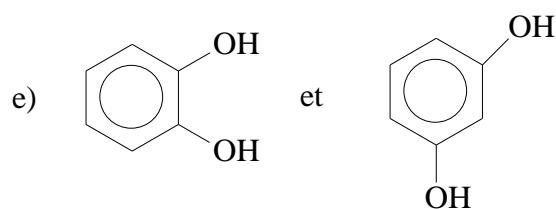
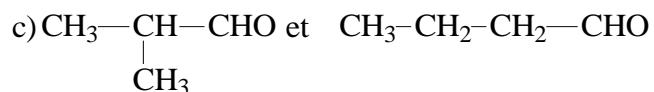


Série d'exercices sur la stéréochimie et les alcools

EXERCICE 1

Préciser pour chaque couple, le type d'isométrie de constitution présenté.



EXERCICE 2

1) Donner les formules semi-développées des alcènes isomères admettant les formules brutes suivantes :

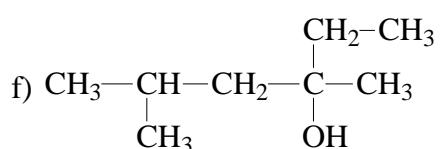
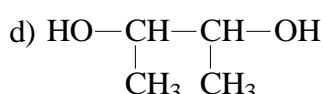
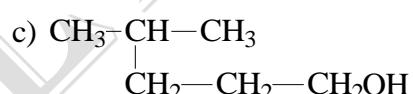
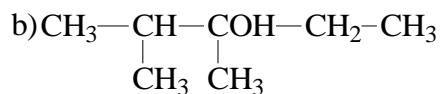


2) Quelles sont ceux qui présente une stéréo-isométrie de type Z-E.

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

EXERCICE 3

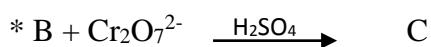
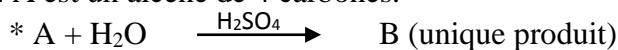
Donner les noms des composés suivants (on utilisera la nomenclature internationale), dire ceux qui possèdent de carbone asymétrique.



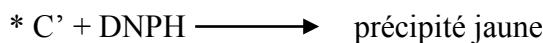
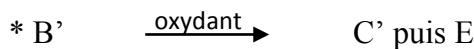
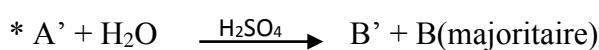
EXERCICE:4

On effectue les expériences suivantes. Analyser ces réactions et déterminer les F.S.D + noms des corps A, B, C, E, A', B' et C'.

■ A est un alcène de 4 carbones.



■ A' est un alcène isomère de A.



* E jaunit le Bleu de Bromothymol

EXERCICE 5

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

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

EXERCICE 6

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 $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ 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 7

1) La combustion complète de 3,6 g d'un composé organique B de formule brute CxHyO donne de l'eau et un volume $V = 4,48 \text{ L}$ 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 ?
- c) 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 8

- 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 9

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

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

- 4) Le composé A est obtenu par hydratation d'un alcène D en milieu acide. Déterminer les formules semi-développées possibles de D.

EXERCICE 10 :

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 11

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 A₃ 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 A₁,A₂,et A₃.

Donner la formule semi – développée et le nom de chacun des produits B₁,B₂, C₁, C₂ et D.

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

3-) Sur le dernier isomère de l'alcool A on fait réagir soit de l'acide éthanoïque soit du chlorure d'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 : 12

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 KMnO₄ 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_{A1} = 7,4 g ; m_{B1} = 5,8 g..

a) Déterminer la quantité de matière minimale de KMnO₄ utilisée pour l'oxydation du mélange.

b) Donner la composition du mélange en déterminant les masses m_A, m_B et m_C.

EXERCICE 13 :

1- La combustion complète de m (en g) d'un alcool A de formule C_nH_{2n+2}O donne m₁(en g) de CO₂ et m₂ (en g) d'eau tel que $\frac{m_1}{m_2} = \frac{11}{6}$.

