

CAHIER D'EXERCICES :

CLASSE TSE et TSExp

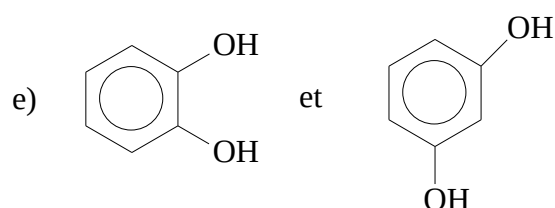
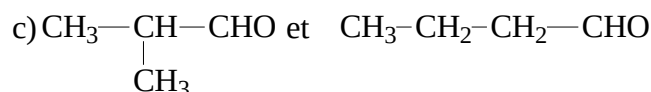
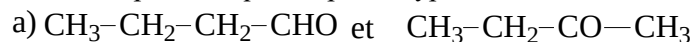
Chimie :

Fiche d'exercices 1 : La stéréochimie

Exercice 1 : Isomérisation de constitution

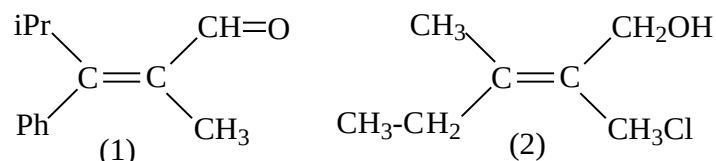
1-Trouve tous les composés chimiques de formule brute C_3H_6O et donne leur fonction chimique.

2- Précise pour chaque couple, le type d'isomérisation de constitution présenté.

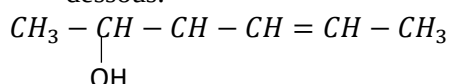


Exercice 2 :

1. Attribuer la dénomination *Z/E* aux structures suivantes :

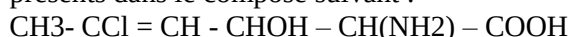


2. Définis l'isomérisation. Quels sont les types d'isomérisations que l'on retrouve dans la molécule ci-dessous.



On précisera le nombre d'isomères possibles et présente - les.

3. Quand - dit - on que deux composés sont isomères ? Inventorier les types d'isomérisation présents dans le composé suivant :



Combien d'isomères ce composé peut-il présenter ? Nomme le composé.

Exercice 3 :

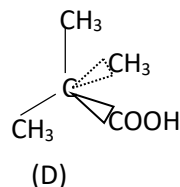
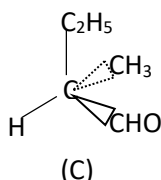
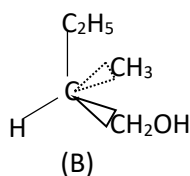
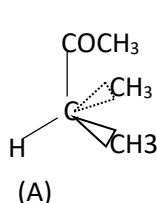
- 5,6 g d'un alcène A fixe 7,1 g de dichlore. Quelle est la formule de A ? Écrivez les formules semi-développées possibles de A ? Précisez pour chaque atome de carbone de cet alcène, s'il est tétraédrique, trigonal, digonal. La molécule de A est-elle chirale ?
- On considère le produit B résultant de l'addition de dichlore sur l'alcène A. Écrivez les formules semi-développées possibles de B. Représentez en projection de Newman (les carbones liés aux deux atomes de chlore) de la molécule de B.
- On considère l'isomère de B possédant deux énantiomères. On désire préparer une solution de 20 g.L⁻¹ du racémique de B. Quelle est la concentration molaire volumique de chaque énantiomère dans cette solution ?
- On réalise l'hydrogénation de l'alcène A. Quel corps C obtient-on ?
- Quelles sont les formules semi-développées possibles de C ? On réalise une monosubstitution à partir du dichlore sur C ; indiquez la formule développée et le nom du dérivé D obtenu ayant des isomères optiques.

On donne si besoin les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{Cl}) = 35,5$ et nombre d'Avogadro : $N = 6,02.10^{23} \text{mol.L}^{-1}$ pour tout le problème

Exercice 4 :

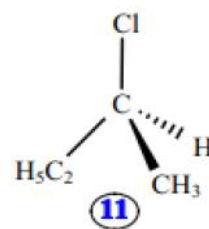
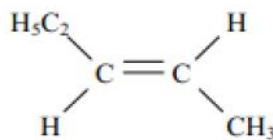
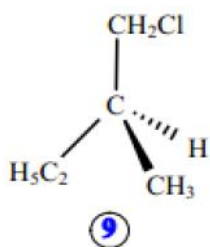
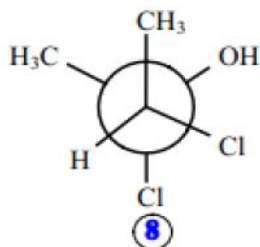
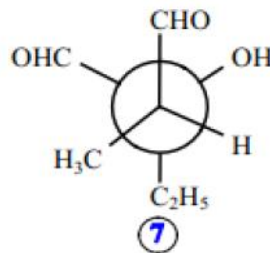
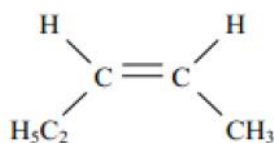
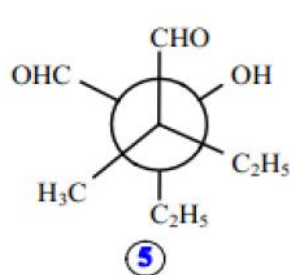
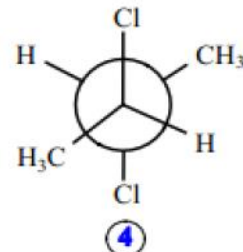
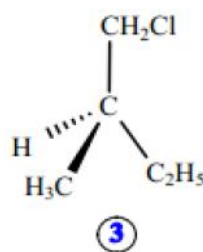
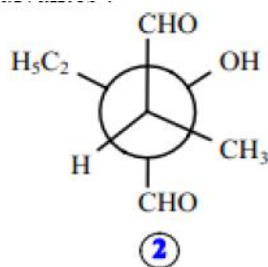
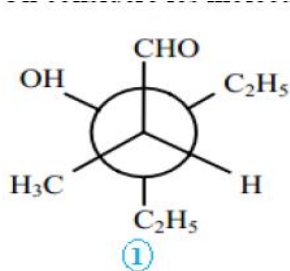
On considère les 4 produits A, B, C, D.

- Après avoir représenté la formule semi-développée de chacun, précisez leur nom dans la nomenclature officielle et la fonction chimique de chacun.
- Existe-t-il des isomères de fonction parmi eux ?
- Préciser quelles sont les molécules chirales et pourquoi ? Représenter les énantiomères.



Exercice 5 :

- Donne pour le $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ un exemple d'isomères de : chaîne ; position et fonction.
- Donne la représentation de Fischer de :
a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-COOH}$;
b) $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-CO}_2\text{H}$.
- On considère les molécules suivantes :



Précise celles qui sont :

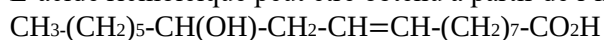
- énantiomères ;
- diastéréoisomères
- isomères de conformation.

Exercice 5 :

- Parmi les molécules suivantes, quelle est celle qui est douée d'activité optique ? Représente son couple énantiomères.
 - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(C}_2\text{H}_5\text{)-COOH}$;
 - $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-CHOH-CH}_3$;
 - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(C}_2\text{H}_5\text{)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$.
- Donne toutes les formules semi-développées d'un alcène ayant 8 atomes d'hydrogène. En déduis les isomères de configuration. Quels noms particuliers portent ces isomères ?
- Donne la représentation de Newman de 1-bromopropane telle que le brome et le méthyle soient éclipsés. En déduis tous ses conformères remarquables.
- Précise les types d'isoméries que l'on retrouve dans chacune des molécules suivantes. En déduis le nombre d'isomères possibles.
 - $\text{CH}_3\text{-CHOH-CHCl-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$;
 - $\text{CH}_3\text{-CCl=CHOH-CH(NH}_2\text{)-COOH}$.
 - $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH=CH-(CH}_2\text{)}_7\text{-CO}_2\text{H}$

Exercice 6 :

L'acide ricinoléique peut être obtenu à partir de l'huile de ricin. Sa formule est la suivante :



- Sous combien de configurations différentes cette molécule peut-elle exister ?
- Quelle réaction la molécule subit-elle lorsqu'on la traite par du dihydrogène en présence d'un catalyseur comme le nickel ? Sous combien de configurations la molécule X ainsi obtenue peut-elle exister ?
- On traite X par une solution de dichromate de potassium acidifiée par de l'acide sulfurique. On obtient le composé Y. Quelle réaction le corps X subit-il ? Sous combien de configurations différentes la molécule Y peut-elle exister ?

Exercice 7 :

On considère le composé A de formule : $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$.

- Nomme A. Donne son nombre de configurations et représente-les.
- L'hydratation de A conduit à un composé B.
 - Écris l'équation de la réaction en précisant le catalyseur, puis nomme B.
 - Le composé B est-il chiral ? Si oui, représente ses énantiomères.
- Le composé B réagit sur le dichromate de potassium en présence d'acide sulfurique pour donner un composé C. Écris la formule semi-développée et le nom de C en précisant son nombre de configurations.

Exercice 8 :

- On considère la molécule A : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(CH}_3\text{)=CH-CH}_2\text{-CH}_3$

- Nomme A.
 - Sous combien de configurations existe-elle ? Représente-les.
- On procède à l'hydrogénation de A.
 - Écris l'équation de la réaction.
 - Nomme le produit B obtenu. Est-il chiral ?
 - On considère l'un des énantiomères de B, le pouvoir B_1 rotation d'une solution déci normale de 5 cm de B_1 est de $+20^\circ$.
 - Que signifie le signe + du pouvoir rotatoire ?
 - En déduis son pouvoir rotatoire spécifique.
 - Quel est le pouvoir rotatoire de B_2 ?
 - Quel est le pouvoir rotatoire d'un mélange équimolaire de B_1 et B_2 ?

Exercice 9 :

- Donner les formules semi-développées des alcènes isomères admettant les formules brutes suivantes :
 - C_4H_8
 - C_5H_{10}

- 2) Quelles sont ceux qui présente une stéréo-isomérisation de type Z-E.
- 3) Donner les formules semi-développées et les noms des stéréo-isomères correspondant à ces formules.

Exercice 10 :

Donner les noms des composés suivants (on utilisera la nomenclature internationale), dire ceux qui possèdent de carbone asymétrique.

- a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$;
- b) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COH} - \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- c) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$
- d) $\text{HO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{OH}$
- e) $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$ f) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{COH}(\text{CH}_2 - \text{CH}_3) - \text{CH}_3$

Exercice 11 :

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

- 1- Déterminer la formule brute de B.
- 2- Ecrire toutes les formules semi – développées possibles de B et nommer chacune d'elles.
- 3- Quelle formule semi – développée convient à B sachant que sa molécule est chirale ?
- 4- Représenter et nommer les stéréo – isomères A et A'.

Fiche d'exercices 2 : Les alcools

Exercice 1 :

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

- 1) Quelle est la fonction chimique de A ?
- 2) Déterminer la formule brute de A et indiquer tous les isomères possibles pour A.
- 3) Le produit A est oxydé, en milieu acide, par le dichromate de potassium. Le composé B obtenu réagit avec la 2,4-D.N.P.H mais est sans action sur le réactif Schiff. En déduire, en le justifiant, la formule semi-développée du composé B.
- 4) Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydation de A en B par le dichromate de potassium.
- 5) Donner les formules semi-développées et les noms de A et de l'alcène de départ.

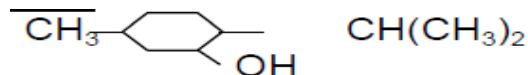
Exercice 2 :

- 1) Un alcène a pour masse molaire 56 g.mol^{-1} .
 - a) Déterminer sa formule brute.
 - b) Ecrire les formules semi-développées des isomères possibles de l'alcène et les nommer.
- 2) a) L'hydratation de l'alcène conduit à deux alcools A et B. Ce renseignement vous permet-il d'éliminer un isomère ?
 - b) Les deux alcools A et B subissent tous deux l'oxydation ménagée par le dichromate de potassium en milieu acide. Quel est le nom de l'alcène de départ ?
- 3) Le produit d'oxydation de A donne un précipité jaune avec la 2,4-DNPH et colore en rose le réactif de Schiff. Le produit d'oxydation de B donne également un précipité jaune avec la 2,4-DNPH, mais est sans action sur le réactif de Schiff.
 - a) Ecrire les formules semi-développées de A et B, les nommer.
 - b) L'un d'entre eux présente un atome de carbone asymétrique, lequel ? Ecrire l'équation-bilan de sa réaction d'oxydation par le permanganate de potassium.

Exercice 3 :

1. Un composé organique A, a pour formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$. La combustion complète de 3,52 g de A donne de l'eau et 5 L de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de A est $d = 3,04$. Dans les conditions de l'expérience le volume molaire gazeux est $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$.
 - a) Ecrire l'équation de la réaction de combustion complète de A.
 - b) Déterminer la formule brute du composé.
 - c) Sachant que la molécule de A est ramifiée et renferme un groupe hydroxyle, écrire toutes les formules semi-développées possibles de A et les nommer.
2. Afin de déterminer la formule développée exacte de A, on effectue son oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium, en milieu acide. La solution oxydante étant en défaut, on obtient un composé B qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-D.N.P.H)
 - a) Qu'appelle-t-on oxydation ménagée ?
 - b) Quelles sont les fonctions chimiques possibles pour B ?
 - c) B dont la molécule comporte un atome de carbone asymétrique, peut réduire une solution de permanganate de potassium en milieu acide. Donner la formule semi-développée exacte et le nom de B. Préciser la formule semi-développée et le nom du composé organique C obtenu lors de la réaction de B avec la solution de permanganate de potassium.
 - d) Quelle est la formule semi-développée exacte de A ?
- 3- a) En utilisant les formules brutes de A, B et C, écrire les demi-équations électroniques des Couples oxydant-réducteur B/A et C/B, puis celles des couples $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$, en milieu acide.
 - b) En déduire les équations-bilan des réactions permettant de passer :

- de A à B par action du dichromate de potassium ;
- de B à C par action du permanganate de potassium.



c) Quel volume minimal de solution de dichromate de potassium 0,2 M faut-il utiliser pour oxyder 3,52 g de A en B ?

Exercice 4 :

Le menthol, principal constituant de l'arome de menthe a pour formule :

- 1) Quel est le nom systématique du menthol ?
- 2) Quel est le produit d'oxydation du menthol ? Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'ion permanganate en milieu acide sur le menthol. Le produit obtenu donne-t-il un test positif avec la D.N.P.H. ?
- 3) A partir de 90g de menthol on a obtenu par action de l'ion permanganate 75g de produit. Quel est le rendement de la réaction ?

Exercice 5 :

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

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

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

- a) Donner les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C, D et E.
- b) Qu'obtient-on par oxydation ménagée des composés D et E.

Exercice 6 :

- 1) La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique B de formule brute C_xH_yO donne de l'eau et un volume $V = 4,48$ L de dioxyde de carbone. La densité de vapeur de ce composé est 2,48.
 - a) Donner l'équation de cette combustion.
 - b) Quelles sont les valeurs de x et y ? Quelle est la formule brute du composé B ?
- 2) Quelles expériences réalisées avec le composé B ont permis d'établir sa structure. Si on verse quelques gouttes de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophenylhydrazine (D.N.P.H.), on obtient un précipité jaune. Quelles sont les formules semi-développées que l'on peut envisager pour le liquide B ? Indiquer également les noms des produits correspondant à chaque formule.
- 3) Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B ; à quelle famille de produit organique B appartient-il ? Indiquer le (s) nom (s) que l'on peut retenir.
- 4) Le corps B est en fait l'isomère en chaîne linéaire. Indiquer la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B avec la solution de dichromate de potassium. Ecrire l'équation de la réaction permettant d'obtenir le composé C.
- 5) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Préciser son nom, sa classe et sa formule développée.

Exercice 7 :

- 1) Un composé organique de formule C_xH_yO contient en masse 64,86 % de carbone et 21,6 % d'oxygène.
 - a) Quelle est la masse molaire du composé ?
 - b) Quelles sont les valeurs de x et y ?
 - c) Déterminer les noms et les formules semi-développées possibles de ce composé qui est un alcool.
- 2) On considère deux produits isomères A et B de cet alcool.

- Le composé A par chauffage sur l'alumine donne un seul alcène.
 - Le composé B par chauffage sur l'alumine donne un mélange de deux alcènes C et D.
 - L'oxydation de A par le dichromate de potassium en milieu acide donne entre autre un produit qui réagit avec le réactif de Tollens ;
 - L'oxydation de B dans les mêmes conditions conduit à un produit ne réagissant ni avec le réactif de Tollens, ni avec la liqueur de Fehling mais seulement avec la D.N.P.H.
- Donner les formules semi-développées et les noms de A, B, C et D.

Exercice 8 :

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 $M = 56 \text{ g/mol}$.

1-1- Montrer que sa formule brute est C_4H_8 .

1-2- L'alcène est ramifié. Donner sa formule semi – développée et son nom.

2) Hydratation de A

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

2-1- Ecrire les formules semi – développées des produits susceptible d'être formés.

2-2- D'après la règle de Markovnikov, l'un des produits est majoritaire. Soit l'un A_1 (majoritaire) et l'autre A_2 . Préciser les composés A_1 et A_2 . Donner leurs noms.

3) Oxydation du mélange contenant A_1 et A_2

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

3-1- Expliquer pourquoi un seul produit est obtenu.

3-2- Ecrire sa formule semi - développée et nom.

4) Calcul des proportions de A_1 et de A_2 .

Par un procédé approprié, on isole B, puis on le pèse et on constate alors que sa masse est $m_B = 0,88 \text{ g}$.

4-1- Calculer le nombre de moles n_B de B formé.

4-2- En tenant compte de la quantité initiale d'alcène hydraté, calculer les pourcentages molaires de A_1 et A_2 .

4-3- Ces pourcentages sont – il en encore avec la règle de Markovnikov ? Justifier votre réponse.

Exercice 9 :

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 bromotymol.

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

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

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

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

b- Ecrire l'équation bilan d'oxydoréduction qui permet le passage de l'alcool A₃ au produit D.

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

- Ecrire dans chaque cas l'équation bilan et préciser :
- - Le Nom des produits obtenus ;
- - Le nom et les caractéristiques de chacune des réactions.

Exercice 10 :

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 A₁, B donne B₁ et C donne C₁.

a) Préciser pour A₁, B₁ et C₁ ; La fonction , la F.S.D et le nom.

b) Ecrire les équations bilans de l'oxydation de A et B.

3- On sépare A₁, B₁ et C₁ . On détermine les masses suivantes : $m_{A_1} = 7,4$ g ; $m_{B_1} = 5,8$ 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 11 :

1- La combustion complète de m (en g) d'un alcool A de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$ donne m_1 (en g) de CO_2 et m_2 (en g) d'eau tel que $m_1/m_2 = 116$.

a) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

b) Déterminer la formule de A.

c) 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 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 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.

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

c) Quelle masse de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ faut-il pour oxyder 10 g de A ?

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

Exercice 12 : différentes manières de déterminer la formule brute

Détermine la formule brute puis tous les formules semi-développées et noms des alcools suivants :

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

b) alcool B obtenu par l'hydratation d'un alcène X sachant que 84 g de X contient une quantité de matière de 3 mol.

c) monoalcool saturé C non cyclique de masse molaire 74 g.mol⁻¹.

d) monoalcool saturé D non cyclique contenant 18,18 % en masse d'oxygène.

e) monoalcool saturé E non cyclique contenant 70,58 % en masse de carbone.

f) monoalcool saturé F non cyclique d'atomicité 12.

g) 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.

h) 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 conditions ordinaires de température et de pression ($V_m = 24$ L.mol⁻¹).

i) dialcool saturé non cyclique contenant en masse 51,61 % d'oxygène.

Exercice 13 :

Un composé organique B, liquide, ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène.

L'analyse montre que cette substance contient en masse : 66,7 % de carbone, 11,1 % d'hydrogène et 22,2 % d'oxygène.

- 1) Détermine sa formule brute $C_xH_yO_z$, sachant que sa masse molaire vaut $M = 72 \text{ g.mol}^{-1}$. Quelques expériences réalisées avec la substance B ont permis d'établir sa structure.
- 2) Si on verse quelque goutte de la substance B dans un tube à essai contenant de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (DNPH), on obtient un précipité jaune. Quelles sont les formules semi-développées que l'on peut envisager pour le liquide B ? Indique également les noms des produits correspondant à chaque formule.
- 3) Une solution de dichromate de potassium en milieu acide est réduite par le composé B. À quelle famille de produits organiques B appartient-il ? Indique la (ou les) formule(s) semi-développée(s) que l'on peut retenir.
- 4) Le corps B est en fait l'isomère à chaîne ramifiée. Indique la formule semi-développée et le nom du corps organique C obtenu dans la réaction de B avec la solution de dichromate de potassium. Écris l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction qui conduit de B à C.
- 5) Le liquide B provient de l'oxydation ménagée d'un alcool A. Précise son nom, sa classe et sa formule semi-développée. Peut-on obtenir A à partir de l'hydratation acide d'un alcène ? Justifie la réponse.

