REPUBLIQUE DU MALI

UN PEUPLE – UN BUT – UNE FOI

RECUEIL D'EXERCICES DE CHIMIE

SERIES : TSE - TSEXP

AUTEUR : DRAMANE BELOUM

CONTACT : +223 84 29 29 96 / +223 95707067

CONTACT WHATSAPP : +223 95 70 70 67

EMAIL : beloumdramane@gmail.com

Scanné avec CamScanner

M. BELOUM

DRAMANE BELOUM **CONTACT : +223 95707067/ +223 84292996**

Scanné avec CamScanner

STEREOCHIMIE

EXERCICE 1 :

1) Donner les formules semi-développée des alcènes et cycloalcanes isomères admettant les formules brutes suivantes :

a) C_4H_8 b) C_5H_{10}

2) Quels sont ceux qui présentent une stéréoisomérie de type Z/E ?

3) Donner les formules semi-développées et les noms des stéréoisomères correspondant à ces formules.

4) Parmi les formules citées à la question 1, donne :

a) deux couples d'isomères de chaine.

b) deux couples d'isomères de position

c) deux couples d'isomères de fonction

EXERCICE 2 :

1) Ecrire les formules semi-développées de tous les corps suivants : pentane ; 2,2 - diméthyl pentane ; 2,2-diméthylpropane ; 2 – méthyl butane ; 3,3 - diméthyl pentane ; 2,3 – diméthyl pentane ; 2,4 – diméthyl pentane

2) Indiquer quels sont les isomères de constitution (précise le type)

3) Parmi les molécules précédentes, quelles sont celles qui présentent un atome de carbone asymétrique ?

EXERCICE 3 :

Un vin contient entre autres, en quantités variables les composés suivants :

a) $CH_3 – CH_2 - CH_2OH$

b) $CH_3 – COO – CH_2 – CH_3$

c) $CH_3 – CHOH – COOH$

d) $CH_3 – CO – CH_2OH$

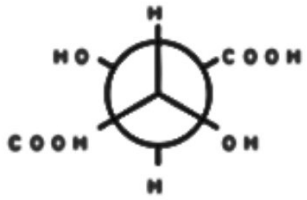
1) Représenter en projection de Newman décalée la molécule a).

2) Quelle molécule possède un atome de carbone asymétrique ? Représenter les deux énantiomères de cette molécule.

3) Quels groupes fonctionnels observe – t – on dans les différentes molécules ?

4) Pour chacune des molécules, donner s'il existe un isomère de fonction.

5) Certains vins contiennent des quantités appréciables d'acide tartrique représenté par :



a) Comment appelle – t – on une telle représentation ?

b) Donner une formule semi – développée de cet acide, y noter les atomes de carbone asymétriques

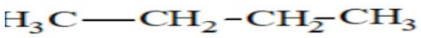
c) Donner les deux représentations spatiales selon la convention de Fischer.

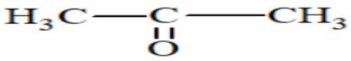
EXERCICE 4 :

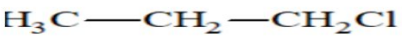
Parmi les composés suivants, précise ceux qui sont des isomères de constitution, et ceux qui sont stéréoisomères.

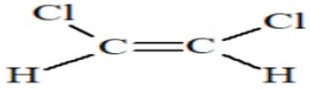
M. BELOUM

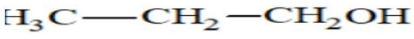
Scanné avec CamScanner

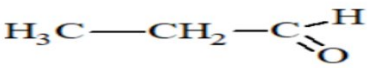
1) 

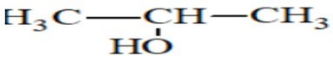
2) 

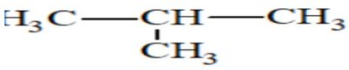
3) 

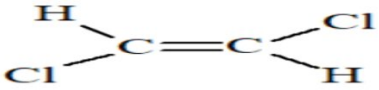
4) 

5) 

6) 

7) 

8) 

9) 

10) 

Pour les isomères de constitution, indique la catégorie à laquelle ils appartiennent (isomères de chaine, de fonction, de position). Donne le nom de chacun de ces composés. Pour les stéréoisomères, précise le type.

EXERCICE 5 :

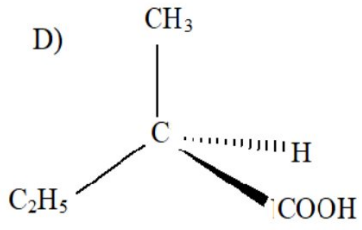
1) Ecris les formules semi-développées des composés suivants :

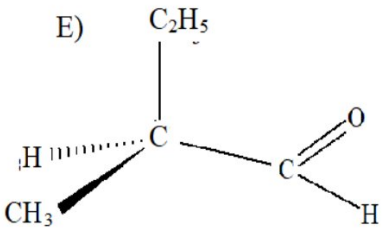
A) 3 – méthyl butan – 2 – one ;

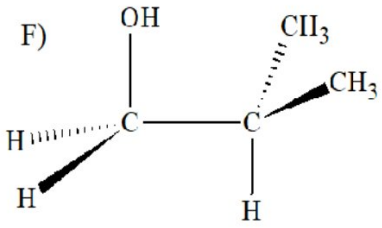
B) 3 – méthyl butan – 2 – ol ;

C) 3 – méthyl butanal.

2) Donne la formule semi-développée et le nom de chacun des composés suivants :

D) 

E) 

F) 

3) a) Pour chacun des composés A, B, C, D, E, F précise la fonction chimique qui le caractérise et indique par un astérisque le(s) atome(s) de carbone asymétrique (s) éventuelle présent(s).

b) Précise le type d'isomérie liant les composés A et C.

c) Donne une représentation de Newman de C en considérant la liaison entre les atomes de carbone $C_2 – C_3$.

c) Fais la représentation de Newman de la molécule F.

d) Donne une représentation en perspective accompagnée de son image dans un miroir plan pour les composés possédant un atome de carbone asymétrique.

4) Pour les composés possédant un atome de carbone asymétrique, réponds aux questions suivantes :

a) le composé est-il superposable à son image dans un miroir ?

b) Le composé et son image ont–ils les mêmes pouvoirs rotatoires ?

c) Comment nomme – t – on de tels composés ?

5) Trouve pour le composé B

a) un isomère de position

b) un isomère de chaine

c) un isomère de fonction

Scanné avec CamScanner

EXERCICE 6 :

On s'intéresse aux différentes configurations que peut prendre le pent – 3 – èn – 2 – ol de formule $CH_3 – CH = CH – CHOH – CH_3$

1) Sous combien de configurations différentes cette molécule peut – elle exister ? Représente – les.

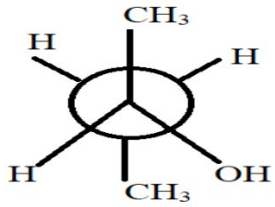
2) On traite la molécule par du dihydrogène en présence du nickel. On obtient un composé X. Sous combien de configurations la molécule X peut – elle exister ? Représenter ces configurations.

3) On traite X par une solution acidifiée de dichromate de potassium. On obtient le composé Y. Quelle réaction le composé X subit – il ? Sous combien de configurations la molécule Y peut – elle exister ?

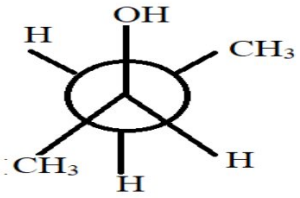
4) Trouver deux isomères de position et deux isomères de fonction de la molécule donnée.

EXERCICE 7 :

1) Les 2 schémas ci – dessous représentent – ils la même molécule ou bien 2 molécules différentes ? Donner la ou les formule(s) semi – développée(s) et nom(s). S'agit-il des conformères ?

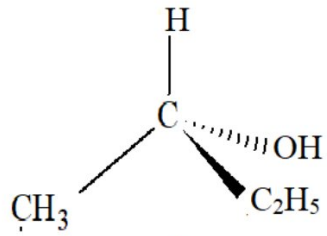


a)

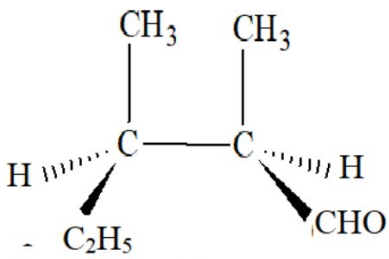


b)

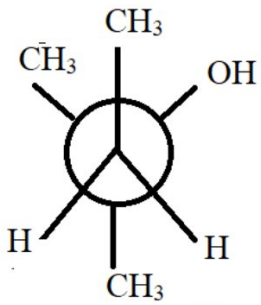
2) Donner les formules semi – développées, les noms et repère les carbones asymétriques pour chaque composé représenté ci – dessous.



a)



b)



c)

3) a) Donner la conformation de 1-chloropropane pour laquelle les groupes Cl et CH_3 sont éclipsés, en représentation conventionnelle et en représentation de Newman.

b) Que peut – on dire de la stabilité de cette conformation ?

c) Représente la conformation la plus stable selon les deux modes de représentations ?

EXERCICE 8 :

On dissout 0,6 g d'un composé organique A dans du chloroforme de façon à obtenir une solution dont le volume total est 10 cm^3. Le pouvoir rotatoire de cette solution, mesuré au polarimètre à l'aide d'une cuve de 20 cm de long, est de +15,04° pour la raie D du sodium à 25°C.

a) Que signifie le signe + du pouvoir rotatoire ?

b) Comment appelle – t – on de tels composés ?

c) Calculer le pouvoir rotatoire spécifique du composé.

2) Dans un litre de solution à 0,12 mol/L de (+) acide lactique (acide 2 – hydroxy propanoïque), on dissout 3,6g de son énantiomère.

a) La solution obtenue est – elle lévogyre, dextrogyre ou sans activité optique ? Justifie.

b) Quelle masse de l'énantiomère doit – on dissoudre pour obtenir un mélange racémique ?

EXERCICE 9 :

Scanné avec CamScanner

On considère le composé A de formule $CH_3 - CH = CH - CH_3$. En présence d'acide sulfurique, l'action de l'eau sur A donne un composé B.

1) Nommer A. Sous combien de configuration peut-il exister ? Représenter-les.

2) Donner la formule semi-développée et le nom de B puis donner son nombre de configuration et représenter-les.

3) Soit A' l'isomère de position de A. L'hydratation de A' conduit à la formation des composés B et B'.

Le composé B' réagit avec un excès d'ammoniac pour donner un composé azoté unique C.

a) Donner les formules semi-développées et les noms de A', B' et C.

b) Donner le nombre de configuration de C et donner sa représentation de Newman telle que le groupe amino et le groupe éthyle soient éclipsés.

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

ALCOOLS

EXERCICE 1 :

Détermine la formule brute puis toutes les formules semi-développées des alcools suivants

1) Alcool A sachant qu'une masse de 92 g de A est obtenue par l'hydratation de 56 g d'un alcène.

2) Alcool B obtenu par l'hydratation d'un alcène X sachant que 84 g de X contient une quantité de matière de 2 mol.

3) Monoalcool saturé C non cyclique de masse molaire 74 $g.mol^{-1}$. Pour le composé possédant un atome de carbone asymétrique, représente les énantiomères et fais les représentations conventionnelles et projections de Newman selon les deux modes.

4) Monoalcool saturé D non cyclique contenant 18,18 % en masse d'oxygène. Pour les composés possédant un atome de carbone asymétrique, représente les énantiomères et fais les représentations conventionnelles et projections de Newman selon les deux modes.

5) Monoalcool saturé E non cyclique contenant 60 % en masse de carbone.

6) Monoalcool saturé F non cyclique d'atomicité 12.

7) Monoalcool saturé G sachant que l'oxydation ménagée de G conduit à un composé Y de composition centésimale 66,7 % de carbone, 11,1 % d'hydrogène, 22,2 % d'oxygène et 2,48 de densité de vapeur dans les CNTP (Vm = 22, 4 $L.mol^{-1}$)

8) Monoalcool saturé H non cyclique sachant que l'oxydation brutale de 9,25 g de H produit 12 L de dioxyde de carbone dans les CSTP (Vm = 24 $L.mol^{-1}$).

9) monoalcool saturé non cyclique sachant la réaction de 4,44 g de cet alcool avec le sodium produit 720 mL de dihydrogène.

10) Dialcool saturé non cyclique contenant en masse 51,61 % d'oxygène.

11) Dialcool saturé contenant en masse 37,36% de carbone.

EXERCICE 2 :

1) Indique les formules semi-développées possibles des alcools de formule $C_4H_{10}O$.

2) On considère 3 alcools A, B, C de formule brute $C_4H_{10}O$, dont on désire déterminer la formule semi-développée. Pour cela, on réalise des expériences complémentaires.

Expérience 1 : On ajoute à chacun de ces alcools une petite quantité d'une solution de dichromate de potassium
acidifiée par l'acide sulfurique. On observe un changement de couleur uniquement pour les solutions B et C.

Expérience 2 : L'oxydation ménagée de B conduit à un composé D capable de réagir avec la liqueur de Fehling.

L'oxydation ménage de C conduit à un composé E donnant un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH) et ne réagissant pas avec la liqueur de Fehling.

Expérience 3 : Chauffée en présence d'un catalyseur, une molécule de B donne une molécule d'eau et une molécule de but-1-ène.

Quel(s) renseignement(s) peut-on déduire de chacun des tests ? En déduis les formules semi développées des alcools A, B, C.

EXERCICE 3 :

On possède cinq flacons contenant les produits notés A, B, C, D et E, tous différents. On ne connait pas le nom des cinq produits, mais on sait que :

- Chaque produit est un corps pur et sa molécule ne contient que trois atomes de carbone, des atomes d'hydrogène et des atomes d'oxygène ;
- La chaine carbonée ne comporte pas de liaison multiple ;
- Parmi ces cinq produits, il y a deux alcools.

On réalise une oxydation ménagée des produits A et B par le dichromate de potassium en milieu acide et on obtient les résultats suivants : A conduit à C ou D, alors que B conduit uniquement à E. Cette expérience est-elle suffisante pour reconnaitre les cinq produits A, B, C, D et E ? Justifie la réponse.

Pour préciser les résultats précédents, on utilise le réactif de Tollens (nitrate d'argent ammoniacal). On constate que C est oxydé. Décris l'expérience.

Scanné avec CamScanner

Identifie les cinq produits, donne leur nom et leur formule semi-développée.
Écris l'équation de la réaction par le dichromate de potassium en milieu acide qui fait passer du produit A au produit D.
On fait réagir ensuite le produit A avec le produit D. Écris l'équation de la réaction et donne le nom du produit organique obtenu. Donne les principales caractéristiques de cette réaction.

EXERCICE 4 :

Un composé organique liquide nommé B a pour formule brute C_4H_8O.
On introduit dans un tube à essai qui contient le composé B quelques gouttes de la 2,4-DNPH. On observe alors la formation d'un précipité jaune. Déduire de ce test les formules semi-développées possibles pour B en indiquant les noms des composés correspondants. Le composé B ne réagit pas avec le réactif de Schiff.

1) Donne la fonction chimique de B. Identifie B.

Le composé B a été obtenu par oxydation ménagée d'un alcool A à l'aide d'une solution décimolaire de dichromate de potassium en milieu acide.
Donne la classe, la formule semi-développée et le nom de l'alcool A.
Écris l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de l'alcool A.
Détermine le volume de dichromate de potassium utilisé pour oxyder 7,4 g de A

EXERCICE 5 :

Un composé A de densité de vapeur d=2,55 contient dans sa formule du carbone d'hydrogène et de l'oxygène. Une analyse élémentaire qui renferme 64,8% de carbone et 13,8% d'hydrogène.
Détermine sa masse molaire moléculaire et en déduire sa formule moléculaire brute.
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 ?
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- dinitrophénylhydrazine (DNPH)
a) Donne la formule semi-développée de A et son nom.
b) Écris la formule semi-développée de B et nomme-le.
Le composée A est obtenu par hydratation d'un alcène D en milieu acide. Déterminer les formules semi-développées possibles de D.

EXERCICE 6 :

On place dans un tube à essai 2,96 g d'alcool D à chaine saturée non cyclique avec un excès de sodium métal. On observe un dégagement de gaz qui recueilli, a un volume V = 480 mL.
1) Quel est le nom de ce gaz qui se dégage ? Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2) En déduire la masse molaire de l'alcool D ainsi que sa formule brute.
3) La chaine carbonée de D est ramifiée et son produit d'oxydation réagit positivement avec la 2,4-DNPH et le réactif de Schiff.
a) Déduire sa formule semi-développée et son nom.
b) Fais la représentation et projection de Newman selon les deux modes.
On donne :
Masses molaires en g/mol : M(H) = 1g/mol ; M(C) = 12g/mol ; M(O) = 16g/mol ; M(Na) = 23g/mol
Volume molaire : Vo = 24L/mol.

EXERCICE 7 :

1) L'hydratation d'un alcène A en milieu acide conduit à deux alcools B et B' (B en quantité prépondérante). Les deux alcools sont isolés et on cherche à les identifier, B et B' sont mis en présence d'un oxydant : B n'est pas oxydé alors B' s'oxyde en un composé D qui réagit avec la liqueur de Fehling.
a) Préciser la classe des deux alcools B et B'.
b) En déduire la formule semi-développée et le nom de l'alcène A sachant qu'il contient cinq atomes de carbones. Justifier.
c) Donner les formules semi-développées et noms de B, B' et D.
Le rendement global des opérations de A à D est 12%.
Calculer la masse de D obtenu à partir de m_A = 120g d'alcène.

Scanné avec CamScanner

2) A côté de D, on note la présence de d'un composé organique à fonction acide E. Préciser la formule et le nom de E.
3) 2,04 g de E et 0,80 g d'hydroxyde de sodium pur réagissent mole à mole. Cette expérience permet-elle de vérifier la formule brute de E ?