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 K₂Cr₂O₇ 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 K₂Cr₂O₇ faut-il pour oxyder 10 g de A ?

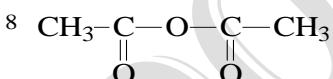
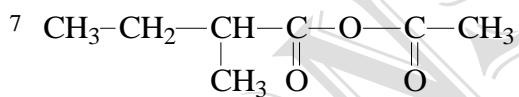
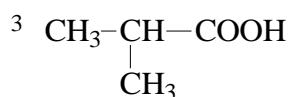
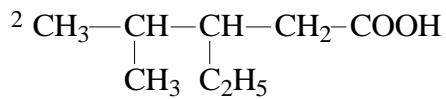
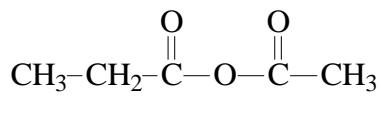
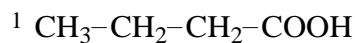
on donne: (en g/mol) C: 12 H: 1 O: 16 K: 39 Cr: 52

Exercices sur les acides carboxyliques et dérivés

EXERCICE

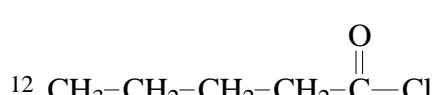
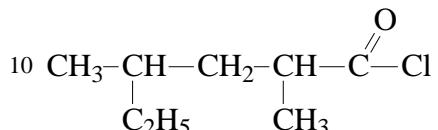
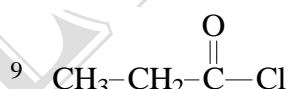
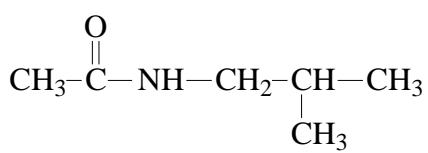
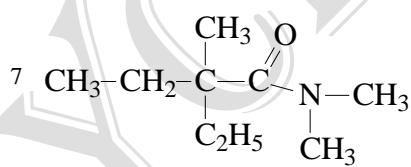
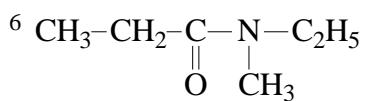
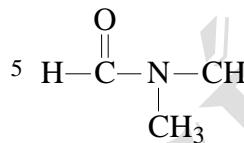
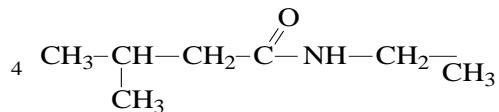
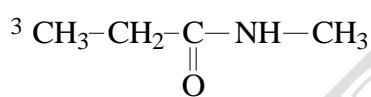
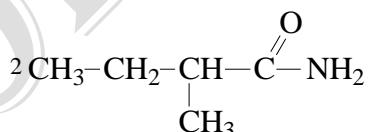
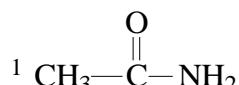
1

Nommer les composés suivants



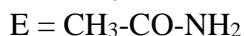
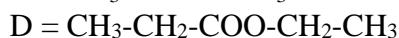
EXERCICE 2

Nommer les composés suivants



EXERCICE 3

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



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 énergique, l'oxyde de phosphore P_4O_{10} . Ecrire l'équation de la réaction et nommer le composé K obtenu.

Que donne l'hydrolyse du produit K ?

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

EXERCICE 4

1- Ecrire les formules semi-développées et nommer tous les esters isomères de formule brute $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

2- L'hydrolyse de l'un d'entre eux, A, conduit entre autres, à un alcool non oxydable par oxydation ménagée.

Identifier cet ester A.

3- L'hydrolyse d'un autre ester B, donne de l'acide éthanoïque et un autre composé C. On réalise l'oxydation ménagée de C, et l'on obtient un corps D qui agit sur la D.N.P.H et n'agit pas sur la liqueur de Fehling.

