déterminer les concentrations en acide, alcool, ester et eau du nouvel équilibre qui s'établit.

Exercice 9 :

Le dioxyde d'azote et son dimère sont en équilibre selon l'équation-bilan :



Sous une pression de 1atm et à 54°C, la densité par rapport à l'air du mélange à l'équilibre est $d = 2,34$

- Calculer les pressions partielles des deux constituants.
- Calculer K_p .
- Quelle serait la composition du mélange à la même température sous 10atm. **On donne** : $M(\text{N}) = 14\text{g.mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$

Exercice 10 :

Le pentachlorure de phosphore PCl_5 se dissocie en phase gazeuse suivant l'équation.

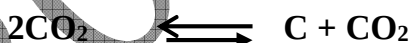


On introduit dans un récipient de 5L, à 250°C, 2mol de PCl_5 .

- Calculer la constante d'équilibre relative aux concentrations K_c sachant que le coefficient de dissociation est $\alpha = 40\%$ en déduire K_p .
- Exprimer K_p en fonction de α et de la pression totale P .
- Calculer la pression totale ainsi que les pressions partielles des différents gaz.

Exercice 11 :

On considère la réaction d'équilibre suivante :



- Calculer la variance de ce système.
- On introduit à 800°C, 1 mole de monoxyde de carbone dans un réacteur de volume invariable. A l'équilibre, la quantité de dioxyde de carbone formé est 0,095 mol. La pression totale du mélange gazeux $P = 0,796\text{atm}$.
 - Quelle est la composition du système à l'équilibre ?
 - Calculer la constante d'équilibre relative aux pressions partielles K_p .

Exercice 12 :

On considère la réaction suivante :



Sachant qu'à cette température $K_p = 11,5 \text{ atm}$, on introduit dans un récipient maintenu à 300°C une quantité de PCl_5 , de pression partielle $P_{\text{PCl}_5} = 10\text{atm}$ avant que PCl_5 n'est commencé à se dissocier.



- Quelles sont les valeurs de P_{Cl_2} , P_{PCl_3} , P_{PCl_5} lorsque l'équilibre est établi à $300^\circ C$.
- Une fois l'équilibre atteint, On suppose que le volume réactionnel soit multiplié par 10.
Quelles sont les nouvelles valeurs de P_{Cl_2} , P_{PCl_3} , P_{PCl_5} après rétablissement de l'équilibre ?

Exercice 13 :

On considère la réaction entre l'eau et le monoxyde de carbone à la température de $413^\circ K$. Il se forme alors dans les conditions de l'expérience du dioxyde de carbone et du dihydrogène. A l'équilibre on trouve 0,2 mole de monoxyde de carbone, 0,7 mole de dihydrogène, 0,3 mole d'eau et 0,86 mole de dioxyde carbone.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction. Indiquer la température en degré Celsius et déduire les différentes phases présentes dans la réaction.
- On ajoute 0,5 mole d'eau au système en équilibre. Quel serait le nombre de moles de dihydrogène après rétablissement de l'équilibre ?

Exercice 14 :

L'acétate d'isoamyle est un ester dont la saveur et l'odeur sont celles de la banane. Il est utilisé pour aromatiser certains sirops. On peut le préparer par action de l'acide acétique (acide éthanoïque) de masse volumique $1,0510^3 g/L$ sur le 3 méthylbutan-1ol de masse volumique $0,81.10^3 g/L$.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction et donner le nom officiel de l'acétate d'isoamyle.
- On mélange à l'instant initial 57,2mL d'acide et 109mL d'alcool.
 - Calculer les nombres de moles d'alcool et d'acide à cet instant.
 - En déduire la composition en moles du mélange à l'équilibre.
 - Que vaut la constante d'équilibre de cette réaction ?
- On verse dans le mélange précédent 57,2mL d'acide
 - Dans quel sens se déplace l'équilibre ?
 - En déduire la quantité de matière d'acétate d'isoamyle formé.

Exercice 15 :

La constante K_c de la réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque (acide Acétique) et l'éthanol (alcool éthylique) pour former de l'éthanoate (acétate) D'éthyle et de l'eau,



est pratiquement indépendante de la température et vaut 4,0 à la température Ordinaire. Calculez le rendement de cette réaction, si l'on part, dans un volume de V litres :

- de 1,0 mole d'acide et de 1,0 mole d'alcool ;
- de 2,0 moles d'acide et de 1,0 mole d'alcool ;
- de 1,0 mole d'acide, de 1,0 mole d'alcool et de 1,0 mole d'eau.

Le rendement de la réaction est égal au quotient de la quantité de produit obtenue effectivement et de celle que l'on aurait dû obtenir si la réaction avait été complète.

**Les Solutions Aqueuses – Notion de pH (TS.E -T.S.Exp)****Exercice 1 :**

1- Soit une solution de concentration C_1 et de volume V_1 . Que devient la concentration C_2 de cette solution si on la dilue avec de l'eau jusqu'à un volume V_2 ?

2- On considère une solution S_1 de chlorure de sodium de concentration $C_1 = 0,8 \text{ Mol.L}^{-1}$.

a- Quel volume de la solution S_1 faut-il diluer pour obtenir un litre de solution à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$?

b- On veut obtenir une solution à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$; quel volume d'eau faut-il ajouter à 250 cm^3 de la solution S_1 .

Exercice 2 :

Dans une fiole jaugée de 250ml, on met :

- 25ml de solution de NaCl à $0,8 \text{ mol.L}^{-1}$
- 50 ml de solution de CaBr_2 à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$
- $3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de chlorure de calcium
- 10,3g de bromure de sodium solide.

On complète à 250 ml avec de l'eau distillée.

1- Déterminer la quantité de matière (en mol) et la concentration (en mol.L^{-1}) de chaque ion.

2- Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

3- Masse molaires atomiques suivantes en g.mol^{-1} : Na = 23 ; Cl = 35,5; Ca = 40 ; Br = 80

Exercice 3 :

1) A 25°C , une solution d'hydroxyde de sodium a un $\text{pH}=11,8$. En déduire les concentrations des ions $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{OH}^-]$.

2) Une solution d'hydroxyde de sodium est telle que $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer son pH à 25°C .

Exercice 4 :

1) Quel volume de gaz ammoniac NH_3 faut-il dissoudre dans 300ml d'eau distillée pour obtenir une solution de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$?

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 24 L.mol^{-1} . La dissolution se produit sans variation de volume de la solution.

2) La solution obtenue a un $\text{pH}=11,1$. Calculer la concentration des ions H_3O^+ et OH^- qu'elle contient. Est-ce une solution acide, neutre ou basique ?

**Exercice 5 :**

A 25°C, on obtient une solution S en mélangeant 100 ml de solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1 = 0,16 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 200ml de solution d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 12$ et 200ml d'eau.