EXERCICE 8 :

Afin d'identifier un alcool A, on prélève deux échantillons de cet alcool de masses respectives m_1= 3,7 g et m_2 = 7,4 g et on réalise les expériences suivantes.

Expérience 1 : La combustion complète de l'échantillon de masse m_1 fournit 8,8 g de dioxyde de carbone.

1) Montrer que la masse molaire de l'alcool A est de la forme M(A) = 18,5n
2) En déduire la formule brute de l'alcool A.
3) Donner la formule semi-développée, le nom et la classe de tous les isomères de A.

Expérience 2 : L'oxydation ménagée de l'échantillon de masse m_2 = 7,4 g par une solution acidulée de permanganate de potassium de concentration C = 0,8 mol/L fournit un composé B qui réagit avec la 2,4- dinitrophénylhydrazine mais ne rosit pas le réactif de Schiff.

1) Identifier A en précisant sa formule semi-développée, sa classe et son nom.
2) Préciser alors la formule semi-développée et le nom de B.
3) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction qui a lieu.
4) Détermine le volume de la solution de $KMnO_4$ à utiliser pour oxyder tout l'échantillon de masse m_2 de l'alcool A.

EXERCICE 9 :

On dispose de deux mono alcools saturés isomères A et B.

1) On traite ces deux alcools par une solution acidifiée de dichromate de potassium. Les deux solutions deviennent vertes. Que peut-on en déduire ?
2) Les composés organiques A' et B' extraits respectivement des deux solutions donnent un précipité avec la 2,4-DNPH. Quels peuvent-être les fonctions chimiques de A' et B' ?
3) On répète les expériences précédentes avec d'autres échantillons des deux alcools, mais avec une solution concentrée de dichromate de potassium en excès. Les produits organiques sont notés A'' et B''. A'' donne un précipité avec la DNPH alors que B'' n'en donne pas.

a) Quelles sont les fonctions chimiques de A et B ? Montrer A'' et A' sont identiques.
A comporte le nombre minimum d'atomes de carbone compatible avec sa classe.
b) Donner les noms et les formules semi-développées de A, B, A', B' et B''.

EXERCICE 10 :

1) Un alcool saturé contient en masse 13,51% d'hydrogène.
a) Déterminer la formule brute de cet alcool
b) Déterminer la formule semi-développée, le nom et la classe de tous les alcools correspondant à cette formule brute.
2) L'isomère B de cet alcool est l'unique produit d'hydratation de l'alcène A. Sa déshydrogénation catalytique conduit à un composé C qui ne rosit pas le réactif de Schiff.
a) Identifier l'alcool B. Justifier
b) Donner les formules semi-développée et les noms des composés A et C.
c) Parmi les alcools cités dans la question 1) b), lequel ne subit pas d'oxydation ménagée ?
3) L'isomère B' de cet alcool conduit par oxydation à un composé C'qui jaunit le bleu de bromothymol.
a) Identifier l'alcool B' sachant que sa chaine carbonée est ramifiée.
b) Donner la formule semi-développée et le nom du composé C'.
c) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydation de B' en C', l'oxydant utilisé étant le dichromate de potassium.

EXERCICE 11 :

L'hydratation d'un alcène donne un mélange de 2 composés organiques B et C.
a) L'action d'une solution de dichromate de potassium acidifiée sur le composé B ne donne rien, Donner la fonction chimique de B.

Scanné avec CamScanner

b) L'action de la même solution de dichromate de potassium sur C donne un composé C_1 qui rosit le réactif de Schiff, puis un composé C_2. Donner la fonction chimique des composés C_1 et C_2.
2) La densité de vapeur de A par rapport à l'air est d = 2,4.
a) Trouver la formule brute de A.
b) Donner la formule semi développée et le nom des composés A, B, C, C_1 et C_2.
3) On fait agir C_2 sur l'éthanol en présence d'acide sulfurique, on obtient un composé D.
a) Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer D.
b) Donner les caractéristiques de la réaction.

EXERCICE 12 :

1) Un composé bifonctionnel A contient en masse : 32,43% de carbone et 64,86% d'oxygène. Sa densité de vapeur est d=2,55.
Déterminer sa masse molaire moléculaire et en déduire sa formule brute.
2) La solution du composé A prend une coloration rouge en présence de l'hélianthine.
Par ailleurs, si on fait réagir le composé A avec la liqueur de Fehling : on observe après chauffage, la formation d'un précipité rouge brique.
a) Quelles informations peut-on déduire des tests précédents ?
b) Ecrire la formule semi-développée du composé A.
3) Le composé A, traité par une solution diluée de dichromate de potassium en milieu acide, prend une coloration verte.
a) Que peut-on en déduire ?
b) Ecrire les deux demi-équations électroniques d'oxydation et de réduction.
En déduire l'équation-bilan d'oxydoréduction traduisant l'action des ions dichromate sur le composé A.
4) Le composé A peut être obtenu par oxydation ménagée incomplète d'un autre composé bifonctionnel B dont les groupes fonctionnels sont identiques.
Par action du sodium métallique sur le composé B, les deux le deux groupes fonctionnels réagissent. Il se forme un composé ionique D avec un dégagement gazeux.
a) Identifier le composé B en précisant sa formule semi-développée et son nom en nomenclature officielle. Fais la représentation et projection de Newman de B selon les deux modes.
b) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite.

EXERCICE 13 :

1) La combustion complète d'un hydrocarbure gazeux de densité de vapeur d = 1,93 consomme 120 mL de dioxygène et produit 80 mL de dioxyde de carbone.
a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de combustion de cet hydrocarbure.
b) Déterminer sa formule brute et montrer que sa formule brute répond à celle d'un alcène.
2) On considère l'alcène de la question précédente.
L'hydratation de l'isomère A_1 de cet alcène conduit à deux composés B_1 et B_2, dont B_2 est nettement prépondérant (majoritaire). B_1 en présence du cuivre incandescent et de l'air est oxydé en un composé D qui ne réagit pas avec la 2,4 – DNPH, alors que B_2 ne subit pas d'oxydation ménagée.
a) Préciser les classes de B_1 et B_2
b) Déterminer la formule semi – développée et le nom de A_1, B_1, B_2 et D
c) Ecrire l'équation bilan de l'oxydation de B_1 en D
3) L'isomère de chaine A_2 de l'alcène précédent hydraté, conduit à deux composés B_3 et B_4. B_3 est majoritaire. L'oxydation de B_4 en présence du cuivre incandescent et de l'air en défaut conduit à un composé C_1 qui rosit le réactif de Schiff. L'oxydation de B_3 donne un compose C_2 qui donne un précipité jaune avec la 2,4 - DNPH mais reste sans action sur le réactif de Schiff.
a) Donner la formule semi – développée et le nom de l'alcène A_2.
Déterminer le nom et la formule semi – développée, le nom et la nature de chacun des composés B_3, B_4, C_1 et C_2.

EXERCICE 14 :

Scanné avec CamScanner

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.

a) Montrer que sa formule brute est C_4H_8.

b) 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.

a) Ecrire les formules semi – développées des produits susceptibles d'être formés.

b) 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.

a) Expliquer pourquoi un seul produit est obtenu.

b) Ecrire sa formule semi - développée et nom.

3) Calcul des proportions de A_1 et de A_2.

Par un procédé approprié, on isole B, puis on le pèse et on constate que sa masse est m_B = 0,88g.

a) Calculer le nombre de moles n_B de B formé.

b) En tenant compte de la quantité initiale d'alcène hydraté, calculer les pourcentages molaires de A_1 et A_2.

b) Ces pourcentages sont – il en encore avec la règle de Markovnikov ? Justifier votre réponse.

EXERCICE 15 :

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 $C_4H_{10}O$.

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 bromothymol.

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 A3-au produit D.

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

Ecrire dans chaque cas l'équation bilan et préciser :

Le Nom des produits obtenus ;

Le nom et les caractéristiques de chacune des réactions.

EXERCICE 16 :

Un mélange de masse m = 20 g contient : du propan - 1 – ol noté A, du propan - 2 - ol noté B et du 2- méthylpropan - 2 - ol noté C.

1) Donner les formules semi-développées et classes de A, B et C.

2) On réalise en milieu acide, une oxydation ménagée du mélange par une solution de $KMnO_4$ en excès. On admet que A donne A_1, B donne B_1 et C donne C_1.

Scanné avec CamScanner

3) a) Préciser pour A_1, B_1 et C_1 ; La fonction, la F.S.D et le nom.
b) Ecrire les équations bilans de l'oxydation de A et B.
4) On sépare A_1, B_1 et C_1. On détermine les masses suivantes : $m_{A1} = 7,4$ g ; $m_{B1} = 5,8$ g.
a) Déterminer la quantité de matière minimale de $KMnO_4$ utilisée pour l'oxydation du mélange.
b) Donner la composition du mélange en déterminant les masses m_A, m_B et m_C.

EXERCICE 17 :

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 $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$.
Ecrire l'équation bilan de la réaction.
Déterminer la formule de A.
Donner les F.S.D, nom et 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 F.S.D et noms de A et B.
Ecrire l'équation bilan de l'oxydation de A.
Quelle masse de $K_2Cr_2O_7$ faut-il pour oxyder 10 g de A ? On donne : (en g/mol) C : 12 ; H : 1 O : 16 ; K : 39 et Cr : 52.

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

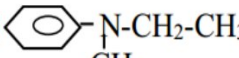
AMINES

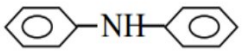
EXERCICE 1 :

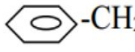
I) Ecrire la formule semi-développée des amines suivantes, préciser leur classe et faire la représentation et projection de Newman selon les deux modes si c'est possible.

a) 2- méthyl butylamine
b) 2-aminobutane
c) Méthyl phénylamine
d) 2-méthylbutan-2-amine
e) N, N- diméthylpentan-3-amine
f) triméthylamine
g) diphénylamine
h) 4-éthyl – 2-méthyl 6-phénylheptan-2-amine
i) hexane-1,6- diamine
j) pentane-1,2 ,5-triamine

II) Nommer les composes suivants

1) $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$; 2) $CH_3-\underset{NH_2}{CH}-CH_2-\underset{CH_3}{CH}-CH_3$; 3)  ; 4) $NH_2-(CH_2)_4-NH_2$

5)  ; 6) $CH_3-CHOH-\underset{CH_3}{CH}-CH_2-NH_2$; 7) $NH_2-CH_2-CH_2-\underset{NH_2}{CH}-CH_2-NH_2$

8) $\begin{matrix}CH_2-CH-NH_2\\ CH_2-CH_2\end{matrix}$; 9) $CH_3-CH_2-\underset{CH_3}{CH}-CH_2-\underset{C_2H_5}{\overset{CH_3}{C}}-CH_2-\underset{CH_3}{CH}-NH_2$; 10)  $-CH_2-\underset{CH_3}{CH}-CH_2-NH_2$

EXERCICE 2 :

Ecrire les formules semi-développées et donner les noms des produits formés au cours des réactions suivantes :

a) $CH_3-NH_2 + I-CH_3$
b) $CH_3-CH_2-NH-CH_3 + I-CH_2-CH_3$
c) $CH_3-NH_2 + C_6H_5-OH$
d) Chlorure d'acétyle + éthylamine
e) diéthylamine + eau
f) éthylamine + HCl
g) Cyclohexylamine + Iodocyclohexane

EXERCICE 3 :

1) Une amine aliphatique possède en masse 23,73% d'azote.
Ecrire les formules semi-développées possibles en précisant leurs noms et leurs classes.
2) Des amines saturés non cycliques contiennent n atomes de carbones.
a) Etablir la formule générale des amines en fonction de n.
b) Une masse de 15 g de l'une de ces amines contient 2,9 g d'azote.
Déterminer sa formule brute et les formules semi-développées possibles.
3) La formule générale des amines de groupes hydrocarbonés saturés s'écrit : $C_nH_{2n+3}N$. Soit une amine tertiaire A dont on veut déterminer la formule et la formule semi-développée. Pour cela, on réalise le dosage d'un volume $V_1 = 50mL$ de cette amine par l'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 0,1$ mol/L. On doit verser $V_2 = 100mL$ d'acide pour atteindre l'équivalence.
a) Déterminer la concentration C_1 de la solution aqueuse d'amine.
b) Cette solution est obtenue en dissolvant une masse m = 20,2 g d'amine dans un litre d'eau.
Déterminer la formule semi-développée de l'amine A sachant que sa molécule est optiquement active.

EXERCICE 4 :

L'analyse d'un échantillon d'amine montre que le rapport de la masse de carbone et de la masse d'hydrogène vaut 4.
1) Quelle est la formule brute de cette amine ?
2) Donner les formules semi-développées de toutes les amines répondant à cette formule brute.
3) la réaction de cette amine avec l'acide éthanoïque conduit à la formation d'un amide disubstitué (R – CONH – R') noté B. Préciser les formules semi-développées et noms de A et B.

Scanné avec CamScanner

EXERCICE 5 :

On dissout 15 g d'une amine saturée A dans l'eau pure de façon à obtenir 2L de solution. On dose un volume $V_1 = 40\ cm^3$ de cette solution par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 0{,}2\ mol.\ L^{-1}$. Le virage de l'indicateur coloré se produit quand on a versé un volume $V_2 = 20{,}5\ cm^3$ d'acide ; cela correspond à l'équivalence acido-basique, l'amine et l'acide réagissant mole à mole.

1) En déduire la masse molaire de l'amine A et sa formule brute.

2) L'action de l'iodométhane sur l'amine A permet d'obtenir une amine secondaire, une amine tertiaire ainsi qu'un iodure d'ammonium quaternaire. Quelles sont les formules semi- développées possibles de A ?

3) Par ailleurs l'amine A comporte un atome de carbone asymétrique. Donner le nom de A.

4) Ecrire les formules semi-développées des amines et de l'ion ammonium quaternaire obtenus par action de l'iodométhane sur l'amine A. Les nommer.

5) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'amine A et l'eau. Quelle propriété cette réaction met-elle en jeu ?

EXERCICE 6 :

1) Quelle est la formule générale C_xH_yN d'une amine aromatique ne comportant qu'un cycle ? Exprimer x et y en fonction du nombre n d'atomes de carbone ne faisant pas partie du cycle.

2) La microanalyse d'une telle amine fournit, pour l'azote, un pourcentage en masse de 13,08%. Déterminer des différents isomères et donner leurs noms.

EXERCICE 7 :

On considère une amine primaire A, de formule brute $C_5H_{13}N$.

1)a) Donner les formules semi-développées possibles de cette amine primaire.

b) Sachant que la molécule de A comporte un atome de carbone asymétrique. Quelles sont les formules semi-développées envisageables ?

2) Traité par de l'iodométhane en excès, l'amine conduit à un iodure d'ammonium quaternaire B. B peut ailleurs être obtenu par action du 2-iodopentane et la triméthylamine.

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

EXERCICE 8 :

On considère une amine tertiaire A à chaine saturée non cyclique.

1) Ecrire l'équation bilan de son ionisation dans l'eau. Quelle est la propriété des amines mis en jeu ?

2) Cette amine A réagit avec l'iodométhane pour donner un précipité.

a) Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

b) Quelle est la propriété des amines mis en jeu au cours de cette réaction ?

3) L'analyse de cette amine montre qu'elle contient 13,86% d'azote.

a) Déterminer la formule brute de A.

b) Donner les formules semi-développées possibles de A.

c) Sachant que l'amine A est symétrique, donner sa formule semi-développée et son nom.

EXERCICE 9 :

On considère un composé organique A essentiellement formé de carbone, d'hydrogène et d'azote de formule brute C_xH_yN.

La combustion de m = 25g de A donne une masse m'= 55,9 g de dioxyde de carbone.

La destruction d'une même masse de A libère un volume V = 9,52L d'ammoniac ; volume mesuré dans les CNTP.

1)a) Calculer la masse molaire de A.

b) Déterminer sa formule brute et en déduire que A est une amine aliphatique.

Scanné avec CamScanner

2) Pour confirmer les réponses de la question 2) b), on dissout une masse m = 14,7g de A dans 500 mL d'eau distillée. On prélève 20 mL que l'on dose par une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a = 1mol/L, l'équivalence est atteinte quand on a versé un volume V_a = 10 cm^3 d'acide.

a) Déterminer la concentration molaire C_b de la solution de A.

b) Déterminer la masse molaire de A et en déduire sa formule brute.

c) Ecrire les formules semi-développées puis donner les noms des différents isomères de A. Préciser leur classe

d) Identifier A sachant que c'est une amine tertiaire.

e) Ecrire l'équation de dissolution dans l'eau. Quel caractère des amines met-elle en évidence ?

EXERCICE 10 :

On considère une amine primaire de formule R-NH_2 dans laquelle R est un groupe alkyle.

1) Ecrire l'équation de la réaction de cette amine avec l'eau.

2) A 25°C, cette amine est un liquide de masse volumique 0,75Kg/L.

On verse progressivement cette amine dans V_a = 200 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_a = 2.10^{-1}$mol/L. A l'équivalence V_b = 4,6 mL d'amine.

a) Ecrire l'équation de la réaction. Calcule la masse molaire de l'amine.

b) Quelles sont les formules semi – développées de l'amine primaire considéré ?