Quelle est la formule développée de C ? Existe-t-il un alcool C' isomère de C ? Quelle est la formule développée et la classe de C' ? Quelle est la formule semi-développée de l'ester B ?

EXERCICE 5

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

1) Calculer la masse 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 déhydrate le composé A en présence d'anhydride phosphorique P_4O_{10} . On obtient un composé A₁ de formule $(\text{CH}_3\text{-CO})_2\text{O}$

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 $C_6H_5-CHCH_2COOH$; 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 6

On désigne par A un acide carboxylique à chaîne saturée.

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

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

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

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

EXERCICE 7

1- On fait agir de l'acide carboxylique A, de formule brute $C_nH_{2n}O_2$ sur un composé D (propan-2-ol) en présence de catalyseurs adéquats. On obtient un composé dioxygéné E et de l'eau

1-1 Donner le nom de la réaction produite entre l'acide carboxylique et l'alcool.

1-2 Donner les caractéristiques de cette réaction.

1-3 Ecrire la formule semi-développée du groupe fonctionnel de E.

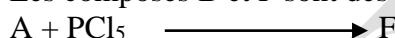
2- La masse de 0,5 mole de cet acide carboxylique est de 30g.

2-1- Déterminer la valeur de l'entier n.

2-2- Donner les formules semi-développées et les noms des produits de A et E.

3- On réalise la chaîne de réaction ci-dessous avec les composés A et E définis ci-dessus.

Les composés B et F sont des composés organiques.



3-1- Sans écrire les équations, donner les formules semi-développées et les noms des corps B et F.

3-2- Donner le nom et les caractéristiques de la réaction marquée (1)

EXERCICE 8

On désigne par A un acide carboxylique à chaîne saturée.

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

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

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

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

4- On désigne par C le chlorure d'acyle correspondant à A. Quelle est sa formule développée ? Expliquer comment on obtient cette formule à partir de celle de l'acide ?

Préciser les différences importances qui existent entre l'action de A sur B et celle de C sur B.

5- On désigne par C le chlorure d'acyle correspondant à A. Quelle est sa formule développée ? Expliquer comment on obtient cette formule à partir de celle de l'acide ?

Préciser les différences importances qui existent entre l'action de A sur B et celle de C sur B.

EXERCICE 9 :

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

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

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

EXERCICE 10

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

- c- Ecrire l'équation bilan de la combustion d'un alcool saturé et en déduire que la formule brute est $C_4H_{10}O$.
- d- Donner la formule semi - développée, le nom et la classe de chacun des isomères possibles de A.

2-) On effectue l'oxydation de trois isomères, notés A₁, A₂ et A₃ par une solution de dichromate de potassium en milieu acide.

- L'oxydation A₁ donne un mélange de deux produits organiques B₁ et C₁ ; celle de A₂ donne un mélange de deux produits organiques B₂ et C₂.

B₁ et B₂ donnent un test positif avec la liqueur de Fehling.

C₁ et C₂ font virer au jaune le bleu de bromotymol.

- L'oxydation de A₃ donne un produit organique D qui réagit positivement avec la D.N.P.H , mais négativement avec la liqueur de Fehling.
- c- Quels renseignements peut-on déduire de chacun des tests ?

Identifier sans ambiguïté les réactifs A₁, A₂, et A₃.

Donner la formule semi – développée et le nom de chacun des produits B₁, B₂, C₁, C₂ et D.

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

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

Ecrire dans chaque cas l'équation bilan et préciser :