Exercice 14 :

Un corps A contenant du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène est oxydé totalement à l'air : 3,70 g de A produisent 8,80 g de dioxyde de carbone et 4,50 g d'eau.

- 1) Détermine les pourcentages de chacun des éléments de ce corps.
- 2) La densité de vapeur par rapport à l'air du corps A est 2,55.
 - a) Détermine la formule moléculaire de A.
 - b) Donne alors les différents isomères possibles de ce composé.
- 3) Ce corps réagissant avec un acide donne un ester et par oxydation ménagée un aldéhyde, puis un acide.

Quelle(s) formule(s) développée(s) peut-on attribuer à ce corps ?

Exercice 15 :

Un hydrocarbure X contient en masse 85,71 % de carbone et son atomicité est 12.

- 1) Identification de l'hydrocarbure X
 - a) Montre que la formule brute de X est C_4H_8 . À quelle (s) famille (s) appartient-il ?
 - b) Donne toutes les formules semi-développées et noms de X sachant que sa chaîne carbonée est ouverte.
 - c) L'hydrocarbure X cherché, représente des stéréo-isomères Z et E. Donne la formule semi-développée et le nom de X, puis représente ses stéréo-isomères Z et E.
- 2) Détermination d'un hydrocarbure oxygéné Y à partir de l'hydrocarbure X.

L'hydratation de X en présence d'acide sulfurique conduit à un composé Y.

- a) Donne la formule semi-développée et le nom de Y.
 - b) Écris l'équation de la réaction.
 - c) Le composé Y est-il chiral ? Si Oui, représente ses énantiomères.
 - d) Donne la représentation de Newman de Y telle que deux groupes méthyles soient éclipsés.
- 3) Oxydation ménagée du composé Y.

A m_1 g de Y, on ajoute 0,15 mol de dichromate de potassium en solution aqueuse d'acide sulfurique et on obtient m_2 g d'un composé organique Z.

- a) Donne la formule semi-développée et le nom de Z.
- b) Écris l'équation de la réaction.
- c) Détermine les valeurs de m_1 et m_2 en supposant que le rendement de la réaction est 100 %.

Exercice 16 :

Afin d'identifier un alcool A de formule brute $C_nH_{2n+1}OH$, on prélève deux échantillons de ce même 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 $m_1 = 3,7$ g fournit 8,8 g de dioxyde de carbone.

- 1) Écris l'équation générale de la réaction de combustion.
- 2) Montre que la masse molaire de l'alcool A est de la forme $M(A) = 18,5n$.
- 3) En déduis alors la formule brute de A.
- 4) Donne la formule semi développée, le nom et la classe de tous les alcools 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 (KMnO_4) de concentration $C = 0,8 \text{ mol.L}^{-1}$ fournit un composé B qui réagit avec la 2,4 D.N.P.H mais ne rosit pas le réactif de Schiff.

- 1) Identifie A en précisant sa formule semi- développée, sa classe et son nom.
- 2) Précise alors la formule semi développée et le nom de B.
- 3) Ecris l'équation bilan de la réaction redox 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.

Fiche d'exercices 3 : Les amines

Exercice 1 :

Donne toutes les formules semi-développées, les classes et tous les noms des amines aliphatiques suivantes C_2H_7N ; C_3H_9N ; $C_4H_{11}N$.

Exercice 2 :

On considère une amine primaire saturée non cyclique A contenant 23,7 % en masse d'azote.

- 1) Écris la formule générale d'une amine primaire saturée non cyclique comportant n atomes de carbone. En déduis la formule brute de A.
- 2) Donne les formules semi-développées et noms possibles de A.
- 3) Identifie A sachant que l'atome de carbone lié à l'atome d'azote est lié à deux autres atomes de carbone.

Exercice 3 :

Une amine saturée non cyclique A, contient en masse 31,2 % d'azote.

- 1) Donne la formule brute de A et écris toutes ses formules semi-développées possibles.
- 2) La réaction de l'amine A avec le chlorure d'éthanoyle conduit à la N,N-diméthyléthamide, notée B.
 - a) Écris la formule semi-développée de B. Précise sa fonction chimique.
 - b) En déduis la formule semi-développée de l'amine A et écris l'équation-bilan de la réaction mise en jeu.

Exercice 4 :

L'analyse de 0,59 g d'une substance organique renfermant du carbone, de l'hydrogène et de l'azote a donné les résultats suivants : 1,32 g de dioxyde de carbone, 0,81 g d'eau et 0,17 g d'ammoniac. La densité de vapeur de la substance est $d = 2,03$.

- 1) Trouve la formule brute du composé.
- 2) Écris les formules semi-développées des amines répondant à cette formule.

Exercice 5 :

Soit B une monoamine aliphatique secondaire de masse molaire 73 g.mol^{-1} .

- 1) Donne les formules semi-développées et noms possibles de B.
- 2) On traite ces amines par un excès d'iodoéthane en présence d'une base. Écris les formules des corps susceptible de se former. Précise ceux qui sont chiraux.

Exercice 6 :

On soumet à l'analyse 0,45 g d'un composé organique azoté et l'on trouve les résultats suivants : 0,63 g de vapeur d'eau ; 0,88g de dioxyde de carbone et 0,14 g de diazote.

- 1) En représentant le composé par la formule $C_xH_yN_z$, écrire l'équation de sa combustion.
- 2) Pour déterminer la masse molaire M du composé, on mesure la masse de 1 litre de ce composé à l'état gazeux et dans les conditions normales de température et de pression, on trouve une valeur très proche de 2 g. En déduis la valeur de M.
- 3) Déterminer les nombres x, y, z ; puis déduis la formule brute du composé.
- 4) Sachant qu'il s'agit d'une amine, détermine les formules semi- développées possibles.

Exercice 7 :

Deux amines différentes ont pour formule brute C_2H_7N .

- 1) Donne leurs formules semi-développées et leurs noms.
- 2) Leurs solutions dans l'eau ont - elles un caractère acide, neutre ou basique ? Justifie ta réponse.
- 3) On fait agir un chlorure d'acyle sur ces amines.
 - a) L'action peut-elle se faire sur les deux amines ?
 - b) Ecris dans chaque cas l'équation de la réaction en utilisant la formule générale d'un chlorure d'acyle. Précise la fonction des corps organiques obtenus.

4) Parmi ces deux amines, précise celle qui donne une isomérisation de conformation et donne sa représentation de Newman (les deux formes).

Exercice 8 :

On considère le composé A de formule $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$.

En présence d'acide sulfurique, l'action de l'eau sur A donne un composé B.

1) Nomme A, donne son nombre de configurations et représente-les.

2) Donne la formule semi-développée et le nom de B, puis donne son nombre de configurations et représente-les.

3) Soit B' l'isomère de position de B. Le composé B' réagit sur un excès d'ammoniac pour donner un composé azoté unique C.

a) Donne les formules semi-développées et les noms de B' et C.

b) Donne le nombre de configurations de C et donne sa représentation de Newman telle que le groupe nitro ($-\text{NH}_2$) et le groupe éthyle ($-\text{C}_2\text{H}_5$) soient décalés.

Exercice 9 :

Une amine saturée non cyclique A, contient en masse 23,73 % d'azote.

1) Détermine la formule brute de A, puis donne tous ses formules semi-développées et noms.

2) Identifie l'amine A sachant qu'elle ne contient qu'un seul groupe méthyle. Donne sa projection de Newman telle que le groupe amine ($-\text{NH}_2$) et le groupe méthyle soient éclipsés (l'observateur regardant la molécule du carbone N°1 au carbone N°2).

On donne en g.mol^{-1} $M_C = 12$; $M_H = 1$; $M_O = 16$; $M_N = 14$

Exercice 10 :

On considère un composé A essentiellement formé de carbone, d'hydrogène et d'azote de formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$.

La combustion d'une masse $m = 0,250$ g de A donne une masse $m' = 0,559$ g de dioxyde de carbone.

La destruction d'une même masse $m = 0,250$ g de A libère un volume $V = 95 \text{ cm}^3$ d'ammoniac ; volume mesuré dans les conditions normales.

Par ailleurs la densité de vapeur de A est voisine de 2,03.

1) Détermine la composition centésimale massique du composé A. En déduis la formule brute de A et montre que A est une amine aliphatique.

2) Écris les différents formules semi-développées et noms de A en précisant leur classe.

3) Identifie le composé A sachant qu'il est de classe tertiaire.

4) Écris l'équation-bilan de la réaction de A sur l'iodométhane. Donne le nom du produit obtenu et précise le caractère des amines mis en évidence.

Exercice 11 :

1) Soit l'amine de formule brute $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$. Calcule le pourcentage atomique de chaque atome dans cette molécule.

2) On fait réagir 0,73 g de l'amine précédente avec un excès d'acide nitreux, on obtient un alcool.

a) Donne le nom et la formule semi développée de l'amine.

b) Calcule la masse d'alcool obtenu.

c) Détermine le volume de gaz dégagé.

Exercice 12 :

Une amine primaire A, de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{13}\text{N}$, comporte dans sa molécule un carbone asymétrique.

1) Donne les formules semi-développées possibles de A.

2) Traité par l'iodométhane en excès, l'amine A conduit à un iodure d'ammonium quaternaire B.

B peut, par ailleurs, être obtenu par action du 2 - iodopentane sur la N,N - diméthylméthanamine (ou triméthylamine). Écris l'équation-bilan de la réaction entre le 2 - iodopentane et la triméthylamine.

3) Donne les formules semi-développées et les noms de B et A.

Exercice 13 :

1) Donne la formule moléculaire d'une monoamine aliphatique primaire contenant n atomes de carbone. Exprime en fonction de n le pourcentage en masse d'azote qu'elle contient.

2) Une masse de 15 g d'une telle amine contient 2,9 g d'azote.

a) Détermine sa formule moléculaire.

b) Écris les formules semi-développées des isomères possibles des monoamines aliphatiques primaires, qui sont compatibles avec la formule moléculaire trouvée.

Exercice 14 :

L'analyse d'un échantillon de 2,95 g d'une amine aliphatique à chaîne carbonée saturée a révélé qu'elle renferme 0,7 g d'azote.

1) Détermine le pourcentage massique en azote de l'amine.

2) Détermine la formule brute de l'amine.

3) Écris les formules semi développées et noms possibles, en précisant leurs classes.

4) Sachant que l'amine est secondaire, l'identifie en écrivant sa formule semi développée.

Exercice 15 :

1) Donne la formule générale C_xH_yN d'une amine aromatique ne comportant qu'un seul cycle. Exprime x et y en fonction du nombre n d'atomes de carbone qui ne font pas partie du cycle.

2) La microanalyse d'une telle amine fournit, pour l'azote, un pourcentage en masse de 13,08 %. Détermine n et écris les formules semi-développées et noms des différents isomères.

3) L'un de ces isomères est une amine secondaire.

a) Quels produits obtient-on lorsqu'on le traite par du chlorure d'éthanoyle ?

b) Quelle quantité minimale d'amine faut-il utiliser pour qu'elle réagisse totalement sur 0,1 mol de chlorure d'éthanoyle ? Écris l'équation-bilan.

Exercice 16 :

1) Une amine A de formule brute $C_4H_{11}N$ réagit sur l'iodoéthane en au moins deux étapes. Que peut-on en conclure quant à la classe de l'amine ?

2) Lors de l'action de l'iodoéthane sur A, on constate qu'une mole de A peut fixer deux moles d'iodoéthane. La classe de l'amine est-elle totalement déterminée ? Quelles sont les formules semi-développées possibles pour l'amine A ?

3) Quand on fait réagir un excès d'iodométhane sur l'amine A, on obtient un composé de formule : $[(CH_3)_3N - CH_2 - CH_2 - CH_3]^+ + I^-$. En déduis la formule semi-développée de A.

4) L'amine a-t-elle des propriétés acido-basiques ? Si oui, quelle en est l'origine ? Quel produit obtient-on par action de A sur une solution de chlorure d'aluminium ?

Exercice 17 :

1) Écris la formule semi- développée de l'éthylamine (éthanamine) et donne ses représentations de Newman (formes éclipsée et décalée) en observant la molécule du carbone N°1 vers le carbone N°2.

2) Écris l'équation-bilan de la réaction de cette amine avec l'eau. Précise le caractère de l'amine dans cette réaction.

3) L'ammoniac réagit sur l'iodoéthane et donne un mélange de trois amines de classes différentes (éthylamine, une amine secondaire et une amine tertiaire). Écris les équations des réactions, puis donne les noms des deux autres amines.

4) L'amine tertiaire obtenue réagit sur le chloroéthane et conduit à un sel d'ammonium quaternaire. Écris l'équation de la réaction. Précise le caractère de l'amine dans cette réaction.

Exercice 18 :

Nommer les composés suivants : a) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{C}_2\text{H}_5) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{NH}_2$;
 b) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{N}^+\text{H}_2 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_3$; c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{N} + \text{H}(\text{CH}_3)_2$; d) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$;
 e) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{N}(\text{C}_6\text{H}_5)_2$; f) $\text{CH}(\text{CH}_3)_2 - \text{NH} + (\text{CH}_3) - \text{C}_2\text{H}_5$. Nommer les composés suivants :
 a) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{C}_2\text{H}_5) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{NH}_2$;
 b) $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{N} + \text{H}_2 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_3$; c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{N} + \text{H}(\text{CH}_3)_2$; d) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$;
 e) $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{C}(\text{CH}_3)_2 - \text{N}(\text{C}_6\text{H}_5)_2$; f) $\text{CH}(\text{CH}_3)_2 - \text{NH} + (\text{CH}_3) - \text{C}_2\text{H}_5$.

Exercice 19 :

On dissout 7,5g d'une amine saturée A dans de l'eau pure de façon à obtenir 1L de solution. On dose un volume $V_1 = 40 \text{ cm}^3$ de cette solution par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. Le virage de l'indicateur coloré (rouge de méthyle) se produit quand on a versé un volume $V_2 = 20,5 \text{ cm}^3$ 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. L'ion ammonium quaternaire présente-t-il les propriétés nucléophiles ? Pourquoi ?
- 5) Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'amine A et l'eau. Qu'en déduire pour le pH de la solution aqueuse obtenue ?

Exercice 20 :

Ecrire les formules semi-développées des composés suivants

- | | |
|--|-------------------------------|
| a) Propan-2-amine | f) 1-aminobutan-2-ol |
| b) 2-méthylbutylamine | g) hexane-1,3,6-triamine |
| c) N-méthylbutan-2-amine | h) N, N-diméthylbutan-2-amine |
| d) N-éthyl N-méthyl-2-méthylbutan-1-amine | |
| e) N-méthyl-2-méthylpropan-1-amine | f) Butane-1,3-diamine |
| j) 5-éthyl-3-méthyl-7-phénylheptan-2-amine | |

Fiche d'exercices 4 : Les acides carboxyliques et leurs dérivés

Exercice 1 :

Donne tous les formules semi-développées et noms de :

- a) Acide carboxylique $C_5H_{10}O_2$;
- b) Ester $C_5H_{10}O_2$;
- c) Anhydride d'acide $C_6H_{10}O_3$
- d) Chlorure d'acyle C_5H_9OCl
- e) Amide $C_5H_{11}ON$

Exercice 2 :

Nommer les composés suivants :

- a) $CH_3-CH(C_2H_5)-CH_2-COOH$; b) $(CH_3)_2CH-CH_2-CO_2H$; c) $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-COCl$;
- d) $CH_3-CH(C_2H_5)-CH_2-CO-O-CO-CH(CH_3)_2$; e) $CH_3-CH(Cl)-CH_2-CH(C_2H_5)-COCl$; f) $C_6H_5-O-COC(CH_3)_2-CH_3$ g) $CH_3-CH_2-CH(COOH)-(CH_2)_3-C(CH_3)_2-COOH$; h) $CH_3-CO-O-CO-CH(CH_3)-CH_3$; i) $CH_3-CH(CH_3)-C(CH_3)_2-CO-NH-C_2H_5$; j) $CH_3-C(C_2H_5)_2-CO-N(CH_3)(C_2H_5)$; k) $CH_3-CH(C_2H_5)-CH(OH)-COOH$.

Exercice 3 :

On veut déterminer la formule d'un acide carboxylique A, à chaîne carbonée saturée. On dissout une masse $m = 3,11$ g de cet acide dans de l'eau pure ; la solution obtenue a un volume $V = 1$ L. On en prélève un volume $V_A = 10$ cm³ que l'on dose à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 5,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹. L'équivalence est atteinte quand on a versé un volume $V_B = 8,4$ cm³ de soude.

- 1) Calculer la concentration C_A de la solution d'acide.
- 2) En déduire la formule brute de l'acide A, sa formule semi-développée et son nom.
- 3) a) On fait agir sur l'acide A un agent chlorurant puissant, le pentachlorure de phosphore PCl_5 , par exemple. Donner la formule semi-développée et le nom du composé C obtenu à partir de l'acide A.
- b) On fait agir sur l'acide A un agent déshydratant puissant, le décaoxyde de tétraphosphore P_4O_{10} , par exemple. Donner la formule semi-développée et le nom du composé D obtenu à partir de l'acide A.
- c) On fait agir le butan-2-ol respectivement sur l'acide A, le composé C et le corps D. Ecrire les équations - bilans de ces réactions et nommer le corps organique commun E formé lors de ces réactions. Quelle est la différence entre les réactions de A sur l'alcool et de C sur l'alcool. A partir de quelle réaction peut-on avoir plus de Corps E ; justifier la réponse.
- d) On verse le reste de la soude sur le corps E. Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu. Quel nom général donne-t-on à ce type de réaction ?

Exercice 4 :

Un ester A a pour formule $R - CO - O - R'$ où R et R' sont des groupes alkyles de la forme C_nH_{2n+1} . La masse molaire de cet ester A est $M = 116$ g.mol⁻¹. Par hydrolyse de cet ester A, on obtient deux composés B et C.

1) Ecrire l'équation chimique traduisant la réaction d'hydrolyse.
2) Le composé B obtenu est un acide carboxylique. On en prélève une masse $m = 1,5 \text{ g}$ que l'on dilue dans de l'eau pure. La solution obtenue est dosée par une solution d'hydroxyde de sodium deux fois molaire. L'équivalence a lieu lorsque l'on a versé $V = 12,5 \text{ cm}^3$ de la solution d'hydroxyde de sodium.

a) Quelle est la masse molaire du composé B ?

b) Donner sa formule semi-développée et son nom.

3) a) Le composé C a pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. Donner les formules semi-développées possibles pour C.

b) En déduire les différentes formules semi-développées de A et les nommer.

4) L'oxydation ménagée de C conduit à un composé D qui donne avec la D.N.P.H un précipité jaune mais ne peut subir une oxydation ménagée.

a) Quels sont la formule semi-développée et le nom de D ?

b) Quel est le composé C ?

c) Nommer l'ester A.

Exercice 5 :

On fait réagir l'acide éthanoïque (acide acétique) et le pentan – 1 - ol (alcool amylique primaire), on obtient l'acétate d'amylic.

a) Donner les formules semi-développées de l'alcool et de l'acide utilisés. Ecrire l'équation-bilan de la réaction. Comment l'acétate d'amylic s'appelle-t-il dans la nomenclature systématique ?

b) On laisse réagir, dans une étuve, un mélange de $0,5 \text{ mol}$ d'alcool et $0,5 \text{ mol}$ d'acide. Au bout d'une journée, la composition du mélange n'évolue plus ; on constate qu'il contient encore $0,17 \text{ mol}$ d'acide. Calculer le nombre n_1 de moles d'alcool estérifié. En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés. Pourquoi la composition du mélange reste-t-elle constante ?

c) On laisse réagir dans les mêmes conditions $0,5 \text{ mol}$ d'alcool et $2,0 \text{ mol}$ d'acide. Au bout d'une journée, la composition du mélange n'évolue plus ; celui-ci contient alors $1,54 \text{ mol}$ d'acide. Calculer le nombre n_2 de moles d'alcool estérifié. En déduire les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés.

d) A l'aide des résultats précédents (questions 1 a) et c)), préciser comment varient les pourcentages d'alcool et d'acide estérifiés lorsque l'on change les concentrations initiales d'alcool et d'acide.

e) Quel pourcentage d'alcool est estérifié si on fait réagir $0,5 \text{ mol}$ de propan-1-ol et $0,5 \text{ mol}$ de chlorure d'acétyle.

Exercice 6 :

1) On fait réagir le chlorure de thionyle sur l'acide propanoïque (noté A) pour obtenir un corps organique B. Donner la formule semi-développée et le nom de B.

2) $0,1 \text{ mol}$ de B réagit entièrement avec un excès d'amine primaire saturée en donnant un dérivé de A qui précipite de façon totale. La masse du précipité obtenu est $8,7 \text{ g}$. Déterminer la formule semi – développée et le nom de l'amine utilisée.