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

TD ACIDES CARBOXYLIQUES ET FONCTIONS DERIVEES

EXERCICE 1 :

Détermine la formule brute, les formules semi – développées possibles et noms des acides carboxyliques suivants :

1) Monoacide carboxylique saturé non cyclique de masse molaire M = 60 g/mol.
2) Monoacide carboxylique saturé de densité de vapeur d = 3.034
3) Monoacide carboxylique saturé non cyclique contenant 58,82% en masse de carbone.
4) Monoacide carboxylique saturé non cyclique contenant 43,2% en masse d'oxygène.
5) Monoacide aromatique contenant un seul cycle et le pourcentage d'oxygène vaut 23,52%

EXERCICE 2 :

Indiquer à travers chacune des réactions suivantes le nom et la formule semi-développée des composés A, B, C, D, E, F, G, H, I, K, L et M.

a) chlorure de propanoyle $+ \mathrm{A} \rightarrow$ propanoate de méthyle $+ \mathrm{B}$
b) acide benzoïque $+ \ \mathrm{SOCl_2} \ \rightarrow \mathrm{SO_2} + \mathrm{HCl} + \mathrm{C}$
c) éthanoate de propyle $+ \mathrm{D} \ \rightarrow$ éthanoate de sodium $+$ propan $- 1 -$ ol
d) acide éthanoïque $+$ chlorure d'éthanoyle $\rightarrow \mathrm{E} + \mathrm{HCl}$
e) chlorure d'éthanoyle $+ \mathrm{N} -$ méthyléthylamine $\rightarrow \mathrm{F} + \mathrm{G}$
f) anhydride éthanoïque $+$ aniline $\ \rightarrow \mathrm{H} + \mathrm{I}$
g) chlorure d'éthanoyle $+$ éthanoate de sodium $\rightarrow \mathrm{NaCl} + \mathrm{J}$
h) anhydride éthanoïque $+$ méthanol $\rightarrow$ acide éthanoïque $+ \mathrm{K}$
i) acide $2 -$ méthylpropanoïque $+ \mathrm{PCl_5} \rightarrow \mathrm{L} + \mathrm{POCl_3} + \mathrm{HCl}$
j) acide éthanoïque $\xrightarrow{\mathrm{P_4O_{10}}} \mathrm{M} + \mathrm{H_2O}$

EXERCICE 3 :

1) Ecrire la formule générale d'un alcool saturé non cyclique à n atomes de carbone. Quelles sont les formules semi-développées possibles et les noms des alcools saturés dont la masse molaire vaut 74 g/mol ?
2) Ecrire la formule générale d'un acide carboxylique saturé non cyclique à n atomes de carbone. Quelles sont les formules semi-développées possibles et les noms des acides carboxyliques saturés dont la masse molaire vaut 88 g/mol ?
3) Ecrire sous la forme $C_xH_yO_z$ la formule brute d'un ester.
a) Quelle est la formule brute d'un ester dont la densité de vapeur est 3.51 ?
b) Ecrire toutes les formules semi-développées correspondant à la formule brute trouvée.
c) Ecris les équations d'hydrolyse des différents isomères, préciser les noms des acides et alcools obtenus.

EXERCICE 4 :

L'hydrolyse de 2 esters X et Y conduit à de l'éthanol. La masse molaire de X est 102 g/mol et celle de Y est 88g/mol. Donner les formules semi- développées possibles de X et Y. Préciser leurs noms.

EXERCICE 5 :

A est un composé organique de formule brute $C_nH_{2n}O_2$. Il renferme 48,65% en masse de carbone.
1) Déterminer la formule brute de A, quelles familles peut-il appartenir ?
2) Ecrire toutes les formules semi-développées possibles et les nommer.
3) La solution aqueuse du composé A conduit le courant électrique et jaunit le bleu de bromothymol. Identifier le composé A.
4) Le composé A se transforme, en présence du chlorure de thionyle, en un composé B.
a) A quelle famille appartient B ? Préciser son groupe fonctionnel.
b) Donner la formule sémi-développée et le nom de B.
5) On fait réagir B sur un alcool ($R - OH$).
a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner les caractéristiques de cette réaction.

M.BELOUM

Scanné avec CamScanner

b) La densité de la vapeur par rapport à l'air de l'ester formé est d = 3,51. Quelles sont les formules semi-développées de l'ester et de l'alcool ? Donner leur nom et préciser la classe de l'alcool

EXERCICE 6 :

Un ester E contient en masse ; 64,6% de carbone, 10,8% d'hydrogène et 24% d'oxygène.

I) Vérifier que l'ester E a pour formule brute $C_7H_{14}O_2$.

II) L'hydrolyse de E conduit à la formation de deux composés organiques A et B. L'étude des deux composés A et B permet de préciser la structure de E.

1. Etude du composé organique A.

A est soluble dans l'eau. Sa solution aqueuse conduit le courant électrique. L'ajout de quelques gouttes de bleu de bromothymol (B.B.T) dans la solution aqueuse de A donne une coloration jaune. A renferme deux atomes de carbone. Donner, la fonction chimique, la formule semi développée et le nom de A.

2. Etude du composé organique B.

Le composé organique B subit une oxydation ménagée pour donner un produit organique D qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-DNPH) mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling. - Donner les fonctions chimiques de B et D. B peut être obtenu par hydratation d'un alcène C. La formule sémi-développée de C est :

$$CH_3 - \underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}} - CH = CH_2$$

Nommer le composé C et déterminer la formule sémi-développée et le nom des composés B et D.

III. Synthèse de l'ester E

1) Soit F le chlorure d'acyle dérivant de l'acide A. Ecrire la formule sémi-développée de F

2) E peut s'obtenir de différentes manières :

$$A + B \rightarrow E + H_2O \ (1)$$
$$F + B \rightarrow E + HCl \ (2)$$

a) Ecrire les équations bilans des réactions (1) et (2).

b) Préciser les différences importantes entre les réactions (1) et (2). Donner la formule semi-développée et le nom de E.

EXERCICE 7 :

Un composé organique A a pour formule brute $C_7H_{14}O_2$.

1) L'hydrolyse de A donne 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 chaine carbonée saturée, ramifiée de masse molaire : M = 87 g/mol.

a) Préciser les fonctions de A, D et E.

b) Donner les formules semi-développées et les noms de E, D et B.

c) Ecrire les formules semi-développées de A.

2) L'alcool 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-DNPH mais ne réagissant pas avec la liqueur de Fehling. Donner la fonction chimique de F et la formule semi-développée 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.

3) On réalise la réaction de saponification d'une masse m = 10g A par un excès de soude avec un rendement de 90%.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction de saponification de A. nommer les produits formés

b) Calculer la masse du carboxylate de sodium obtenu

EXERCICE 8 :

De nombreux lipides sont des glycérides c'est-à-dire des triesters de glycérol et des acides gras.

1) Ecrire la formule semi-développée du glycérol ou propan-1,2,3-triol.

Scanné avec CamScanner

2) Ecrire l'équation générale d'estérification par le glycérol d'un acide gras R-COOH
3) On fait agir sur le lipide (triester) obtenu un excès d'une solution d'hydroxyde de sodium à chaud. Il se forme du glycérol et un produit S. Ecrire l'équation générale de cette réaction. Quel est le nom général donné au produit S ? Comment nomme-t-on ce type de réaction ?
4) Dans le cas où le corps gras utilisé dérive de l'acide oléique ($C_{17}H_{33} - COOH$) où l'on fait agir l'hydroxyde de sodium sur m = 2.10^3Kg de ce gras. Ecrire l'équation de saponification et calculer la masse du produit S obtenu.

EXERCICE 9 :

Un ester obtenu à partir d'un acide inconnu et l'alcool méthylique a une densité de vapeur de 3,1.
a) Quelles sont les formules brutes de l'ester et de l'acide étudié ?
b) Quelles sont les formules semi-développées possibles et le nom pour cet ester ?
Préciser de quel acide et de quel alcool dérive chacun d'eux.

EXERCICE 10 :

L'hydrolyse d'un ester A donne deux corps B et C.
1) a) La combustion complète d'une mole de B nécessite 6 moles de dioxygène et d'autre 90 g d'eau et 176 g de dioxyde de carbone.
Ecrire l'équation bilan de la réaction et en déduire la formule brute de B.
b) La molécule B est saturée et chirale.
Après avoir rappelé la définition d'une molécule chirale, déterminer la formule semi-développée et le nom de B
c) L'oxydation ménagée de B conduit à un composé B'. Indiquer le nom et la formule de B'.
Quelle est l'action de B sur les composés suivants :

- Sur une solution de dinitrophénylhydrazine
- Sur une solution de nitrate d'argent ammoniacal

2) En présence du pentachlorure de phosphore on peut transformer le corps C en un chlorure d'acyle C'.
L'action de C sur l'amino méthane donne naissance au N-méthyléthanamide.
Après avoir écrit la formule des différents corps cités en déduire le nom et la formule du corps C.
En déduire le nom et la formule de l'ester.
3) Par quel réactif peut-on remplacer l'acide pour obtenir le même ester ?
Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

EXERCICE 11 :

On considère une solution A d'acide 2-méthylbutanoïque.
1) Donner la formule semi-développée de cet acide.
Par décarboxylation en présence d'alumine, on produit B qui donne une réaction de précipitation avec la DNPH et ne réduit pas le réactif de Schiff. Donner la formule semi-développée et le nom de B.
2) Sur la solution de A on fait réagir le chlorure de thionyle et on obtient entre autre un produit organique C. Donner la formule semi-développée de C en mettant en évidence son groupe caractéristique. Quel est le nom de la fonction chimique mis en évidence ? Donner le nom de C.
3) Lorsqu'on fait agir une solution de C sur du méthanol, on obtient entre autres un composé organique D.
a) Ecrire l'équation chimique correspondante, donner la formule semi-développée de D et préciser le nom de sa fonction chimique
b) Comparer cette réaction à celle de A sur le méthanol.

EXERCICE 12 :

Soit un monoalcool B de masse molaire 88 g/mol.
1) Donner les formules semi-développées possibles de B ainsi leurs noms.

Scanné avec CamScanner

2) Des analyses montrent que la molécule de B est ramifiée et chirale. L'oxydation ménagée de B par le permanganate de potassium en milieu acide donne entre autres un acide carboxylique.
a) Quelle est la formule semi-développée et le nom de B ? justifier.
b) Qu'appelle-t-on carbone asymétrique ? Indiquer l'atome de carbone asymétrique dans la formule semi-développée de B.
c) Représenter les énantiomères correspondant à B.
d) Donner la formule semi-développée et le nom de l'acide obtenu par l'oxydation de B. Ecrire les demi-équations puis l'équation bilan de la réaction d'oxydation ménagée de l'alcool B par l'ion permanganate.
3) On fait réagir l'acide éthanoïque A avec l'alcool B, On obtient un composé D.
a) Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer le produit obtenu. Préciser les caractères de cette réaction.
b) Les masses utilisées de l'acide éthanoïque et de l'alcool B sont respectivement m_A = 15 g et m_B = 22 g.
Calculer la masse du produit organique D obtenu à la fin de la réaction sachant que le rendement de la réaction est 66,7%.
4) Existe – t – il d'autres méthodes pour obtenir D ? Lesquelles ? Ecrire les équations bilan de la réaction correspondant à ces méthodes.

EXERCICE 13 :

Un chimiste réalise deux séries d'expériences aboutissant à la formation d'un composé non cyclique de formule C_3H_7ON dont la molécule contient deux atomes de carbone tétraédrique

Partie A

Le produit C_3H_7ON obtenu dans cette partie est notée A. L'addition d'eau sur le propène conduit à une masse m = 240g d'un mélange de deux alcools B et C. B est primaire et représente 1% de la masse m.
1)Donner les noms et les formules de B et C, ainsi que la classe de C.
2) Après avoir été séparé l'un de l'autre, les alcools B et C sont respectivement oxydés en D et E par un excès de solution acidifiée de dichromate de potassium.
Donner la formule et le nom des composés organiques D et E.
3) En l'absence de dérivé chloré, A se prépare en deux étapes.
a) Ecrire l'équation bilan de chacune des deux étapes
b) Nommer le produit intermédiaire F et le produit final A.
c) Calculer la masse maximale de A susceptible d'être obtenu.

Partie B

Une isomère A' de A peut se préparer en deux étapes.
4) L'acide éthanoïque est tout d'abord transformé en chlorure d'acyle G.
Donner le nom et la formule semi-développée de G.
5) G réagit ensuite avec une amine primaire B pour donner A'
a) Donner le nom et la formule semi-développée de B et A' après avoir établi l'équation de la réaction.

EXERCICE 14 :

1) On chauffe un mélange équimolaire d'acide éthanoïque et d'acide propanoïque avec l'oxyde de phosphore P_4O_{10}. La distillation fractionnée des produits de la réaction permet d'isoler trois composés organiques A, B et C. Tous réagissent avec l'eau.

- A engendre l'acide éthanoïque
- B conduit à l'acide propanoïque :
- C donne naissance à un mélange équimolaire des acides éthanoïque et propanoïque.

a) Identifier les composés A et B. Donner leurs formules semi-développées et leurs noms. Ecrire les équations des réactions conduisant à leurs formations.

Scanné avec CamScanner

b) Identifier le corps C. Donner sa formule semi-développée. Ecrire l'équation de sa réaction de formation.
2) A réagit sur l'ammoniac pour donner les composés organiques X et Y. La déshydratation, par chauffage de Y donne le composé X.
a) Ecrire les équations traduisant la transformation de A en X. Donner la formule semi-développée et le nom de X. Quelle est sa fonction chimique ?
c) Sachant qu'on a obtenu une masse m = 35,4 g de X avec un rendement de 85%. Quelle est la masse du composé A utilisé ?

EXERCICE 15 :

Un compose A, de formule brute $C_9H_{10}O_2$, est extrait de la fleur de jasmin à laquelle il donne son parfum. L'hydrolyse de A conduit à un acide carboxylique C et à un alcool B.

1) A quelle famille de composés appartient A ?
2) L'acide carboxylique C a pour formule brute $C_2H_4O_2$ quelle est sa formule semi-développée ?
3) En utilisant les formules brutes, écrire l'équation bilan de l'hydrolyse de A.
4) L'alcool B a pour formule semi-développée  $CH_2 - OH$ ou $C_6H_5 - CH_2 - OH$
   Quelle est la formule semi-développée de A?

EXERCICE 16 :

On traite 10g d'un acide carboxylique A de masse molaire $M_A = 60\ g.mol^{-1}$, par du chlorure de thionyle $SOCl_2$, on obtient un composé liquide B.

1°) Ecrire l'équation de la réaction ; nommer le composés A et B ; déterminer la masse du composé B obtenu.

2°) Ecrire l'équation de la réaction d'hydrolyse de B.

Décrire l'expérience correspondante en précisant les précautions à prendre pour la réaliser.

3°) Quel composé C obtient-on par action de B sur le propan-1-ol ?

Est-il possible de fabriquer C directement à partir de A ? Si oui, comparer les deux procédés d'obtention de C.

EXERCICE 17 :

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 organique 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

Scanné avec CamScanner

chlorhydrique. La déshydratation de 60g du composé B' en présence de l'oxyde de phosphore (P_4O_{10}) donne de l'anhydride éthanoïque 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 : $X + CH_3\text{-}CHOH\text{-}CH_3 \longrightarrow A' + Y$

(X est un anhydride d'acide symétrique et Y est à chaîne ramifiée)

$Y + CH_3\text{-}NH_2 \longrightarrow Z + H_2O$

$Y + SOCl_2 \longrightarrow W + SO_2 + HCl$

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

EXERCICE 18 :

Un composé organique de formule $C_xH_yO_z$ comportant neuf atomes de carbones, contient en masse 21,3% d'oxygène.

1) Calculer la masse molaire du composé et déduire sa formule brute sachant qu'il contient deux atomes d'oxygènes.

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 $(CH_3\text{-}CO)_2O$

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.

3) 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.

EXERCICE 19 :

On fait réagir du dichlore sur un alcane. Au cours de la réaction, il apparait deux isomères monosubstitués de masse molaire M = 78,5 g/mol

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'un alcane avec du dichlore.

Déterminer la formule semi-développée de ces deux isomères. Donner leurs noms

2) On sépare par une technique appropriée l'isomère le plus abondant noté B. B réagit avec l'hydroxyde de sodium par substitution d'un groupement OH à l'atome de Chlore ; on obtient du chlorure de sodium et un alcool C. Par oxydation ménagée de C on obtient un composé D qui réagit avec le réactif de Schiff. Ecrire les formules développées des composés B, C et D en justifiant le choix des formules retenues.

L'oxydation ménagée de D donne un composé E. On fait réagir E sur une solution aqueuse d'ammoniac, on obtient un carboxylate d'ammonium E' et la déshydratation du composé obtenu donne un composé F.

Ecrire les équations bilans de ces réactions en précisant les formules semi-développées de E et F.

EXERCICE 20 :

Soit A un composé organique de formule $C_{10}H_{12}O_2$

1) L'hydrolyse de A donne un acide B et un alcool C. 100mg de C sont totalement oxydés en dioxyde de carbone et en eau. On obtient 288,52mg de CO_2 et 73,77mg de H_2O.

a) A quelle catégorie de corps chimique appartient A ?

b) Déterminer la formule brute de C et en déduire la formule semi-développée et le nom de B.

c) Ecrire la formule du composé A.

2) Afin d'identifier C, on effectue les opérations suivantes :

* C chauffé en présence d'alumine donne de l'eau et un produit D.