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

Série d'exercices sur les amines

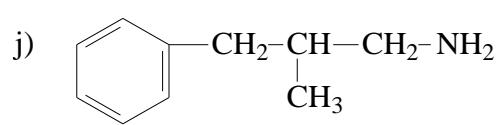
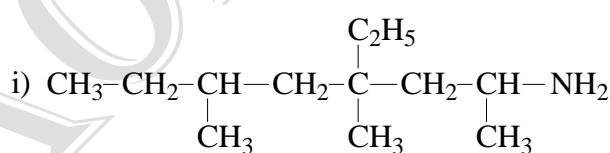
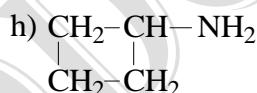
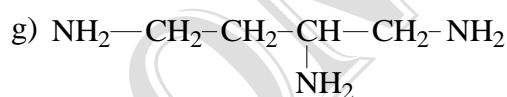
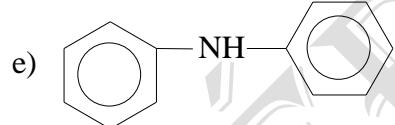
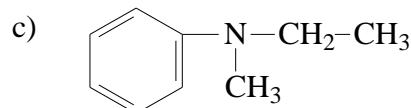
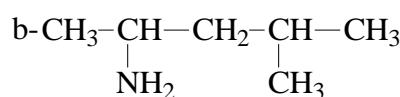
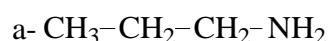
EXERCICE 1

Ecrire les formules semi-développées des composés suivants

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

EXERCICE 2

Nommer les composés suivants



EXERCICE 3

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

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

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

EXERCICE 4

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

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

- 2- Une solution aqueuse de l'amine A, de concentration $C = 0,4\text{mol.L}^{-1}$ a été obtenue en dissolvant 20,2 g d'amine pour 500 cm^3 de solution. Quelle est la masse molaire de A ?
- 3- L'analyse du précipité B montre qu'il s'agit d'un solide ionique chiral. Que peut – on conclure concernant les groupes alkyles liés à l'azote dans la molécule B ? Déterminer la formule brute de A , sa formule semi – développée et son nom sachant que l'amine en question ne réagit pas avec un chlorure d'acyle.

EXERCICE 5

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

EXERCICE 6

- 1- Quelle est la formule brute des monoamines primaires saturées non cycliques contenant n atomes de carbone ?
- 2- a) Exprimer en fonction de n le pourcentage en masse d'azote contenu dans une telle molécule.
b) Une masse de 11,4g d'une telle amine contient 2,2g d'azote.
Déterminer n ; donner la formule et écrire les formules semi-développées et les noms possibles de cette amine primaire.
- 3- On considère une solution aqueuse de l'amine primaire à chaîne linéaire.
Que peut-on dire de son pH par rapport à celui d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration molaire ?

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

Exercices sur les acides α -aminés

EXERCICE 1

La glycine de formule brute C₂H₅O₂N et l'alanine de formule brute C₃H₇O₂N sont deux acides α -aminés.

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

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

EXERCICE 2

On dispose de trois molécules :

- a) Glycine ou Acide amino éthanoïque.
- b) Valine ou Acide 2 - amino 3 - méthyl butanoïque.
- c) Leucine ou Acide 2 - amino 4 - méthyl pentanoïque.

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

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

3 – On voudrait fabriquer le polypeptide suivant : H – Val – Gly – Leu – OH

Expliquer les différentes étapes de la synthèse.

EXERCICE 3

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

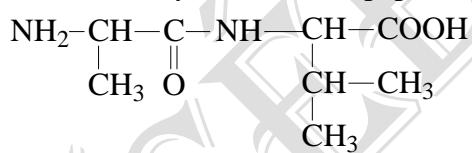
Quand dit-on qu'une molécule est chirale.

2-Ecrire les formules des acides α -aminés suivants en mettant le(s) carbone(s) 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 :



- 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 4

Soit un composé organique A contenant du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote. On soumet à l'analyse élémentaire 0,78g de ce composé organique. Sa combustion produit 1,47g de CO₂ et 0,66g 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 HNO_3 d'autre part.

EXERCICE 5

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 6

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

Exercices sur les polymères synthétiques

EXERCICE 1

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

- 1- Quelle peut être la formule du monomère correspondant ?
- 2- Ecrire l'équation bilan de la réaction de polymérisation. Nommer le polymère et préciser le motif.

$$M(C) = 12 \text{ g/mol}; M(H) = 1 \text{ g/mol}.$$

EXERCICE 2

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

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

EXERCICE 3

Un polymère a pour masse molaire moyenne 87500 g/mol et pour degré de polymérisation 1400. Son analyse chimique montre qu'il contient 36,8% de chlore, 38,4% de carbone le reste étant de l'hydrogène.