- 1- Calculer le pH du mélange.
- 2- Déterminer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution et montrer que la solution est électriquement neutre.

Exercice 6 :

Les produits ioniques de l'eau à différentes températures sont :

- 5°C : $K_e = 1,8 \cdot 10^{-15}$
- 37°C : $K_e = 1,9 \cdot 10^{-14}$
- 60°C : $K_e = 9,6 \cdot 10^{-14}$

- 1- Calculer le pH de l'eau à ces différentes températures.
- 2- La température normale du corps humain est 37°C. Le pH du bol alimentaire dans l'estomac d'une personne vaut : $\text{pH} = 1,2$.
 - a- Déterminer les concentrations molaires en ions hydronium et en ions hydroxyde dans une solution de bol alimentaire.
 - b- Par analogie avec le pH, définir le pOH d'une solution et calculer sa valeur pour un bol alimentaire.
 - c- Vérifier que : $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_e$

Exercice 7 :

On prépare une solution aqueuse A en dissolvant 0,05 mole de chlorure d'hydrogène et 0,05mole de chlorure de potassium dans un litre de solution

- 1) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ? Déterminer la molarité de chaque espèce chimique et calculer le pH de la solution.
- 2) On prélève 10cm³ de la solution A et on y ajoute de l'eau distillée pour compléter à un litre. Déterminer la molarité des espèces chimiques dans la nouvelle solution B. Quel est son pH ?

Exercice 8 : Bac 97 SE

On mesure simultanément les concentrations en ions hydronium et hydroxyde dans différentes solutions et à différentes températures. Les résultats obtenus sont assemblés dans le tableau ci-dessous :

Solution	A	B	C	D
T°C	15	25	55	65
$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ mol.L}^{-1}$	$10^{-3,10}$	$3,610^{-9}$	$10^{-6,80}$	$10^{-6,41}$
$[\text{OH}^-] \text{ mol.L}^{-1}$	$5,610^{-12}$	$2,810^{-6}$	$5,1710^{-7}$	$10^{-6,41}$



- 1) Calculer la valeur du produit ionique de l'eau aux différentes températures.
- 2) Déterminer quelles sont les solutions acides et quelles sont les solutions basiques.

Exercice 9 : Bac 96 SE

Il existe dans le laboratoire de votre lycée une bouteille portant les renseignements suivants :

Acide Chlorhydrique Commercial

Masse Volumique : 1181 kg/m^3

Pourcentage en masse d'acide pur : 37%

La masse molaire du chlorure d'hydrogène est $36,5 \text{ g/mol}$.

- a) A partir de ces données, Calculer la concentration de la solution commerciale.
- b) On prélève $1,0 \text{ mL}$ de cette solution et on complète à 500 mL avec de l'eau distillée. Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

Exercice 10 : Bac 97 SB

Le pH d'une solution S d'acide chlorhydrique de concentration molaire C à pour valeur 2,1.

- 1) a) Calculer Ca.
b) Calculer la concentration des espèces présentes en solution.
- 2) La solution a été préparée à partir d'une solution commerciale. Les indications portées sur l'étiquette du flacon sont les suivantes :
 - densité par rapport à l'eau : 1,20
 - degré de pureté : 45%
 - corrosif
- a) Calculer le volume de solution commerciale à prélever pour préparer 2000 mL de solution S.
- b) Pour contrôler la concentration de la solution S, on dose 20 mL de S avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 10^{-2} mol/L . Pour atteindre le point d'équivalence il a fallu verser $16,4 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium. Quel est le pH du point d'équivalence ?
Quel type d'indicateur coloré peut-il convenir pour ce dosage ?

**ACIDES FORTS – BASES FORTES (T.S.E -T.S.Exp)****Exercice 1 :**

Une solution d'acide chlorhydrique a un pH de 2,3

- 1- A l'aide de cette solution on souhaite préparer 2 L de solution ayant un pH = 3 ; comment procéder ?
- 2- Quel volume de gaz de HCl faut-il dissoudre dans 2 L d'eau pure pour obtenir la même solution? $V_m = 24,5 \text{ L.mol}^{-1}$

Exercice 2 :

On dispose d'une solution A de NaOH, de pH = 12.

- 1- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 50ml de A pour obtenir une solution B de pH = 10,7 ?
- 2- Quelle masse d'hydroxyde de sodium solide aurait-il fallu dissoudre pour préparer directement le même volume de B ? Conclure.

Exercice 3 :

On dissout 0,001 mol de chlorure d'hydrogène dans un litre d'eau.

- a- Ecrire l'équation bilan de la réaction entre HCl et de l'eau.
- b- Décrire deux expériences montrant la nature des ions présents dans la solution.
- c- Quel est le pH de la solution obtenue ?
- d- On prélève 50 ml de la solution précédente. Quel volume d'eau faut-il ajouter pour préparer une solution de pH = 4?

Exercice 4 :

Dans 500ml d'eau pure, on dissout une masse de 0,73g de HCl.

- a- Quel est le volume de gaz dissous, dans les conditions normales de température et pression ?
- b- Ecrire l'équation bilan de l'ionisation de HCl dans l'eau.
- c- Quel est le pH de la solution obtenue ?
- d- Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans cette solution à 25°C.

Exercice 5 :

Dans un bécher, on mélange les solutions aqueuses suivantes :

- $V_1 = 50 \text{ ml}$ d'acide chlorhydrique de concentration $C_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 - $V_2 = 75 \text{ ml}$ d'acide nitrique de concentration $C_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$;
 - $V_3 = 75 \text{ ml}$ d'acide bromhydrique de concentration $C_3 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$;
 - $V_4 = 300 \text{ ml}$ d'eau distillée.
- a- Calculer la concentration de toutes les espèces présentes dans solution.
 - b- Quel est le pH du mélange ? On néglige les ions H_3O^+ provenant de l'autoprotolyse de l'eau.

**Exercice 6 :**

- a- On dispose d'une solution 1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 5.10^{-3}$ et d'une solution 2 de d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Calculer le pH respectif de chacune de ces solutions.

- b- On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ ml}$ de la solution 1 avec un volume $V_2 = 50 \text{ ml}$ de la solution 2. Quel est le pH de la solution obtenue ? Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques dans le mélange.

Exercice 7 :

Une solution commerciale d'acide nitrique contient en masse 62% d'acide nitrique HNO_3 pur et une masse volumique de 1420 kg.m^{-3} .

- a- Exprimer la concentration en acide de cette solution. Vérifier que $C = 14 \text{ mol.L}^{-1}$
b- Quelle quantité de cette solution faudrait-il utiliser pour préparer 250 cm^3 d'une solution d'acide nitrique à $0,14 \text{ mol.L}^{-1}$
c- Calculer le pH de la solution préparée en b.