Scanné avec CamScanner

* C traité par un oxydant doux en défaut, fournit E.
* E donne un dépôt brillant avec le réactif de Tollens.
* D traité par du dihydrogène en excès et en présence de platine donne l'éthylcyclohexane.
0,77g de D fixe dans les conditions normales 670ml de dihydrogène.
Identifier A, C D et E et écrire les équations-bilan de toutes les réactions effectuées.
3) Un liquide est essentiellement constitué d'alcool C et de composé A. Afin de déterminer la teneur en composé A et en alcool C de ce liquide, on effectue les opérations suivantes.
a) 1g de ce liquide est traité à chaud par V_b = 20ml d'une solution de soude à C_b = 0,5mol. l^{-1}.
Lorsque la réaction est achevée, on effectue un dosage par une solution d'acide chlorhydrique à Ca = 0,5mol. l^{-1}, de la soude en excès. L'indicateur vire quand on a versé V_b = 12ml de cet acide.
Expliquer les réactions effectuées et en déduire la masse du composé A contenu dans 100g de ce liquide.
b) 1g de ce liquide est additionné à 1,02g d'anhydride éthanoïque. Lorsque la réaction est achevée, on ajoute de l'eau froide afin d'hydrolyser l'anhydride. Il faut alors $V = 36ml$ de la solution de soude utilisée en a) pour doser l'acide éthanoïque formé.
Expliquer la suite des expériences et en déduire la masse de l'alcool C dans 100g de ce liquide.

EXERCICE 21 :

On réalise l'oxydation ménagée d'un alcool A, en phase gazeuse, par le dioxygène, en présence du cuivre chauffé au rouge. La masse d'alcool utilisée est m_0=6g.
Les produits obtenus sont récupérés dans de l'eau. Le volume de la solution ainsi obtenue est V_0=500ml. On suppose que toute la vapeur d'alcool a réagi.
- On prélève V_1=10ml de la solution que l'on dose par une solution de soude de concentration C_B=0, 1mol.L^{-1}. Pour obtenir l'équivalence, il est nécessaire de verser V_B=5ml de soude.
- On prélève de nouveau V_2= 10ml de la même solution à laquelle on ajoute du nitrate d'argent ammoniacal [dont le couple redox est $Ag(NH_3)_2^+/Ag$]. Il se forme un dépôt d'argent de masse m_{Ag}=0,324g
1) a) Quelle est la classe de l'alcool A ? Donner sa formule générale.
b) En utilisant la formule générale, écrire les équations-bilans des réactions :
- de A avec le dioxygène.
- des produits avec la soude et le nitrate d'argent ammoniacal.
2) a) Calculer les quantités de matière des produits obtenus.
b) Déterminer la masse molaire de A et sa formule semi-développée.
3) * L'action d'un chlorure d'acyle B sur A conduit à un ester C.
* L'hydrolyse d'une masse m_B=3,14g de B fournit m_2=1,46g de chlorure d'hydrogène.
a) Ecrire les équations-bilans de :
- l'estérification de A
- de l'hydrolyse de B
b) - Déterminer la formule brute de B
- Donner sa formule semi-développée et son nom.
c) Déterminer la formule semi-développée et le nom de C.
Données : en g.mol^{-1} M(H)=1 ; M(C)=12 ; M(O)=16 ; M(Cl)=35,5 ; M(Ag)=108

EXERCICE 22 :

1) On procède à l'hydrolyse de m_1 = 58g d'un ester : éthanoate d'alkyle avec m_2 = 45g d'eau (en excès). La réaction se déroule à 120°C et est catalysée par les ions H_3O^+.
À l'état d'équilibre du système, le volume du mélange est V_T = 140ml.
Après refroidissement, et pour déterminer la quantité d'acide formé, on prélève dans un bécher Va = 10ml du mélange qu'on dose à l'aide d'une solution de soude de concentration C_b = 1mol.l^{-1}.
Le volume de base au point d'équivalence est alors V_b = 20ml.
a) Ecrire l'équation de la réaction d'hydrolyse de cet ester.

Scanné avec CamScanner

b) Pourquoi a-t-on effectué le dosage à froid ? Justifier à l'aide d'une équation chimique.
c) Quelle est la composition molaire du mélange à l'équilibre si le rendement de la réaction de l'hydrolyse vaut $\alpha = 56\%$.
d) Calculer la quantité initiale d'ester, sa masse molaire et le pourcentage de disparition de l'eau.
2) L'ester étudié renferme un carbone asymétrique.
a) Ecrire sa formule semi développé ; quel est son nom ?
b) Donner la représentation de chaque énantiomère.
c) Quel est l'alcool dont l'ester est issu ?
3) On soumet une solution de l'ester à une réaction à chaud avec la soude. En fin de réaction, on acidifie puis on isole le dérivé mono oxygéné A des produits organiques formés.
a) La réaction étant totale, quelle masse d'ester a-t-on employée si l'on a obtenu $m_A = 5g$ de A ?
b) L'oxydation de m'A = 0,25g de A se fait par une solution de dichromate de concentration $C_0 = 1{,}8.10^{-2} mol.l^{-1}$. Déterminer le volume de dichromate nécessaire à une oxydation totale

EXERCICE 23 :

L'objectif de l'exercice est de déterminer la formule semi-développée d'un composé A de formule brute $C_8H_9O_2N$ utilisé comme médicament antalgique, antipyrétique et analgésique
1) L'hydrolyse de A conduit à deux composés organiques notés B et C que l'on sépare par une méthode appropriée. Pour identifier B et C, on effectue les opérations suivantes :
- B donne une couleur jaune avec quelques gouttes de BBT. La microanalyse de B montre que sa molécule ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. La combustion complète de 6g de B donne 8,8g de dioxyde de carbone et 3,6g d'eau.
- La microanalyse de C indique qu'il contient un noyau aromatique sur lequel sont greffés des groupes fonctionnels en position 1,4 ou para. La synthèse de C peut se faire à partir de l'aniline, amine aromatique la plus simple.
a) Ecrire l'équation-bilan de la combustion de B puis en déduire sa formule semi−développée ainsi que son nom.
b) Donner la formule semi-développée et le nom officiel de l'aniline et de C.
c) Donner la formule semi-développée de A sachant qu'il contient une liaison importante présente dans les protéines. Quelle est nom officielle et son nom usuel.
2) a) La synthèse organique de A peut se faire par réaction directe entre B et C, mais cette méthode présente deux inconvénients. Lesquels ?
b) Quelle masse de B faut-il disposer pour obtenir 500g de A sachant que le rendement de la réaction est de 90%.
c) Proposer deux autres méthodes de synthèse rapide et totale de A. Nommer les réactifs utilisés.
3) On réalise maintenant l'hydrolyse de A en milieu basique (en présence de NaOH).
Par analogie avec la saponification, écrire l'équation-bilan et nommer les produits formés.
***Données** : Masse molaire atomique (en $g.mol^{-1}$) : M (Na) = 23 ; M(O) = 16 ;*

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

ACIDES α - AMINES

EXERCICE 1 :

Un acide aminé a pour formule brute $C_3H_7O_2N$. Ecrire les formules semi-développées planes possibles et donner les noms des corps correspondants. L'un deux est un acide α −aminé ; préciser lequel.

2) A partir de cet acide α −aminé pris comme exemple et en utilisant la représentation de Fischer, définir les notions suivantes : carbone asymétrique, chiralité, configuration D et L

3) L'acide α −aminé étudié dans cet exercice est l'isomère de configuration L, quand cet acide est en solution aqueuse, l'espèce chimique prépondérante est un amphion ou zwitterion.

a) Ecrire la formule de cet amphion.

b) Donner la formule de la base conjuguée de cet amphion et celle de son acide conjugué.

c) Ecrire les équations des réactions des deux couples acide/base présents dans la solution.

EXERCICE 2 :

On considère deux acides α −aminés

Lysine $H_2N-(CH_2)_4-CH(NH_2)-COOH$ (Lys)

Valine $CH_3-CH(CH_3)-CH(NH_2)-COOH$ (Val)

1) Donner le nom des deux acides α −aminés en nomenclature officielle.

2) Qu'appelle-t-on atome de carbone asymétrique ? Après avoir recopié la formule de la valine, repérer à l'aide d'un astérisque, le ou les atomes de carbone asymétrique présents dans cette molécule.

En utilisant la projection de Fischer, représenter la valine en configuration D et L.

4) La condensation de la valine et de la lysine conduit à plusieurs peptides. Ecrire l'équation qui conduit à la formation d'un de ces peptides.

5) Quel est le nom donné à la liaison formée au cours de cette réaction de condensation ? A quelle famille de groupe fonctionnel cette liaison appartient-il ?

EXERCICE 3 :

On considère un dipeptide obtenu par la condensation de glycine (acide 2-aminoéthanoïque) et d'une molécule d'un autre acide α-aminé A. La molécule de A possède un seul atome de carbone asymétrique.

1) Le dipeptide a une masse molaire M = 146 g/mol.

a) Déterminer les formules semi-développées possibles du dipeptide, donner la formule de A et son nom dans la nomenclature officielle. (Envisager les deux isomères).

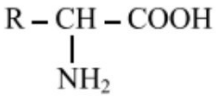
b) Représenter les deux énantiomères de A à l'aide de la représentation de Fischer.

2) On désire obtenir uniquement le dipeptide P_1 dans lequel la glycine est l'acide α- aminé N-terminal.

Préciser les fonctions bloquées et activées au cours de la réaction de condensation.

EXERCICE 4 :

La valine est un acide α-aminé dont la formule semi-développée peut s'écrire :



a) On effectue une décarboxylation et il se forme entre autres, un composé organique B. Ecrire l'équation bilan de la réaction et préciser la fonction ainsi que la classe de B.

b) On dissout m = 131 mg dans très peu d'eau. Ecrire l'équation de la réaction entre B et l'eau et préciser les couples acido-basiques en présence.

c) La solution obtenue est neutralisée par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 1{,}5.10^{-1}\text{mol/L}$. L'équivalence est atteinte pour un volume V_a = 12mL. Calculer le nombre de B ayant réagi et en déduire sa masse molaire, sa formule brute et ses formules semi-développées possibles.

Scanné avec CamScanner

d) Donner la formule brute de la valine et préciser les formules semi-développées correspondantes. Sachant que le radical de la valine est ramifié, déduire la formule semi-développée de la valine et donner son nom systématique.

EXERCICE 5 :

On dispose de trois molécules :

a) Glycine ou Acide amino éthanoïque.

b) Valine ou Acide 2 - amino 3 - méthyl butanoïque.

c) Leucine ou Acide 2 - amino 4 - méthyl pentanoïque.

1) Donner la formule semi-développée de chaque molécule.

2) Pour chaque molécule, donner la FSD de l'amphion, du cation et de l'anion.

3) On voudrait fabriquer le polypeptide suivant : H – Val – Gly —Leu –OH. Expliquer les différentes étapes de la synthèse.

EXERCICE 6 :

La leucine et l'isoleucine sont deux acides α-aminés de formule R-CH(NH_2) -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=131g.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.

b) 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 7 :

Soit X et Y, deux acides α-aminés naturels isomères mais non énantiomères. Leurs résidus sont deux groupes alkyles et leur masse molaire vaut 131 g.mol^{-1}.

1°) Quelles sont les différents résidus envisageables ?

2°) Sachant que X possède deux atomes de carbone asymétriques, identifier X et donner son nom biochimique.

3°) Sachant que la chaîne carbonée de Y ne possède qu'une seule ramification, identifier Y et le nommer.

EXERCICE 8 :

On considère les deux composés organiques suivants :

A : $R-CH_2-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-Cl$ et B : $R-\overset{Cl}{\overset{|}{C}}H-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-OH$

1) L'action du gaz ammoniac (NH_3) sur le composé A conduit à un composé organique E

a) A quelle famille organique appartient E ?

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

2) Dans les conditions expérimentales convenables 3,01g du composé organique B réagit avec un excès d'ammoniac et conduit à 2,62g d'un acide α-aminé F et du chlorure d'hydrogène.

a) Ecris l'équation-bilan de la réaction produite.

b) Exprime la masse molaire de B en fonction de celle de F et montre que la masse molaire de F vaut 131g.mol^{-1}.

c) Détermine la formule brute de R et écris les formules semi-développées possibles de F sachant que le groupe alkyle R porte une seule ramification. Donne leur nom en nomenclature officielle.

3) a) Identifie F sachant que sa molécule possède un seul carbone asymétrique.

b) Ecris les formules des trois formes de F présentes en solution aqueuse.

Scanné avec CamScanner

c) Ecris les formules semi-développées des composés A et B.
4) On considère un dipeptide obtenu par condensation d'une molécule de F et un autre acide α-aminé C. Sachant que le dipeptide a une masse molaire M = 202g. mol^{-1}.
a) Détermine la formule semi-développée de C et donne son nom en nomenclature officielle.
b) La molécule C est chirale. Justifie cette affirmation. Représente les deux énantiomères à l'aide de la représentation de Fischer.

EXERCICE 9 :

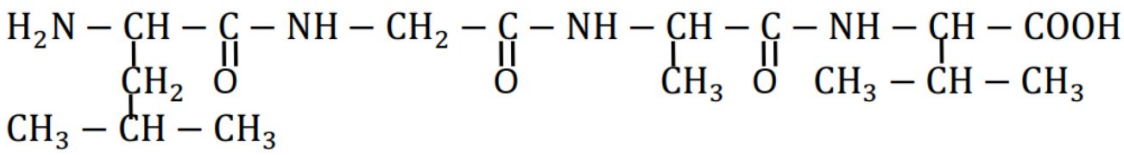
La leucine (Leu) et l'isoleucine (Ile) ont deux acides α-aminé naturel isomère de formules

$H_2N—\underset{\displaystyle R}{\underset{|}{CH}}—COOH$ et dont le groupes alkyles R diffèrent.

Le groupe alkyle de la leucine est noté R_1, celui de l'isoleucine est noté R_2.
Les groupes alkyles R_1 et R_2 sont saturés et possèdent chacun une seule ramification.
1) Qu'est-ce que tous les acides α-aminés naturels ont en commun ?
2) On considère une solution aqueuse de leucine. On bloque sa fonction amine par une méthode appropriée. On prélève 20cm3 de la solution que l'on dose jusqu'à l'équivalence par 10cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire 0, 1$mol.l^{-1}$.
On sait, par ailleurs, que dans 100cm^3 de la solution, on a 655mg de leucine.
a) Déterminer la masse molaire de la leucine.
b) En déduire la formule brute du groupe alkyle R.
3) Par décarboxylation de la leucine, on obtient un composé A nommé 3-méthylbutan-1-amine
a) Ecrire la formule semi-développée du composé A.
b) Déterminer la formule semi-développée de la leucine et celle de l'isoleucine.
Préciser leur nom en nomenclature officielle.
4) a) Ecrire les formules semi-développées des dipeptides que l'on peut penser obtenir à partir d'un mélange de leucine et de l'isoleucine. On donnera les noms des dipeptides en abréviations leu pour la leucine et Ile pour l'isoleucine.
(Pour ne pas alourdir l'écriture, on symbolisera dans cette question et les suivantes les groupes alkyles par R_1 et R_2)
b) Quel est le dipeptide obtenu lorsqu'on réalise la synthèse en bloquant la fonction amine de la leucine et la fonction acide carboxylique de l'isoleucine ?
c) La fonction acide carboxylique de l'isoleucine peut être bloquée en la transformant en ester par réaction avec 2-méthylpropan-2-ol. Ecrire la formule semi-développée du composé obtenu.
5) a) En solution aqueuse la leucine donne un ion dipolaire encore appelé « amphion » ou « zwitterion ». Donner la formule de cet ion et interpréter sa formation.
b) Ecrire les équations-bilans de l'action sur la leucine de :
- une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ;
-une solution aqueuse d'acide chlorhydrique.

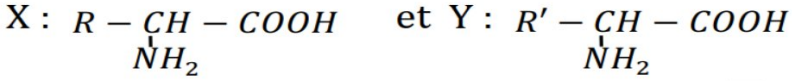
c) En déduire les couples acide/base correspondant à la leucine et la forme sous laquelle on trouve la leucine en milieu acide et en milieu basique.
6) L'hydrolyse totale d'une mole d'un tripeptide donne deux moles de leucine et une mole d'isoleucine.
a) Ecrire les formules semi-développées des trois enchainements différents envisageables pour le tripeptide.
b) Nommer ces tripeptides en utilisant les mêmes abréviations qu'à la question 4/
7) Donner les noms et les formules semi-développées des composés obtenus par hydrolyse du peptide suivant :

Scanné avec CamScanner

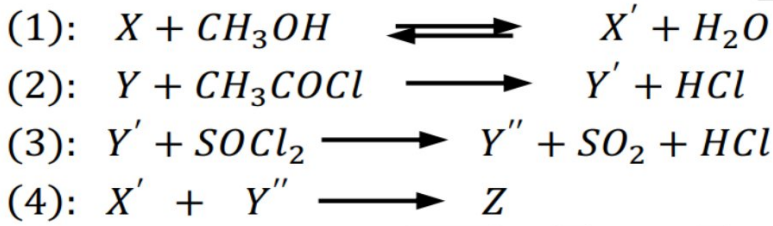


EXERCICE 10 :

1) Soient deux acides α-aminés X et Y de formules respectives :

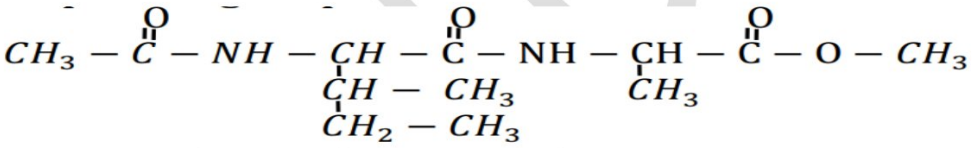


On effectue les réactions suivantes :



a) En utilisant les formules de X et Y données plus haut et les réactions (1), (2), (3) et (4), expliciter les formules de X', Y', Y'' et Z.

b) Sachant que le composé organique Z a la structure suivante :



Déterminer les formules de X, X', Y, Y' et Y''.

c) Quel est la formule du dipeptide que l'on cherche ainsi à préparer ?

d) Donner les représentations de FISCHER des deux énantiomères de X.