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

EXERCICE 4.

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

EXERCICE 5

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

- 1- Quelle est la composition en masse du monomère ? Déterminer sa masse molaire et sa formule brute.
- 2- Quelles sont les formules développées possibles du monomère ?

Glucose

EXERCICE 1

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

- 1- On chauffe 10cm³ de cette solution en présence d'un excès de Liqueur de Fehling. Le précipité rouge obtenu est isolé par filtration, lavé et séché. Quelle est sa masse.
- 2- On fait réagir 10 cm³ de la solution de glucose sur un excès de nitrate d'argent ammoniacal.
- 3- Quelle masse maximale d'argent peut-on espérer obtenir.

EXERCICE 2

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

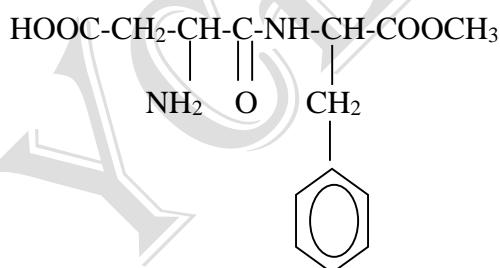
- 1- Quelle est la masse de glucose contenue dans la solution ?
- 2- Quelle est la masse d'argent déposé par action de ce glucose sur un excès de nitrate d'argent ammoniacal ? $M(Ag) = 108 \text{ g/mol}$.

EXERCICE 3

Le saccharose est le sucre d'usage courant issu de la betterave ou de canne à sucre. Son hydrolyse conduit à deux molécules en C₆ de formule C_xH_{2x}O₆ de masse molaire moléculaire 180 g/mol.

- 1- a) En déduire la formule brute des deux isomères (glucose et fructose) et celle du saccharose.
b) Écrire l'équation-bilan de la réaction d'hydrolyse
c) Donner les noms et les formules développées des fonctions portées par le glucose et le fructose.
- 2- L'hydrogénéation du glucose permet d'obtenir un composé organique le sorbitol ou hexan- 1, 2, 3, 4, 5, 6 hexol
a) Donner l'équation-bilan de cette réaction en utilisant les formules semi-développées.
b) On rappelle que les glucides sont des polyols à fonction carbonylée c'est-à-dire contenant la fonction C=O. Indiquer si le sorbitol peut être classé parmi les glucides. Justifier votre réponse.

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



À quelle famille appartient ce composé?

EXERCICE : 4

Contrôle de glycémie (taux de sucre dans le sang humain)

- 1) L'hydrolyse du sucre ordinaire, le saccharose conduit au glucose et au fructose.
 - a) Ecris l'équation bilan de la réaction
 - b) Donne les formules semi-développées du glucose et du fructose en indiquant les noms des fonctions chimiques portées par ces deux composés.

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

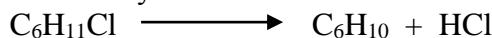
- Ecris l'équation bilan de la réaction qui se produit puis calcule la masse du glucose contenu dans le prélèvement sanguin.
- Sachant que le taux normal de sucre dans le sang humain est 1 g.L^{-1} , peut-on dire que cette personne ne souffre de diabète ?

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

Exercices de cinétique chimique :

EXERCICE 1 :

On effectue la déshydrogénération 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 mol.L^{-1} .

EXERCICE 2

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



La concentration initiale des réactifs C_2HCl et KI est $C_0 = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$. La réaction est d'ordre 2 et la vitesse initiale est $V_0 = 5.44 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}s^{-1}$.

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

EXERCICE 3

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



La réaction est d'ordre 1.

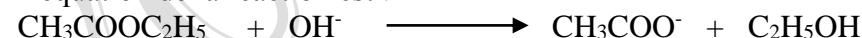
1°) A $105^{\circ}C$ on constate qu'au bout de 4 mn, $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale de N_2O_5 a été décomposée.