Exercice 8 :

La lessive de soude est une solution concentrée d'hydroxyde de sodium que l'on trouve facilement en droguerie.

- 1- Un flacon commercial de 1 litre de lessive de soude, de densité (par rapport à l'eau) 1,333 contient en masse 30% d'hydroxyde de sodium NaOH pur. Quelle est la concentration de la solution de la lessive de soude ?
2- On veut préparer, pour une séance de travaux pratiques, 2 L d'une solution d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 12,5$. Quel volume de solution commerciale faut-il utiliser pour cela ? Comment le mesurer ?
3- On verse 25 ml de solution commerciale dans 1 L d'eau. Quel est le pH de la solution obtenue

Exercice 9 :

On veut déterminer la masse molaire d'un alcool R-OH (R est radical alkyl).

Sur 3,7 L de cet alcool, on fait agir du chlorure d'éthanoyle en excès. Le chlorure d'hydrogène formé est recueilli en totalité dans 5 litres d'eau. Le pH de la solution obtenue est 2.

- 1- Ecrire l'équation bilan de cette réaction et calculer la masse molaire M de cet alcool ; en déduire sa formule moléculaire.
2- Dans 50 cm^3 de la solution d'acide chlorhydrique obtenue, on verse 100 cm^3 d'une solution d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{pH} = 2,7$.
a- Montrer que l'acide nitrique est un acide fort et écrire l'équation bilan de son ionisation dans l'eau.
b- Quel est le pH du mélange obtenu ?

Exercice 10 : Bac 95 SE

Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration volumique $C = 4.10^{-2} \text{ mol/L}$ a un pH de 10,9.

- 1) Trouver la valeur de la constante pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
2) Dans 20 cm^3 de cette Solution, on a versé $x \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 3.10^{-2} \text{ mol/L}$.
a) Écrire l'équation bilan de la réaction.
b) Quelle doit être la valeur de x pour obtenir une solution de pH égal à 9,2. Le produit ionique de l'eau est égal à 10^{-14} .



On donne le tableau de correspondance pour les pH non entiers :

pH	n,1	n,2	n,3	n,4
$[H_3O^+]$ en mol/L	$7,91.10^{-(n+1)}$	$6,3. 10^{-(n+1)}$	$5,0. 10^{-(n+1)}$	$4,0. 10^{-(n+1)}$

n,5	n,6	n,7	n,8	n,9
$3,2. 10^{-(n+1)}$	$2,5.10^{-(n+1)}$	$2,0.10^{-(n+1)}$	$1,6.10^{-(n+1)}$	$1,3.10^{-(n+1)}$

Exemple : Si $pH = 9,2 \Leftrightarrow [H_3O^+] = 6,3.10^{10} \text{ mol/L}$ ($n = 9$).

Exercice 11 : (Bac 2002 SB)

Deux solutions acides ont la même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol/l}$. la solution S_1 est Une solution de chlorure d'hydrogène de $pH = 2,0$ et S_2 une solution d'acide méthanoïque de $pH = 2,9$.

- 1) En déterminant les concentrations des ions H_3O^+ des deux solutions, montrer que l'une est une solution d'acide fort et l'autre une solution d'acide faible. Écris les équations bilan des réactions de ces acides avec l'eau.
- 2) Vérifier, par le calcul que la constante pK_a du couple correspondant à l'acide méthanoïque est égale à 3,7

**Couple Acide-Base – Dosage -pHmetrique (TSE- TSExp)****Exercice 1 :**

On mesure le pH de 100 ml d'acide méthanoïque à $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: on trouve $\text{pH} = 2,9$. On ajoute alors 900ml d'eau distillé à la solution précédente, on homogénéise et on mesure à nouveau le pH : on trouve $\text{pH} = 3,4$.

- 1) Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide méthanoïque. L'ionisation est-elle totale ou partielle ? Justifier :
- 2) Calculer dans les deux cas, les concentrations des espèces présentes.
- 3) Quelle est, dans les deux cas, la quantité d'acide ionisé ? En déduire l'effet de la dilution sur l'équilibre d'ionisation de l'acide méthanoïque.

Exercice 2:

Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration $10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$: à un $\text{pH} = 10,1$

- a) Déterminer les concentrations de l'espèce chimique présentée dans la solution précisée leur caractère majoritaire, ultra- minoritaire.
- b) Montrer que ces résultats mettent en évidence qu'une réaction limitée s'est produite entre les molécules NH_3 et l'eau. Ecrire l'équation de cette réaction.

Exercice 3 :

1- Quelle est la base conjuguée de l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{-COOH}$?

2- Une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un pH égal à 3.

- a) Montre que l'acide éthanoïque est un acide faible.
 - b) Calculer le rapport α du nombre de mol d'acide ionisées au nombre de mol d'acide mises en solution.
- 3- A 10 cm^3 d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire $5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on ajoute 15 cm^3 d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration molaire $4 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le pH du mélange obtenu est 4,7.
- a) Calculer la concentration molaire de chaque espèce chimique présente dans la solution.
 - b) Calculer la valeur du rapport $\frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]}$ en déduire le pK_a du couple

**Exercice 4:**

On dissout 0,1mol d'acide méthanoïque HCOOH dans l'eau pure de façon à obtenir 1litre de solution. Tous les mesures sont réalisés à 25°C le pH de cette solution est 2,4.

- a) Montre que l'acide méthanoïque est un acide faible et écrire l'équation de la réaction qui a lieu lors de la préparation de la solution.
- b) Calculer les concentrations, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de différentes espèces chimiques présentées dans la solution. Déduire le pK_a du couple $\text{HCOO}^- / \text{HCOOH}$.
- c) Le pK_a du couple $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ est 4,8. En adoptant comme critère les valeurs des pK_a , comparés les forces des acides méthanoïques (HCOOH) et éthanoïques ($\text{CH}_3\text{-COOH}$).

**Exercice 5 :**

On réalise différentes solutions en mélangeant à chaque opération une solution aqueuse d'acide éthanóiques (acide acétique) de volume V_A et une solution aqueuse d'éthanoate de sodium (acétate de sodium) de volume de V_B . Les solutions aqueuse d'acide éthanóique et éthanoate de sodium utilisé pour ces mélanges ont toutes les deux pour concentration molaire volumique : $0,1\text{mol}^{-1}$

Les valeurs du pH de ces solutions pour différents volumes V_A et V_B sont indiquées dans le tableau suivant :

$V_B(\text{ml})$	10	10	10	10	10	20	30	40	50
$V_A(\text{ml})$	50	40	30	20	10	10	10	10	10
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5

1-On considère que les ions éthanoate sont introduits par la solution d'éthanoate de sodium et que l'acide n'est pas ionisé. En déduire l'égalité :

$$\frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$$

2- Représenter graphiquement le pH en fonction de $\log \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]}$

Echelle : 5 cm sur l'axe horizontal correspondant à une unité de $\log \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]}$

; 5 cm sur l'axe vertical correspondent à une unité de pH.