2) On réalise la décarboxylation d'une masse m=8,9g de l'acide α-aminé Y. On obtient une amine A.

a) Ecrire l'équation bilan de cette réaction. Donner la formule et le nom de l'amine A.

b) Quelle masse d'amine A obtient-on si le rendement de la réaction est 80% ?

c) On fait réagir A sur du chlorure d'ethanoyle. Ecrire l'équation de la réaction sachant que l'amine A est en excès, puis nommer le produit organique formé.

Scanné avec CamScanner

TD : GLUCOSE TSEXP

EXERCICE 1 :

On prépare 1 litre de solution aqueuse en utilisant 100 g de glucose dans l'eau pure.

1) On chauffe 10 cm^3 de cette solution en présence d'un excès de liqueur de Fehling. Le précipité rouge obtenu est isolé par filtration, lavé, séché.

a) Quelle est la masse de glucose contenu dans 10 cm^3 de solution ?

b) Quelle est la masse du précipité rouge brique ?

2) On fait réagir 10 cm^3 de la solution de glucose sur un excès de nitrate d'argent ammoniacal. Quelle masse maximale d'argent peut-on espérer obtenir ?

Cu = 64 g/mol Ag = 108 g/mol

EXERCICE 2 :

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

1) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit puis calculer la masse de glucose contenue dans ce prélèvement sanguin.

2) Sachant que le taux normal de sucre dans le sang humain est de 1g/L, peut-on dire que cette personne souffre de diabète ?

Données : H = 1g/mol ; C = 12 g/mol O = 16 g/mol Cu = 63,5 g/mol

EXERCICE 3 :

Le glucose est un hydrate de carbone de formule brute : $C_6H_{12}O_6$.

1) Justifier la dénomination « hydrate de carbone ».

2) Le glucose subit dans certaines conditions une fermentation dite alcoolique : il est alors décomposé en éthanol et en CO_2.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Un hectolitre de moût (raisins écrasés) pouvant donner un hectolitre de vin renferme environ 10 kg de sucre convertible en glucose. Quel volume de CO_2 s'échappe lors de la fermentation complète d'un hectolitre de moût ?

c) Calcule la masse d'éthanol obtenue ? Quel est le degré d'alcool du vin obtenu ? On rappelle qu'un liquide alcoolisé à n degrés renferme n cm^3 d'éthanol pur par 100 cm^3 et l'on donne masse volumique de l'éthanol : 0,79 $g.cm^{-3}$.

3) dans d'autres circonstances le glucose subit une fermentation dite lactique (yaourts).

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_3H_6O_3$$

Sachant que l'acide lactique obtenu est un composé bifonctionnel acide-alcool, indiquer ses deux isomères A et B.

4) On désire préparer les isomères A et B à partir de dialcool. Ecrire et nommer les dialcools en question.

Que se passe-t-il si l'on oxyde les deux fonctions alcool ?

Obtient-on des anhydrides cycliques ?

EXERCICE 4 :

La fermentation alcoolique du glucose donne 1,21L 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 ?

EXERCICE 5 :

La fermentation alcoolique d'un sirop à 300$g.l^{-1}$ de glucose, $C_6H_{12}O_6$, s'arrête lorsque le degré alcoolique du mélange atteint 16°.

1) Ecrire l'équation-bilan de cette fermentation qui correspond à la décomposition du glucose en éthanol et dioxyde de carbone.

2) On considère la fermentation d'un litre de sirop de glucose et on négligera la variation de volume du mélange pendant la fermentation.

Scanné avec CamScanner

Déterminer le volume, puis la masse et enfin la quantité d'éthanol formé lorsque la fermentation cesse.
3) Quelle quantité de glucose a été transformé ? Combien en reste-t-il ?
Donnée : Masse volumique de l'éthanol $\rho = 0,79\ kg.L^{-1}$.
Définition : On appelle degré alcoolique d'une solution, le volume (exprimé en cm^3) d'éthanol pur présent dans 100 cm^3 de cette solution.

EXERCICE 6 :

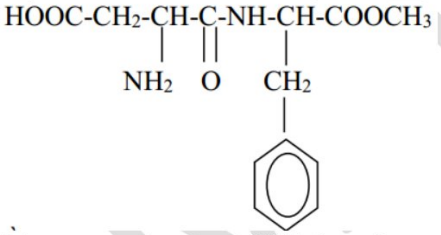
Quel volume de CO_2 obtient-on lors de la fermentation d'un hectolitre de jus de raisin contenant 15 kg de glucose, dans les conditions où 1 volume moléculaire vaut 25 l ?
(On suppose que tout le glucose est transformé en alcool et gaz carbonique).

EXERCICE 7 :

Le degré alcoolique étant 10°, calculer :
La masse d'alcool pur contenu dans un hectolitre de ce vin (densité de l'alcool : 0,8) ;
La masse de glucose contenu dans le moût qui a produit 1 hectolitre de ce vin ;
La masse de l'acide acétique que peut produire l'oxydation ménagée de ce vin.

EXERCICE 8 :

1) Le sucre d'usage courant, le saccharose, est issu de la betterave ou de la canne à sacre. Son hydrolyse conduit à deux molécules en C_6.
Donner leurs noms usuels.
Donner les noms et la formule développée des fonctions qu'elles portent.
Préciser à quelle famille et quel groupe chacune de ces molécules appartient.
2°) Depuis quelques années, sont apparus dans le commerce des produits :
« sans sucre » (chocolats, sucreries, chewing-gum, etc.) où le sucre est remplacé par des composés appelés polyols ;
« light » (boissons « light », yaourts, sucrettes, etc.) où le sucre est remplacé par des édulcorants.
Parmi les polyols, on rencontre le sorbitol qui en nomenclature officiel s'appelle :
Hexan-1, 2, 3, 4, 5, 6-hexol.
Donner sa formule semi-développée.
Le sorbitol est obtenu par hydrogénation du glucose. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les formules semi-développées.
Indiquer si le sorbitol peut être classé dans les glucides. Justifier votre réponse.
3°) Parmi les édulcorants, on rencontre l'aspartame dont la formule est :



L'aspartame est qualifié de « faux sucre ».
a) Indiquer à quelle famille biochimique appartient ce composé.
b) Ce composé provient de la condensation de deux molécules.
Ecrire l'équation de cette réaction.
Selon le pH du milieu, l'aspartame peut se trouver sous différentes formes ioniques.
c) Ecrire la forme ionique sous laquelle on rencontrera principalement l'aspartame en milieu fortement acide.
d) Ecrire les formes ioniques sous lesquelles on rencontrera principalement l'aspartame en milieu fortement basique.

Scanné avec CamScanner

POLYMERES SYNTHETIQUES :

EXERCICE 1 :

Un polymère usuel contenant uniquement du carbone et de l'hydrogène présente un degré moyen de polymérisation de 1600. Sa masse molaire moyenne est 166 Kg/mol environ.

1) Quel peut-être la formule du monomère correspondant ?

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction de polymérisation. Nommer le polymère et préciser le motif.

M(C) = 12 g/mol ; M(H) = 1g/mol

EXERCICE 2 :

1) Un polymère de degré de polymérisation moyen de 1200 présente une masse molaire d'environ 75000 g/mol. Sachant que sa combustion dégage du chlorure d'hydrogène. Identifier le monomère correspondant.

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction de polymérisation. Préciser le polymère et le motif correspondant.

3) Donner une méthode d'obtention du monomère.

EXERCICE 3 :

Une substance organique A de formule C_xH_yN, contient en masse 67,92% de carbone et 5,67% d'hydrogène.

1) Trouver sa formule brute

2) Quelle est sa formule semi-développée sachant que sa molécule contient le groupe nitrile $-C \equiv N$.

3) Par polymérisation A donne un composé B de masse molaire 2,65 Kg/mol.

Ecrire l'équation bilan de la polymérisation.

b) Déterminer l'indice de polymérisation.

EXERCICE 4 :

1) Donner la formule du diacide et de la diamine qui sont à l'origine de la fabrication du nylon 6 ; 10. S'agit – il d'un polyamide ? d'un polyester ?

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction. Préciser la formule du polymère et son motif.

EXERCICE 5 :

Le ricin, arbuste tropical, fournit une huile à partir de laquelle on peut fabriquer le composé : $H_2N - (CH_2)_{10} - COOH$.

Ce composé réagit sur lui-même pour donner un polymère.

a) Quel est le nom systématique du monomère.

b) Donner un nom au polymère et écrire sa formule.

c) La réaction est - elle une polyaddition ou polycondensation ?

EXERCICE 6 :

1) Un des polyamides les plus courant est le nylon 6,10 ; dont le motif est le suivant :

$$-NH-(CH_2)_6-NH-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-(CH_2)_8-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-$$

Indiquer les corps qu'il faut faire réagir pour obtenir ce polymère. Donner leur nom systématique.

2) La masse molaire moyenne de ce polymère est de 300kg/mol. Calculer son degré moyen de polymérisation.

EXERCICE 7 :

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'aluminium. On l'utilise pour la fabrication des pneus à carcasse radiale, des gilets pare – balles…

Scanné avec CamScanner

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

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

b) Ecris l'équation bilan de la réaction entre A et B donnant C

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

2) La masse molaire d'une chaine de kevlar étant 11,9 Kg/mol, donne la formule du polymère.

EXERCICE 8 :

1) Le styrène est encore appelé vinylbenzène.

Donne la formule du styrène. Quel autre nom peut – on lui attribuer ?

2) Un polystyrène a une masse molaire moyenne de 155000 g/mol. Quel est son degré de polymérisation moyen ?

3) Représente l'enchainement de trois motifs élémentaires dans une macromolécule de polystyrène.

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

CINETIQUE CHIMIQUE :

EVOLUTION D'UNE REACTION

EXERCICE 1 :

On réalise l'estérification de l'acide acétique par le propan–1–ol.
A l'instant initial, on mélange une mole d'alcool et une mole d'acide.
1) Ecris l'équation bilan de la réaction.
2) Donne la composition du mélange dans les cas suivants :
a) Il se forme 0,2 mol d'ester
b) Les 25% de l'alcool se sont estérifiés.
c) Il reste $\frac{2}{5}$ de la quantité initiale de l'acide acétique
d) Les 50% de l'alcool se sont transformés
e) $\frac{1}{4}$ de la quantité initiale de l'acide se sont dissociés.
3) 0,2 mol de l'ester est formé en 10 minutes et les 25% de l'alcool se sont estérifiés en 15 minutes.
a) Evaluer la vitesse de formation de l'ester entre les deux instants t_1 = 10 min et t_2 = 15min.
b) Evaluer la vitesse de disparition de l'acide entre les mêmes instants. Conclure

EXERCICE 2 :

Soit la réaction de peroxodisulfate sur les ions iodures :

$$S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$$

A l'instant initial, on introduit une mole de chaque réactif dans le milieu réactionnel.
1) Le mélange est–il stœchiométrique ?
2) A l'instant, il reste 0,1 mol de I^-. Quelle est la composition du mélange réactionnel à cet instant ?
3) Sachant que la réaction est totale, déterminer le nombre de mol de chaque constituant à la fin de la réaction.

REACTION D'ORDRE 1

EXERCICE 3 :

Au cours de la décomposition d'une substance, on remarque que le temps de demi–réaction est indépendant de la concentration initiale de 0,01mol/L et vaut 16mn.
a) Quel est l'ordre de la réaction ?
b) Calculer la constante de vitesse de la réaction.
c) Au bout de combien de temps 20% du produit initial disparaît ?
d) Calculer la concentration de la substance à l'instant t=104s.En déduire la vitesse de la réaction à cet instant.
e) Si on diminue la concentration initiale de 100 fois, que vaudra le temps de demi-réaction ? Justifie votre réponse

EXERCICE 4 :

La décomposition de N_2O_5 en solution dans le tétrachlorure de carbone est une réaction du 1er ordre ; on fait les mesures suivantes :

t en secondes	0	2225
$[N_2O_5]$ en mol/L	$1{,}5.10^{-2}$	$1{,}35.10^{-2}$

1) Calculer la constante de vitesse.
2) Calculer le temps de demi-réaction.
3) Calculer le temps de demi-réaction si l'on doublait la concentration initiale.

EXERCICE 5 :

L'hémi pentoxyde d'azote se dissocie suivant l'équation :

$$N_2O_5 \rightarrow NO_2 + \frac{1}{2}O_2$$

Scanné avec CamScanner

La réaction est d'ordre 1.

1) A 105°C on constate qu'au bout de 4 min $\frac{3}{4}$ 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 molarité initiale avait été doublée ?

2) A 95°C le temps de demi-réaction est 5 min.

a) Calculer le temps au bout duquel $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale sera décomposée.

b) Que peut–on dire de l'influence de la température sur une réaction chimique ?

EXERCICE 6 :

La vitesse initiale de décomposition de l'eau oxygénée (H_2O_2) à 40°C est $1{,}14.10^{-5}$mol. L^{-1}. S^{-1}. Sachant que la réaction est du 1er ordre et la concentration initiale est de 0,156 mol. L^{-1}. Calculer :

1) La constante de vitesse

2) Le temps de demi-réaction

3) Le temps nécessaire à la décomposition de 25% de H_2O_2.Quelle est à cet instant la vitesse de la réaction.

4) Déterminer la date à laquelle la concentration dévient $1{,}47.10^{-2}$ mol/L

EXERCICE 7 :

Soit la réaction : $A \rightarrow B + B'$

On donne le tableau donnant la concentration de A en fonction du temps

t en (mn)	0	7000	20000
[A] (mol/L)	0,1	0,068	0,035

1) Vérifier que la réaction est d'ordre 1.

2) Calculer le temps de demi-réaction.

REACTION D'ORDRE 2

EXERCICE 8 :

Soit la réaction $A + B \rightarrow C + D$ en milieu liquide homogène.

1) Donner les expressions des vitesses moyenne et instantanée de disparition du réactif A en fonction de sa concentration. Expliquer une méthode permettant de mesurer la vitesse d'une réaction.

2) La réaction précédente est d'ordre2. Pour des concentrations initiales de 0,01 mol/L en A et B ;1/10 des concentrations initiales de A et B disparaît au bout de 30mn. Calculer la constante de vitesse. Quel est alors le temps de demi-réaction ?

EXERCICE 9 :

On mélange à la date t = 0, une mole d'éthanol et une mole d'acide éthanoïque. On détermine la quantité d'ester formé à la date t ; elle est de la forme $n = \frac{0{,}67t}{t+17}$

(t en h et n en mole)

1) Quelle est la vitesse moyenne de formation de l'ester pour t = 0 et t = 50h.

2) Quelle est la vitesse de formation de l'ester pour t = 20h.

3) Exprimer la quantité de matière restante de l'acide restant en fonction du temps puis évalue sa vitesse à t = 20h. Conclure

3) On recommence l'expérience à t=0 avec 0,01mol/L d'alcool et 0,01mol/L d'acide, les quantités d'ester formé en fonction du temps sont :

T (secondes)	0	180	240	300	360
Ester en mol/L	0	$2{,}6.10^{-3}$	$3{,}17.10^{-3}$	$3{,}66.10^{-3}$	$4{,}11.10^{-3}$

4) Montrer que la réaction est d'ordre global 2, à partir du tableau.

5) Calculer la constante de vitesse à 25°C ainsi que le temps de demi réaction et la vitesse à cet instant.

EXERCICE 10 :

Scanné avec CamScanner

Soit l'équation de la réaction suivante :

$CH_3 - COOH + CH_3 - CH_2OH \rightarrow CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + H_2O$

1) Etudier l'influence de la température et des concentrations sur la vitesse et la limite de la réaction.

2) Sachant que l'on est parti d'un litre de solution contenant 1mol d'acide et 1mol d'alcool et que durant la réaction la température a été maintenue constante. Vérifier que c'est une réaction d'ordre2 en vous servant des résultats expérimentaux suivants :

Temps (mn)	0	25	50	100	150	200
[Ester] en mol /L	0	0,20	0,33	0,50	0,60	0,67

EXERCICE 11 :

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle par la soude et nommer les produits formés.

2) On introduit 0,01mol d'ester et 0,01 mol de soude dans un litre d'eau. Au bout de 10 min. Il s'est formé 2.10^{-3}mol/L d'alcool.

Sachant que la réaction est d'ordre 2.

a) Calculer la constante de vitesse ainsi que le temps de demi-réaction.

b) Déterminer la composition du mélange à l'instant $t = 2t_{1/2}$.

c) Trouver l'expression x = f (t) de la concentration x de l'alcool en fonction du temps.

d) Evaluer la vitesse de formation de l'alcool aux instants $t_1 = 30$ min et $t_2 = 40$ min. Conclure

EXERCICE 12 :

On considère la saponification de l'éthanoate de méthyle par la soude

1) Ecris l'équation bilan de la réaction et nomme les produits formés.

2) On part d'une solution contenant 0,01 mol d'éthanoate de méthyle et 0,01 mol de soude.

Au bout de 40min 50% de l'éthanoate de méthyle se sont saponifiés.

a) Détermine la loi de transformation de cette réaction sachant qu'elle est d'ordre 2. En déduis la constante de vitesse.

b) Sans calcul, dis quel est le temps de demi–réaction, vérifie ta réponse par calcul.

c) Combien de temps a–t–il fallu pour que $\frac{1}{100}$ de l'ester soit saponifié ?

d) Combien de temps aura–t–il fallu pour qu'il ne reste plus que $\frac{1}{100}$ de l'ester initial non décomposé ?

e) Détermine la composition du mélange à t = 60 min. Calcule la vitesse de la réaction à cet instant.

EXERCICE 13 :

On considère l'équation d'une réaction d'ordre 2 : $A + B \rightarrow C + D$

On part d'un mélange équimolaire de A et B à t = 0 : $[A]_0 = [B]_0 = C_0$.

1) Définis une réaction d'ordre 2 puis établis la loi de variation de la concentration du réactif A.