Exercice 7 :

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

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

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

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

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

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

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

b) La même solution S agit maintenant sur le corps B pour donner un corps H. Donner la formule semi-développée et le nom de H.

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

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

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

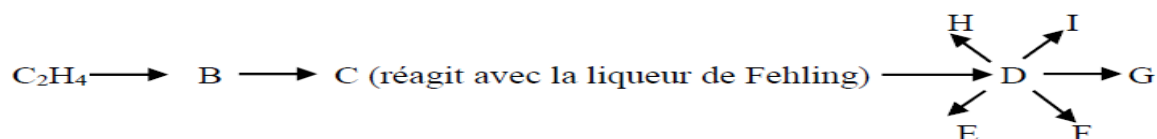
4- a) Le composé G subit le déshydratant énergétique, l'oxyde de phosphore P_4O_{10} . Ecrire l'équation de la réaction et nommer le composé K obtenu.

Que donne l'hydrolyse du produit K ?

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

Exercice 8 :

Soient les schémas réactionnels suivants où B, C, D, E, F, G, H, I sont des composés organiques. Les réactions chimiques permettant de passer d'un composé à un autre ou d'un composé à plusieurs autres sont numérotées conformément aux indications suivantes: (1) : hydratation ; (2) : oxydation ménagée ; (3) : oxydation poussée ; (4) : décarboxylation ; (5) : action sur l'ammoniac ; (6) : action sur le propan-2-ol ; (7) : action sur le chlorure de thionyle ; (8) : déshydratation en présence de l'oxyde de phosphore.



Identifie les composés organiques en précisant leurs formules semi-développées et leurs noms.

Exercice 9 :

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

Exercice 10 :

Indique pour chacune des réactions suivantes le nom et la formule semi-développées des composés représentés par les lettres A, B, C, D, E, F, G, H, I, J, et K,.

- a) Chlorure de propanoyle + A $\rightarrow$ propanoate de méthyle + B
- b) Acide benzoïque + $SOCl_2 \rightarrow SO_2 + HCl + C$
- c) Ethanoate de propyle + D $\rightarrow$ éthanoate de sodium + propan-1-ol
- d) Acide éthanoïque + chlorure d'éthanoyle $\rightarrow E + HCl$
- e) Chlorure d'éthanoyle + N-méthyléthylamine $\rightarrow F + G$
- f) Anhydride éthanoïque + aniline $\rightarrow H + I$
- g) Anhydride éthanoïque + méthanol $\rightarrow$ acide éthanoïque + J
- h) Acide 2-méthylpropanoïque + $PCl_5 \rightarrow K + POCl_3 + HCl$

Exercice 11 :

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

L'hydrolyse de l'ester E par action de l'eau produit deux corps A et B dont l'étude permet de préciser la structure de E. On donne en $g.mol^{-1}$ $M_C = 12$; $M_H = 1$; $M_O = 16$.

1) Vérifie que la formule $C_6H_{12}O_2$ peut convenir pour l'ester E.

2) Étude de A.

Il peut être obtenu par hydratation d'un alcène C à chaîne droite et à quatre atomes de carbone. Sachant qu'un seul isomère est obtenu, écris l'équation-bilan de la réaction d'hydratation. Donne les formules semi-développées et les noms de A et C.

3) Étude de B.

Ce composé est obtenu à partir d'un alcool D par la suite des réactions conduisant à F puis à B.

a) Précise les fonctions et formules de F et B. Propose une expérience qui permet d'identifier la fonction de F.

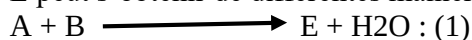
b) Le composé B réagit avec le chlorure de thionyle $SOCl_2$. On obtient la réaction suivante :



D'autre part, en présence de déshydratant comme P_4O_{10} : $B + B \longrightarrow Q + H_2O$; précise les fonctions respectives de G et Q.

4. Synthèse de E.

E peut s'obtenir de différentes manières :



a) Écris les équation-bilans des réactions (1), (2) et (3).

b) Précise les formules semi-développées des composés G, Q et E.

c) Quelle différence fais-tu entre les réactions (1) et (2) ou entre (1) et (3) ?

Exercice 12 :

Un composé organique de formule $C_xH_yO_2$ comportant neuf atomes de carbones, contient en masse 21,3% d'oxygène.

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

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

a) Quelles sont les fonctions chimiques de ces corps ?

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

3) On déshydrate le composé A en présence d'anhydride phosphorique P_4O_{10} . On obtient un composé A1 de formule $(CH_3-CO)_2O$

a) Quelle est la fonction du composé A1 ?

b) Quelle est la formule semi-développée et le nom du composé A1 ?

c) On fait réagir sur A du chlorure de thionyle $SOCl_2$. Ecrire l'équation de la réaction, donner le nom du composé A2 obtenu.

4) Quelle est la formule brute de la molécule correspondant à B qui conduit à la formation d'un corps C ; le benzaldéhyde et en déduire les formules de B et de l'ester.

5) L'ester obtenu peut être préparé à une partie d'un acide cinnamique de formule

$C_6H_5-CH=CH-COOH$; Représenter les stéréo-isomères de cet acide.

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

Exercice 13 :

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

1) Écris l'équation de la réaction en nommant les composés A et B. Détermine la masse du composé B obtenu.

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

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

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

Exercice 14 :

On désigne par A un acide carboxylique à chaîne saturée.

1- On désigne par n le nombre d'atomes de carbone contenus le radical R fixé au groupe carboxyle. Exprimer, en fonction de n, la formule générale de cet acide.

2- On désigne par B un alcool de formule brute CH_4O . Préciser la seule formule développée possible, la classe et le nom de cet alcool.

3- L'acide A est estérifié par l'alcool B. A partir de la formule de l'acide A, écrire l'équation de cette réaction.

Sachant que la masse molaire de l'ester obtenu est 88 g.mol^{-1} , déterminer la formule exacte et le nom de A.

Exercice 15 :

On considère un acide carboxylique à chaîne carbonée saturée A et un alcool saturé B. n étant le nombre d'atomes de carbone dans le radical fixé au groupement fonctionnel de l'acide et n' le nombre d'atomes de carbone dans le radical fixé au groupement de la fonction alcool.

1) Exprime respectivement les formules générales de A et B en fonction de n et n'.

2) Ecris l'équation de la réaction entre A et B en explicitant en fonction de n et n' la formule semi-développée du corps E obtenu. Pour $n = 3$, la masse molaire du corps E est de 130 g/mol . En déduis n' et précise la formule brute de E.

3) En réalité A possède une chaîne carbonée saturée avec une ramification, quand à B son oxydation ménagée donne le corps C qui donne un précipité jaune avec la DNPH et ne rosit pas le réactif de Schiff.

Ecris l'équation-bilan de la réaction entre A et B.

4) E peut être obtenu par action d'un chlorure d'acyle G sur un alcool B. Donne une réaction donnant G. Ecris l'équation-bilan de la réaction entre B et G.

Exercice 16 :

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

a) Ecrire l'équation bilan de la combustion d'un alcool saturé et en déduire que la formule brute est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

b) Donner la formule semi - développée, le nom et la classe de chacun des isomères possibles de A.

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

- L'oxydation A_1 donne un mélange de deux produits organiques B_1 et C_1 ; celle de A_2 donne un mélange de deux produits organiques B_2 et C_2 . B_1 et B_2 donne un test positif avec la liqueur de Fehling. C_1 et C_2 font virer au jaune le bleu de bromotymol.

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

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

b) 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.

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

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

Ecrire dans chaque cas l'équation bilan et préciser :

- Le Nom des produits obtenus ;

- Le nom et les caractéristiques de chacune des réactions.

Exercice 17 :

1) On considère un anhydride d'acide A.

- a) Donne la formule générale des anhydrides d'acide.
 - b) Sachant que le radical alkyle est à chaîne carbonée à n atomes de carbone, en déduis la formule générale en fonction de n.
 - 2) L'anhydride A contient en masse 47,05 % d'oxygène.
 - a) Détermine sa formule semi-développée et son nom.
 - b) L'hydrolyse de A donne un composé organique B. Écris l'équation de la réaction puis donne la formule semi-développée et le nom de B.
 - 3) On fait agir sur B le chlorure de thionyle on obtient entre autre un produit organique C.
 - a) Écris l'équation de la réaction puis donne la formule semi-développée et le nom de C.
 - b) On fait agir sur B de l'aniline par chauffage prolongé, on obtient un composé organique D. Écris l'équation de la réaction puis donne la formule semi-développée et le nom de D.
 - c) Par décarboxylation de B on obtient un composé organique E. Écris l'équation de la réaction puis donne la formule semi-développée et le nom de E.
 - d) On fait agir sur B un alcool A' : le propan-2-ol. Donne la formule semi-développée et le nom du composé organique F obtenu.
 - e) Compare l'action de B sur A' et les actions de A et C sur A'. Écris les équations des réactions.
 - 4) On fait agir sur F un excès d'hydroxyde de sodium à chaud.
 - a) Écris l'équation de la réaction. Donne le nom de ce type de réaction.
 - b) b Donne le nom des produits obtenus.
- On donne en g.mol⁻¹ MC = 12 ; MH = 1 ; MO = 16 ; M Cl. = 35,5 ; MN = 14 ; MS = 32.

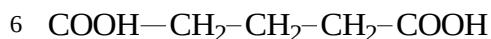
Exercice 18 :

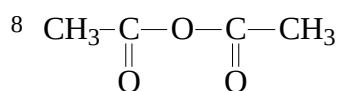
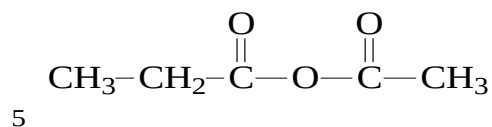
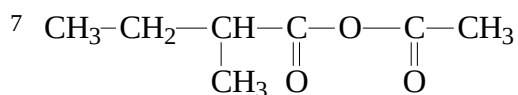
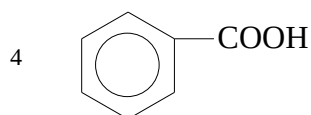
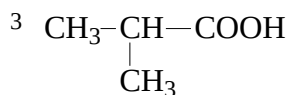
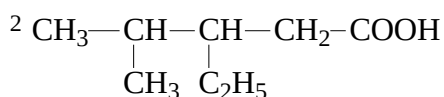
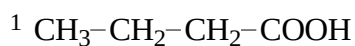
Soit un alcool noté B dont la formule brute est C₅H₁₂O.

- 1) Donner les 8 formules semi-développées des différents alcools ayant la formule brute C₅H₁₂O et précise leur nom.
- 2) Des analyses montrent que la molécule de B est ramifiée et possède un atome de carbone asymétrique. Aussi l'oxydation ménagée de B par le permanganate de potassium en milieu acide donne, entre autres, un acide carboxylique.
 - a) Montre, en justifiant ta réponse, que B est le 2- méthylbutan-1-ol
 - b) Indique l'atome de carbone asymétrique dans la formule semi-développée de B par un astérisque (C*).
 - c) Donne la formule semi-développée et le nom de l'acide carboxylique obtenu par oxydation ménagée de B. Ecris les demi-équations puis l'équation-bilan de la réaction d'oxydation ménagée de l'alcool B par l'ion permanganate en milieu acide.
- 3) On fait réagir l'acide éthanoïque avec l'alcool B.
 - a) Écris l'équation bilan de la réaction et nomme le produit organique obtenu à la fin de la réaction.
 - b) Précise les caractères de cette réaction.
- 4) Les masses utilisées de l'acide éthanoïque et de l'alcool B sont respectivement m_A = 15 g et m_B = 22 g. Calcule la masse du produit organique obtenu à la fin de la réaction sachant que le rendement de la réaction est 66,7 %.
- 5) Il existe des méthodes plus avantageuses pour préparer le produit organique obtenu à la question 3). Lesquelles ? En quoi sont-elles plus avantageuses ? Ecris l'équation bilan de la réaction correspondant à l'une de ces méthodes.

Exercice 19 :

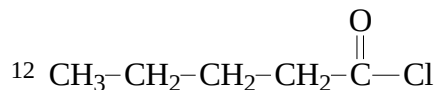
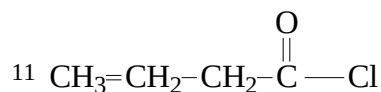
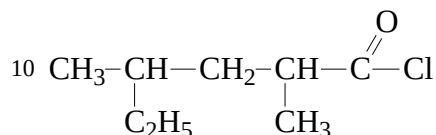
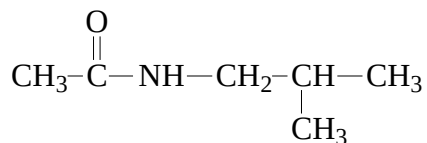
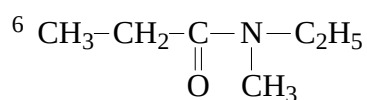
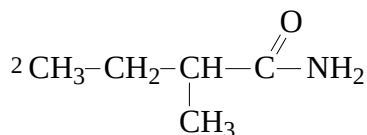
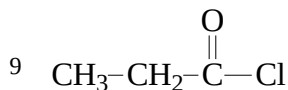
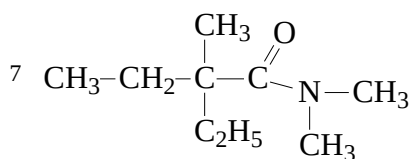
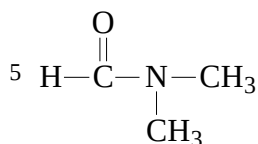
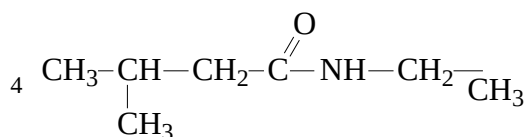
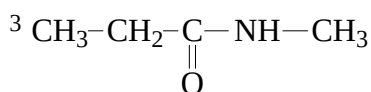
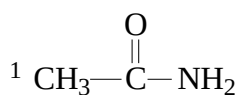
Nommer les composés suivants





Exercice 20 :

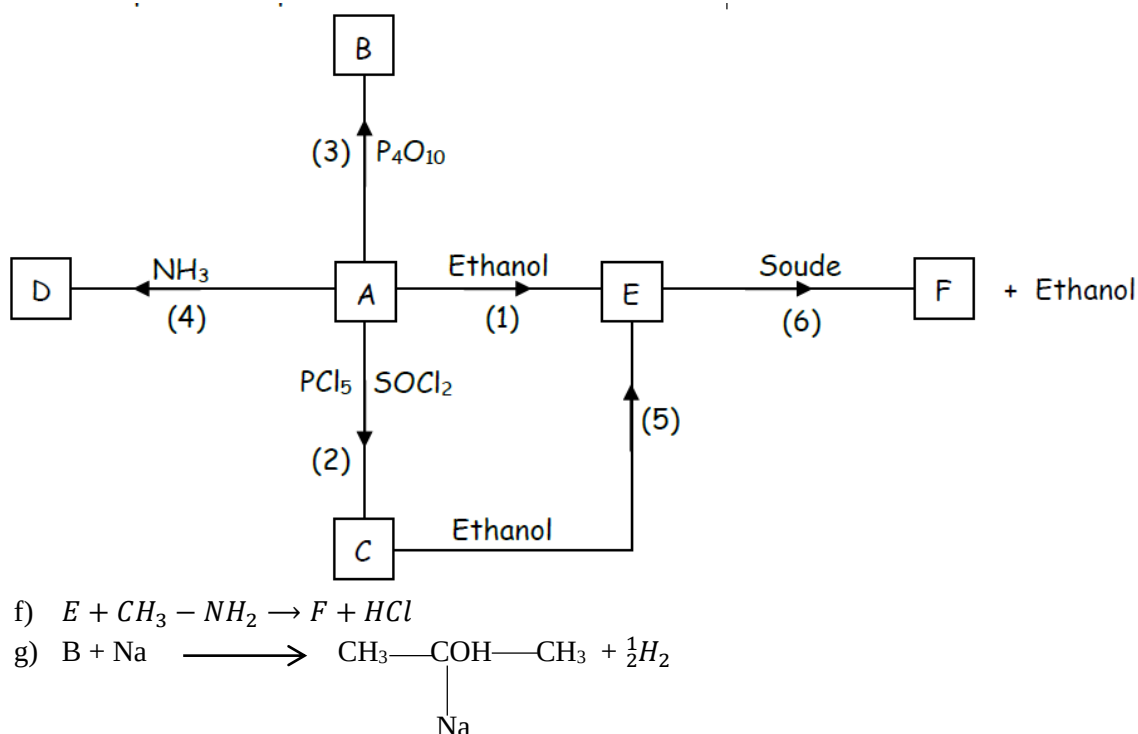
Nommer les composées suivants



Exercice 21 :

Détermine s les composés A, B, C, D, E et F :

- $A + B \rightarrow C + D$
- $D + \text{SOCl}_2 \rightarrow E + \text{SO}_2 + \text{HCl}$
- $E + B \rightarrow C + \text{HCl}$
- $C + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons B + \text{CH}_3\text{---COOH}$
- $D \xrightarrow{\text{P}_4\text{O}_{10}} A + \text{H}_2\text{O}$



Exercice 22 :

On considère le schéma ci-dessous où A, B, C, D et E sont des composés organiques. Les réactions chimiques sont représentées par des flèches numérotées de 1 à 6.

1. A est un monoacide carboxylique à chaîne carbonée saturée. Sa masse molaire moléculaire est 60 g/mol.

1.1. Déterminer sa formule brute.

1.2. Donner sa formule semi-développée et son nom.

2. Après analyse du schéma réactionnel :

2.1. Déterminer la formule semi-développée et le nom de chacun des composés organiques B, C, D, E et F.

2.2. Ecrire l'équation-bilan de chacune des réactions 1 et 5.

On donne les masses molaires atomiques en g/mol : H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

Exercice 22 :

On se propose de préparer l'éthanoate de 3-méthylbutyle (ou acétate de 3-méthylbutyle) par estérification directe d'un alcool par un acide carboxylique. Sa formule développée est :

1.

1.1. Ecrire et nommer les réactifs qui ont permis cette réaction d'estérification.

1.2. Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner ses caractéristiques.

2. On prépare un mélange stœchiométrique contenant 0,2 mole de chaque réactif. Calculer le volume d'acide carboxylique ainsi que le volume d'alcool qu'il faut utiliser.

On donne :

3. La réaction étant terminée, on dose le monoacide restant. Il faut verser un volume $V_B = 33,5 \text{ mL}$ de soude de concentration $C_B = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$ pour atteindre l'équivalence.

Calculer :

3.1. La quantité d'acide qui restait dans le milieu réactionnel.

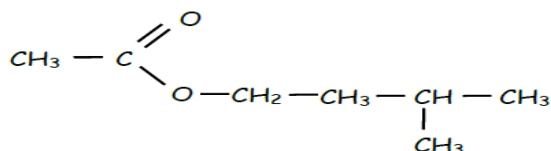
3.2. La quantité d'acide ayant réagi.

3.3. Le rendement de la réaction.

4. La modification des proportions initiales des réactifs influence le rendement de la réaction. En partant d'un mélange initial contenant $0,20 \text{ mol}$ d'alcool et $0,1 \text{ mol}$ d'acide, on obtient à l'équilibre, $0,19 \text{ mol}$ d'ester.

Calculer le pourcentage d'alcool estérifié.

5. Proposer une autre méthode correspondant à une réaction totale, permettant d'obtenir cet ester. Quel réactif faut-il changer ? Ecrire l'équation-bilan de la réaction proposée.



Réactifs	Masse volumique (Kg.L^{-1})	Masse molaire (g.mol^{-1})
Acide carboxylique	1,0	60
Alcool	0,80	88

Fiche d'exercices 5 : Le Glucose

Données : $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 1 :

Pour doser l'urine d'un diabétique, on en prélève 30 cm^3 que l'on prête par excès la liqueur de Fehling. Le précipité rouge obtenu a une masse de $1,43 \text{ g}$. En déduis la masse de glucose par litre d'urine analysée.

Exercice 2 :

On a préparé un litre de solution aqueuse en dissolvant 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 brique obtenu est isolé par filtration, lavé puis séché. Quelle est sa masse ?
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 ?

Exercice 3 :

On veut préparer un hectolitre de vin à 10° par fermentation alcoolique du jus de raisin. Calcule la masse du glucose contenue dans le raisin en admettant que la transformation de glucose en raisin soit de 90% .

On donne la masse volumique de l'alcool : $\mu = 0,79 \text{ g.cm}^{-3}$.

Exercice 4 :

Pour déterminer le taux de sucre dans le sang d'une personne, on procède à un prélèvement de 100 cm^3 par excès de liqueur de Fehling. Il se forme $0,4 \text{ g}$ d'un précipité d'oxyde cuivreux (Cu_2O).