3 - Montrer que l'équation de la droite obtenue peut se mettre sous la forme

$$\text{pH} = A + B \log \frac{[\text{CH}_3 - \text{COO}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{COOH}]}; A \text{ et } B \text{ étant deux constantes.}$$

4- Calculer à partir de la courbe les valeurs des constantes A et B. Que représente la constante A ?

5- Calculer la concentration molaire volumique des différentes espèces chimiques en solution pour $\text{pH}=5$.

Exercice 6 :

La pyridine, composé organique hétérocyclique de formule brute $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ est liquide à caractère basique, que l'on rencontre dans de nombreux composés naturels comme la nicotine.

1- Comment pourriez-vous simplement mettre en évidence son caractère basique ?

2-Montrer que la pyridine est une base au sens de Bronsted et donner son acide conjugué.

3- A 25°C , le pH d'une solution à 10^{-2}mol^{-1} de pyridine est égal à 8,6. Calculer les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

4- Au regard de ces résultats peut-on en déduire que la pyridine est une base faible et pourquoi ?

5-Calculer le pK_a du couple acide /base correspondant.

6- Sachant que le couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ a un $\text{pK}_a = 9,2$, préciser qui de la pyridine ou de l'ammoniac est la base la plus faible en justifiant clairement votre réponse.

**Exercice 7:**

N.B : les questions 1, d'une part , 2 et 3 d'autre part , peuvent être traitées indépendamment .

Toutes les solutions envisagées sont à 25°C.

1) On dispose d'une solution aqueuse de l'acide AH dont le pH est 2,4.

On en prélève 10 cm³ que l'on complète à 50 cm³ avec de l'eau distillée .

Le pH de la nouvelle solution est 3,1 . l'acide AH est-il fort ou faible ?

Justifier votre réponse .

2) le pH d'une solution d'un autre acide , l'acide benzoïque de formule C₆H₅COOH / C₆H₅COO⁻ est de 4,2 . En déduire la concentration molaire C de la solution acide.

3) On ajoute un V₁ d'une solution d'acide benzoïque de concentration molaire C₁ = 1 x 10⁻¹ à un volume V₂ = 50 cm³ d'une solution de benzoate de sodium de concentration molaire.

C₂ = 7 x 10⁻² mol.l⁻¹ pour obtenir une solution de pH égale 5,0 . Calculer le volume V₁ d'acide benzoïque versé.

Exercice 8 :

On considère une solution aqueuse d'acide dichloroéthanique CHCl₂ -> CO₂H dite solution A , de concentration molaire égale à 10⁻¹ mol/L.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de cet acide avec l'eau . Montrer que cette réaction fait intervenir deux couples acide-base.

a) Indiquer lesquels ?

b) Quelle est la formule base conjuguée de l'acide dichloroéthanique .

2) Le pH de la solution A est 1,3 . Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques contenues dans la solution A . En déduire :

a) La constante d'acidité K_a et le pK_a du couple acide-base auquel appartient l'acide dichloroéthanique

b) Le coefficient d'ionisation α de l'acide dans la solution A.

Exercice 9 :

On étudie la réaction de l'acide acétique avec la soude.

1. Donner l'équation de la réaction de cette transformation chimique

2. Exprimer la constante de réaction de cette transformation en fonction de la constante d'acidité de l'acide acétique et du produit ionique de l'eau .

3. Déterminer sa valeur numérique . Commenter

Données : produit ionique de l'eau (25°C) : K_E = 10⁻¹⁴

pK_a du couple CH₃COOH / CH₃COO⁻ : pK_A = 4,75.

Exercice 10 :

Une solution A de pH = 9 a été obtenue en dissolvant 0,32 mole de chlorure d'ammonium par litre et un certain volume v d'ammoniac gazeux.

1) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution ?

2) Calculer leur concentration molaire .

3) Quel volume v d'ammoniac mesuré à 20°C et sous une pression de 75 cm de mesure a-t-on dissous dans un litre de la solution A ?

On donne :

-pK_a du couple NH₄⁺ / NH₃, pK_a = 9,25 ;

-La constante des gaz parfaits , R = 8,32 u.S.I ;

-La pression atmosphérique normale , p₀ = 1,013 x 10⁵ Pa.

**Exercice 11 :**

On prépare 450cm³ de solution aqueuse en dissolvant $9,0 \times 10^{-2}$ moles de méthylamine dans de l'eau. Le pH de la solution est égal à 12.

1. Ecrire l'équation traduisant la réaction de la méthylamine avec l'eau.
2. Calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution.
3. a) Calculer le coefficient d'ionisation de la méthylamine dans l'eau.
Endéduire que la méthylamine est une base faible.
b) Calculer la constante d'acidité et pKa du couple méthylammonium-méthylamine.
4. La méthylamine est-elle une base plus faible que l'ammoniac dont le pKa est égal à 9,25 ?
5. En prenant la valeur Ka trouvée au 3° quel volume V_A de solution méthylamine de concentration molaire C_A faut-il ajouter à un volume V_B de solution de chlorure de méthylammonium de concentration molaire C_B pour obtenir un volume V = 500cm³ de solution de pH = 9,8 ?

On donne :

$$C_A = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1} \text{ et } C_B = 1 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Exercice 12: (Bac 2014 TSE)

A 25°C, on désire préparer une solution aqueuse S d'ammoniac de pH = 11 par dilution d'une solution S₁ vendue dans le commerce.

- 1- Cite les espèces présentes dans la solution S et calcule leurs concentrations molaires. La valeur numérique du pKa du couple acide/base NH₄⁺/NH₃ est 9,2.
- 2- Donne la concentration C₀ de la solution S.
- 3- La solution du commerce S₁ a une masse volumique de 890g/L et contient 34% en masse d'ammoniac pur.
- a) Que vaut la concentration molaire en ammoniac de la solution S₁ ?

On donne : M(H) = 1g.mol⁻¹ ; M(N) = 14g.mol⁻¹

- b) Quel volume de la solution S₁ faut-il utiliser pour obtenir un litre de la solution S précédemment étudiée ?

Exercice 13:(Bac 2015 TSExp)

On se propose d'étudier le dosage d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque par une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium. On verse progressivement la solution de soude dans un volume V_a = 10cm³ de solution d'acide éthanoïque. Un pH-mètre rend compte de l'évolution du pH au cours de l'opération. Le tableau suivant traduit cette manipulation (V_b représente le volume de base versé).