2) A l'instant $t_1 = 20$ min, la concentration $C_1 = 9{,}0.10^{-2}$ mol. L^{-1} et à l'instant $t_2 = 30$ min, la concentration $C_2 = 8{,}7.10^{-2}$ mol. L^{-1}.

a) En déduis la constante de vitesse.

b) Calcule la concentration initiale C_0.

c) Quel est le temps de demi–réaction ?

d) Quelle est la vitesse d'apparition du corps C à l'instant t_2 ?

e) Calcule la vitesse moyenne de disparition de A entre les instants t_1 et t_2.

REPRESENTATION GRAPHIQUE

EXERCICE 14 :

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

Scanné avec CamScanner

$CH_3 - COO - CH_2 - CH_3 + OH^- \rightarrow CH_3 - COO^- + CH_3 - CH_2OH$

A la date t = 0, la concentration de chacun des réactifs est 5.10^{-2} mol/L. La solution est maintenue à 30°C et les prélèvements de 10 mL (volumes négligeables devant le volume total de la réaction sont effectués de temps à temps en vue d'en doser la concentration des ions (OH^-). On obtient le tableau suivant :

t (mn)	4	9	15	24	37	53	83	143
$[OH^-]$ mol/L	0,044	0,039	0,034	0,028	0,023	0,0185	0,0136	0,009

1) Montrer que la réaction est d'ordre 2. En déduire la constante de vitesse et le temps de demi-réaction.

2) Tracer le graphe donnant [éthanol] = f(t) et déterminer la vitesse de formation de l'éthanol aux instants $t_1 = 0$ et $t_2 = 15$mn. Comment varie cette vitesse au cours du temps ?

EXERCICE 15 :

On réalise l'estérification d'une mole d'acide par une mole d'alcool primaire. On dose d'heure en heure l'acide restant et on trouve les résultats suivants :

T en h	1	2	3	4	5	6	7
n_{acide}	0,57	0,42	0,37	0,34	0,335	0,33	0,33

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2) Tracer la courbe représentant la quantité de matière d'ester formé en fonction du temps.
Echelle : 2 cm pour 0,1 mole et 1 cm pour 1 heure.

3) a) comment peut-on rapidement atteindre l'équilibre ?

b) Qu'appelle-t-on vitesse moyenne de formation de l'ester ? La calculer entre les instants $t_1 = 1h$ et $t_2 = 3h$.

c) Quelle est l'interprétation géométrique de la vitesse instantanée de formation à l'instant t ?
Déterminer graphiquement la vitesse de formation de l'ester à l'instant t = 2h et au début de la réaction.
Comment évolue qualitativement la vitesse de formation de l'ester et pourquoi ?

4) L'ester obtenu a pour densité de vapeur d = 3,03.

a) Donner les formules semi-développées possibles de cet ester. Préciser les acides et les alcools dont ils dérivent.

b) Par action de l'ammoniac sur l'acide on obtient un carboxylate d'ammonium qui par déshydratation conduit à une espèce chimique A de formule brute C_2H_5ON.
Ecrire les équations des réactions et en déduire la formule semi-développée et le nom de A.
Donner les noms de l'acide, de l'alcool et de l'ester formé.

5) Evaluer le volume réactionnel sachant que la masse volumique de l'alcool est $\rho_1 = 790\ kg.m^{-3}$ et celle de l'acide $\rho_2 = 1080\ Kg.m^{-3}$

EXERCICE 16 :

On veut étudier la cinétique de la réaction de l'acide méthanoïque sur le propanol. Pour cela on réalise dans chaque tube à l'instant de date t = 0 un mélange contenant 5.10^{-2} mol d'acide méthanoïque, 5.10^{-2} mol de propanol et 3 gouttes d'acide sulfurique concentré.
On place immédiatement ces tubes dans un bain-marie maintenue à une température de 80°C. Le volume de chaque mélange sera pris égal à $V_0 = 10mL$.
A différentes dates t, on dose l'acide restant dans un tube à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 2mol/L$.
Les valeurs du volume V_b de l'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence sont regroupées dans le tableau suivant :

T (min)	0	2	5	8	12	16	20	25	30	40	50	60
$V_b\ (cm^3)$		22	17,5	15	13,1	12,2	11,6	11,1	10,9	10,6	10,5	10,5

Scanné avec CamScanner

[acide](mol/L)												
[Ester] (mol/L)												

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque et le propanol
2) Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'hydroxyde de sodium.
3) a) Calculer la concentration initiale C_0 de l'acide méthanoïque.
b) Compléter le tableau en indiquant les concentrations en acide restant et en ester formé
4) Quel a été le rôle des gouttes d'acide sulfurique ?
5) a) Construire le graphe représentant l'évolution de l'ester formé en fonction du temps.

$$echelle \begin{cases} 1cm\ pour\ 5min \\ 1cm\ pour\ 0{,}5\ mol/L \end{cases}$$

b) Déterminer graphiquement $\frac{d[Ester]}{dt}$ à t=0 puis à t = 20 min. Interpréter.
c) A partir du graphique, déterminer la date à laquelle la moitié de l'acide initial a réagi.
d) Indiquer un procédé permettant :
- de rendre la réaction plus rapide
-d'augmenter la composition du mélange à l'équilibre.
6) a) Construire la courbe représentant la concentration de l'acide restant en fonction du temps (même échelle qu'à la question 5a).
b) Calculer la vitesse moyenne de disparition de l'acide entre les instants t_1 = 8 min et t_2 = 20 min.
c) Calculer la vitesse de disparition de l'acide à la date t = 20 min.
La comparer à la vitesse de formation de l'ester à cette date.

EXERCICE 17 :

Le chlorure de sulfuryle se décompose en phase gazeuse à 320°C suivant la réaction :

$$SO_2CL_2 \rightarrow SO_2 + Cl_2$$

Afin d'étudier cette réaction, on introduit à la date t=0, une certaine quantité de chlorure de sulfuryle dans un récipient de volume constant maintenu à 320°C. La mesure de la pression P dans le récipient permet de suivre l'évolution de la réaction.
On obtient, aux divers instants t, les valeurs suivantes :

T (s)	0	100	210	250	350	380	450
P (bar)	0,52	0,63	0,73	0,75	0,80	0,82	0,85

1)Trouver, en utilisant la loi des gaz parfaits, une relation entre la pression initiale P_0 et la concentration molaire initiale C_0 ; en déduire la valeur de C_0.
2) Soit α le coefficient de dissociation de SO_2Cl_2 (le coefficient de dissociation est le rapport de la quantité de SO_2Cl_2 décomposé à la quantité initiale de SO_2Cl_2).
a)Exprimer en fonction de C_o et α , les concentrations molaires des différents corps purs.
b) Exprimer P en fonction de P_o et de α ;en déduire l'expression de α.
3) Déterminer pour chacun des instants qui figurent dans le tableau, les concentrations molaires en SO_2.
4) Tracer la courbe donnant les concentrations en SO_2 en fonction du temps et déterminer graphiquement la vitesse initiale de formation de SO_2.
Echelles:2cm pour 100s;1cm pour 10^{-3}mol.L^{-1}
Données:1bar=10^5Pa
Constante des gaz parfait : R=8,31 J.K^{-1}.mol^{-1}.

EXERCICE 18 :

1) On étudie l'action d'une solution de péroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ sur une solution aqueuse d'iodure de potassium KI.
Quand on mélange les solutions il apparait progressivement une coloration jaune, due à la formation de diiode.

Scanné avec CamScanner

a) A l'aide des potentiels standards des couples $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ et I_2/I^- ; montrer que l'équation bilan de la réaction redox s'écrit :

$$S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$$

b) Pour étudier la cinétique de la réaction, on mélange à la date t = 0, un volume V_1=500mL de la solution de péroxodisulfate de potassium de concentration C_1 = 0,015mol/L avec un volume V_2 = 500mL de la solution d'iodure de potassium de concentration molaire C_2. Déterminer C_2 pour que les réactifs soient dans les proportions stœchiométriques.

2) A diverses dates, on effectue rapidement des prélèvements que l'on refroidit dans la glace fondante (on réalise ainsi une trempe). On dose ensuite le diiode formé. On détermine ainsi la concentration du diiode à la date t du prélèvement dans le mélange réactionnel

T (min)	0	2	5	10	20	30	40	50	60
$[I_2]$ mmol/L	0	0,5	1,5	2,4	3,5	4,3	5	5,5	5,9

a) Quelle est l'utilité de la trempe ?

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

Echelle 1cm pour 1mmol/L et 1cm pour 10min.

c) Définir la vitesse volumique de formation du diiode à la date t.

Calculer sa valeur à t = 25min.

En déduire la vitesse de disparition de l'ion iodure à la même date.

d) Comment varie la vitesse de formation du diiode au cours du temps ? Expliquer.

e) Calculer la concentration molaire volumique du diiode lorsque la réaction est terminée

f) Déterminer le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.

EXERCICE 19 :

On réalise l'oxydation des ions iodures I^- par les ions peroxodisulfates $S_2O_8^{2-}$ en mélangeant à une température donnée V_1 = 40mL d'une solution d'iodure de potassium KI de concentration C_1 = 0,50 mol/L et V_2 = 10mL de solution aqueuse de péroxodisulfate de potassium $K_2S_2O_8$ de concentration C_2 = 0,10 mol/L. On désigne par A la solution obtenue.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction sachant que les couples redox sont : $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ et I_2/I^-

2) Calculer les concentrations molaires initiales en ions iodures et péroxodisulfates.

3) Pour déterminer les valeurs de la concentration du diiode formé à l'instant t, on prélève un volume V_0 = 2mL du mélange A. on dilue ce prélèvement en ajoutant un volume V= 30mL d'eau distillée. On effectue alors le dosage du diiode formé : On verse sur le diiode un volume minimal V_3 de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration $C_3 = 5.10^{-3}$mol/L. L'équation de la réaction est :

$2\,S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_2O_6^{2-} + 2I^-$. Cette réaction est rapide et totale. On obtient le tableau suivant :

t(min)	5	10	15	20	25	30	35	40
V_3 (mL)	8,0	12,0	14,0	15,2	15,6	16,0	16 ,0	16,0
$n_2(I_2)$ (mol)								

a) Pourquoi a-t-on dilué le prélèvement ? Quelle autre méthode aurait-on pu utiliser pour aboutir au même résultat ?

b) Comment constate-t-on que le dosage du diiode par les ions thiosulfates est terminé ?

c) On note $n_1(I_2)$ la quantité de matière de diiode dans l'échantillon dosé et $n_2(I_2)$ la quantité de matière de diiode dans le mélange réactionnel total, dont on supposera le volume constant dans l'expérience.

- Retrouver la relation liant $n_1(I_2)$ et V_3.
- Etablir la relation $n_2(I_2) = C_3V_3.(V_1+V_2)/2V_0$.

d) Compléter le tableau et tracer la courbe $n_2(I_2) = f(t)$. Echelle 1cm pour 5 min et 1cm pour 10^{-1}mol.

Scanné avec CamScanner

e) Déterminer la vitesse de formation du diiode à la date t=8min.

f) Déterminer la vitesse moyenne de formation du diiode entre t =5 min et t=25min

g) Déterminer le temps de demi-réaction.

EXERCICE 20 :

On considère un mono acide carboxylique A et un mono alcool B, tous deux à chaines carbonées non cycliques. L'acide carboxylique possède n atomes de carbone et l'alcool possède n'atomes de carbone où n'= n+2

1) a)Donne la formule brute générale de l'acide en fonction de n.

b) Donne la formule brute générale de l'alcool en fonction de n' puis en fonction de n.

2) on note P_A le pourcentage en masse d'oxygène de l'acide A et P_B le pourcentage en masse d'oxygène de l'alcool B.

a) Déterminer les pourcentages P_A et P_B en fonction de n.

b) Le rapport $\frac{P_A}{P_B} = \frac{37}{15}$, en déduire la valeur de n ainsi que les formules brutes de A et B.

3) L'alcool B est primaire et sa chaine carbonée est linéaire. Donner les formules semi–développées et les noms de A et B.

Les corps A et B sont liquides, on mélange à t = 0 ; 30g de A et 37g de B. Ce mélange refroidi est réparti dans 10 tubes qui sont scellées et ensuite placées dans une étuve à 100°C.

Quel est le nombre introduit dans chaque tube ?

4) A différentes dates, on dose l'acide restant dans les tubes après avoir les refroidis. Les dosages sont réalisés à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 4mol.L^{-1}$.

Soit V_b le volume de solution basique utilisé lors d'un dosage : les résultats des dosages sont regroupés dans le tableau suivant :

$t\ en\ min$	2	5	8	12	16	20	25	30	40	50
$V_b\ en\ mL$	10	7,8	6,5	5,6	5,1	4,8	4,6	4,5	4,3	4,3
$n_A\ en\ mol\ /L$										

a) Donner les caractéristiques de la réaction entre l'acide A et l'alcool B.

b) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

c) Le mélange initial est–il stœchiométrique ?

d) Compléter le tableau en calculant le nombre de mol n_A d'acide restant.

e) Tracer la courbe représentant le nombre de mol n_A d'acide restant en fonction du temps

Echelles : $1cm\ pour\ 5min$

$1cm\ pour\ 5.10^{-3}mol$

f) Calculer la vitesse de disparition de l'acide aux instants t = 8min et t = 20 min.

g) Que peut–on dire de la composition du mélange au bout de 50 minutes ? Calculer le pourcentage d'alcool estérifié à la fin de la réaction.

EXERCICE 21 :

L'eau oxygénée H_2O_2 se décompose lentement en eau et en dioxygène.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2) On se propose d'étudier la cinétique de cette réaction. On réalise en présence d'ions Fe^{3+} une telle décomposition. L'expérience est réalisée à température constante. On considère que le volume V de la solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène reste constant et que le volume molaire d'un gaz est $V_m = 24L/mol$. On utilise V = 10 mL de solution de peroxyde d'hydrogène de concentration molaire volumique $C_0 = 6\ 10^{-2}\ molL^{-1}$. On ajoute quelques gouttes du catalyseur et on note à divers instants le volume V_{O2} du gaz dioxygène dégagé. Les résultats sont indiqués dans le tableau ci-dessous

t (min)	0	5	10	15	20	30
V_{O2} en mL	0	1,56	2,74	3,65	4,42	5,56

Scanné avec CamScanner

$[H_2O_2]$ en mol/L	6.10^{-2}					

a) Montrer que la concentration du peroxyde d'hydrogène restant en solution est de la forme

$$[H_2O_2] = C_0 - 2\frac{V_{O_2}}{V.V_m}$$

b) Tracer la courbe $[H_2O_2]$ = f(t). Echelle $\begin{cases} 1cm \rightarrow 5mn \\ 1cm \rightarrow 10^{-2}mol/L \end{cases}$

c) Calculer la vitesse instantanée de disparition du peroxyde d'hydrogène aux dates t = 0 et t = 15min.

MECANISME REACTIONNEL :

EXERCICE 22 :

1) L'éthanal se décompose en phase gazeuse, en donnant du méthane et du monoxyde de carbone. Une expérience faite à température et volume constant, a donné les résultats suivants :

t(mn)	0	20	40	60
$[CH3-CHO](mol.L^{-1})$	$6{,}8.10^{-3}$	$4{,}8.10^{-3}$	$3{,}7.10^{-3}$	3.10^{-3}

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
b) Déterminer la concentration du monoxyde de carbone,$[CO]$, apparu aux différents instants du tableau ci-dessus . A L'instant t = 0, le mélange réactionnel ne contient que de l'éthanal.
c) Tracer la courbe $[CO]$=f(t).Préciser les échelles utilisées.
d) Définir la vitesse instantanée de formation de CO à l'instant t.
Déterminer graphiquement sa valeur à l'instant t = 0.

2°) La réaction précédente a pu être interprétée à partir du mécanisme suivant :

$CH_3\text{-}CHO \rightarrow CH_3^\bullet + CHO^\bullet$ (1)

$CH_3^\bullet + CH_3CHO \rightarrow CH_3CO^\bullet + CH_4$ (2)

$CH_3CO^\bullet \rightarrow CH_3^\bullet + CO$ (3)

$CHO^\bullet + CH_3\text{-}CHO \rightarrow CH_3\text{-}CO^\bullet + CO + H_2$ (4)

$CH_3^\bullet + CH_3^\bullet \rightarrow C_2H_6$ (5)

a) Quels sont les centres actifs qui interviennent dans ce mécanisme ?
b) Identifier les différentes étapes
c) L'étape (1) peut être de nature photochimique. Sachant que l'énergie nécessaire a cette étape est de 318 KJ.mol^{-1}, calculer la longueur d'onde minimale λ qui doit être présente dans le flux lumineux irradiant l'éthanal.

EXERCICE 23 :

Soit la synthèse de HCl :

$Cl_2 \rightarrow 2Cl^\bullet$ (1)
$H^\bullet + Cl_2 \rightarrow Cl^\bullet + HCl$ (2)
$2Cl^\bullet \rightarrow Cl_2$ (3)
$Cl^\bullet + H_2 \rightarrow HCl + H^\bullet$ (4)

1) a) Que représentent les espèces chimiques marquées d'un point ?
b) Comment peut–on créer ses espèces chimiques ?
2) a) Identifier les différentes étapes. Que peut–on conclure ?
b) L'énergie apportée par la radiation lumineuse est : W= 243.KJ/mol. Calculer :

Scanné avec CamScanner

- L'énergie nécessaire pour casser la molécule du dichlore
-La longueur d'onde correspondante
3) la longueur d'onde λ' = 0,6 µm peut-elle provoquer la rupture ?