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

Exercice 5 :

Des malaises sérieux peuvent affecter les diabétiques au réveil ou après un gros effort physique intense. Ces malaises sont dus à une teneur en glucose dans le sang, ou glycémie, trop faible. Les victimes d'un malaise hypoglycémique peuvent prendre du sucre pour ramener leur glycémie à un niveau normal correspondant à une concentration en glucose dans le sang égale à $C = 5,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Détermine la masse de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ que doit absorber un patient dont la glycémie vaut $0,20 \text{ g.L}^{-1}$ pour retrouver un état normal. Volume du sang chez un adulte : $V = 5,5 \text{ L}$.

Exercice 6 :

La fermentation alcoolique du glucose donne $1,21 \text{ L}$ de gaz carbonique, volume mesuré dans les conditions normales.

1° Quelle est la masse du glucose contenue dans la solution ?

2° quelle est la masse d'argent déposée par action de ce glucose sur un excès de nitrate d'argent ammoniacal ?

Exercice 7 :

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

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

b) Ecris l'équation bilan de la réaction d'hydrolyse.

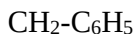
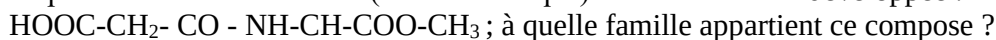
c) Donne les noms et les formules développées des fonctions portées par le glucose et fructose.

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

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

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

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



Exercice 7 :

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

1° Ecris 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. Détermine le volume puis la masse et enfin la quantité d'éthanol formé lorsque la fermentation cesse.

3° Quelle quantité de glucose a été transformée ? Combien en reste-t-il ?

On donne : masse volumique de l'éthanol : 0,79Kg/L.

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 8 :

On appelle ose un groupe de molécules organique appartenant à la famille des glucides appelée aussi hydrate de carbone de formule générale $C_n(H_2O)_n$.

I. La plus simple des oses est le 2,3-hydroxypropanal ou (glucéraldéhyde).

1) Donne sa formule semi-développée.

2) Cette molécule est-elle chirale ? Pourquoi ?

3) Si oui, représente les deux énantiomères de cette molécule.

II. Le nom officiel du sucre utilisé en cuisine est le saccharose. Le saccharose s'hydrolyse en milieu acide en fructose et en glucose.

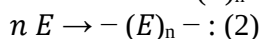
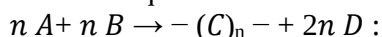
1) Donne les formules brutes de deux oses et les formules semi-développées.

2) Sachant que l'hydrolyse du saccharose A peut s'écrire : $A + H_2O \rightarrow B + C$. Donne la formule brute du saccharose. Les molécules du glucose et du fructose possèdent-elles des carbones asymétriques ? Lesquels ?

Fiche d'exercices 6 : Les polymères synthétiques

Exercice 1 :

Les polymérisations peuvent en général être représentées schématiquement par l'une ou l'autre des deux équations suivantes :



1) Donne le nom d'une réaction de type (1) et le nom d'une réaction de type (2).

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

a) Éthylène (éthène)

b) Monochloroéthène (chlorure de vinyle) ;

c) Hexane-1,6-diamine (hexane méthylène diamine)

d) Acide hexane dioïque (acide adipique).

3) Les composés du 2) peuvent donner des réactions du type (1) ou du type.

a) Pour chaque cas, écris l'équation-bilan en donnant le nom du polymère obtenu.

b) L'un de ces polymères appartient à la famille des polyamides. Précise lequel et donne une de ses applications.

Exercice 2 :

Le polyéthylène (PE) est obtenu à partir de l'éthylène C_2H_4 . Sachant que la masse molaire du PE vaut $5,6 \text{ Kg.mol}^{-1}$, calcule son degré de polymérisation.

Exercice 3 :

Ecris l'équation de polymérisation du tétrafluoroéthène : $CF_2 = CF_2$.

Exercice 4 :

Le polystyrène (PS) est obtenu par polymérisation du styrène C_8H_8 . Sachant que le degré de Polymérisation du PS vaut 800, calcule la masse molaire du PS.

Exercice 5 :

Le polyisobutylène est obtenu par polyaddition du méthylpropène.

1) Ecris les formules du monomère et du polymère.

2) Détermine le degré de polymérisation d'un polyisobutylène de masse molaire moyenne : $100\,000 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 6 :

Le polychlorure de vinyle (PVC), ayant comme formule $-(CH_2 - CH -)_n -$



est un polymère obtenu par addition.

- 1) Donne la formule du monomère correspondant.
- 2) Calcule la masse molaire M de ce monomère.
- 3) La masse molaire moyenne du polymère est $M' = 121\,000 \text{ g.mol}^{-1}$. Calcule le degré n de polymérisation de ce polymère.

Exercice 7 :

Les meubles de jardin sont souvent constitués d'un polymère de polyaddition contenant 85,7 % en masse de carbone, le reste étant de l'hydrogène. Les macromolécules de ce polymère ont une masse molaire moyenne de $126\,000 \text{ g.mol}^{-1}$ pour un degré de polymérisation $n = 3\,000$.

- 1) Détermine la composition massique et la masse molaire du monomère de ce plastique.
- 2) En déduis la formule brute, puis la formule semi-développée de ce monomère.
- 3) Ecris l'équation-bilan de la réaction de polyaddition et propose un nom pour ce plastique.

Exercice 8 : Obtention et incinération d'un polymère

1) Obtention

- a) Donne un procédé de préparation industrielle du chlorure de vinyle : méthode, équation de la réaction.
- b) Quel composé obtient-on par polymérisation du chlorure de vinyle ? Est-ce une polycondensation ou une polyaddition ?

2) Incinération :

En 1984, à Paris et en Banlieue, on a incinéré (brûlé) 1,71.106 tonnes d'ordures. Ces ordures contenaient, en masse 7,28 % de matières plastiques dont 22,5 % de polychlorure de vinyle.

- a) Détermine la masse de polychlorure de vinyle qui a donc été brûlée.
- b) Au cours de la combustion, le chlore contenu dans le polychlorure de vinyle se retrouve en partie sous forme de gaz chlorhydrique : pour une tonne de polychlorure de vinyle brûlé on obtient 0,292 tonne de gaz chlorhydrique. On doit ensuite éliminer ce gaz en le faisant passer sur de la chaux solide.

L'équation de la réaction qui a lieu est : $2 \text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Calcule la masse minimale de chaux solide qu'il faut pour éliminer tout le gaz chlorhydrique qui est formé.

On donne en g.mol^{-1} $M_C = 12$; $M_H = 1$; $M_O = 16$; $M_{Cl} = 35,5$; $M_{Ca} = 40$.

Exercice 9 :

Le chlorure de vinyle est à la base de la préparation du PVC. Sa synthèse se fait en deux étapes. Par réaction d'addition du dichlore sur l'éthylène, on obtient le 1,2 - dichloroéthane.

- 1) Ecris l'équation de la réaction en utilisant les formules semi-développées.
- 2) Par décomposition du 1,2 - dichloroéthane, on récupère le chlorure de vinyle et du chlorure d'hydrogène. Ecris l'équation de cette réaction.
- 3) Détermine la quantité de matière d'éthylène nécessaire pour synthétiser 1 kg de chlorure de vinyle. En déduis le volume d'éthylène correspondant. On prendra $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.

Exercice 10 :

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

- 1) Ecris l'équation bilan de la réaction.
- 2) Détermine la masse du chlorure de vinyle obtenu à partir de 1 m^3 d'acétylène ($V_m = 24 \text{ L / mol}$).
- 3) Ecris l'équation de polymérisation du chlorure de vinyle et calcule la masse molaire du polymère sachant que le degré de polymérisation est 1400.

Exercice 11 :

Un polymère de degré de polymérisation moyenne de 1200 présente une masse molaire moyenne de $75\,000 \text{ g.mol}^{-1}$ et sa combustion dégage du chlorure d'hydrogène.

- 1) Détermine la formule et le nom du monomère.

2) Ecris l'équation bilan de la réaction de polymérisation. Précise le motif et donne le nom du polymère et son abréviation.

3) Donne une méthode d'obtention du monomère.

Exercice 12 :

Le polychlorure de vinylidène ($C_xH_yCl_z$)_n est un polymère obtenu par polymérisation. L'analyse montre qu'il contient en masse 73,2 % de chlore ; 24,8 % de carbone et 2 % d'hydrogène.

Le polymère a une masse molaire moyenne de 121 kg.mol⁻¹ et un degré de polymérisation de 1250.

1) Calcule la masse molaire M_0 du monomère A.

2) Détermine la formule brute du monomère A.

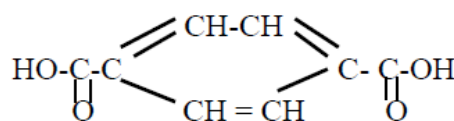
3) Donne les deux formules semi-développées possibles de A.

4) Sachant que dans le monomère A, les deux atomes de chlore sont sur le même atome de

A : HO-CH₂-CH₂-OH ;

Glycol ou éthanediol

B:



Acide téréphthalique ou acide benzène-1,4-

dicarboxylique

carbone donne le motif du polychlorure de vinylidène.

Exercice 13 :

1) En 1984, à Paris et en Banlieue, on a incinéré (brûlé) 1,71.106 tonnes d'ordures. Ces ordures contenaient, en masse 7,28 % de matières plastiques dont 22,5 % de polychlorure de vinyle.

Calcule la masse de polychlorure de vinyle qui a été brûlée.

2) Au cours de la combustion, le chlore contenu dans le polychlorure de vinyle se retrouve en partie sous forme de gaz chlorhydrique : pour une tonne de polychlorure de vinyle brûlé on obtient 0,292 tonne de gaz chlorhydrique. On doit ensuite éliminer ce gaz en le faisant passer sur de la chaux solide.

L'équation de la réaction qui a lieu est : $2\text{HCl} + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Calcule la masse minimale de chaux solide qu'il faut pour éliminer tout le gaz chlorhydrique qui est formé.

Exercice 14 :

Le Tergal est un tissu synthétique très répandu dans le commerce. Il est fabriqué à partir des deux composés A et B suivants :

1) Entoure les groupements fonctionnels que présentent A et B et donne le nom des fonctions correspondantes.

2) On fait réagir A sur B. Dans un premier temps on envisage uniquement l'action entre une molécule de A et une molécule de B avec formation d'un dimère C.

a) Écris l'équation de la réaction entre A et B.

b) Donne le nom général de cette réaction.

c) Montre que C peut réagir de nouveau à la fois sur A sur B.

3) La réaction se poursuit et prend la forme d'une polymérisation qui donne naissance au Tergal.

a) Écris la formule semi-développée du motif correspondant au polymère.

b) Calcule la masse molaire de A et celle de B. En déduis celle du motif.

4) Un industriel fabrique du Tergal.

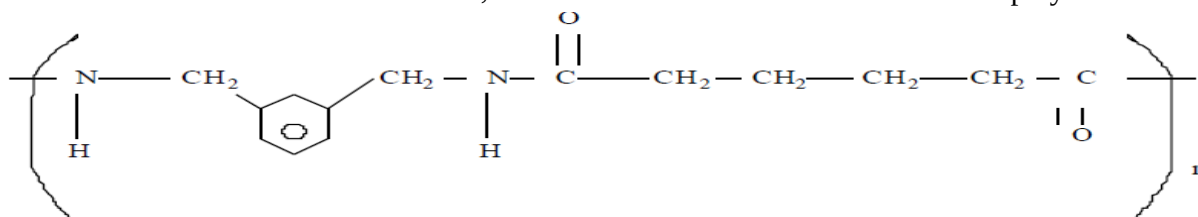
Pour chaque tonne de glycol utilisée, calcule la masse minimum d'acide téréphthalique qu'il doit apporter si les produits sont purs et la réaction complète.

Exercice 15 :

On rappelle que dans un polyamide (x,y), x représente le nombre d'atomes de carbone C dans la diamine de départ et y le nombre d'atomes de carbone C dans le diacide de départ.

Écris la polymérisation du polyamide (6,8), noté : PA 6, 8 ou nylon (6,8)

Calcule la masse molaire du motif, M motif et en déduis la masse molaire du polyamide sachant



que son degré de polymérisation est $n = 500$.

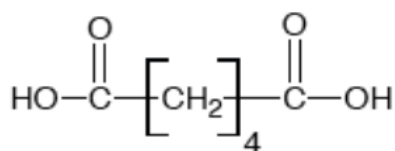
Exercice 16 :

La préparation des fibres de la marque Rilsan, propriété de la firme Rhône-Poulenc, nécessite l'utilisation de l'acide 11-amino undécanoïque de formule $\text{NH}_2\text{-(CH}_2\text{)}_{10}\text{-COOH}$.

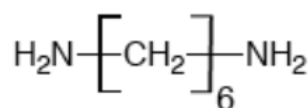
Exercice 1 : Une invention révolutionnaire !

La première synthèse nylon, fut réalisée par Wallace Carothers dans les années 1930. Cette fibre, élastique et résistante, est obtenue par réaction entre les deux composés dont les formules sont données ci-suit :

Composé A :



Composé B :



1. Entourer et nommer les groupes fonctionnels de ces 2 composés.
2. Quel type de polymérisation conduit à la formation du nylon ?
3. Ecrire la réaction de polymérisation du nylon.
4. A quelle famille appartient le nylon ? Justifier.
5. Calculer la masse molaire du motif élémentaire. En déduire la masse molaire du polymère, sachant que le degré de polymérisation est de 140.

Données : $M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1) Recopie la formule semi-développée de cet acide et encadre puis nomme les groupes fonctionnels présents dans cette molécule.
- 2) Écris l'équation bilan de la réaction de préparation du polymère Rilsan et donne un autre nom de ce polymère.
- 3) Précise le type de polymérisation mis en jeu
- 4) Définis le degré de polymérisation et calcule sa valeur dans le cas d'un polymère de masse molaire $73\,200 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 17 :

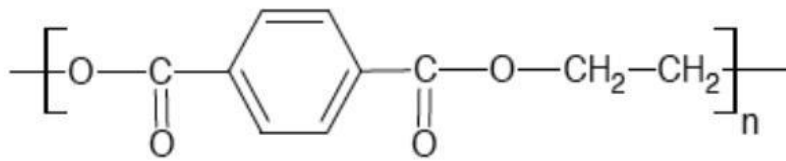
Soit le motif de la fibre aramide :

- 1) Justifie le fait que cette macromolécule appartient à la famille des polyamides.
- 2) Donne les formules développées des monomères.

Exercice 18 :

Exercice 19

On donne le motif élémentaire d'un polymère présent la composition d'un vêtement :

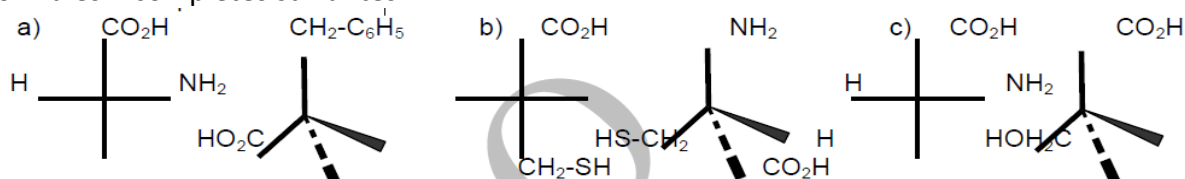


1. A quelle famille de polymère appartient cette fibre ?
2. A partir de quelles fonctions chimiques peut-on obtenir une fonction ester ?
3. Ecrire une équation-bilan de la réaction qui conduit au polymère ci-dessus.
4. Comment appelle-t-on ce type de polymérisation ? Expliquer son principe (définition) et citer les différentes possibilités permettant d'obtenir ce type de polymère.

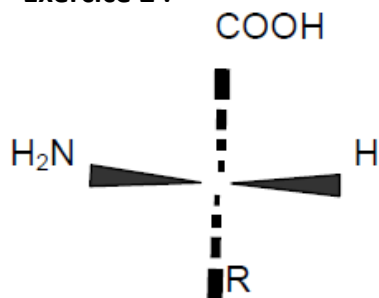
Fiche d'exercices 7 : Les acides alpha aminés

Exercice 1 :

A chaque formule en perspective est associée sa représentation de Fischer. Compléter les formules incomplètes suivantes :



Exercice 2 :



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

1) Donner la représentation de Fischer de l'acide α -aminé A. A quelle série, D ou L, A appartient-il ?

2) Déterminer R- sachant que la masse molaire du dipeptide est $M = 188 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3) Ecrire la formule semi-développée du dipeptide, sachant que pour R l'obtenir, on a réalisé la synthèse en bloquant la

fonction amine de A et la fonction acide carboxylique de la valine. Comment procéder pour bloquer cette fonction acide ?

Exercice 3 :

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

1) Déterminer la formule brute de ce composé. Ecrire les formules semi-développées.

2) Le composé est en fait un acide α -aminé, donner son nom dans la nomenclature officielle.

3) A cet acide α -aminé correspond-il des antipodes ou inverses optiques ? Pourquoi ?

4) Dans la solution aqueuse de l'acide α -aminé, quel ion particulier trouve-t-on ? Donner les deux couples acide-base correspondant à cet ion et écrire les demi-équations protoniques.

Exercice 4 :

La leucine est un composé organique de formule semi-développée : $(CH_3)_2CH - CH_2 - CH(NH_2) - COOH$.

1) Préciser la nature de composé et donner son nom systématique.

2) La molécule de la leucine est-elle chirale ? Si oui, donner et nommer les représentations de Fischer de la leucine.

3) On fait réagir la leucine avec un acide α -aminé $R - CH(NH_2) - COOH$. On obtient un dipeptide dont la masse molaire est égale à $202 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Déterminer la formule semi-développée et donner le nom systématique de cet acide α -aminé.

b) Préciser, en justifiant, le nombre de dipeptides que le mélange des acides, ci-dessus cités, permet d'obtenir (les formules ne sont pas demandées).

4) On veut synthétiser uniquement le dipeptide pour lequel la leucine est l'acide N-terminal. Précise les différentes étapes de cette synthèse et nomme le dipeptide obtenu. Donne la définition d'une liaison peptidique. A quelle fonction chimique appartient-elle ? Représente la liaison peptidique du dipeptide précédent.

Exercice 5 :

On dispose de trois molécules :

- a) Glycine ou Acide aminoéthanoïque.
 - 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 :

- 1-Donner la définition d'un atome de carbone asymétrique.
- Quand dit-on qu'une molécule est chirale.
- 2-Ecrire les formules des acides α -aminés suivants en mettant le(ou les carbones) asymétrique (s) par un astérisque C*.
- a) Acide 2-aminopropanoïque ou alanine.
- b) Acide 2-amino-3-méthylpentanoïque ou valine.
- c) Acide 2-amino -4-méthylpentanoïque ou leucine.
- d) Acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque ou thréonine.
- 3-Représenter en projection de Fischer les deux énantiomères de la valine et les deux énantiomères de l'alanine. Les nommer en utilisant la notation D et L des biochimistes.
- 4-On désire synthétiser le dipeptide P₁ de formule :
 $\text{NH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{NH} - \text{CH}(\text{CH}(\text{CH}_3)_2) - \text{COOH}$
- a) Donner les noms des deux acides α -aminés à utiliser.
- b) Comment doit-on procéder pour obtenir uniquement le dipeptide P₁ ? (décrire les grandes étapes de la synthèse).
- c) Si la synthèse du dipeptide P₁ est réalisée à partir d'un mélange racémique des deux acides α -aminés, combien de stéréo-isomères de P₁ obtiendrait-on ?

Exercice 7 :

- Soit un composé organique A contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. On soumet à l'analyse élémentaire 0,78 g de ce composé organique. Sa combustion produit 1,47 g de CO₂ et 0,66 g d'eau. Le volume d'azote recueilli dans les conditions normales par la même masse est 74,7 cm³.
- a) Quelle est la composition centésimale du composé ?
 - b) Déterminer sa brute sachant qu'elle ne contient qu'un seul atome d'azote par molécule.
 - c) Quelles sont ses formules semi-développées possibles sachant que ce composé est un acide α -aminé. Donner leur nom en nomenclature officielle.
 - d) La chaîne carbonée de A est ramifiée et l'atome porteur des deux groupes fonctionnels porte également un groupe méthyle.
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de condensation de A et de l'un des isomères
- Mettre en évidence la liaison obtenue et donner son nom.
- Comment appelle-t-on le produit obtenu de la condensation ?
- e)Ecrire l'équation –bilan de la réaction d'une solution de A sur une solution de KOH d'une part et sur une solution aqueuse de HNO₃ d'autre part.

Exercice 8 :

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

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

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

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

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

Exercice 9 :

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

- 1-Déterminer la formule brute du groupe alkyle.

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

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

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

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

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

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

Exercice 10 : Bac SB 2010

Un acide aminé a pour formule brute $C_3H_7O_2N$

- 1) a) Écrire les formules semi-développées de cet acide et les nommer

- b) L'un d'eux est un acide α -aminé, lequel ?