V _b (cm ³)	0	1	2	3	4	5	6	7	8
pH	2,9	3,5	3,9	4,3	4,5	4,7	4,9	5,0	5,1

V _b (cm ³)	9	9,5	10	10,5	11	12	13	14	15
pH	5,4	6,0	8,8	11,0	11,7	12,2	12,5	12,6	12,7

- 1- Ecris l'équation bilan de la réaction acide-base qui se produit.

Tracer la courbe pH = f(V_b) traduisant la variation du pH en fonction de V_b sur un papier millimétré.

Echelle : 1cm pour 1cm³

1cm pour 1 unité de pH



2- A l'aide de la courbe, détermine :

- Le volume V_E de soude versé à l'équivalence
- Le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^-

3- Calcule la concentration molaire de la solution acide

4- Calcule les concentrations molaires des espèces présentes à la demi- équivalence.

Exercice 14 :

Un laboratoire a préparé 4 solutions 1,2,3,4 de même concentration molaire volumique $C = 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$: (1) chlorure d'hydrogène ; (2) hydroxyde de sodium ; (3) composé X ; (4) composé Y. Il a oublié de coller les étiquettes indiquant la nature des composés X et Y sur les flacons contenant les solutions 3, 4. Afin d'identifier les composés X et Y on effectue les tests décrits ci après .

1. Pour la solution 3 la mesure de pH donne $pH = 2,4$. Pour la solution 4, la mesure du pH donne $pH = 11,9$. En déduire la nature des composés X et Y : acide fort ou faible , base forte ou faible ; justifier les réponses .
2. Dans 10 cm^3 de solution (3) on verse goutte à goutte la solution (2). La courbe ci-dessous donne la variation du pH du mélange en fonction du volume v de solution 2.

$V(\text{cm}^3)$	0	1	2	3	4	5	6	8	9	9,5
pH	2,4	2,7	3,1	3,3	3,5	3,7	3,9	4,3	4,7	5,1

10	10,5	11	12	15	20
82	11,4	11,7	12	12,3	12,5

a) Déterminer graphiquement :

- Le volume de solution 2 versé à l'équivalence ,
- Le pH à l'équivalence,
- Le pK_a du couple auquel appartient le composé X

b) Identifier le composé X . On donne :

- Acide méthanoïque/ion méthanoate : $pK_a = 3,7$
- Acide éthanoïque /ion éthanoate : $pK_a = 4,8$

Comparer , en justifiant la réponse, la force X à celle de l'acide de l'autre couple .

c) Ecrire l'équation de la réaction support du dosage

3. On mélange 30 cm^3 de solution 4 avec 20 cm^3 de solution 1 . La solution S obtenue a un pH égal à 10,5. Ecrire l'équation bilan de la réaction d'une base faible notée B avec de l'eau . A partir du calcul des concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution S, déterminer le pK_a du couple acide/base auquel le composé Y appartient . Identifier le composé Y . On donne : $C_2H_5-NH/C_2H_5-NH_2$: $pK_a = 10,8$; NH_4^+/NH_3 : $pK_a = 9,2$.

Exercice 15 : (Bac 2012 SE)

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on enlève un volume $V_B = 10 \text{ cm}^3$ que l'on introduit dans un bécher puis on ajoute de l'eau. On y verse alors progressivement le contenu d'une burette graduée remplie d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ et à chaque ajout on relève le pH (voir tableau)



VA(cm ³)	0	2	4	6	9	11,5	12	12,5	13,5
pH	12,2	12	11,9	11,7	11,5	11,2	11,1	11	10,8

14	14,5	15	16	16,5	17	18	20	22	25
10,6	10,3	7,2	3,4	3,2	3,1	3	2,8	2,7	2,5

- Ecrire l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques de deux solutions.
 - Tracer sur un papier millimétré la courbe $\text{pH} = f(V_A)$
 - Utiliser cette courbe pour déterminer V_A^E d'acide versé à l'équivalence
 - En déduire la concentration inconnue C_B .
- On veut préparer une solution contenant $m = 0,12\text{g}$ de chlorure de sodium à partir des deux solutions S_A et S_B .
 - Calculer le volume de chacune d'elles à utiliser
 - Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ?
 $M(\text{Na}) = 23\text{g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$
 Echelle : 1 cm pour 1cm^3 de volume
 1 cm pour une unité de pH

Exercice 16:

Sous l'action des ferments lactiques, le lactose contenu dans le lait se transforme en acide lactique. A 20°C , si la teneur en acide lactique dépasse 5g.L^{-1} , le lait caillé (la caséine coagule, le lait se sépare en caillé et en sérum, l'acide lactique se retrouve dans le sérum). Le dosage de l'acidité du lait permet d'apprécier son état de conservation. On admettra que le seul acide présent dans le lait est l'acide lactide.

1. L'acide lactique a pour formule : $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{OH})\text{-COOH}$

Quelles fonctions chimiques possède-t-il ?

2- On se propose de doser l'acide lactique présent dans un lait non pasteurisé à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de molarité $0,05\text{mol.L}^{-1}$.

On dispose d'une solution S_0 d'hydroxyde de sodium de concentration bien connue $C_0 = 0,500\text{mol.L}^{-1}$.

A partir de la solution S_0 précédente, comment peut-on préparer 1 litre de solution d'hydroxyde de sodium à $0,05\text{mol.L}^{-1}$ qui servira pour le dosage ?

3- Dans le bécher on verse 20cm^3 de lait. La solution de soude $0,05\text{mol.L}^{-1}$ placée dans la burette est versée progressivement. Les mesures du pH ont permis d'établir le tableau :

V(soude) en cm^3	0	2	4	6	8	10
pH	2,6	3,2	3,6	3,9	4,2	4,6

V(soude) en cm^3	11	11,5	12	12,5	13	14	16
pH	5,2	6,3	8	10,5	11	11,3	11,6

- a- Tracer le graphe $\text{pH} = f(V \text{ de soude})$. En déduire :
- Les coordonnées du point équivalent ;



- Le pKa du couple acide lactique/ion lactate.
 - b- L'acide lactique est-il plus ou moins fort que l'acide propanoïque dont le pKa = 4,9 ?
 - c- Déterminer la concentration de l'acide lactique dans le lait étudié.
- On donne : $M(C) = 12\text{g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23\text{g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16\text{g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1\text{g.mol}^{-1}$.
- 4- Parmi les indicateurs colorés suivants :

Hélianthine	3,1 - 4,4
Rouge de méthyle	4,4 - 6,2
Phénolphthaléine	8,0 - 9,9
Bleu de Bromothymol	6,2 - 7,6

Lequel proposeriez vous pour le dosage de l'acide lactique par l'hydroxyde de sodium ?

Exercice 17:

Dans cet exercice, toutes les expériences sont réalisées à 25°C.