EXERCICE 24 :

La formation du mono 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 :

$Cl_2 \rightarrow 2Cl^{\bullet}$

$2Cl^{\bullet} \rightarrow Cl_2$

$C_6H_5^{\bullet} + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + Cl^{\bullet}$

$2C_6H_5^{\bullet} \rightarrow C_{12}H_{10}$

$C_6H_5^{\bullet} + Cl^{\bullet} \rightarrow C_6H_5Cl$

$C_6H_6 + Cl^{\bullet} \rightarrow C_6H_5^{\bullet} + HCl$

1) Comment provoque-t-on la réaction a) ?
2) Indiquer un ordre possible des différentes phases de cette réaction et indiquer les différentes étapes.
3) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

EXERCICE 25 :

Porté à 300°C, un mélange de dibrome et de dihydrogène réagit pour donner du bromure d'hydrogène, selon une réaction en chaîne. Le mécanisme proposé comporte les actes élémentaires suivants mentionnés dans le désordre :

$H^{\bullet} + Br_2 \rightarrow HBr + Br^{\bullet}$

$2Br^{\bullet} + M \rightarrow Br_2 + M^*$

$Br^{\bullet} + H_2 \rightarrow HBr + H^{\bullet}$

$Br2 + M^* \rightarrow 2Br^{\bullet} + M$

1) Ordonner logiquement ces différents actes en faisant ressortir les trois phases caractéristiques d'une réaction en chaîne.
2) On dit parfois que cette réaction est une réaction à initiation thermique. Justifier cette dénomination.

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

EQUILIBRE CHIMIQUE :

EXERCICE 1 :

1) Donner les expressions des constantes d'équilibres relatives aux concentrations molaires et pression partielles pour ce système et trouver la relation qui existe entre elles.

$$2CO\ (g) \rightleftharpoons CO_2\ (g) + C(s) + Q$$

2) Etudier l'influence de la température et de la pression. Calculer la variance du système

EXERCICE 2 :

Soit le mélange d'alcool éthylique et d'acide acétique, le système évolue vers l'équilibre. A l'équilibre 15°C, 1L de solution renferme 15,2g d'alcool éthylique, 20g d'acide acétique, 58g d'acétate d'éthyle et 12g d'eau.

a-) Calculer la constante d'équilibre Kc

b-) On ajoute 20g d'acide acétique au mélange. Dans quel sens évolue l'équilibre ?

Quelle est la composition du mélange au nouvel équilibre ?

EXERCICE 3 :

La réduction du dioxyde de carbone gazeux par le carbone solide pour donner du monoxyde de carbone gazeux est un équilibre hétérogène.

1) Qu'est-ce qu'un équilibre hétérogène.

2) Ecrire l'équation de la réaction.

3) Exprimer littéralement en fonction des concentrations molaires convenables, la constante Kc de cet équilibre.

4) On observe à 727°C dans un récipient de 100L, l'équilibre entre le carbone solide, 1,55 moles de dioxyde de carbone et 1,90moles de monoxyde de carbone.

a)Quelle quantité de dioxyde y avait-il au début de la réaction?

b) Calculer numériquement Kc à 727°C

EXERCICE 4 :

Soit l'équilibre $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)}$.

1) Etudier l'influence de la température et de la pression sur cet équilibre. La réaction est endothermique dans le sens 2.

2) Calculer la variance.

3) Sachant qu'à 750°C le mélange gazeux contient 8,4 g de monoxyde de carbone ; 1,62 g d'eau ; 21,12 g de dioxyde de carbone et 0,26 g de dihydrogène. Calculer la constante d'équilibre relative aux concentrations à cette température.

4) Une fois l'équilibre atteint, on ajoute 2,8 g de monoxyde de carbone.

a) Dans quel sens se déplace l'équilibre ?

b) Donner la composition du mélange lors du nouvel équilibre.

EXERCICE 5 :

Soit l'équilibre suivant en phase gazeuse : $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

1) Calculer la variance de ce système.

Quels facteurs d'équilibres peut-on choisir pour définir ce système ?

2) Exprimer en fonction de la pression totale P et du degré de dissociation α, la constante d'équilibre relative aux pressions partielles. Préciser l'unité.

3) Sachant qu'à 27°C, sous une pression P = 1atm, Kp = 0,17atm ; Calculer le coefficient de dissociation α.

4) Etablir pour ce système, la relation entre Kp et la constante d'équilibre relative aux concentrations molaires Kc. Calculer Kc à 27°C

5) Sous quelle pression aurait-on un degré de dissociation de 0,6 ?

EXERCICE 6 :

On considère la dissociation de l'acide iodhydrique :

$$2HI \rightleftharpoons I_2 + H_2$$

Scanné avec CamScanner

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

1) La composition du mélange à l'équilibre

2) Calculer Kc et Kp

3) Que se passe-t-il si on introduit dans le mélange 2 moles d'hydrogène.

Quel est alors la composition du mélange au nouvel équilibre ?

EXERCICE 7 :

On considère l'équilibre : $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

A 300°C, la constante d'équilibre de cette réaction est Kp = 11,5atm. On introduit dans un récipient maintenu à 300°C une quantité de PCl_5 tel que P_{PCl5} = 10 atm avant que PCl_5 n'ait commencé à se dissocier.

a) Quelles sont les valeurs des pressions partielles lorsque l'équilibre est rétabli à 300°C.

b) Une fois l'équilibre rétabli, supposons que le volume du mélange réactionnel soit multiplié par 10.

Quelles sont les valeurs des pressions partielles après rétablissement de l'équilibre ?

EXERCICE 8 :

On effectue la synthèse de l'ammoniac : $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

On introduit à l'instant t=0 à 600°C et sous la pression de 200 atmosphères, une mole de diazote et 3moles de dihydrogène. A l'équilibre il s'est formé 0,24 mole de NH_3.

a) Calculer la variance du système à l'équilibre.

b) Calculer les pressions partielles à l'équilibre.

c) En déduire la pression totale à l'équilibre et la valeur de la constante d'équilibre Kp.

2) On part de deux moles de NH_3 à t = 0 à 800°C sous 350 atmosphères. Sachant qu'à l'équilibre la pression devient 500 atmosphères, déterminer :

a) La composition molaire du système à l'équilibre.

b) Les pressions partielles.

EXERCICE 9 :

Dans une enceinte de volume V= 4L, on introduit une mole de dioxyde de carbone CO_2 gazeux à la température T_1 = 800°C, La dissociation du dioxyde de carbone est schématisée par :

$2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$

A l'équilibre, le nombre de mol total de tous les constituants est égale à 1,25mol.

1) Donne l'expression de la constante d'équilibre Kc en fonction du nombre de mole des constituants et du volume V.

2) a) Dresse le tableau descriptif d'évolution du système et détermine le nombre de mol de CO_2, CO et O_2 à l'équilibre.

b) Déduis la valeur de la constante d'équilibre Kc_1 à la température T_1.

c) Calcule le coefficient de dissociation α du dioxyde de carbone à T_1 = 800°C.

3) A une température T_2 = 500°C, un nouvel état d'équilibre s'établit, le coefficient de dissociation de CO_2 est α' = 0,4.

a) Détermine la nouvelle composition du mélange à l'équilibre.

Déduis la valeur de la constante d'équilibre Kc_2 à la température T_2.

b) Quel est le caractère énergétique des réactions 1 et 2 ?

4) Le système précédent est en équilibre à la température T_1.

Pour favoriser la synthèse du dioxyde de carbone, faut–il :

a) ajouter ou éliminer le dioxygène ?

b) augmenter ou diminuer la pression ?

c) Utiliser un catalyseur ?

EXERCICE 10 :

Scanné avec CamScanner

Dans une enceinte de volume V = 2L, on mélange 1,5 mol de chlorure d'hydrogène (gaz) et 0,3 mol de dioxygène (gaz) à la température T. On aboutit à une réaction chimique dont l'équation bilan est :

$$4HCl + O_2 \rightleftharpoons 2Cl_2 + 2H_2O$$ tous les corps sont gazeux.

1) A l'équilibre, il se forme 0,16 mol de vapeur d'eau.

a) Détermine à l'équilibre les nombres de mol de HCl, Cl_2 et O_2

b) En déduis la constance d'équilibre Kc.

2) A une température T'>T, un nouvel état d'équilibre s'établit lorsque 17,2% de chlorure d'hydrogène ont été consommé.

a) Détermine la nouvelle composition du mélange à l'équilibre.

b) Montre que $Kc' = 98,83.10^{-5}$.

c) Que peut – on conclure quant au caractère énergétique des deux réactions associées au sens 1 et au sens 2 ? Justifie la réponse.

3) La température étant maintenue constante, quel est l'effet d'une augmentation de pression sur cet équilibre ? Justifie la réponse.

EXERCICE 11 :

On introduit dans un récipient vide de volume 6L, maintenu à 627°C, 2moles d'acide iodhydrique. $R = 0,082$ L atm.$mol^{-1}.K^{-1}$.

L'acide se dissocie en phase gazeuse suivant la réaction :

$$2HI \rightleftharpoons I_2 + H_2$$

A l'équilibre, on constate que la somme des pressions partielles du diiode et du dihydrogène est égale à 6,15 atm.

1) Détermine la pression totale à l'équilibre et le degré de dissociation de l'acide.

2) Calcule la constante d'équilibre Kp.

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner

SOLUTION AQUEUSE

EXERCICE 1 :

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

- 5°C : Ke = $1{,}8.10^{-15}$
- 37°C : Ke = $1{,}9.10^{-14}$
- 60°C : $9{,}6.10^{-14}$

1) Demontrer que $pH_{neutre} = -\frac{1}{2}\log Ke$

2) En déduire le pH de l'eau pure à ces températures.

3) La température normale du corps humain est de 37°C. Le pH du bol alimentaire dans l'estomac d'une personne vaut : pH = 1,2.

a) Determiner les concentrations molaires en ions hydroniums et 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 : pH+pOH = pKe

EXERCICE 2 :

On dispose des solutions suivantes à 25°C :

S_1 : de molarité en ions H_3O^+ égale à $2{,}5.10^{-3}$ mol.l^{-1}

S_2 : de molarité en ions OH^- égale à $8{,}7.10^{-7}$ mol.l^{-1}

S_3 : solution d'acide chlorhydrique centinormale

S_4 : 1g d'hydroxyde de sodium dissous dans 500ml d'eau

1) Calcule le pH des différentes solutions.

2) Classe les solutions par ordre d'acidité décroissante.

On donne Na = 23g.mol^{-1}, O= 16 g.mol^{-1}, H = 1 g.mol^{-1}.

EXERCICE 3 :

1) Calculer à 25°C le pH des solutions dont les molarités en ions hydronium (H_3O^+) sont :
0,025 mol. L^{-1} ; $4{,}8.10^{-9}$ mol.L^{-1}

2) Calculer à 25°C le pH des solutions dont les molarités en ions hydroxyde OH^- sont : $6{,}5.10^{-9}$ mol.L^{-1} ; $3{,}6.10^{-2}$ mol.L^{-1}.

On établira d'abord la relation entre pH et [OH^-].

3) Calculer si c'est possible les molarités en ions OH^- et H_3O^+ des solutions dont les pH sont: 2,1 ; 11,4 ; 0,2 et 13,8.

EXERCICE 4 :

La température normale du corps humain est de 37°C.

A cette température, le produit ionique de l'eau est Ke =$1{,}9.10^{-14}$

1) Déterminer le pH d'une solution neutre à cette température.

2) Le sang est a un pH de 7,39 est-il basique ou acide ?

3) Déterminer les concentrations des ions hydronium et hydroxyde dans les deux cas suivants :

-le pH du bol alimentaire dans l'estomac peut atteindre une valeur 1,2.

-la dégradation des protéines dans l'intestin se produit à un pH voisin de 8,5.

EXERCICE 5 :

Une solution de dihydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ de concentration
C = 148 mg/L à un pH = 11,6 à 25°C.

a) Quelle est la molarité en ions OH^- de cette solution ?

b) Montrer que le dihydroxyde de calcium est une dibase forte ?

EXERCICE 6 :

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}.

1) Exprime la concentration en acide de cette solution. Vérifie que la concentration C = 14 mol.L^{-1}.

2) Détermine la quantité de cette solution à utiliser pour préparer 250 cm^3 d'une solution d'acide nitrique à 0,14 mol.L^{-1}. Calcule le pH de la solution préparée

EXERCICE 7 :

Scanné avec CamScanner

Une solution commerciale d'hydroxyde de sodium a une densité par rapport à l'eau de 1,38 et titre 35 % d'hydroxyde de sodium en masse.

1) Détermine la concentration de cette solution commerciale.

2) Calcule volume V_1 de cette solution en diluant par de l'eau pure pour obtenir un litre de solution de pH = 12,5.

3) On verse 5 mL de la solution commerciale dans un litre d'eau. Détermine le pH de la solution obtenue.

EXERCICE 8 :

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique commercial à 30 % (cela signifie que l'on a dissout 30 g de chlorure d'hydrogène dans 100 g de solution). Sa densité par rapport à l'eau est d = 1,15.

1) Détermine la concentration de cette solution commerciale.

2) Explique la préparation d'un litre d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 1,0 $mol.L^{-1}$ à partir de cette solution commerciale.

EXERCICE 9 :

1° On mélange un volume V_1 = 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,7 et un volume V_2 = 300 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 4. Quel est le pH de la solution finale ?

2) On mélange un volume V_3 = 50 mL d'une solution d'acide iodhydrique HI (acide fort) de pH inconnu et un volume V_4 =150 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 4,5. Le pH de la solution ainsi obtenu est 3,2. Quel est le pH inconnu ?

EXERCICE 10 :

On considère les trois solutions suivantes :

- Solution S_1 d'hydroxyde de sodium de molarité $C_1 = 8.10^{-3}$ mol/L
- Solution S_2 de dihydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ de molarité $C_2 = 2.10^{-3}$ $mol.L^{-1}$
- Solution S_3 de chlorure de sodium de molarité C_3 = 1$mol.L^{-1}$.

1) Calculer le pH de chacune des solutions S_1, S_2 et S_3.

2) On obtient une solution A en melangeant un volume V_1 = 50 cm^3 de la solution S_1, un volume V_2 = 100 cm^3 et un volume Vo = 100 cm^3 d'eau.

a) Calculer la concentration des espèces chimiques presentes dans la solution A.
b) En déduire le pH_A de la solution A.
c) Dans la solution A, on ajoute 0,2 g d'hydroxyde de sodium en pastille et on obtient une solution A'. Calculer la nouvelle concentration des ions Na^+ dans la solution A'

3) On obtient une solution B en mélangeant V_1 = 50 cm^3 de la solution S_1, V_2 = 100cm^3 de la solution S_2 et V_3 = 100 cm^3 de la solution S_3.

a) Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution.
b) En deduire pH_B de la solution B.

Données : M(Na) = 23 g/mol ; M(O) = 16 g/mol ; M(H) = 1 g/mol.

EXERCICE 11 :

On mélange 100 mL d'acide chlorhydrique à 10^{-2} mol/L et 100 mL d'acide bromydrique HBr de concentration inconnue C. Le pH de la solution obtenue est égale 1,8.

a) Quelles sont les concentrations des ions H_3O^+, Cl^-, Br^- et OH^- dans le mélange ?
b) Quelle est la concentration C de la solution bromydrique initiale ?
c) Quelle volume de soude à 0,2 mol/l faut-il ajouter au mélange précédent pour obtenir l'équivalence acido-basique ?

EXERCICE 12 :

On mélange deux volumes égaux (50Cm^3) d'une solution d'acide chlorhydrique 1 M et de soude 0,5 M

1) Le mélange est-il acide ou base ?

2) Calculer le pH de la solution obtenue.

3) Combien de Cm^3 de soude devra-t-on verser pour avoir une solution neutre ?

EXERCICE 13 :

Scanné avec CamScanner

On prépare un volume V_1=200ml d'une solution aqueuse S d'hypo chlorate de sodium ClONa de concentration $C_0 = 10^{-2}$mol.L^{-1}, en dissolvant une masse m de ce sel dans l'eau. Le pH de la solution obtenue est $pH_0 = 9.75$.

1) Déterminer la masse m. M(Cl) = 35.5g/mol ; M(O) = 16g/mol et M(Na) = 23g/mol

2) Ecrire l'équation de la réaction qui accompagne la dissolution.

3) Montrer que ClO^- est une base faible et écrire l'équation de dissociation de cette base avec l'eau.

4) Donner l'expression de K_b en fonction de Ke, pH_0 et C_0 puis calculer sa valeur.

5) On prélève un volume V_0 = 10ml et on ajoute un volume V d'eau. Soit C la concentration de la nouvelle solution.

a) donner une relation entre C, C_0, V_o et V.

b) Montrer quepH $= pH_0 - \frac{1}{2}\log(1 + V/V_0)$.

c) Calculer le pH de la solution pour V=90ml et en déduire les concentrations de ClO^- et HClO.

EXERCICE 14 :

On dispose d'une solution d'ion éthanoate de sodium, de volume 25 ml et de concentration $6{,}3.10^{-3}$ $mol.l^{-1}$. Le pH mésuré est 11,8.

1) L'ion éthanoate est il une base forte ? Si oui écrire l'équation de sa reaction avec l'eau pure.

On prélève 10 mL de la solution et on complète avec 90 mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution finale ?

EXERCICE 15 :

On dissout une masse m = 1g d'un mélange de chlorure de sodium et d'hydroxyde de sodium dans l'eau de manière à obtenir un volume V est égal à un litre de solution A de pH = 12.

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

2) Calculer les concentrations molaires de toutes ces espèces.

3) Quel volume x d'eau doit - on ajouter à un volume V'= 40 cm^3 de solution A pour obtenir une solution B de pH = 11

On donne : M(NaOH) = 40 g/mol ; M(NaCl) = 58,5 g/mol

EXERCICE 16 :

On réalise une solution aqueuse de soude en dissolvant 4 grammes de soude dans un litre d'eau.

1) Déterminer la molarité des ions suivantes : H_3O^+ ; Na^+ ; NaOH et déduire le pH.