2) À partir de cet acide α -aminé noté A et en utilisant la représentation de Fischer, définir: un carbone asymétrique, la chiralité, les configurations D et L puis les énantiomères.)

3) Par élimination d'une molécule de dioxyde de carbone dans A on obtient un composé B qui réagit avec le chlorure d'éthanoyle (CH_3COCl) pour donner C. Écrire l'équation bilan de la réaction; nommer B et C.

4) Quand A est en solution, l'espèce chimique prépondérante est un "Amphion" 'ou"zwitterion". Donner la formule de la base conjuguée et celle de l'acide conjugué de cet amphion.

Exercice 11 : Décarboxylation des acides α -aminés (après Acide-base)

On considère un acide α -aminé A de formule générale $R\text{-CH-COOH}$ où R est un radical



- 1- On réalise une décarboxylation de A se soldant par l'élimination d'une molécule de dioxyde de carbone et la formation d'une amine Écris l'équation bilan de la réaction.
- 2- On dissout une masse de 184 mg de B dans un peu d'eau. Écris l'équation bilan de réaction entre l'amine B et l'eau.
- 3- Sur la solution obtenue, on fait réagir une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$, il faut verser un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ pour atteindre l'équivalence.
- a) Détermine le nombre de moles de B ayant réagi
- b) En déduis la masse molaire de B, sa formule brute et sa formule semi développée plane

- 4- a) Donne une formule semi développée plane ainsi que le nom de l'acide α -aminé A.
 b) Montre que la molécule A est chirale. Dessine les configurations D et L selon la représentation de Fischer.

Exercice 12 : Synthèse d'un dipeptide

On considère un dipeptide obtenu par condensation d'une molécule de glycine (l'acide alpha amino éthanoïque) et d'une molécule d'un autre acide α -aminé A . La molécule de A possède un seul carbone asymétrique.

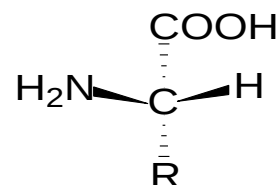
- Sachant que la masse molaire du dipeptide vaut 146g /mol :
 Déterminer les formules semi-développées possibles du dipeptide, donner la formule de A et son nom en nomenclature officielle. Représenter les deux énantiomères de A à l'aide de la représentation de Fischer.
- On désire obtenir uniquement le dipeptide P₁ dans lequel A est l'acide aminé N-terminal.
 - Comment doit-on procéder ? Décrire schématiquement les grandes étapes de la synthèse. De quelle façon peut-on activer la fonction acide carboxylique ?
 - Combien d'atomes de carbone asymétrique possède le dipeptide P₁ ? les représenter par un astérisque.
 - Si la synthèse de P₁ est réalisée à partir de glycine et d'un mélange racémique de A, combien de stéréo-isomères de P₁ obtiendra-t-on ?
 On traite A par l'acide nitreux, il se forme du diazote de l'eau et un corps. Ecrire l'équation bilan, quelles sont le nom et la famille de C ? prévoir l'action de C : sur l'ion dichromate ; le réactif de Schiff.

Exercice 13 :

On forme un dipeptide en faisant agir la valine (acide 2 – amino – 3 - methylbutanoïque) sur un acide alpha aminé Y de formule :

ou R est un groupe alkyle C_nH_{2n+1}

- Donner la représentation de Fischer de l'acide Y. à quelle série, D ou L, appartient-il ?
- Déterminer R sachant que la masse molaire du dipeptide est $M = 188\text{g/mol}$.
- Ecrire la formule semi-développée du dipeptide, sachant que pour l'obtenir, on réalise la synthèse en bloquant la fonction amine de Y et la fonction carboxylique de la valine.



Comment peut-on procéder pour bloquer la fonction acide carboxylique ?

Exercice 14 : dipeptide de la leucine (BAC SEN 2017)

Plus on est âgé, moins les protéines sont assimilées et bien utilisées par le corps. En ajoutant de la leucine à l'alimentation et aux protéines, le corps retrouve sa capacité d'assimilation et d'utilisation des protéines. On peut trouver la leucine en quantité notable dans les arachides, le riz, le thon, le filet de bœuf ...

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

- La leucine est un α -aminé de formule semi-développée $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \text{COOH}$

- a) Donner le nom de la leucine dans la nomenclature officielle. La molécule de leucine est-elle chirale ? Justifier la réponse.
 - b) La D-leucine présente des propriétés antalgiques utilisées en médecine dans le traitement de la douleur. La L-leucine a une saveur sucrée et elle est utilisée comme additif alimentaire. Écrire les représentations de Fischer de la L-leucine et de la D-leucine.
- 2) Dans une solution aqueuse de leucine il existe, entre autres espèces chimiques, un ion dipolaire appelé amphion ou zwitterion.
- a) Écrire la formule semi-développée de cet amphion.
 - b) L'amphion intervient dans deux couples acide / base. Écrire ces couples acide / base.
- 3) On fait réagir la leucine avec un acide α -aminé A de formule $R - CH(NH_2) - COOH$ où R est un radical alkyle. On obtient un dipeptide de masse molaire 202 g.mol^{-1} .
- a) Déterminer la formule semi-développée de l'acide α -aminé A.
 - b) On considère le dipeptide pour lequel la leucine est l'acide α -aminé N-terminal. Écrire la formule semi-développée de ce dipeptide. Préciser les différentes étapes de la synthèse de ce dipeptide (il n'est pas demandé d'écrire les équations de réaction de ces étapes).

Fiche d'exercices 8 : La cinétique chimique

Exercice 1 :

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



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

1- Déterminer

a- La valeur de la constante de vitesse

b- Le temps de demi – réaction

2- Combien de temps faudrait – il pour que la concentration de HCl soit $0,45 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 2 :

La décomposition de N_2O_5 en solution dans le tétrachlorure de carbone est une réaction d'ordre 1. On a fait les mesures suivantes :

t(s)	0	2225
[N2O5]mol/L	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$1,35 \cdot 10^{-2}$

1- Calculer la constante de vitesse ; en déduire le temps de demi-réaction.

2- Exprimer à chaque instant la concentration restante de N_2O_5 .

En déduire la vitesse de disparition de N_2O_5 au moment où sa concentration restante vaut 20% des concentrations initiales.

Exercice 3 :

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



La concentration initiales des réactifs C_2H_5Cl et KI est $C_0 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$. La réaction est d'ordre 2 et la vitesse initiale est $V_0 = 5.44 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$.

1- Calculer la constante de la vitesse de réaction et le temps de demi - réaction.

3- Combien de temps faudrait – il pour que 80% de la quantité initiale de chlorure d'éthyle disparaisse.

Exercice 4 :

La décomposition de l'éther di méthylique $(CH_3)_2O$ est une réaction d'ordre 1 de constante de vitesse $k = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ à $500^\circ C$.

L'éther se décompose en méthane, en monoxyde de carbone et en dihydrogène. On introduit rapidement dans une ampoule vide portée à $500^\circ C$ l'éther di méthylique. La pression initiale étant 310mm de mercure (Hg).

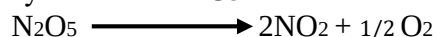
1- Ecrire l'équation de la réaction de décomposition de l'éther di méthylique.

2- Déterminer la pression au bout de 400s.

3- Quel est le temps de demi-réaction ?

Exercice 5 :

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



La réaction est d'ordre 1.

1°) A $105^\circ C$ on constate qu'au bout de 4 mn, 34 de la quantité initiale de N_2O_5 a été décomposée.

a- Calculer le temps de demi – réaction à cette température.

b- Quel serait le temps de demi – réaction si la concentration initiale avait été doublée ?

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

Exercice 6 :

A l'instant de date choisie pour $t=0$ on mélange 1L d'une solution d'éthanoate d'éthyle de concentration $C_1 = 10^{-2}$ mol/L avec 1L d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 10^{-2}$ mol/L.

- 1- Ecrire l'équation-bilan de la réaction et donner sa nature.
- 2- Calculer la concentration des ions hydroxydes dans le mélange à l'instant $t=0$.
- 3- Par dosage du prélèvement on détermine la concentration des ions hydroxydes aux dates différentes. On trouve :

t(mn)	2	4	6	8	10	12	14	16
$[OH] \times 10^{-4}$ (mol/L)	37	27	19	15	12,5	11	10	9
$[C_2H_5OH] \times 10^{-4}$ (mol/L)								

Compléter le tableau ci-dessus.

- 4- en fonction du temps. Représenter graphiquement la courbe donnant les variations de la concentration C_2H_5OH
- 5- Définir la vitesse instantanée de formation de l'éthanol, calculer sa valeur à l'instant $t = 5$ mn.

Exercice 7 :

On étudie la réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque et l'éthanol. A l'instant initial on introduit 10^{-2} mol d'acide éthanoïque et 10^{-2} mol d'éthanol dans 1L d'eau.

Les quantités d'ester formés sont à chaque instant :

t(s)	0	180	240	300	360
$[ester]$ en mol/L	0	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$3,17 \cdot 10^{-3}$	$3,66 \cdot 10^{-3}$	$4,11 \cdot 10^{-3}$

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

Exercice 8 :

On étudie la réaction d'estérification à partir d'un mélange contenant une mole d'acide éthanoïque et une d'éthanol. Le volume du mélange réactionnel est $V = 0,2$ L. Le mélange étant maintenu à température constante, on dose d'heure en heure l'acide restant. Les résultats obtenus sont rassemblés dans le tableau suivant :

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

- 1-
 - 1.1 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'éthanol.
Quel est le composé organique qui se forme ? A quoi sert-il ?
 - 1.2 Quelles sont les caractéristiques d'une telle réaction ?
 - 1.3 Compléter le tableau de mesures en évaluant le nombre de moles d'ester (n_E) formé au cours du temps ; ainsi que la concentration molaire volumique de l'ester (C_E).
2. Représenter graphiquement les variations de C_E en fonction du temps.
Echelle : $\begin{cases} 1 \text{ cm pour } 1 \text{ mol/L} \\ 1 \text{ cm pour } 2 \text{ h} \end{cases}$
3.
 - 3.1 Définir la vitesse de formation de l'ester.
 - 3.2 Déterminer le temps au bout duquel la moitié de l'acide initialement présent a réagi.

3.3 Calculer la vitesse d'estérification à cet instant.

4. Indiquer un procédé permettant :

4.1 de rendre la réaction plus rapide ;

4.2 de modifier la composition du mélange à l'équilibre.

Données : masses molaires atomiques en g/mol : C : 12 ; O : 16 ; H : 1.

Exercice 9 :

On mélange à la date $t=0$ une mole d'éthanol et une mole d'acide éthanóïque. On détermine la quantité de matière d'ester formé à la date t . Cette quantité de matière est donnée en fonction du temps par la relation :

$$n = \frac{0,67t}{t+17} \text{ avec en mol et } t \text{ en minutes.}$$

1.

1.1 Calculer la vitesse moyenne de formation de l'ester entre les dates $t=0$ et $t=50\text{mn}$.

1.2 Trouver la vitesse de formation de l'ester aux instants $t_1=20\text{mn}$ et $t_2=40\text{mn}$.

2. Vers quelle limite, la quantité d'ester formé tend-elle lorsque t devient très grand ?

Que peut-on dire de la réaction d'estérification ?

Exercice 10 :

L'éthanal $\text{CH}_3\text{-CHO}$ se décompose en phase gazeuse à la température T selon une réaction en chaîne dont l'étape d'initiation est $\text{CH}_3\text{-CHO} \rightarrow \text{CH}_3 + \text{CHO}$.

Il se forme du méthane et du monoxyde de carbone. L'énergie nécessaire à l'initiation est 318KJ/mol .

1. Calculer la longueur d'onde maximale de la radiation capable d'initier la réaction.

2. A la température $t=27^\circ\text{C}$, la mesure de la pression totale en fonction du temps a donné les résultats suivants à volume constant.

$t(\text{mn})$	0	10	30	∞
$P_i(\text{mmHg})$	100	150	175	200

2.1 A partir des données expérimentales, démontrer que la réaction de décomposition de l'éthanal est d'ordre 2.

2.2 En déduire le temps de demi-réaction.

On donne : $C=3.10^8\text{m/s}$; $h=6,62.10^{-34}\text{J.s}$, $R=8,31\text{U.S.I}$; $N=6,02.10^{23}\text{mol}^{-1}$.

Exercice 11 :

On veut étudier la cinétique d'une réaction d'estérification. Pour cela, on mélange $0,04\text{mol}$ d'acide méthanoïque et $0,04\text{mol}$ de pentan-1-ol à 0°C , l'ensemble occupant un volume de 506cm^3 . Par dosage des prélèvements, on détermine les quantités d'acide restant n_A , ce qui permet de dresser le tableau des valeurs suivant :

$T(\text{mn})$	0	10	15	20	30	40	50
$n_A(10^{-3}\text{mol})$	40	21,30	18,30	16,8	15	14,5	14

1- Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer l'ester formé.

2- Tracer la courbe représentant les variations de la concentration de l'ester en fonction du temps : $[\text{ester}] = f(t)$

Echelles : 1cm $\longleftrightarrow$ 5mn

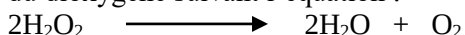
1cm $\longleftrightarrow$ 0,5 mol.L⁻¹

3- Calculer la vitesse de formation de l'ester aux instants $t_1=5\text{mn}$ et $t_2=20\text{mn}$.

Interpréter l'évolution de la vitesse d'estérification.

Exercice 12 :

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



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

$T(\text{H})$	0	1	3	4	6	8
---------------	---	---	---	---	---	---

V(O ₂)	0	4,53	9,16	10,3	11,4	11,8
--------------------	---	------	------	------	------	------

- 1- Déterminer les concentrations molaires résiduelles du peroxyde d'hydrogène [H₂O₂]
- 2- a) Tracer la courbe [H₂O₂] = f(t)
Echelles : 1 cm $\longleftrightarrow$ 1 H
1cm $\longleftrightarrow$ 0,1 mol.L⁻¹
- b) Déduire de la courbe la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène à instant t = 3H.
- 3- Dans les conditions de l'expérience, la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène est telle que v = k[H₂O₂], avec k = 1,28.10⁻⁴ s⁻¹. Utiliser cette relation pour vérifier la valeur de la vitesse à l'instant t = 3 H. (Dans les conditions de l'expérience le volume molaire des gaz est V_m = 24 L.mol⁻¹ .

Exercice 13 :

On saponifie par la soude un ester de formule générale C_nH_{2n}O₂ contenant 31,37% en masse d'oxygène. Cet ester est obtenu par action d'un acide autre que l'acide méthanoïque sur un alcool A. L'oxydation ménagée de A donne un corps B qui, à son tour, donne un précipité jaune avec la dinitro-2,4 phénylhydrazine et reste sans action sur la liqueur de Fehling.

- 1) a) Déterminer la formule brute de cet ester ainsi que toutes ses formules semi-développées ;
 - b) Donne les noms de l'alcool et de l'ester qui été saponifié ;
 - c) Ecris l'équation-Bilan de la réaction de saponification.
 - 2) A la date t = 0, on réalise un mélange contenant les deux réactifs de même concentration C = 10⁻² mol.L⁻¹. Le mélange est maintenu à 29°C.
- On introduit dans sept (07) tubes à essais, 10 cm³ du mélange à des dates différentes. Par dosages successifs, on détermine le volume X de solution d'acide chlorhydrique, 10⁻² mol.L⁻¹ utilisé. On obtient les résultats suivants :

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

- a) Représente graphiquement sur une feuille de papier millimétrique, la concentration molaire volumique de l'alcool formé en fonction du temps.

Echelle : 1 cm $\longleftrightarrow$ 1mn
2 cm $\longleftrightarrow$ 10⁻³ mol.L⁻¹

- c) A quelle date la concentration molaire volumique de l'alcool sera-t-elle égale à 3,4.10⁻³ mol .L⁻¹ ? Evaluer la vitesse de formation de l'alcool à cette date.

Exercice 14 :

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

- a) Reproduire et compléter le tableau suivant :

t(heures)	1	2	3	5	8	11	15	18
V _B (cm ³)	86	76	67	55	46	43	42	42
Y (mol)								
X (mol)								

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

X : nombre de moles d'ester formé.

- b) Tracer la courbe X = f (t). **Echelles** : 1cm pour 1 heure ; 2cm pour 0,01 mole
- c) Calculer la vitesse moyenne d'estérification entre les instants t₁ = 2 heures et t₂ = 6 heures.
- d) Calculer la vitesse instantanée d'estérification à l'instant t = 4 heures.

2) La formule brute de l'ester est $C_5H_{10}O_2$. Traité à chaud par l'hydroxyde de potassium (KOH), il donne un carboxylate de potassium dont la masse molaire moléculaire est M telle que $M = M_e$, M_e étant la masse molaire moléculaire de l'ester.

a) Donner le nom de la réaction et écrire son équation bilan.

b) Déterminer la formule semi-développée de l'acide et son nom.

c) En déduire la formule semi-développée de l'acide et son nom.

3) L'alcool obtenu est oxydé par le permanganate de potassium, en milieu acide.

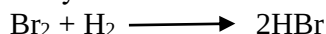
Le produit obtenu donne un précipité jaune avec la 2-4 dinitrophénylhydrazine (DNPH) mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

Donner la formule développée de l'alcool et son nom.

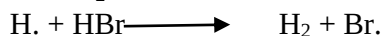
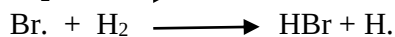
On donne : masses molaires atomiques en g/mol : $C = 12$; $H = 1$; $O = 16$; $K = 39$.

Exercice 15 : mécanisme réactionnel.

La synthèse du bromure d'hydrogène à partir du di brome et du dihydrogène s'écrit :



Le mécanisme de cette réaction s'effectue selon :

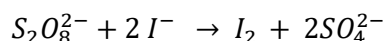


1. Met en évidence les trois étapes de ce mécanisme.
2. Quels sont les radicaux qui interviennent ?
3. Ce mécanisme est-il le même que celui de la synthèse du chlorure d'hydrogène ?
4. Sachant qu'il faut apporter 192KJ pour transformer une mole de di brome en deux moles d'atomes de brome, calcule la longueur d'onde maximale des radiations lumineuses qui permettent d'initier cette réaction.

On donne : $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$; $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

Exercice 16 :

On étudie l'action d'une solution de peroxydisulfate de potassium sur une solution aqueuse d'iodure de potassium. La réaction s'écrit :



Pour étudier l'évolution de la réaction, on mélange à l'instant $t = 0$, 500 cm^3 de peroxydisulfate de potassium de concentration 10^{-1} mol/l et 500 cm^3 d'iodure de potassium de même concentration. A divers instants, on effectue des prélèvements que l'on refroidit rapidement et on dose le diiode.

t (mn)	2	5	10	20	30	40	50	60
$[I_2] \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$	0,5	1,5	2,4	3,5	4,3	5,0	5,5	5,9

1. Pourquoi refroidit-on rapidement les prélèvements ?
2. Tracer la courbe de $[I_2] = f(t)$ en prenant comme échelle 1cm pour 5mn en abscisse et 1cm pour $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ en ordonnée.
3. Calculer la vitesse moyenne de formation de diiode entre les instants $t_1 = 20 \text{ mn}$ et $t_2 = 60 \text{ mn}$.
4. Définir la vitesse instantanée de formation de diiode à l'instant t .
 - a. La déterminer graphiquement à la date $t = 0$ et à $t = 25 \text{ mn}$. Comment varie la vitesse de formation de diiode en fonction du temps ? Expliquer.
 - b. Comment peut-on augmenter ces vitesses ?
5. Déterminer la vitesse de disparition des ions iodure I^- à la date $t = 0$.

Exercice 17 :

Le chlorure de sulfuryle SO_2Cl_2 se décompose en phase gazeuse à 320°C suivant la réaction :
 $\text{SO}_2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Cl}_2$

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 à différentes dates t , les valeurs suivantes :

t(s)	0	100	210	250	350	380	450
P (bar)	0,51	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 du chlorure de sulfuryle (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_0 et α , les concentrations molaires des différents corps purs.
 - b) Exprimer P en fonction de P_0 et de α ; en déduire l'expression de α .
3. Déterminer pour chacun des instants qui figurent dans le tableau, les concentrations molaires en dioxyde de soufre.
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 .

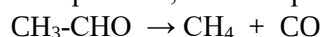
Echelles : 2 cm pour 100s

1 cm pour 10^{-3} mol/l

A.N : constante des gaz parfaits : $R = 8,31 \text{ J/kg.mol}$; $1\text{bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Exercice 18 :

Dans certain domaine de température et de pression, la décomposition de l'éthanal s'écrit :



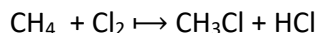
En général, elle constitue une réaction complexe que l'on peut interpréter par le mécanisme suivant :

- (1) : $\text{CH}_3^* + \text{CH}_3^* \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
- (2) : $\text{CH}_3 - \text{CHO} \rightarrow \text{CHO}^* + \text{CH}_3^*$
- (3) : $\text{CH}_3 - \text{CO}^* \rightarrow \text{CH}_3^* + \text{CO}$
- (4) : $\text{CH}_3^* + \text{CH}_3 - \text{CHO} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CO}^* + \text{CH}_4$
- (5) : $\text{CHO}^* + \text{CH}_3 - \text{CHO} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CO}^* + \text{CO} + \text{H}_2$

1. Quels sont les radicaux qui interviennent dans ce mécanisme ?
2. Mettre en évidence les trois étapes de ce mécanisme.
3. Sachant que l'énergie nécessaire à l'initiation de ce mécanisme est de 318kJ/mol , calculer la longueur d'onde maximale que doit avoir le flux lumineux irradiant.