Dans le laboratoire du **Lycée**, le professeur de Sciences Physiques **Mr. A. NIARE** décide de réaliser les expériences suivantes : la détermination de la concentration molaire volumique ; le dosage d'une solution d'acide éthanóïque et la comparaison de la force des acides méthanoïque et éthanóïque.

Il dispose de trois solutions d'acides de même concentration

$$C_1 = C_2 = C_3 = C_a$$

A₁ : Solution d'acide chlorhydrique

A₂ : Solution d'acide méthanoïque

A₃ : Solution d'acide éthanóïque

1- Détermination de la concentration molaire volumique

A un volume $V_1 = 50\text{ mL}$ de la solution A₁ d'acide chlorhydrique, **Mr. A. NIARE** ajoute un volume $V_b = 50\text{ mL}$ d'une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5.10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$. La mesure du pH du mélange obtenu donne : pH = 2,6.

- 1.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique.
- 1.2- Déterminer l'expression de la quantité de matière d'ions hydronium (H_3O^+) présents dans le mélange en fonction de C_a , V_1 , C_b et V_b .
- 1.3- En déduire l'expression de la concentration C_a en fonction de C_b , V_b , V_1 et de pH.
- 1.4- Vérifier par le calcul que $C_a = 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$

2. Dosage de la solution d'acide éthanóïque

Mr. A. NIARE verse progressivement la solution de soude précédente dans un volume $V_3 = 20\text{ mL}$ de solution A₃ d'acide éthanóïque.

Le tableau ci-dessous indique le pH du mélange en fonction du volume de soude versée.

Volume V_b de soude versée (mL)	20	40
pH	4,9	8,2

- 2.1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanóïque et la



soude.

2.2- A quelle étape du dosage se trouve **Mr.A.NIARE** lorsque $V_b = 40\text{mL}$? Avant l'équivalence, à l'équivalence ou après l'équivalence ? Justifier la réponse.

2.3- Pour $V_b = 40\text{ mL}$, faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.

2.4- Déterminer la concentration de chaque espèce chimique présente dans le dit mélange.

2.5- En déduire le pK_a du couple acide / base étudié.

2.6- Citer les propriétés du mélange obtenu pour $V_b = 20\text{mL}$. Justifier la réponse.

2.7- Parmi les indicateurs colorés ci-dessous, lequel convient le mieux au dosage de l'acide éthanoïque par la soude ? Justifier la réponse.

Nom de l'indicateur		Zone de virage	
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – orange – 5,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6 – vert – 7,6	Bleu
Phénolphthaléine	incolore	8,2 – rose – 10	Rouge violacé

3. Comparaison de la force des acides méthanoïque et éthanoïque.

La constante d'acidité du couple acide/ base présent :

- Dans la solution A_2 d'acide méthanoïque vaut $K_{a2} = 16.10^{-4}$;
- Dans la solution A_3 d'acide éthanoïque vaut $K_{a3} = 1,6.10^{-5}$

3.1- Entre l'acide méthanoïque et l'acide éthanoïque, le quel est le plus fort ? Justifier.

3.2- En déduire une comparaison des pH des solutions A_2 et A_3 .

Exercice 18:

N.B : Les solutions sont prises à 25°C .

Cinq béchers contiennent des solutions différentes A, B, C, D, E de même concentration $C=10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$

A : solution de chlorure de sodium

B : solution d'hydroxyde de sodium

C : solution d'acide chlorhydrique

D : solution d'acide benzoïque

E : solution d'ammoniac.

1- Pour identifier le contenu de chacun des béchers on mesure le pH en numérotant le bécher correspondant.

Compléter le tableau suivant :

N° du bécher	1	2	3	4	5
pH	2	10,6	12	7	3,1
Solution					

2- Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution E. En déduire le pK_a du couple acide-base correspondant.

3- Comment peut-on obtenir une solution de $\text{pH}=7$ à partir des solutions B et C ? Justifier.



4- On mélange 10cm^3 de la solution C avec 20cm^3 de la solution A. Calculer le pH de la solution obtenue.

5- On veut préparer une solution tampon à partir des solutions E et C.

a- Quel volume de la solution C faut-il ajouter à 25cm^3 de la solution E ?

Quel sera le pH de cette solution ? Justifier.

b- Citer les propriétés de cette solution.

Exercice 19:

1- On compare trois acides faibles :

- L'acide méthanoïque A_1
- L'acide éthanoïque A_2
- Le chlorure d'ammonium A_3

a- A partir des résultats expérimentaux ci-après concernant des solutions à concentration initiale C_0 identique, classer par ordre décroissant les constantes d'acidité de ces trois acides.

Solutions $C_0 = 0,5\text{mol/L}$	pK_a
A_1	3,8
A_2	4,8
A_3	9,2

b- Classer par ordre croissant ces trois acides, en fonction de la valeur de leur pH. Conclure.

2- On introduit 4,6g de l'un des acides carboxyliques précédents dans de l'eau pour obtenir 1 litre de solution. On dispose dans un bécher, de 30cm^3 de cette solution que l'on neutralise progressivement par une solution aqueuse décimolaire d'hydroxyde de sodium. On note les résultats suivants :

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

a- Tracer la courbe $\text{pH}=f(V_B)$

Echelle : 1cm pour 2,5mL

1cm pour 1 unité de pH.

En déduire le volume V_B versé et le pH à l'équivalence.

b- Déduire de la courbe la concentration molaire de l'acide carboxylique dosé.

Trouver sa masse molaire moléculaire, sa formule et son nom.

c- Les indicateurs colorés disponibles sont indiqués dans le tableau suivant :

Indicateur	Domaine de pH de la zone de virage
Hélianthine	3,1 - 4,4
Bleu de Bromothyl	6,0 - 7,6
Phénolphthaléine	8,2 - 10,0

Qu'appelle-t-on zone de virage d'un indicateur coloré ? Lequel de ces trois indicateurs apparaît le mieux adapté au dosage ? Justifier graphiquement la réponse.



3- Pour $V_B = 28\text{cm}^3$, calculer les concentrations molaires des différents espèces chimiques présentes dans le bécher. Retrouver la valeur du pK_a de l'acide carboxylique.

Exercice 20:

Une solution aqueuse acide contient 3,25g d'un acide carboxylique pur dans 1 litre d'eau. On réalise le dosage d'un volume $V_A=100\text{mL}$ de cette solution par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B=5.10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$. Le tableau ci-dessous indique le pH de la solution en fonction du volume V_B de solution de soude versée.