2) On verse dans 100cm^3 de cette solution, 50cm^3 d'une solution décimolaire d'acide chlorhydrique. Quelle est la nature du mélange à l'équilibre ? Calculer son pH.

On donne M(Na) = 23 g/mol ; M(O) = 16 g/mol et M(H) = 1 g/mol.

EXERCICE 17 :

On veut déterminer la masse molaire d'un alcool R – OH, (R est un radical alkyle).

Sur 3,7g de cet alcool on fait réagir 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 $C_1 = 2.10^{-3}$ mol/L et pH = 2,7.

a) Montrer que l'acide nitrique est un acide fort et écrire l'équation de son ionisation dans l'eau.
b) Quel est le PH de la solution obtenue ?

EXERCICE 18 :

A 25°C, on obtient une solution S en melangeant 100 mL de solution d'hydroxyde de potassium de concentration C_1 = 0,16 mol/L avec 200 ml de solution d'hydroxyde de sodium de pH = 12

1) Calculer le pH du mélange.

2) Determiner les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution et montrer que la solution est electriquement neutre.

EXERCICE 19 :

Un volume 100 cm^3 d'acide chlorhydrique à 5.10^{-2} mol/L est obtenu en dissolvant un volume Vo de chlorure d'hydrgène gazeux dans l'eau. La dissolution se fait sans variation de volume.

1) Calculer le volume Vo de gaz chlorure d'hydrogène utilisé (le volume molaire est 22,4 l dans les conditions de l'expérience).

Scanné avec CamScanner

2) L'acide chlorhydrique ainsi preparé est ajouté progressivement à 20 cm3 d'une solution d'hydroxyde de sodium. On constate que l'équivalence acido-basique est atteinte pour un volume Va versé égal à 40 cm^3

a) Que représente l'équivalence acido-basique ?
b) Calculer la concentration molaire d'hydroxyde de sodium

3) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut il dissoudre dans l'eau pour obtenir V'= 1 litre de solution ayant cette concentration ?

On donne : M(Na) = 23 g/mol ; M(O) = 16 g/mol ; M(H) = 1 g/mol

Exercice 20 : (BAC SBT 2011)

À 25°C deux solutions acides S_1 et S_2 ont la même concentration C = 10^{-2}mol/L. S_1 est une solution de HCl de pH = 2 et S_2 une solution d'acide méthanoïque de pH = 2,9

1) a) Écrire les équations bilans des réactions des acides avec l'eau
   b) Montrer que l'une des solutions est une solution d'acide fort et l'autre une solution d'acide faible.
   c) Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution d'acide faible.
2) a) Déduire la constante d'acidité Ka ainsi le pKa du couple mis en jeu
   b) Sachant que le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- vaut 4,8 comparer la force de l'ion éthanoate avec l'ion méthanoate.

EXERCICE 21 :

On considère les solutions aqueuses suivantes à 25° C

L'acide propanoïque de pKa_1 = 4,9

L'acide 2-chloro-propanoïque de pKa_2 =1,5

L'acide3-chloro-propanoïque de pKa_3= 2,2

L'acide 2-2 dichloro -propanoïquede pKa_4 =2,7

L'acide 2-3 dichloro - propanoïque de pKa_5= 2,2

1) Ecrire les formules semi-devéloppées des acides précédents ainsi que les formules et les noms de leurs bases conjuguées.

2) On considère une solution d'acide 2-chloro-propanoïque de pH = 2,15

2.1) Calculer la concentration molaire volumique de cet acide.

2.2) On verse progressivement dans un becher contenant un volume V_1 = 12mL de cet acide une solution Sb d'hydroxyde de sodium. L'équivalence est obtenue lorsqu'on a versé un volume Vbe =20mL. Le pH à l'équivalence est alors pH = 8,7.

2.2.1) Ecrire l'équation de la réaction du dosage.

2.2.2) Calculer la concentration molaire volumique Cb et en déduire la masse d'hydroxyde de sodium qui a été dissoute dans l'eau pour obtenir 500 mL de cette solution Sb.

On donne : Na :23g/mol ; O : 16g/mol ; H :1g/mol.

EXERCICE 22 :

On considère une solution S d'une amine notée B.

1) Ecrire l'équation bilan de la réaction de B avec l'eau.

2) On dose un volume V=10mLde la solution S à l'aide d'une solution S' d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique Ca =5.10^{-2}mol/L.

a) Ecrire l'équation de la réaction de ce dosage.

b) L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on verse Va =20mL de la solution S' d'acide chlorhydrique. Calculer la concentration volumique molaire de la solution S.

c) Sachant que le pH de la solution S vaut 11,8; déterminer le pKa du couple acide base.

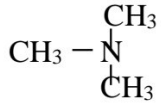
3) Pour obtenir 1L de la solution S' d'acide chlorhydrique, on dilue un volume V_0 d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique de masse volumique 1190g/L à 30% en masse d'acide chlorhydrique. Calculer V_0.

4) On obtient 0,5L de la solution S en dissolvant 2,25g de cette amine. Quelle est la masse molaire de cette aminé B? Donner les formules semi développées possibles de B. Préciser leurs classes et leurs noms. C=12g/mol, N=14g/mol, H=1g/mol, Cl=35,5g/mol.

Scanné avec CamScanner

EXERCICE 23 : (BAC SET 2011)

On considère une solution S de triméthylamine de formule semi-développée



et de concentration molaire volumique égale à 10^{-2}mol/L. Le pH de la solution est 10,9.

1) Quel est l'acide conjugué de la triméthylamine? Indiquez sa formule semi-développée et donnez son nom.
2) Écrire l'équation traduisant la réaction d'ionisation de cette amine en solution aqueuse.
3) Déterminez les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution S. En déduire la constante d'acidité du couple acide base considéré ainsi que son pKa

EXERCICE 24 : Calcule de la concentration des espèces.

On dispose de deux solutions :

- L'une d'acide éthanoïque de concentration C et de pH = 3,5.
- L'autre d'acide bromhydrique de concentration 2C et de pH = 2.

Calculer la concentration de l'acide éthanoïque ainsi que celles des espèces H_3O^+, CH_3COO^- et CH_3COOH présentes dans la solution.

EXERCICE 25 : Etude de pH.

1) Le pH d'une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration 10^{-2} $molL^{-1}$ est 10,6

a) Écrire l'équation de la réaction ayant lieu entre l'ammoniac et l'eau, et calculer les concentrations des différentes espèces présentes dans la solution (à l'exception de l'eau).

b) En déduire la valeur de la constante Ka du couple acide / base mis en jeu lors de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.

2) Le pH d'une solution aqueuse de monoéthylamine $C_2H_5NH_2$ de concentration 10^{-2} mol L^{-1} est 11,4.

a) Répondre aux mêmes questions a) et b) que dans la question 1)

b) Dans les deux couples acide / base Cités, entre l'ammoniac et la mono éthylamine, quelle est base la plus forte ? Justifier.

3) On prélève $20Cm^3$ de la solution de monoéthylamine précédente on y verse progressivement une solution d'acide chlorhydrique obtenue en dissolvant 1,83 g de chlorure d'hydrogène gazeux dans 1L d'eau (on négligera la variation de volume).

a) Quel sera le volume de solution d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence ? Vous rappellerez la définition de l'équivalence.

b) Tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume de solution d'acide chlorhydrique versé.

Il ne sera fait aucun calcul, mais on choisira judicieusement quelques points de référence pour justifier le tracé.

EXERCICE 26 :

On dissout 0,1 mol d'acide fluorhydrique (HF) dans 1L d'eau.

Le pH de la solution obtenue est : 2,1

1) L'acide fluorhydrique est-il un acide fort ou faible ?

2) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution? Calculer leurs molarités.

3) Calculer

a) Le pKa du couple associé et distinguer les zones prédominance du couple HF/F$^-$

b) le coefficient de dissociation de l'acide fluorhydrique.

EXERCICE 27 : On considère une solution aqueuse de soude de concentration molaire $C=10^{-3}$ mol/l. Le pH-mètre indique un pH=11.

1) Calculer la molarité des espèces chimiques présentes dans la solution.

Quelle conclusion peut−on tirer de ce calcul ?

2) Quelle masse de cristaux de soude a-t-on dissous pour préparer 100ml de cette solution ?

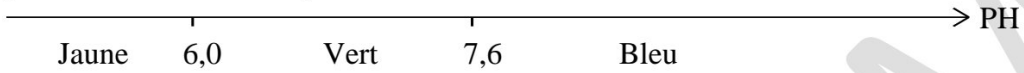
EXERCICE 28 :

Scanné avec CamScanner

1) Quel volume de bromure d'hydrogène gazeux faut-il dissoudre dans 5L d'eau pure pour obtenir une solution de concentration $Ca=2.10^{-2}$ mol/L ?
Le volume molaire dans les conditions de l'expérience est égal 24 L/mol.
2) La solution obtenue a un pH=1,7. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution. Calculer leur concentration et montrer que le bromure d'hydrogène est un monoacide fort.

EXERCICE 29 :

Les caractéristiques acido-basiques de quatre solutions aqueuses S_1, S_2, S_3 et S_4 sont à 25°C :
-Solution S_1: $[OH^-] = 5, 6.10^{-11}$ mol/L
-Solution S_2: $[OH^-] = 4, 7.10^{-5}$ .mol/L
-Solution S_3: pH = 9,5
-Solution S_4: 50Cm^3 de cette solution contiennent 3.10^{-8} mol d'ions H_3O^+. Quelle couleur prend le bleu de bromothymol dans chacune des solutions précédentes ? On donne le diagramme ci-après pour le bleu de bromothymol :



EXERCICE 30 :

On considère une solution S de triméthylamine C_3H_9N de concentration molaire volumique égal à 10^{-2} $molL^{-1}$. Le pH de cette solution est 10,9
1) Écrire les formules semi-développées des amines isomères ayant cette formule brute en précisant le nom et la classe de chacune d'elle.
2) a) Quel est l'acide conjugué de cette triméthylamine ?
Indiquer sa formule semi-développée et son nom.
b) Écrire l'équation bilan traduisant la réaction d'ionisation de cette amine en solution aqueuse.
c) Déterminer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution S.
En déduire la constante d'acidité du couple acide-base considéré, ainsi que son pKa.
d) le pKa du couple NH_4^+/NH_3 vaut 9,3. La triméthylamine est-elle une base plus forte que l'ammoniac ?

EXERCICE 31 :

Soit une solution d'acide faible AH de pH = 2
1) On dose un volume V = 10 ml de S par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C' = 0,2 mol L^{-1}.
L'équivalence acido-basique est obtenue quand on a versé un volume
V' =5,5 ml de solution d'hydroxyde de sodium.
a) Écrire l'équation bilan de cette réaction.
b) Calculer la concentration C de S.
2) Après avoir indiqué les différentes espèces chimiques présentes dans S, calculer leur concentration. En déduire le pKa du couple acide / base.
3) Cet acide AH est un acide dichloroalcanoïque : deux atomes d'hydrogène de la chaîne carbonée d'un acide carboxylique saturé ont été remplacés par deux atomes de chlore.
a) Sachant que 700 ml de S contiennent 11 g de cet acide, déterminer la formule brute de AH.
b) Quels sont les isomères possibles ? Donner, pour chacun, la formule semi-développée et le nom.

EXERCICE 32 :

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on en enlève un volume $V_B = 10{,}0cm^3$ 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 $C_A = 1{,}0\times10^{-2}mol.L^{-1}$ et à chaque ajout on relève le P^H(voir tableau).

$V_A(cm^3)$	0	2,0	4,0	6,0	9,0	11,5	12,0	12,5	13,5	14
P^H	12,2	12,0	11,9	11,7	11,5	11,2	11,1	11,0	10,8	10,6
$V_A(cm^3)$	14,5	15,0	16,0	16,5	17,0	18,0	20,0	22,0	25,0	
P^H	10,3	7,2	3,4	3,2	3,1	3,0	2,8	2,7	2,5	

Scanné avec CamScanner

1) a) Ecris l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques des deux solutions
b) Trace sur un papier millimétré la courbe $P^H = f(V_A)$
c)Utilise cette courbe pour déterminer V_A^E d'acide versé à l'équivalence
d) En déduire la concentration inconnue C_B

2) On veut préparer une solution contenant m = 0,12g de chlorure de sodium à partir des deux solutions S_A et S_B.
a) Calcule le volume de chacune d'elles à utiliser
b) Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ?

EXERCICE 33 :

1) On considère un composé basique de formule RNH_2 ou R est un groupe alkyle.
C'est une base faible dont le couple acide-base est RNH_3^+/RNH_2
-Définir une base faible.
-Ecrire l'équation-bilan de la réaction de cette base dans l'eau.
2) on prépare un volume V_0=150ml d'une solution aqueuse de RNH_2 en dissolvant une masse m_0=0,405g de cette base pure. On note C_0 la concentration de cette solution et χ son pH.
a) Ecrire la relation de neutralité électrique et de conservation de matière de cette solution.
b) En négligeant $[H_3O^+]$ devant $[OH^-]$, écrire en fonction de C_0 et χ les concentrations $[RNH_3^+]$ et $[RNH_2]$.
c) Exprimer les constantes d'acidité Ka et pKa du couple RNH_3^+/ RNH_2 en fonction de C_0 et de χ.
3) Afin d'identifier la base RNH_2, on dose un volume V_b = 30 ml de cette base avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration Ca=0,1mol.l^{-1}.
Les résultats sont regroupés dans le tableau suivant :

Va (mL)	0	5	9	15	16	17	18	19	20	21	25	30
pH	11,8	11,2	10,8	10,1	9,9	9,5	6,1	2,7	2,4	2,2	1,9	1,7

a) Construire la courbe pH = *f*(Va). Echelles : 1cm pour 2,5ml et 1cm pour 1 unité pH.
b) Déterminer graphiquement le pKa du couple RNH_3^+/RNH_2. En déduire la concentration C_0 de la solution basique.
c) Retrouver la masse molaire, la formule et le nom du composé.

EXERCICE 34 :

L'étiquette d'un litre de vinaigre de commerce indique 6 degré. Le degré d'acidité, exprime la masse, en grammes, d'acide éthanoïque pur contenu dans 100g de vinaigre.
On considère le vinaigre comme une solution aqueuse d'acide éthanoïque.
On désire déterminer, au cours d'une séance de travaux pratiques, la concentration en acide éthanoïque, notée C, de ce vinaigre.
La verrerie et les produits disponibles sont les suivants : pipettes jaugées de 1ml, 5ml, 10ml ; fioles jaugées de 50ml, 100ml, 500ml ; erlenmeyers, verre à pied ; burette graduée de 25ml ; éprouvettes graduées de 10ml, 100ml ; vinaigre à 6°, solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b = 10-2mol. ℓ^{-1} ;
phénolphtaléine (zone de virage : 8,2 – 9,8) ; hélianthine (zone de virage : 3,2 – 4,4) ; eau distillée.

1) Première étape : on prépare une solution S_1 de volume V_1 = 100ml et de concentration en acide éthanoïque $C_1 = \frac{C}{100}\ mol/L$.
a. Quelle volume V de vinaigre à 6° doit-on prélever pour préparer S_1 ?
b. Décrire le mode opératoire.

2) Deuxième étape : dosage de la solution S_1.
On prélève un volume V_1 = 10,0ml de la solution S_1 que l'on dose avec la solution d'hydroxyde de sodium en présence d'un indicateur coloré convenable. L'équivalence acido-basique est observée après avoir versé V_b = 10,8ml de la solution d'hydroxyde de sodium.
a) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit au cours du dosage.
b) Faire un schéma annoté du dispositif en justifiant le choix de l'indicateur

Scanné avec CamScanner

c) Calculer la concentration C_1 de S_1. En déduire C.

3) Calculer le degré d'acidité du vinaigre. Le résultat est-il en accord avec l'indication de l'étiquette ?

On donne : M(C)=12g.mol^{-1} ; M(H)=1g.mol^{-1} ; M(O)=16g.mol^{-1} ; densité du vinaigre =1,0.

EXERCICE 35 :

1) Dans un laboratoire, une bouteille d'acide chlorhydrique porte une étiquette sur laquelle on peut lire « acide chlorhydrique, masse volumique : 1190kg.m^{-3},

– Pourcentage en masse d'acide pur : 37%,

– Masse molaire moléculaire du chlorure d'hydrogène HCl : 36, 5g.mol^{-1})

On extrait de cette bouteille 4,15cm^3 d'acide que l'on complète à 500cm^3 avec de l'eau distillée. Montrer que la concentration de cette solution d'acide est 0,1mol.l^{-1}.

2) Afin de vérifier ce titre, on réalise le dosage de cette solution d'acide chlorhydrique par une solution d'amine RNH_2 à 0,032mol.l^{-1} dans 20cm^3 de cette dernière solution, on verse la solution d'acide précédemment préparé. Le tableau ci-après indique les différentes valeurs de pH en fonction du volume V (en cm^3) d'acide versé, les solutions étant à 25°C. Construire la courbe pH=f(V).

V	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	6
pH	11,4	11,0	10,7	10,4	10,2	10,1	9,8	9,7	9,4	9,3	8,75
V	6,2	6,4	6,6	6,8	7	7,5	8	9	10	11	12
pH	8,4	6,8	5,6	3,7	3,2	2,75	2,5	2,2	2	1,9	1,85

3) Déterminer le point d'équivalence et la valeur du pKa du couple RNH_3^+/RNH_2 ; en déduire la concentration de la solution d'acide utilisée. Cette concentration est-elle effectivement égale à 0,1mol. L^{-1} ?

4) A partir des valeurs de la concentration de la solution d'amine et de son pH initial, vérifier la valeur du pKa déterminée graphiquement.

M. BELOUM

Scanné avec CamScanner