Exercice 19 :

En présence de certaines radiations monochromatiques, le méthane réagit sur le dichlore selon une réaction de substitution. L'équation – bilan de la première substitution conduisant au monochlorométhane s'écrit :



Le mécanisme proposé comporte les actes élémentaires suivant mentionné dans le désordre.

- $\text{CH}_3 + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$; $\text{Cl}\cdot + \text{Cl}\cdot + \text{M} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{M}$; $\text{Cl}_2 + \text{photon} \rightarrow 2\text{Cl}\cdot$;
- $\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}\cdot$; $\text{Cl}\cdot + \text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3 + \text{HCl}$; $\text{CH}_3 + \text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$

1. Ordonne logiquement ces différents actes en faisant ressortir les 3 phases caractéristiques d'une réaction en chaîne.

2. Les radiations monochromatiques de couleurs rouge et violette de longueurs d'ondes respectives $\lambda_r = 750 \text{ nm}$ et $\lambda_v = 400 \text{ nm}$ sont – elles capable de déclencher cette réaction en chaîne ?

Données :

- Energie de liaison Cl – Cl : $E_{Cl_2} = 240 \text{ KJ.mol}^{-1}$;
- Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$;
- Constante de Planck : $h = 6,62.10^{-34} \text{ J.s}$
- Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Fiche d'exercices 10 : Equilibre chimique

Exercice 1 :

On réalise l'estérification entre l'acide éthanóïque et l'éthanol.

1. A l'instant initial, on part de 180g d'acide et 138g d'alcool.
 - a) Quelle est la composition du mélange réactionnel à $t=0$.
 - b) Quelle est la composition du mélange à l'équilibre ; en déduire K_c .
2. On reprend l'expérience à la même température en mélangeant 120g d'acide et 46g d'alcool.
 - a. Quelle est la composition du mélange au nouvel équilibre ?
 - b. A l'issue de cet équilibre on ajoute 23g d'alcool.
 - c. Dans quel sens se déplace l'équilibre.
 - d. Quelle est la composition du mélange au nouvel équilibre ?
3. A l'issue du dernier équilibre, on introduit 0,5mol d'ester.
 - a. Trouve la composition du mélange lorsque l'équilibre sera atteint.
 - b. Que se passe-t-il lorsqu'on élimine H_2O ?

Exercice 2 :

Soit l'équilibre : $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

Sous une pression totale de 1 atm à 250°C, 0,3 mol de PCl_5 ; 0,7mol de PCl_3 et 0,2mol de Cl_2 sont en équilibre.

1. Calcule la constante d'équilibre relative aux pressions partielles.
2. En maintenant la pression égale à 1 atm, on introduit 1 mole de dichlore.
 - a) Dans quel sens se déplace l'équilibre ?
 - b) Quelle sera la composition de mélange dans le nouvel équilibre ?

Exercice 3 :

La constante d'équilibre de la réaction : $2 CO + 2 H_2O \rightleftharpoons 2 CO_2 + 2 H_2$ a pour valeur 0,63 à 986 °C . On place dans un récipient à cette température un mélange de 1 mole de vapeur d'eau et 3 moles d'oxyde de carbone, la pression étant 2 atm .

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

Exercice 4 :

Soit l'équilibre en phase gazeuse : $N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2$. La réaction est endothermique dans le sens de formation de NO_2 .

1. Calcule la variance du système
2. Quelles sont les influences d'une élévation de température ou un abaissement de pression sur l'équilibre ?
3. Exprime en fonction de la pression totale P et du degré de dissociation α la constante d'équilibre K_p relative aux pressions partielles.

Exercice 5 :

On place dans un récipient à 986°C, un mélange de 3moles de monoxyde de carbone et 1mol de vapeur d'eau. La pression du mélange est 2atm. Il se forme du dioxyde de carbone et du dihydrogène suivant l'équation : $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$

La constante d'équilibre relative aux concentrations pour ce système, à cette température est $K_c=0,63$.

1. Calcule la variance du système.
2. Quelle est la pression totale P du système à l'équilibre ?
3. Détermine la composition du mélange à l'équilibre.
4. Calcule la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.

Exercice 6 :

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

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

a) Calculer la constante d'équilibre K_c relative à cet équilibre sachant que la réaction a lieu dans un récipient de volume V .

b) Calculer la valeur de K_c pour $V = 5L$; donner sa dimension.

Exercice 7 :

La décomposition du pentachlorure de phosphore se fait selon l'équilibre suivant : $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

A $27^\circ C$ sous 2 atmosphères 40% de PCl_5 sont dissociés.

1. Le coefficient de dissociation de PCl_5 est noté α . En déduire en fonction de α et n_0 les nombres de mole totale (n_t) de PCl_5 et PCl_3 à l'équilibre.
2. Exprime les pressions des constituants en fonction de α et de la pression totale P à l'équilibre. En déduire les valeurs de K_p et K_c à $27^\circ C$ sous 4 atm. Calculer alors le coefficient de dissociation α' de PCl_5 .

Exercice 8 :

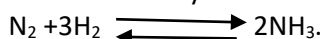
Soit la réaction de synthèse de l'ammoniac : $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$.

On chauffe à $400^\circ C$ sous pression totale $P = 500$ atmosphères un mélange formé de 56 g de di azote et de 10g de dihydrogène. A l'équilibre il reste 14g de di azote.

1. Déterminer l'influence : d'une augmentation de pression ; d'une diminution de température sur cet équilibre.
2. Déterminer la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.
3. Calculer la constante d'équilibre relative aux pressions partielles K_p . En déduire K_c .
On donne : $M(N) = 14g/mol$; $M(H) = 1g/mol$; $R = 0,082 atm.L.mol^{-1}.^\circ K^{-1}$.

Exercice 9 : détermination de la constante K_p

On effectue la synthèse de l'ammoniac à $600^\circ C$. L'équation bilan de la réaction est :



On introduit à $600^\circ C$ et sous pression initiale $P_0 = 200 atm$, une mole de diazote et 3 moles de dihydrogène. A l'équilibre, il s'est formé 0,24 mol de NH_3 .

1. Calcule la variance de ce système à l'équilibre.
2. Détermine les pressions partielles des divers constituants à l'équilibre ; en déduis la pression totale P .

Calcule la constante d'équilibre relative aux pressions partielles K_p

Exercice 10 :

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

1-a) comment appelle-t-on une telle réaction ?

b) trouver les formules de A et B dont dérivé E , puis écrire l'équation – bilan de la réaction (on donnera le nom de A , B , et E) .

c) Comment peut-on accélérer la dissociation de l'acide ?

2- Calculer la constante d'équilibre relative aux concentrations molaires si on part d'une mole de A et d'une mole de B .

3- Quelle serait la composition du mélange à l'équilibre si l'on doublait le nombre de mole de l'acide (le nombre de mole de l'alcool étant toujours 1 mole) à la même température .

Exercice 11 :

On considère la réaction d'équilibre suivante : $2CO \xrightleftharpoons{(2)} C + CO_2$; CO gaz ; C solide ; CO_2 gaz.

- 1- Calculer la variance de ce système.
- 2- On introduit à $800^\circ C$, 1 mol de monoxyde de carbone dans un récipient de volume invariable. A l'équilibre la quantité de dioxyde de carbone formé est 0,095 mol. La pression totale du mélange gazeux est $P_0 = 0,789$ atmosphère.
 - 2.1 Quelle est la composition du mélange à l'équilibre ?
 - 2.2 Calculer la constante d'équilibre relative aux pressions partielles.

Exercice 12 :

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

1. Ecris l'équation bilan de la réaction et rappelle brièvement quelques caractéristiques de cette réaction.
2. On a mélangé 0,6mol d'acide acétique et 0,6mol d'éthanol. Détermine :
 - 2.1. La composition du mélange à l'équilibre.
 - 2.2. La constante d'équilibre relative aux concentrations K_c .
3. A ce mélange en équilibre, on ajoute 1 mole d'éthanol. Détermine la composition du mélange lors du nouvel état d'équilibre.

Exercice 13 :

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

- 1) Calculer la variance de ce système .

Quels facteurs de l' équilibre 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 K_p relative aux pressions partielles. Préciser l'unité.

- 3) Sachant qu'à 27°C, sous une pression P =1 atm , $K_p = 0,17$ (unité ?) ; Calculer le coefficient de dissociation α

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

- 5) Sous quelle pression aurait-on un degré de dissociation de 0,6 ? (t=27°C)

Exercice 14 :

Le pentachlorure de phosphore, se dissocie en phase gazeuse suivant l'équation-bilan de la réaction $PCl_5 \xrightarrow{(2)} PCl_3 + Cl_2$.

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

- 1- Calculer :

- 1.1 La constante d'équilibre relative aux concentrations molaires K_c sachant que le coefficient de dissociation est $\alpha = 0,40$.
- 1.2 En déduire K_p .
2. Exprimer K_p en fonction de α et de la pression totale P.
3. Calculer la pression totale.

Exercice 15 :

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

1. Calcule la constante d'équilibre K_c .
2. On ajoute 20g d'acide acétique au mélange. Dans quel sens évolue l'équilibre ?
Détermine les concentrations en acide, alcool, ester et eau du nouvel équilibre qui s'établit.

Exercice 16 :

Le dioxyde d'azote et son dimère sont en équilibre selon l'équation –bilan : $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

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

- a) Calculer les pressions partielles des deux constituants
- b) Calculer K_p
- c) Quelle serait la composition du mélange à la même température sous 10 atm.
- d) $N=14g. mol^{-1}$ et $O =16g .mol^{-1}$

Exercice 17 :

On fait réagir 1 mol d'acide acétique avec 1mol d'alcool isopropylique (ou propan-2-ol).

L'équilibre est atteint lorsqu'il s'est formé 0,6 mol d'ester.

1. Ecrire l'équation-bilan de la réaction et nommer les produits formés.

2. Quelle est la constante d'équilibre K_C de cette réaction ?
3. Si, à ce mélange à l'équilibre, on ajoute 1 mol d'ester, dans quel sens doit évoluer le système ?
4. Quelle sera la composition du nouveau mélange à l'équilibre ?

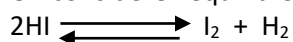
Exercice 18 :

On fait agir de l'acide acétique sur l'éthanol, sachant qu'on est parti d'une mole d'acide et d'une mole d'alcool et que la quantité d'ester formé à l'équilibre est 23 mole, calculer la constante d'équilibre relative aux concentrations.

On part maintenant de deux moles d'acide et d'une mole d'alcool. Dans quel sens l'équilibre est-il déplacé et pour quoi ? Quelle est la composition du mélange et pour quoi ? Quelle est la composition du mélange obtenu à l'équilibre ?

Exercice 19 :

On considère l'équilibre suivant à 52°C :

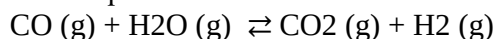


Le degré de dissociation de HI est $\alpha=0,245$.

Calcule K_p à cette température et en déduis K_C .

Exercice 20 :

Soit l'équilibre



Comment évolue l'équilibre précédent lors :

D'une diminution de pression ?

D'une augmentation de température sachant que la réaction est exothermique dans le sens 1 ?

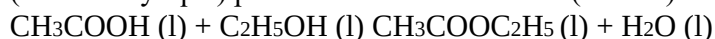
D'une diminution de la concentration de CO ? D'une augmentation de la concentration de H₂ ?

Le mélange contient 0,6 L de CO, 0,18 L de H₂O, 0,96 L de CO₂ et 0,26 L de H₂.

Calculer la constante d'équilibre à cette température

Exercice 21 :

La constante K_C de la réaction d'estérification entre l'acide éthanóïque (acideacétique) et l'éthanol (alcool éthylique) pour former de l'éthanoate (acétate)d'éthyle et de l'eau,



est pratiquement indépendante de la température et vaut 4,0 à la température ordinaire.

Calculez le rendement de cette réaction, si l'on part, dans un volume de V litres :

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

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

Exercice 22 :

On mélange 57,2 mL d'acide acétique et 109mL du 3-méthylbutan-1-ol. On obtient un ester dont la saveur et l'odeur sont celle de la banane.

1° Ecrire l'équation bilan de la réaction et nommer l'ester formé.

2-Les masses volumiques des réactifs sont :

-acide acétique : $1,05.10^3 \text{ g.L}^{-1}$

-3-méthylbutan-1-ol : $0,81.10^3 \text{ g.L}^{-1}$

- a)Quelle est, en mol la composition du mélange initial ?
- b) Calculer la constante d'équilibre K_C sachant qu'à l'équilibre il reste 20g d'acide dans le mélange.
- 3) Dans ce mélange à l'équilibre, on verse 57,2mL d'acide acétique. Dans quel sens se déplacera l'équilibre ? En déduire la quantité de matière de l'ester formé.

Fiche d'exercices 11 : Les solutions aqueuses – Notion de P_H :

Exercice 1 :

1. Soit une solution de concentration C_1 et de volume V_1 . Que devient la concentration C_2 de cette solution si on la dilue avec de l'eau jusqu'à un volume V_2 ?
2. On considère une solution S_1 de chlorure de sodium de concentration $C_1 = 0,8 \text{ Mol.L}^{-1}$.
 - a) Quel volume de la solution S_1 faut-il diluer pour obtenir un litre de solution à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$?
 - b) On veut obtenir une solution à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$; quel volume d'eau faut-il ajouter à 250 cm^3 de la solution S_1 .

Exercice 2 :

Quel volume d'eau faut-il ajouter à 10 ml d'une solution de $pH = 12$, pour obtenir une solution de $pH = 9$?

EXERCICE 3 :

Montrer que dans une solution acide, on a $[H_3O^+] > [OH^-]$

Exercice 4 :

On donne $K_e = 2,5 \cdot 10^{-13}$ à 80°C .

- 1) Une solution aqueuse a, à cette température, un P_H égal à 6,5. Quelle est sa nature ?
- 2) Un volume de 200 mL d'une solution contient $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ d'hydroxydes. Quel est son P_H à 80°C ?
- 3) Le P_H d'une solution aqueuse est 4,7 à 80°C . en déduis sa concentration en ion OH^- .
- 4) K_e augmente lorsque la température augmente. Dans le corps humain, à 37°C le sang a un P_H environ 7,4 et $pK_e = 13,6$. Le sang est – il liquide neutre, acide ou basique ? en déduis l'échelle de pH à cette température.

Exercice 5 :

1. Un sirop menthe contient 200 g de glucide pour 2 L.
 - a) Quelle est la concentration massique de glucose contenue dans le sirop ?
 - b) En déduis sa concentration molaire. On donne $M = 180 \text{ g/mol}$
2. On verse 20 mL de sirop dans un verre puis on ajoute 180 mL d'eau.
 - a) Calcule le volume de liquide contenu dans le verre.
 - b) Combien de fois le sirop a – t – il été dilué ? justifie cette réponse.
 - c) Calcule la masse de glucides contenue dans un verre.

Exercice 6 :

Dans une fiole jaugée de 250ml, on met :

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

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

1. Détermine la quantité de matière (en mol) et la concentration (en mol.L^{-1}) de chaque ion.
2. Vérifie que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

Masse molaires atomiques suivantes en g/mol : $Na = 23$; $Cl = 35,5$; $Ca = 40$; $Br = 80$

Exercice 7 :

On introduit dans fiole jaugée de 250,0 mL, une masse $m = 1,19 \text{ g}$ de chlorure de cobalt (II) hexahydraté $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ et on remplit la fiole avec de l'eau distillée jusqu' à trait de jauge.

Données masse molaire en g/mol : $Co : 58,9$; $Cl = 35,5$; $H : 1$ et $O : 16$.

1. Calcule la concentration molaire de la solution S obtenue.
2. Ecris l'équation de la dissolution du chlorure de cobalt (II) hexahydraté.

3. En déduis les concentrations molaires des ions présents dans la solution.
4. Quel volume de solution S faut-il prélever pour obtenir une solution S' de volume 100,0 mL et de concentration en chlorure de cobalt (II) $C' = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
5. Comment doit-on procéder (matériel utilisé, manipulation) ?

Exercice 8 :

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

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

1- Calcule le pH de l'eau de l'eau à ces différentes températures.

2- La température normale du corps humain est 37°C . Le pH du bol alimentaire dans l'estomac d'une personne vaut : $\text{pH} = 1,2$.

a- Détermine les concentrations molaires en ions hydronium et en ions hydroxyde dans une solution de bol alimentaire.

b- Par analogie avec le pH, définir le pOH d'une solution et calculer sa valeur pour un bol alimentaire.

c- Vérifie que : $\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_e$

Exercice 9 :

Une solution aqueuse d'acide nitrique (HNO_3) est totalement dissocié en ions hydronium H_3O^+ et en ions nitrate NO_3^- . Il en est de même de l'acide chlorhydrique (HCl) qui est dissocié en ions H_3O^+ et en ions chlorures Cl^- . On donne en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; N = 14 et Ca = 40.

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

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

On complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée.

1.
 - a) Ecris les équations de dissolution des quatre composés ci-dessus cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.
 - b) Fait le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
2. Détermine la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.
3. En déduit leur concentration.
4. Vérifie que les concentrations trouvées sont en accord avec l'équation d'électroneutralité.
5. Détermine le pH de la solution.

Exercice 10 :

1. Une masse m_1 de chlorure d'aluminium (AlCl_3) est dissoute dans 100 mL d'eau pure. On obtient ainsi une solution aqueuse S_1 de concentration molaire $C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.
 - 1.1. Définis une solution aqueuse.
 - 1.2. Calcule m_1 .
2. On prépare une solution S_2 d'acide chlorhydrique en dissolvant un volume $V_0 = 28 \text{ mL}$ de chlorure d'hydrogène dans $V = 250 \text{ mL}$ d'eau pure. Calcule la concentration C_2 de S_2 .
3. On mélange les deux solutions S_1 et S_2 pour une solution S.
 - 3.1. Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans S.
 - 3.2. Calcule leur concentration molaire.

3.3. Vérifie l'électroneutralité de la solution S.

3.4. Calcule le pH_s de la solution S.

On donne : $M(Cl) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(Al) = 27 \text{ g/mol}$ et $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

Exercice 11 :

On dispose :

- D'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à $0,5 \text{ mol/L}$;
- D'une solution de nitrate de calcium $Ca(NO_3)_2$ à $0,8 \text{ mol/L}$;
- D'une solution de chlorure de potassium à 1 mol/L ;
- De chlorure de magnésium cristallisé de $MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

On souhaite préparer 1 L de solution contenant les ions Mg^{2+} ; Ca^{2+} ; K^+ ; NO_3^- et Cl^- tels que :

$[Mg^{2+}] = 0,2 \text{ mol/L}$; $[NO_3^-] = 0,25 \text{ mol/L}$; $[Ca^{2+}] = 0,1 \text{ mol/L}$ et $[K^+] = 0,25 \text{ mol/L}$.

1. Détermine les volumes des solutions et la masse des solides à mélanger pour préparer cette solution, que l'on complète à 1 L avec de l'eau distillée.
2. Calcule directement la concentration des ions Cl^- .
3. Vérifie l'électroneutralité de la solution.

Exercice 12 :

Lors d'une séance de travaux pratiques au lycée, les élèves de la terminale science expérimentale de LMBS préparent une solution S_0 d'acide chlorhydrique par dissolution d'un volume $V_0 = 280 \text{ mL}$ de chlorure d'hydrogène gazeux dans 250 mL d'eau distillée. On donne volume molaire $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$.

1. Calcule la concentration C_0 de la solution S_0 .
2. Les élèves diluent la solution S_0 de façon à obtenir une solution S_1 de concentration molaire volumique $C_1 = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.
 - 2.1. Calcule le volume d'eau V_e à ajouter à S_0 pour obtenir S_1 .
 - 2.2. Détermine le facteur de dilution k .
3. Dans un volume $V_0' = 50 \text{ mL}$ de , ces élèves ajoutent une masse $m = 4,2 \text{ g}$ de chlorure de calcium ($CaCl_2$) solide puis ils complètent avec de l'eau distillée pour obtenir un mélange final M de volume $V_M = 450 \text{ mL}$.
 - 3.1. Ecris les équations de dissociation des ces deux composés cités puis fait le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution M.
 - 3.2. Détermine la concentration de chacune de ces espèces.
 - 3.3. Calcule le pH_M du mélange final.