$V_B(\text{mL})$	0	10	20	25	30	40	50	52
pH	3,2	4,2	4,7	4,8	5	5,1	5,9	6,2
$V_B(\text{mL})$	54	55	56	57	58	60	65	70
pH	6,5	6,8	8,5	10,5	10,8	11,1	11,6	11,9

- Représenter sur papier millimétré la courbe $\text{pH}=f(V_B)$
Echelle : 1cm $\longleftrightarrow$ 1 unité de pH ; 1cm $\longleftrightarrow$ 5mL
- a) D'après l'allure de la courbe, s'agit-il d'un acide faible ou d'un acide fort ? Citer 3 critères qui justifient votre choix.
b) Déterminer graphiquement le point d'équivalence. En déduire la concentration de la solution acide.
- Déterminer la formule semi-développée et le nom de l'acide sachant qu'il dérive d'un alcane non ramifié.
- Déterminer graphiquement la constante d'acidité K_a de cet acide.
- a) Faire le bilan des espèces chimiques présentes dans le mélange à la demi-équivalence.
b) Calculer leurs concentrations molaires volumiques.

Exercice 21:

- Les mesures de pH de trois solutions aqueuses de même concentration molaire $C=0,1\text{mol/L}$ ont donné à 25°C les valeurs : 5,9 ; 7,0 ; 13,0
Ces trois solutions prises dans un ordre quelconque sont :
A- Solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl ;
B- Solution aqueuse de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$;
C- Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH ;
a- Attribuer à chacune des solutions A, B, C la valeur de son pH.
b- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution B. En déduire le pK_a du couple ion éthylammonium/éthylamine.
- On se propose de préparer deux solutions de même $\text{pH}=10,8$:
- L'une, notée S_0 , est obtenue en ajoutant 50mL de C à 100mL de B.
- L'autre, notée S, est un mélange de 75mL de B et d'un volume V d'une solution aqueuse d'éthylamine de concentration molaire $C'=0,1\text{mol/L}$.
a- Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit lors de la préparation de S_0 et calculer les concentrations des espèces chimiques en solution.
b- Quelles sont les propriétés particulières des solutions S_0 et S ?
c- Calculer le volume V de la solution d'éthylamine à utiliser pour préparer la solution S.

**Exercice 22:(BAC 97 SE)**

1) On désire préparer une solution tampon de $\text{pH}=9$. Calculer les volumes de solutions d'ammoniac et de chlorure d'ammonium, respectivement

Décimolaire, qu'il faut mélanger pour obtenir 100ml de solution tampon.

On donne $\text{pK}_a=9.2$ pour le couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.

2) on veut préparer la solution tampon de $\text{pH}=9$ en versant une solution d'acide chlorhydrique décimolaire dans 100ml de solution d'ammoniac décimolaire.

Quel volume de solution d'acide chlorhydrique faut-il verser ?

3) on ajoute 900 ml d'eau dans 100ml de solution de $\text{pH}=9$ obtenue dans 1). La solution ainsi diluée a toujours le $\text{pH}=9$. Pourquoi ?

4) dans un litre de la solution précédente, on ajoute 5ml de solution d'acide chlorhydrique décimolaire. Le pH devient égal à 8.9.

Calculer la molarité des ions en NH_3 et NH_4^+ avant et après l'addition de la solution chlorhydrique et déduire le rôle de l'acide chlorhydrique ; expliquez alors pourquoi le pH varie peu.

Exercice 23:

On dissout dans 500mL d'eau 0,2 mole d'ammoniac et 10,7g de chlorure d'ammonium, puis on complète le volume à 1 litre avec de l'eau pure. Le pH de ce mélange est 9,2.

1.a) Quel est le couple acide/base concerné ?

b) Dans la solution, deux équilibres coexistent. Ecrire leurs équations-bilan.

c) Après avoir fait le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution, calculer les concentrations molaires volumiques de chacune. Préciser les approximations faites.

d) En déduire le pK_a du couple concerné.

2. On ajoute à ce mélange 0,002 mole de chlorure d'hydrogène, de sorte que la variation de volume peut être négligée.

a) La variation de pH est de 0,01 unité. Justifier cette faible variation.

b) Ecrire les équations-bilans des réactions qui ont lieu dans le mélange.

c) Quelle aurait été la variation de pH si on avait ajouté 0,002 mole de chlorure d'hydrogène à 1 litre d'eau pure ?

3. On reprend 1 litre du mélange initial et on y ajoute 1 litre d'eau pure. Le pH reste égal à 9,2. Justifier cette valeur par un raisonnement simple.

4. Maintenant, on veut préparer une solution de $\text{pH} = 9,2$, en partant d'une solution d'ammoniac de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_3 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Quel volume de la solution d'acide chlorhydrique faut-il ajouter à un volume $V_B = 50 \text{ mL}$ de la solution d'ammoniac ? On donne les masses molaires atomiques : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 24:

Le but de cette étude est de déterminer la masse d'acide ascorbique, de formule $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, présente dans un comprimé de vitamine C500.

Pour cela, on dissout un comprimé dans 100 ml d'eau distillée et on dose ces 100ml par une solution d'hydroxyde de concentration $C_b = 0,32 \text{ mol.L}^{-1}$.

Les résultats des mesures pH métriques sont donnés dans le tableau suivant, où V_b est le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versée.



V _b (ml)	1	3	4	5	6	7	8
pH	3,3	3,8	4,0	4,2	4,4	4,7	5,1

V _b (ml)	8,5	9	9,5	10	11	13	15
pH	5,6	9,6	10,2	10,5	10,8	11,0	11,2

- l'acide ascorbique est un monoacide faible et sera noté AH.
 - préciser la formule brute de la base conjuguée de l'acide ascorbique.
 - Ecrire l'équation chimique de la réaction qui se produit au cours du dosage
- Tracer le graphe pH=f(V_b).Echelle 1cm représente 1ml
1cm représente 1unité de pH
- Déduire du graphe :
 - les coordonnées du point d'équivalence. (V_{bE} ; pH_E)
 - la valeur du p_{ka} du couple acide ascorbique /base conjuguée.
- quel est, dans le tableau ci-dessous, l'indicateur coloré le plus adapté à ce dosage ?

Indicateur	Zone
Rouge de méthyle	4,2 - 6,2
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6
Rouge de crésol	7,2 - 8,6
Phénolphtaléine	8,2 - 10,0

- Déterminer la masse (en milligramme) d'acide ascorbique contenu dans le comprimé. On donne M(H)=1g. mol⁻¹ ; M(C)=12g. mol⁻¹ ; M(O)=16g.mol⁻¹.

Exercice 25:

- une solution d'un acide carboxylique de concentration 10⁻² mol.L⁻¹ a un pH de 2.9 à 25°C.

a. calculer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques en solution et vérifier que le pK_a du couple acide / base est égal à 3.74

b. sachant que pour préparer 500 ml de cette solution, il a fallu dissoudre dans l'eau 0.23g d'acide pur ; calculer la masse molaire de cet acide carboxylique, donner sa formule et son nom. On donne les masses molaires atomiques en g.mol⁻¹ : H : 1 ; C : 12 ; O : 16

- 20 cm³ de la solution acide précédente sont dosés par une solution de soude de concentration 2.10⁻² mol.l⁻¹.