Fiche d'exercices 12 : Acides forts – Bases fortes :

Exercice 1 :

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

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

Exercice 2 :

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

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

Exercice 3 :

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

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

2) On mélange $V_1 = 150 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de pH égal à 3 et $V_4 = 50 \text{ mL}$ de chlorure de potassium de concentration $C'' = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On ajoute à cette solution $V' = 50 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent, de concentration $C' = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle est la quantité de matière

de chlorure d'argent formé ainsi que la concentration de tous les ions restant en solution ? En déduire le pH.

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

Exercice 4 :

On dispose d'une solution A de NaOH, de $\text{pH} = 12$.

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

Exercice 5 :

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

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

Exercice 6 :

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

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

Données : $M(\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 7 :

Dans un bécher, on mélange les solutions aqueuses suivantes :

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

Exercice 8 :

1) On mesure le pH d'une solution d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$, de concentration $C = 0,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient : $\text{pH} = 10,7$. Sachant que la réaction de dissociation dans l'eau est totale, dire s'il s'agit d'une monobase ou non. Ecrire l'équation de la réaction de dissociation.

2) On dissout 100 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ solide dans 800 mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution ?

3) On prélève 20 mL de cette solution et on lui ajoute 20 mL d'hydroxyde de potassium à $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, 20 mL d'éthanoate de sodium à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et 40 mL de chlorure de sodium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer les concentrations des différentes espèces en solution. En déduire le pH.

4) Pour obtenir directement 1L de solution de même pH, quelle quantité d'hydroxyde de calcium faut-il dissoudre dans 1L d'eau pure ?

Données : $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 9 :

1. On dispose d'une solution 1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 5.10^{-3} \text{ mol/L}$ et d'une solution 2 de d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$. Calculer le pH respectif de chacune de ces solutions.
2. On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ ml}$ de la solution 1 avec un volume $V_2 = 50 \text{ ml}$ de la solution 2. Quel est le pH de la solution obtenue ? Calculer la concentration de toutes les espèces chimiques dans le mélange.

Exercice 10 :

On part d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. On mesure expérimentalement le pH et on trouve $\text{pH} = 6,8$.

- 1) En utilisant le fait que dans une solution, il y a autant d'ions positifs que d'ions négatifs et que l'élément Cl est susceptible de se trouver sous la forme d'ions Cl^- uniquement, calculer les concentrations des différentes espèces présentes dans la solution. En déduire la valeur du produit ionique de l'eau. Commenter le résultat.
- 2) Comment expliquer le fait que le pH soit de 6,8 et non de 7 comme le donnerait la formule $\text{pH} = \text{pC} = -\log C$?

Exercice 11 :

On veut déterminer la masse molaire d'un alcool R-OH (R est radical alkyl). Sur 3,7 g de cet alcool, on fait agir du chlorure d'éthanoyle en excès. Le chlorure d'hydrogène formé est recueilli en totalité dans 5 litres d'eau. Le pH de la solution obtenue est 2.

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

Exercice 12 :

On dispose d'une solution d'éthanolate de sodium, de volume 25 mL et de concentration $6,3.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH mesuré est de 11,8.

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

Exercice 13 :

Une solution S_1 d'acide chlorhydrique de volume $V_1 = 0,5 \text{ L}$, a un $\text{pH}_1 = 1,4$.

1. Quelle est la concentration C_1 de S_1 ?
2. Quel volume de gaz HCl a-t-on dissout dans l'eau ?
3. On dilue au centième la solution S_1 . On obtient la solution S_2 . Déterminer C_2 et pH_2 de S_2 .
4. Quel volume d'eau faut-il ajouter à S_1 pour obtenir une solution S_3 de $\text{pH}_3 = 3$?

Exercice 14 :

1. On mesure le pH d'une solution d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 , de concentration $C = 0,25.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient : $\text{pH} = 10,7$. Sachant que la réaction de dissociation dans l'eau est totale, dire s'il s'agit d'une monobase ou non. Ecrire l'équation de la réaction de dissociation.
2. On dissout 100 mg de Ca(OH)_2 solide dans 800 mL d'eau pure. Quel est le pH de la solution ?
3. On prélève 20 mL de cette solution et on lui ajoute 20 mL d'hydroxyde de potassium à $2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, 20 mL d'éthanolate de sodium à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et 40 mL de chlorure de sodium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer les concentrations des différentes espèces en solution. En déduire le pH.

4. Pour obtenir directement 1L de solution de même pH, quelle quantité d'hydroxyde de calcium faut-il dissoudre dans 1L d'eau pure ?

Données : $M(\text{Ca})=40\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 15 :

On dispose d'une solution (1) d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ et une solution (2) d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$.

- 1) Calculer le PH de chacune de ces solutions.
 - 2) On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de la solution (1) avec un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ de la solution (2). Déterminer le PH du mélange obtenu.
 - 3) Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange.
 - 4) Vérifier l'électro neutralité de la solution obtenue.
 - 5) On prélève 50mL de la solution obtenue et on complète avec 150mL d'eau.
- a) Calculer les concentrations des ions présents dans la nouvelle solution obtenue.
- b) En déduire la nouvelle valeur du PH de la solution.

on donne : température : 25° C . $K_e = 10^{-14}$

Fiche d'exercices 13 : Réactions Acides forts – Bases fortes :

Exercice 1 : Bac 2012 SE

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on en enlève un volume $V_B = 10,0 \text{ cm}^3$ que l'on introduit dans un bécher puis on ajoute de l'eau. On y verse alors progressivement le contenu d'une burette graduée remplie d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ et à chaque ajout on relève le pH (voir tableau).

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

1) a) Écrire l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques des deux solutions. (0,5pt)

b) Tracer sur un papier millimétré la courbe $\text{pH} = f(V_A)$ (1pt)

c) Utiliser cette courbe pour déterminer le volume V_A^E d'acide versé à l'équivalence (0,5pt)

d) En déduire la concentration inconnue C_B . (0,5pt)

2) On veut préparer une solution contenant $m = 0,12\text{g}$ de chlorure de sodium à partir des deux solutions S_A et S_B .

a) Calculer le volume de chacune d'elles à utiliser (1pt)

b) Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ? (0,5pt)

$M(\text{Na}) = 23\text{g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$

Échelle : 1cm pour 1cm^3 de volume

1cm pour une unité de pH

Exercice 2 :

On dispose de trois solutions aqueuses :

- La solution S_1 ($C_1 = 98.10^{-3} \text{ g/L}$; $V_1 = 10 \text{ mL}$) d'acide sulfurique.
- La solution S_2 ($C_2 = 10^{-4} \text{ mol/L}$; $V_2 = 20 \text{ mL}$) d'acide Iodhydrique.
- La solution S_3 ($C_3 = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $V_3 = 20 \text{ mL}$) d'Hydroxyde de Calcium.

1. Écrire les équations bilan de dissolution des solutés cités.

2. Déterminer le pH de chaque solution.

3. On fabrique la solution S_4 en mélangeant S_1 , S_2 et S_3 :

- a) Écrire l'équation bilan de la réaction qui se déroule au cours du mélange. Citer les espèces spectatrices.
- b) La solution S_4 est-elle acide ou basique ? Calculer son pH.
- c) Quelle masse d'iodure de calcium se trouve dissoute dans S_4 ?

ON DONNE : (g/mol) O :16 H :1 Ca :40 I 127 S :32

Exercice 3 :

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

- 1) On extrait de cette bouteille 3,23 mL de solution, qu'on complète à 400 mL avec de l'eau pure. Calculer la concentration C_A de la solution ainsi préparée.
- 2) Afin de vérifier ce titre, on dose par cet acide 200 mL d'éthanolate de sodium de concentration $C_B = 3.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Exceptionnellement la solution à titrer est placée dans la burette. Pour chaque volume V_A d'acide versé, on relève la valeur du pH et on obtient le tableau suivant :

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

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

b) Déterminer le volume d'acide $V_{A\text{eq}}$ à l'équivalence ainsi que la concentration C_A de la solution d'acide. Conclure.

3) On remplace l'acide chlorhydrique initial par un même volume d'acide nitrique, de même concentration. La courbe précédente est-elle modifiée ? Justifier la réponse.

4) Parmi les trois indicateurs colorés ci-dessous, quels sont ceux qui pourraient servir à un dosage colorimétrique ? Comment repérerait-on l'équivalence ?

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

Exercice 4 :

À $V_A = 40 \text{ cm}^3$ d'une solution de HCl à $C_A = 0,1 \text{ mol/L}$, on ajoute $V_B = 60 \text{ cm}^3$ d'une solution d'éthanolate de sodium $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$ (constitué d'ions $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$ et Na^+) de concentration $C_B = 0,05 \text{ mol/L}$.

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se déroule lors du mélange.
2. Donner la composition et le pH du mélange.

Exercice 5 : Bac 2013 SE

On dispose de deux solutions aqueuses, l'une S_1 d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, l'autre S_2 d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Quelle masse d'hydroxyde de potassium faut-il dissoudre pour préparer 500 cm^3 de solution S_1 ? (1 pt)
2. Quel volume de solution S_1 , faut-il ajouter à $V_2 = 15 \text{ cm}^3$ de la solution S_2 pour obtenir l'équivalence ? (1 pt)
3. On mélange $V_1 = 12 \text{ cm}^3$ de S_1 et $V_2 = 8 \text{ cm}^3$ de S_2 .
 - a) Écrire l'équation de la réaction (1 pt)
 - b) Quel sera le pH du mélange ? (1 pt)

On donne $K = 39 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$; $H = 1 \text{ g/mol}$

Exercice 6 :

Dans $V_B = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution **B** de soude de concentration C_B , on ajoute progressivement une solution **A** d'acide sulfurique de concentration C_A .

Volume $V_A (\text{cm}^3)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18,5
pH du mélange	12	11,9	11,8	11,7	11,6	11,5	11,4	11,3	11,1	10,7	10,55

19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	28	30
10,4	9,8	7	4,7	4	3,7	3,5	3,1	3	2,9	2,8

1. Faire le schéma annoté du dispositif expérimental.
2. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se déroule lors de la manipulation.
3. Déterminer la concentration C_B .
4. Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_A)$. *ECHELLE : 1 cm $\rightarrow$ 2 cm³ ; 1 cm $\rightarrow$ 1 unité de PH*
5. Par la méthode des tangentes parallèles, déterminer graphiquement le point d'équivalence **E**. En déduire C_A .
6.
 - a) Quelle masse de sulfate de sodium Na_2SO_4 se trouve dissoute dans le mélange à l'équivalence ?
 - b) Comment peut-on fabriquer une-t-elle solution (à l'équivalence) sans utiliser des solutions acides et basiques ?

Exercice 7 :

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

- 1) Quelle est la concentration C_B en soude de la solution de Destop ?
- 2) On veut doser cette solution commerciale par une solution d'acide sulfurique de concentration $C_A = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$ (l'acide sulfurique est considéré ici comme un diacide fort). On prélève 20 mL de Destop. Quel doit être le volume d'acide sulfurique à verser pour doser la solution ?
- 3) On veut que le volume d'acide sulfurique nécessaire soit de l'ordre de 20mL.
 - a) Proposer un mode opératoire précis sachant que l'on dispose de pipettes de 5, 10, 20mL et de fioles jaugées de 50, 100, 250, 1000mL. Quelles précautions doit-on prendre ?
 - b) Calculer les concentrations des espèces en solution lorsqu'on a versé 15mL d'acide sulfurique. En déduire le pH de ce mélange.

Exercice 8 :

Dans $V_A = 10 \text{ mL}$ d'une solution d' HCl de concentration $C_A = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, on ajoute V_B d'une solution de NaOH de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

1. Déterminer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans le mélange en fonction de V_B si $\text{pH}_{\text{mélange}} < 6$.
2. Calculer $\text{pH}_{\text{mélange}}$ pour $V_B = 0 \text{ mL}$; 12 mL ; 19 mL .
3. Déterminer V_B à l'équivalence. Donner la composition du mélange.
4. Pour $\text{pH}_{\text{mélange}} > 8$; Exprimer $[\text{OH}^-]$ du mélange en fonction de V_B . Calculer $\text{pH}_{\text{mélange}}$ pour $V_B = 24 \text{ mL}$. Vers quelle limite tend le $\text{pH}_{\text{mélange}}$ si on augmente indéfiniment V_B .

Exercice 9 : Bac STI 2015

On veut préparer $V_1 = 250 \text{ cm}^3$ d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale molaire de concentration $C_0 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$

- 1)
 - a) Quel volume V_0 de solution commerciale faut-il prélever ? (1 pt)
 - b) Quel sera le pH de S_1 ? (1 pt)
- 2) Pour contrôler la concentration de S_1 , on réalise le dosage de $V'_1 = 20,0 \text{ cm}^3$ de cette solution par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_2 = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de bleu de bromothymol. Le virage au jaune est obtenu pour un volume d'acide versé $V_2 = 9,95 \text{ cm}^3$.
 - a) Écris l'équation chimique de la réaction prépondérante au cours du dosage (0,5 pt)
 - b) Quelle valeur déduit-on de ce dosage pour C_1 ? (0,5 pt)
 - c) Si l'on considère que le volume d'acide versé est déterminé à $0,05 \text{ cm}^3$ près, donne les valeurs limites de C_1 . (1 pt)

Exercice 10 :

On dispose de trois solutions aqueuses :

La solution S_1 ($C_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}$; V_1 inconnu) d'acide sulfurique.

La solution S_2 ($C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $V_2 = 20 \text{ cm}^3$) d'acide bromhydrique.

La solution S_3 ($C_3 = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $V_3 = 50 \text{ cm}^3$) d'hydroxyde de potassium.

1. Ecrire l'équation bilan de la dissolution dans l'eau de chaque soluté.
2. Déterminer le pH de chaque solution.
3. On mélange les trois solutions S_1 , S_2 , S_3 . On obtient la solution S_4 .
 - 3.1. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu au cours du mélange.
 - 3.2. Le mélange S_4 est basique :
 - a) Exprimez en fonction de V_1 , la concentration $[\text{OH}^-]$ de la solution S_4 .
 - b) Déterminer V_1 si le pH de S_4 est égal à 10.
 - 3.3. Le mélange S est neutre :
 - a) Déterminer V_1 .
 - b) Donner la composition du mélange.

Exercice 11 :

On dispose de deux solutions aqueuses, l'une S₁ d'hydroxyde de potassium de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, l'autre S₂ d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1) Quelle masse d'hydroxyde de potassium faut-il dissoudre pour préparer 500 cm³ de solution S₁ ?

2) Quel volume de solution S₁, faut-il ajouter à V₂ = 15 cm³ de la solution S₂ pour obtenir l'équivalence ?

3) On mélange V₁ = 12 cm³ de S₁ et V₂ = 8 cm³ de S₂.

a) Écrire l'équation de la réaction

b) Quel sera le pH du mélange ?

On donne $K = 39 \text{ g/mol}$; $O = 16 \text{ g/mol}$; $H = 1 \text{ g/mol}$

Fiche d'exercices 14 : Acides Faibles – Bases faibles – Constante d'acidité

Exercice 1 :

- 1) Quelle est la base conjuguée de chacun des acides suivants : HS^- ; H_3O^+ ; H_2O ; HClO ; H_3PO_4 ; HPO_4^{2-} ; NH_4^+ .
- 2) Quel est l'acide conjugué de chacune des bases suivantes : OH^- ; F^- ; PO_4^{3-} ; NH_3 ; NH_2^- ; HS^- ; $[\text{Zn}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})]^+$.

Exercice 2 :

On dissout $m = 0,535$ g de chlorure d'aluminium NH_4Cl (constitué de NH_4^+ et Cl^-) dans $V = 1$ L d'eau. La solution obtenue a un $\text{pH} = 5,6$.

- 1- Calculer la concentration C de la solution.
- 2- Montrer que NH_4Cl est un acide faible.
- 3- Ecrire les équations bilan de dissolution de NH_4Cl dans l'eau. On précisera les couples en jeu et on utilisera les demi-équations protoniques.
- 4 - Déterminer la composition de la solution. Calculer le coefficient d'ionisation, le K_a , et le $\text{p}K_a$ du couple de NH_4Cl .

Exercice 3 : Bac 2007 SB

La température normale du corps humain est de 37°C . A cette température, le produit ionique de l'eau est $K_e = 1,9 \times 10^{-14}$

- 1- Déterminer le pH d'une solution neutre à cette température. (0,75pt)
- 2- Le sang a un pH de 7,39; est-il basique ou acide? (0,75pt)
- 3- a) Déterminer les concentrations des ions hydronium et hydroxyde dans les deux cas suivants:
 - Le pH du bol alimentaire dans l'estomac d'une personne peut atteindre la valeur de 1,2 (0,5pt)
 - La dégradation des protéines dans l'intestin de l'homme se produit à un pH de 8,5 (0,5pt)
- c) Décrire une expérience prouvant qu'un prélèvement du bol alimentaire dans l'estomac contient des ions OH^- . (0,5pt)

Exercice 4 :

une solution **A** d'acide chloroéthanoïque ($\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH}$) a pour concentration $C_A = 10^{-1}$ mol/L et de $\text{pH} = 2,1$.

* On dilue 500 cm^3 de A pour obtenir une solution B de volume $V_B = 1$ L.

* On dilue 100 cm^3 de A pour obtenir une solution C de volume $V_C = 1$ L.

- 1- Déterminer les concentrations C_B et C_C des solutions B et C.
- 2- a) L'acide est-il fort ou faible ?
- b) Ecrire le bilan de sa réaction avec l'eau.
- c) Déterminer le coefficient α_A d'ionisation de l'acide dans la solution A.
- d) Comparer C_A , C_B et C_C ; α_A , α_B et α_C ; pH_A , pH_B et pH_C .

Exercice 5 :

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

Exercice 6 :

$\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$: $\text{p}K_a = 3,8$; $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$: $K_a = 5,01 \cdot 10^{-10}$

$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$: $\text{p}K_a = 4,8$

- 1- En le justifiant, classer les acides et les bases de ces couples dans l'ordre croissant.
- 2- a) Sur une échelle de pH , préciser les domaines de prédominance des formes acides et basiques des couples $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ et $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$.

- c) Dans quel intervalle de PH les espèces CH_3NH_2 et HCOO^- peuvent-elles coexister majoritairement ? Dans quel intervalle, ces espèces sont-elles minoritaires ?

Exercice 7 :

On dispose d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution S_2 de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pK_a du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ est : 10,7

- 1- Quel le pH de la solution S_1 ? (1 pt)
- 2- Le pH de la solution S_2 est: 6,0. Des deux espèces du couple, quelle est celle qui est prédominante (majoritaire)? (1 pt)
- 3- On mélange $V_1 = 75 \text{ cm}^3$ de S_1 avec $V_2 = 100 \text{ cm}^3$ de S_2 . La mesure du pH donne: 12,2.
 - a) Calculer la quantité d'ions OH^- qui reste après réaction. (1 pt)
 - b) Retrouver la valeur du pH de la solution obtenue (1pt)

Exercice 8 :

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

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

Exercice 9 :

On donne : $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$: $\text{pK}_a = 3,8$

1. Déterminer la concentration C d'une solution de HCOOH de $\text{pH} = 3,1$.
2. On mélange une solution **A** ($C_A = 10^{-2} \text{ mol/L}$; $V_A = 0,5 \text{ L}$) de HCOOH avec une solution **B** ($C_B = 10^{-1} \text{ mol/L}$; V_B inconnu) de HCOONa . Le pH du mélange = 5. Déterminer V_B .
3. On mélange une solution **A** de HCOOH et une solution **B** de HCOONa de même volume V et de même concentration $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Donner la composition du mélange.

Exercice 10 :

On considère une solution aqueuse d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ de concentration molaire volumique $C_a = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. (On posera $\text{pK}_a = -\log K_a$ et $K_a = 10^{-\text{pK}_a}$). La constante d'acidité du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ est $K_a = 6,31 \cdot 10^{-5}$.

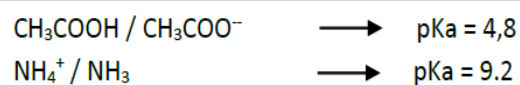
- 1) Donner les valeurs du pK_a du couple et de pC_a .
- 2) En considérant que la quantité de matière d'ions OH^- présents est négligeable devant celle des ions H_3O^+ d'une part et puis d'autre part C_a très grande devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$, montrer que $[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a \cdot C_a)^{1/2}$;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

Exercice 11 :

Six béchers contiennent un même volume V de solutions différentes mais de même Concentration $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$. Chaque solution a été obtenu par dissolution dans l'eau de l'un des six produits suivants :

- * Chlorure de calcium CaCl_2
- * Chlorure d'ammonium NH_4Cl
- * Acide éthanóïque CH_3COOH
- * Acide chlorhydrique HCl
- * Ammoniac NH_3
- * Hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$

N° bécher	1	2	3	4	5	6
PH mesuré	2	5,1	11,3	7	5,6	12,3



1- Après avoir précisé la nature de chacun des solutés, écrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.