Quel volume de soude faut-il verser pour être à l'équivalence ?

- pour effectuer le dosage précédent, un expérimentateur utilise un indicateur coloré, l'hélianthine .Lorsque celui-ci vire du rouge au jaune, le pH du mélange est 4.4.

L'expérimentateur émet alors cinq hypothèses :

- je suis avant la demi-équivalence
- je suis à la demi-équivalence
- je suis entre la demi-équivalence et l'équivalence.
- je suis à l'équivalence
- j'ai dépassé le point d'équivalence
- parmi ces hypothèses laquelle retiendriez-vous et pourquoi

- quel volume de soude a-t-il alors versé ?

(on justifiera dans cette question les approximations faites au cours du calcul).



ANNEXE **TRAVAUX PRATIQUES**



ANNEXE

TP : DOSAGE PH-METRIQUE

Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte

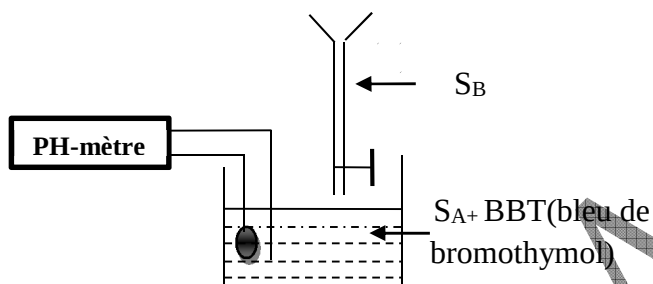
TP 1 : 1-But de la manipulation

On se propose de doser une solution S_A d'acide chlorhydrique par la soude puis de trouver les caractéristiques de la courbe de variation du pH en fonction du volume de base forte versé sur un acide fort.

2-Equation bilan de réaction

Ecrire la réaction bilan entre l'acide chlorhydrique (acide fort) et l'hydroxyde de sodium (base forte)

3-Dispositif Expérimental



S_B : solution aqueuse titrée de NaOH de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

S_A : solution aqueuse d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) de concentration C_A inconnue, de volume $V_A = 20 \text{ cm}^3$

1- Mesures

Pour différentes valeurs de V_B de soude versé, on note les valeurs correspondantes du pH des différents mélanges obtenus

$V_B(\text{cm}^3)$	0	4	8	10	14	16	19	19,2	19,6	19,7	19,8	19,9	20	20,2	20,5	21	22	23	24
PH	1,1	1,15	1,2	1,55	1,8	2	2,65	2,8	3,2	3,4	3,7	4,5	9,4	10,4	11	11,4	11,75	11,95	12,05

5-Travail à faire

5-1 Tracer sur papier millimétré la courbe de $\text{PH} = f(V_B)$ à l'échelle

1cm ----- 1cm³ et 1cm----- unité de PH.

5-2 Déterminer les caractéristiques du point d'équivalence.

5-3 En déduire la valeur de la concentration inconnue C_A d'acide chlorhydrique au départ.

5-4 Donner les caractéristiques de la courbe obtenue avant, à l'équivalence et après l'équivalence.

5-5 Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans le mélange de pH=2

5-6 Tracer sur la courbe obtenue les zones de virage des indicateurs colorés et justifier le choix bleu de bromothymol (se servir du document ci-dessus).

5-7 Quelles conclusions tirez-vous quant aux caractéristiques du dosage entre un acide fort et une base forte ?



5-8 En déduire l'allure de la courbe de dosage d'une base forte par un acide fort.

CARACTERISTIQUES DE QUELQUES INDICATEURS COLORES

INDICATEUR	Couleur acide	Domaine de virage	Couleur basique
Héliantine	Rouge	3,1- 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol(BBT)	Jaune	6,2 – 7,6	Bleu
Phénolphtaléine ($\emptyset\emptyset$)	Incolore	8,2 - 10	Rose

Dosage pH-métrique d'un acide faible par une base forte

TP 2 :

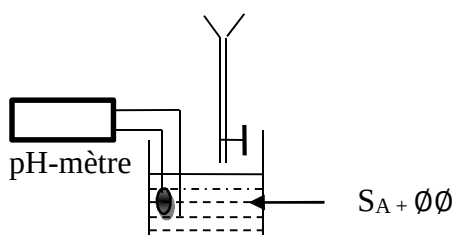
1-BUT DE MANIPULATION

On se propose de doser une solution S_A d'acide éthanóïque par la soude puis de trouver les caractéristiques de la courbe de variation du pH en fonction du volume de base forte versé sur l'acide faible.

2-EQUATION BILAN DE LA REACTION

Ecrire la réaction bilan entre l'acide éthanóïque (acide faible) et l'hydroxyde de sodium (base forte)

3-DISPOSITIF EXPERIMENTAL



S_B : solution aqueuse titrée de NaOH de Concentration molaire $C_B=0,1\text{mol.L}^{-1}$

S_A : solution aqueuse d'acide éthanóïque CH_3COOH de concentration C_A inconnue, de volume $V_A=20\text{cm}^3$

4- MESURES Pour différentes valeurs de V_B de soude versé, on note les valeurs correspondantes du pH des différents mélanges obtenus.

$V_B(\text{cm}^3)$	0	1	2	3	6	10	16	18	18,5	19	19,2	19,5	19,8	20	20,2	20,5	21	25
pH	2,9	3,2	3,5	3,9	4,3	4,7	5	5,7	5,8	5,9	6	6,7	7	8,9	10,6	11,2	11,5	12,1

5-TRAVAIL A FAIRE

5-1 Tracer sur papier millimétré la courbe de $\text{pH}=f(V_B)$ à l'échelle

1cm-----1cm³ et 1cm----- 1unité de pH

5-2 Déterminer les caractéristiques du point d'équivalence par la méthode des tangentes et en déduire les caractéristiques du point de demi-équivalence V_B

5-3 En déduire la valeur de la concentration inconnue C_A d'acide éthanóïque au départ.

5-4 Donner les caractéristiques de la courbe obtenue avant, à l'équivalence et après l'équivalence.

5-5 Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans le mélange à la demi-équivalence et en déduire la valeur du pK_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

5-6 Tracer sur la courbe obtenue les zones de virage des indicateurs colorés et justifier le choix de la phénolphthaléine

5-7 Quelles conclusions tirez-vous quant à la caractéristique du dosage d'un acide faible par une base forte ?

5-8 En déduire l'allure de la courbe de dosage $\text{pH}=f(V_A)$ d'une base faible par un acide fort.