2- Identifier le contenu de chaque bécher.

Exercice 12 : Bac 2008 SET

Une solution (S) contient un mélange d'acide éthanóïque et d'éthanoate de sodium. Son volume total est $V = 20 \text{ mL}$. Les concentrations en ions éthanoate et en acide éthanóïque sont égales : $C = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$. On ajoute un volume V_B de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$; $V_B = 2 \text{ mL}$

1. Quel est le pH de la solution initiale ? (1 pt) pK_a du couple $(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$
2. Calculer les quantités de matière des espèces majoritaires (1,5 pt)
3. Quel est le pH de la solution finale (1 pt)
4. Conclure (0,5 pt)

Exercice 13 :

Une solution aqueuse d'acide 2-bromopropanóïque noté HA_1 de concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2,2$. Une solution aqueuse d'acide 3-bromopropanóïque noté HA_2 de même concentration molaire que la solution précédente a un $\text{pH} = 2,7$.

- 1) Ecrire les équations-bilan relatives aux actions des deux acides sur l'eau.
- 2) Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
- 3) Calculer les coefficients de dissociation α_1 et α_2 des deux acides HA_1 et HA_2 dans les solutions étudiées. La comparaison des valeurs de α_1 et α_2 suffit-elle pour classer les acides HA_1 et HA_2 suivant leur force ? Justifier la réponse.

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

4) On donne le tableau suivant à compléter :

Acide	Acide propanóïque	Acide 2,2-dibromopropanóïque	Acide 2,3-dibromopropanóïque	HA_1	HA_2
pK_A	4,9	1,5	2,2		

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

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

Exercice 14 :

Le cyanure de potassium KCN est un composé ionique constitué d'ions K^+ et CN^- . On dispose d'une solution de KCN de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} = 10,6$.

1- KCN est-il un acide ou une base ? KCN est-il faible ou fort ?

2- Ecrire les équations bilan de dissolution de KCN dans l'eau. On précisera les couples en jeu et on utilisera les demi-équations protoniques.

3- Donner la composition de la solution de KCN.

4- Déterminer le pourcentage d'ion CN^- ayant réagi, le K_a et le pK_a du couple de KCN.

Exercice 15 : Bac 2009 SB

On dissout 0,1 mole d'acide méthanoïque dans un litre d'eau.

- 1) a) Donner sa formule semi développée
- b) Ecrire l'équation de la réaction acido-basique intervenant entre l'acide méthanoïque et l'eau.
- 2) Le pH de la solution est 2,4 à 25°C

- Calculer les concentrations molaires volumiques des espèces présentes dans la solution
- Calculer le coefficient (degré) d'ionisation de l'acide méthanoïque et son pK_a .

Exercice 16 :

Le cyanure de potassium (KCN) est un composé ionique constitué d'ions K^+ et CN^- . Dans l'eau les ions K^+ sont spectateurs.

I : On mélange une solution S_1 ($C_1 = 10^{-2}$ mol/L ; $V_1 = ?$) d'acide cyanhydrique *ou cyanure* (HCN) avec une solution S_2 ($C_2 = 10^{-3}$ mol/L ; $V_2 = 10$ mL) de cyanure de potassium. Le mélange du pH = 5.

- Calculer ou Exprimer en fonction de V_1 , les concentrations des espèces dans le mélange. On négligera $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$ devant $[K^+]$.
- Déterminer V_1 .

II : On mélange une solution S_1 (C_1 ; V_1) d'ammoniac avec une solution S_2 (C_2 ; V_2) de cyanure de potassium

1- Montrer que dans le mélange on a : $\frac{[CN^-]}{[HCN]} = Q \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$. On exprimera Q en fonction de K_1 et K_2 .

Calculer Q.

2- En déduire la force de NH_3 par rapport à CN^- .

on donne : $K_1 = K_a = 10^{-9,2}$ pour NH_4^+/NH_3 et $K_2 = K_a = 10^{-8,6}$ pour HCN/CN^-

III : Déterminer la concentration C d'une solution de cyanure de potassium de pH = 10.

Exercice 17 : Bac SB 2012

1) Soit une amine A, de formule $(C_2H_5)_3N$

- Donner le nom et la classe de cette amine (0,5pt)
 - Écrire l'équation bilan de la réaction entre cette amine et l'iodure d'éthyle (0,5pt)
- 2) Une solution aqueuse contenant 10,1g/L de l'amine A, a un pH = 11,8
- Calculer la concentration molaire de cette solution (0,5pt)
 - Écrire l'équation bilan de la réaction entre l'amine et l'eau (0,5pt)
 - Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution. (1pt)
 - Calculer le pK_a du couple acide/base auquel appartient l'amine (1pt)

On donne $M(C) = 12$ g/mol ; $M(H) = 1$ g/mol ; $M(N) = 14$ g/mol ;

Toutes les solutions sont prises à 25°C. À cette température le produit de l'eau est $K_e = 10^{-14}$.

Exercice 18 : Dosage pH métrique (4 pts) Bac 2014 TSE

A 25° C, on désire préparer une solution aqueuse S d'ammoniac de pH = 11 par dilution d'une solution S_1 vendue dans le commerce.

1- Cite les espèces présentes dans la solution S et calcule leurs concentrations molaires. La valeur numérique du pK_a du couple acide / base NH_4^+ / NH_3 est 9,2. (2 pts)

2- Donne la concentration C_0 de la solution S (0,5 pt)

3- La solution du commerce S_1 a une masse volumique de 890 g/L et contient 34% en masse d'ammoniac pur.

a) Que vaut la concentration molaire en ammoniac de la solution S_1 ? (0,75 pt)

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

b) Quel volume de la solution S_1 faut-il utiliser pour obtenir un litre de la solution S précédemment étudiée ? (0,75pt)

Exercice 19 : Bac 2016 TSExp

Monoéthylamine. Calcul des concentrations des espèces chimiques. Calcul du pK_a

La mono éthylamine (ou éthanamine) appartient au couple acide-base $C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2$

- Ecris l'équation de la réaction de la monoéthylamine avec l'eau. (0,5 pt)
- Une solution aqueuse de monoéthylamine de concentration $3,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ a un pH égal à 11,6.
- Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution

. (1 pt)

b) Justifie que la monoéthylamine est une base faible (0,5 pt)

3) Calcule la constante pK_a du couple acide-base mis en jeu dans la solution. Dis si la monoéthylamine est une base plus faible ou plus forte que l'ammoniac, sachant que l'on a $pK_a = 9,2$ pour le couple NH_4^+ / NH_3 (1 pt)

On rappelle que le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$.

Fiche d'exercices 15 : Réactions acides – bases et solutions tampons

Exercice 1 : Réaction entre une solution d'acide éthanoïque et une solution d'hydroxyde de sodium

Soit une solution d'acide éthanoïque.

1) Etablir la relation qui lie α , C et K_a , où α représente le coefficient d'ionisation de l'acide éthanoïque dans la solution, K_a la constante d'acidité du couple acide acétique/ion éthanoate et C la concentration molaire volumique de la solution.

2) Montrer que pour un acide faible, α étant négligeable devant 1, le pH de la solution peut s'écrire : $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_a - \log C)$. Calculer pH pour $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$ et $C = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

3) On mélange un volume $V_1 = 3 \text{ L}$ de solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration $C = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ avec $V_2 = 2 \text{ L}$ d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

a) Montrer que la réaction qui a lieu est totale.

b) Calculer le pH de la solution obtenue.

Exercice 2 :

Dans une solution **A** ($V_A = 50 \text{ cm}^3$; $C_A = 10^{-2} \text{ mol/L}$) d'acide chloroéthanoïque de $\text{p}K_a = 2,9$, on ajoute progressivement une solution **B** (V_B ; $C_B = 10^{-2} \text{ mol/L}$) de soude.

1- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se déroule au cours du mélange.

2- On considère le mélange à l'équivalence :

a) Quel est le volume V_B à l'équivalence ?

b) Justifier le pH (acide ou basique) à l'équivalence.

3- On considère le mélange lorsque $[\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH}] = [\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COO}^-]$.

a) Quel est le volume V_B de soude versée ?

b) Quel est le pH du mélange ?

4- Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.

Exercice 3 :

On introduit 4,83 g d'un monoacide carboxylique saturé dans de l'eau pour obtenir 1 litre de solution. Dans un bécher contenant 30 mL de cette solution on verse progressivement une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. A chaque volume d'hydroxyde de sodium versé, on mesure le pH du mélange. On obtient alors le tableau suivante :

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

1) Tracer la courbe donnant les variations du pH en fonction du volume V_b de base versé.

Echelles : 1cm pour 5mL d'hydroxyde de sodium versé et 1cm pour 1 unité de pH.

2) Déduire graphiquement :

a) Une valeur approchée de la concentration molaire volumique C_a de la solution aqueuse d'acide. En déduire la formule semi-développée et le nom de l'acide.

b) Le $\text{p}K_a$ du couple acide-base correspondant à l'acide carboxylique considéré.

3) Calculer les concentrations molaires des diverses espèces chimiques présentes dans le bécher lorsqu'on a ajouté un volume $V_b = 28 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium.

4) On désire réaliser une solution-tampon de $\text{pH} = 4$ et de volume $V = 266 \text{ mL}$ à partir de l'acide considéré et de la solution de soude de concentration molaire volumique $C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

a) Rappeler les caractéristiques d'une solution-tampon.

b) Proposer une méthode pour obtenir cette solution-tampon.

Exercice 4 : Bac TSE 2006

Sous l'action de ferments lactiques, le lactose contenu dans le lait se transforme en acide lactique.

À 20°C , si la teneur en acide lactique dépasse 5 g.L^{-1} le lait caille.

L'acide lactique ou acide 2 - hydroxypropanoïque de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ est un acide faible.

1- a) Donner la formule semi-développée de l'acide lactique. (0,5 pt)

b) Quelles fonctions chimiques possède-t-il ? (0,5 pt)

2- La molécule est-elle chirale ? Justifier votre réponse. Donner la représentation conventionnelle des deux structures spatiales. (1,5 pt)

3- On admettra que le seul acide présent dans le lait est l'acide lactique. Le dosage d'un volume $V_A = 20,0 \text{ mL}$ de lait, additionné de 150 mL d'eau distillée, par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,050 \text{ mol L}^{-1}$ est effectué en présence de phénophtaléine.

L'équivalence est atteinte pour un volume de soude $V_{BE} = 8,2 \text{ mL}$.

- Déterminer la concentration en acide lactique du lait. (0,5 pt)
- Déterminer la concentration massique contenue dans un litre de ce lait. (0,5pt)
- Ce lait est-il frais ? Pourquoi ? (0,5 pt)

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

Exercice 5 :

On dose $V_B = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution de diéthylamine que l'on notera BH, par une solution de HCl (V_A ; $C_A = 0,1 \text{ mol/L}$).

$V_A(\text{cm}^3)$	1	3	5	7	9	11	13	15	16
PH mélange	11	11	11	11	11	10	10,4	10,8	9,8

16,5	17	17,2	17,6	18	18,5	19	20	22	25
9,4	8,8	7,5	3,6	2,8	2,6	2,4	2,2	2	1

- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.
- Justifier que BH est une base Faible. Préciser son couple.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction acido basique.
- Déterminer graphiquement le pK_a du couple de BH.
- Déterminer la concentration C_B de la solution de BH. (2 méthodes).
- Donner la composition du mélange pour
 - $V_A = 5 \text{ cm}^3$
 - $V_A = 20 \text{ cm}^3$
 - $V_A = V_{1/2E}$
 - $V_A = V_{AE}$
- vers quelle valeur tend le pH du mélange si on continue d'ajouter la solution d' HCl ?

Exercice 6 :

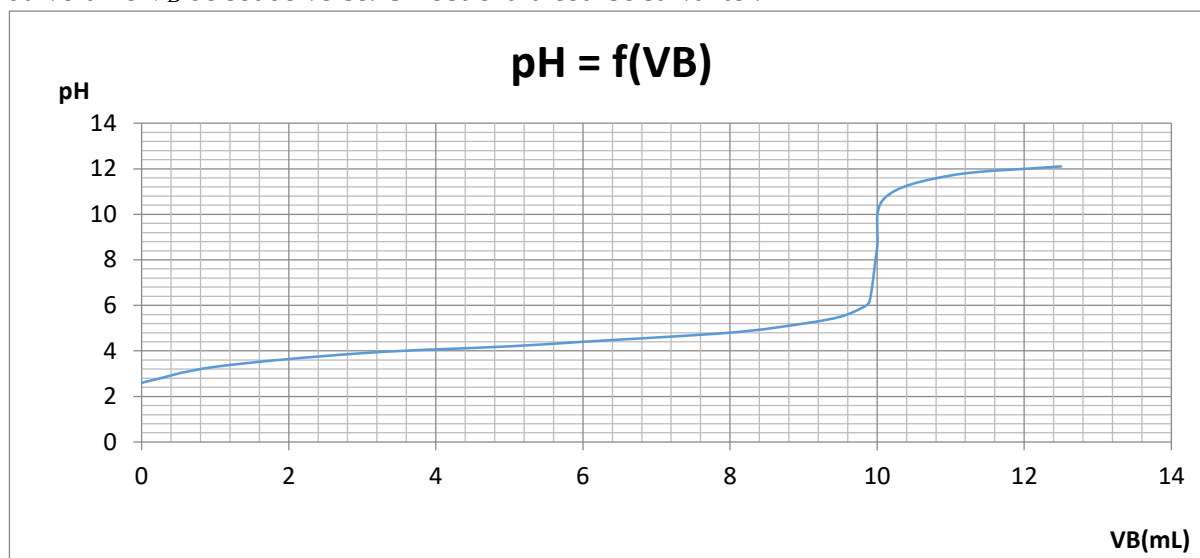
On dispose d'une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire volumique $C_a = 0,100 \text{ mol.L}$ et de $\text{pH} = 2,4$.

- Calculer les concentrations des espèces chimiques présentes en solution.
- Cet acide est-il fort ou faible ? Justifier la réponse. Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'acide avec l'eau.
- Donner la définition selon Brönsted d'un acide.
- Dans un bécher, on introduit un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ de cette solution. On y ajoute un volume V_b d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0,250 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
 - Calculer le volume V_E d'hydroxyde de sodium qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence Acido-basique. Le pH de la solution est alors 8,3. Justifier, simplement, le caractère basique de la solution.
- A la demi-équivalence le pH vaut 3,8. Montrer, en utilisant les approximations habituelles que cette valeur du pH est égale à celle du pK_a du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.
- Quand V_b devient très grand, largement supérieur à V_a , quelle est, alors, la valeur limite du pH de la solution ?
- En tenant compte des points remarquables rencontrés précédemment, tracer l'allure de la courbe de variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé dans le bécher.

Exercice 7 : Bac SE 2010

L'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ que l'on pourra noter (AH) a pour base conjuguée l'ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ noté A^- . On se propose de déterminer le pK_A du couple AH/A^- par deux méthodes différentes.

Pour cela on dose $V_A = 10 \text{ mL}$ de solution d'acide benzoïque de concentration C_A par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$. On mesure le pH du mélange en fonction du volume V_B de soude versé. On obtient la courbe suivante :



- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH
- 2) Déterminer graphiquement les coordonnées du point d'équivalence
- 3) En déduire la concentration C_A de la solution d'acide benzoïque
- 4) a) Calculer les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans le mélange de pH = 2,6
- b) En déduire le K_A puis le pK_A du couple AH/A^-
- 5) a) Déterminer graphiquement le pK_A du couple AH/A^-
- b) Comparer les valeurs des pK_A obtenues

Exercice 8 :

On dose une solution d'un corps X ($V_X = 30 \text{ cm}^3$; $C_X = ?$) par une solution de corps Y ($V_Y = ?$; $C_Y = 10^{-1} \text{ mol/L}$). On relève le tableau suivant :

$V_Y(\text{cm}^3)$	0	5	9	15	16	17	18	19	20	21	25	30	
$pH_{\text{mélange}}$	11,8	11,2	10,8	10,1	9,9	9,5	6,1	2,7	2,4	2,2	1,9	1,7	

1- Tracer la courbe $PH = f(V_Y)$. Echelle : 1cm pour 2 cm^3 ; 1 cm pour 1unité de pH

2- Déterminer graphiquement le point d'équivalence (E).

3- Déterminer la concentration C_X du corps X.

4- De quel type de dosage s'agit-il ? En déduire la nature des corps X et Y .

5- Identifier X ou Y .

6- On admet que X est $HCOONa$ et Y est HCl :

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

b) Donner la composition du mélange pour $V_Y = 17 \text{ cm}^3$.

On donne :

- $NH_4^+ / NH_3 \dots\dots\dots K_a = 5,62.10^{-10}$
- $C_2H_5NH_3^+ / C_2H_5NH_2 \dots\dots\dots K_a = 5,01.10^{-10}$
- $HCOOH / HCOO^- \dots\dots\dots K_a = 1,5.10^{-11}$
- $C_2H_5COOH / C_2H_5COO^- \dots\dots\dots K_a = 1,26.10^{-5}$

Exercice 9 :

Soit une solution d'acide benzoïque C_6H_5-COOH de concentration molaire volumique C_1 . La constante d'acidité du couple $C_6H_5-COOH/C_6H_5-COO^-$ est $K_a = 6,3.10^{-5}$. Soit α le coefficient de dissociation de cet acide dans la solution.

1) Etablir l'expression de K_a en fonction de α et de C_1 .

N.B : On pourra utiliser avantageusement l'équation de conservation de la matière et l'équation d'électroneutralité. Dans cette dernière on négligera $[\text{OH}^-]$ devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

2) A un volume V de cette solution acide de concentration molaire volumique $C_1 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute un même volume V d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire volumique $C_2 = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Soit α' le nouveau coefficient de dissociation de $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ dans le mélange.

a) Etablir l'expression de K_a en fonction de C_1' , C_2' et α' ; C_1' et C_2' étant respectivement les concentrations de $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ et Cl^- dans le mélange de volume $V_T = 2V$.

N.B : Même indication que pour la question 1).

b) Calculer α' .

Exercice 10 : Bac 2012 SE

Pour déterminer la concentration C_B d'une solution S_B d'hydroxyde de sodium on en enlève un volume $V_B = 10,0 \text{ cm}^3$ que l'on introduit dans un bécher puis on ajoute de l'eau. On y verse alors progressivement le contenu d'une burette graduée remplie d'une solution S_A d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et à chaque ajout on relève le pH (voir tableau).

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

1) a) Écrire l'équation bilan de la réaction prépondérante entre les espèces chimiques des deux solutions. (0,5pt)

b) Tracer sur un papier millimétré la courbe $\text{pH} = f(V_A)$ (1pt)

c) Utiliser cette courbe pour déterminer le volume V_A^E d'acide versé à l'équivalence (0,5pt)

d) En déduire la concentration inconnue C_B . (0,5pt)

2) On veut préparer une solution contenant $m = 0,12 \text{ g}$ de chlorure de sodium à partir des deux solutions S_A et S_B .

a) Calculer le volume de chacune d'elles à utiliser (1pt)

b) Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium ? (0,5pt)

$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

Échelle : 1cm pour 1 cm^3 de volume

1cm pour une unité de pH

Exercice 11 : Bac 2016 STI

Dosage de l'aspirine en présence de vitamine C (4 pts)

L'antigrippine contient de l'aspirine ou acide acétylsalicylique de formule brute $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ et de la vitamine C. Cette dernière est un monoacide ; sa formule brute est $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$; son $\text{pK}_a = 4,1$.

L'aspirine est un monoacide de $\text{pK}_a = 3,6$

Trois comprimés sont écrasés dans un mortier et on prend $2,0 \text{ g}$ de poudre qu'on verse dans de l'eau avec un peu d'éthanol ; on verse de la soude à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ et suit la variation de pH.

$V(\text{cm}^3)$	0	1	2	4	6	8	10	12	14
pH	3,0	3,4	3,8	3,9	4,1	4,3	4,5	4,7	4,9
$V(\text{cm}^3)$	16	17	18	19	20	21	23	25	
pH	5,4	5,8	8,0	10,7	11,2	11,4	11,7	11,8	

1) Sous quelles formes majoritaires (moléculaire ou en solution) existent l'aspirine et la vitamine C au départ ? Justifie ta réponse. (1 pt)

2) On trace la courbe du pH en fonction du volume de soude versé et on obtient le graphique de la page 5.

a) La courbe fait-elle penser à un acide fort ou faible ? Pourquoi (1 pt)

- b) Détermine les coordonnées du point d'équivalence(0,5 pt)
- c) En déduis la quantité de matière de monoacide dans les 2 g de poudre puis dans un comprimé, sachant que trois comprimés ont une masse de 2,17 g.(1 pt)
- 3) La composition donnée par le fabricant est "aspirine: 500 mg, vitamine C: 100 mg par comprimé". Est-ce compatible avec les résultats trouvés?(0,5 pt)
- On donne C = 12 g/mol ; H = 1 g/mol ; O = 16 g/mol