- a- Calculer le temps de demi – réaction à cette température.
 - b- Quel serait le temps de demi – réaction si la concentration initiale avait été doublée ?
- 2°) A $90^{\circ}C$ le temps de demi réaction est 5 mn. Calculer le temps au bout duquel $\frac{3}{4}$ de la quantité initiale sera décomposée.

EXERCICE 4

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

L'équation de la réaction est :



Des expériences faites avec des concentrations molaire initiales $[CH_3COOC_2H_5]_0 = [OH^-]_0 = C_0$, ont données les temps de demi – réactions $t_{1/2}$ indiqués dans le tableau suivant

$C_0 (\text{mol.L}^{-1})$	10^{-2}	$2 \cdot 10^{-2}$	$4 \cdot 10^{-2}$	$8 \cdot 10^{-2}$
$t_{1/2} (\text{mn})$	17.8	8.9	4.45	2.22

- 1- Montrer que la réaction est d'ordre 2 et déterminer la constante de vitesse :
- 2- On part des conditions $[CH_3COOC_2H_5]_0 = [OH^-]_0 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Calculer le temps qu'il faut pour que 80% de l'acétate soit transformé.

EXERCICE 5

On veut étudier la cinétique d'une réaction d'estérification. Pour cela, on mélange 0.04 mol d'acide méthanoïque et 0.04 mol de pentan -1- ol à $0^{\circ}C$, l'ensemble occupant un

volume de 506 cm^3 . Par dosage des prélèvements, on détermine les quantités d'acide restant n_A , ce qui permet de dresser le tableau des valeurs suivant :

T (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 : $[\text{ester}] = f(t)$

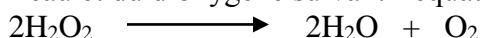
Echelles : $1\text{cm} \longleftrightarrow 5\text{mn}$ $1\text{cm} \longleftrightarrow 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$

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 6

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



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

T (H)	0	1	3	4	6	8
$V(\text{O}_2)$	0	4,53	9,16	10,3	11,4	11,8

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

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

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

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

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

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

EXERCICE 7

On saponifie par la soude un ester de formule générale $C_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ contenant 31,37% en masse d'oxygène. Cet ester est obtenu par action d'un acide autre que l'acide méthanoïque sur un alcool A. L'oxydation ménagée de A donne corps B qui, à son tour, donne un précipité jaune avec la dinitro-2-,4 phénylhydrazine et reste sans action sur la liqueur de Fehling.

1) a) Déterminer la formule brute de cet ester ainsi que toutes ses formules semi-développées ;

b) Donne les noms de l'alcool et de l'ester qui été saponifié ;

c) 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 $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le mélange est maintenu à 29°C .

On introduit dans sept (07) tubes à essais, 10 cm^3 du mélange à des dates différentes.

Par dosages successifs, on détermine le volume X de solution d'acide chlorhydrique, $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ utilisé. On obtient les résultats suivants :

Date t (min)	2	4	6	8	10	12	14
Volume X(cm³)	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.

$$\begin{array}{ccc} \text{Echelle : } 1 \text{ cm} & \longrightarrow & 1 \text{ mn} \\ & & 2 \text{ cm} \longrightarrow 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \end{array}$$

- b) A quelle date la concentration molaire volumique de l'alcool sera-t-elle égale à $3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$? Evaluer la vitesse de formation de l'alcool à cette date.

EXERCICE 8

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

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

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

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

c) Compléter le tableau de mesures en évaluant le nombre de moles d'ester (n_E) formé au 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 t.

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

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

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

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

4) Indiquer un procédé permettant :

a) de rendre la réaction plus rapide,

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

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

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

EXERCICE 9 :

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 une étuve. À différentes dates, on retire une ampoule que l'on refroidit ; ou la casse puis on neutralise l'acide n'ayant pas réagi avec un volume V_B d'une solution molaire d'hydroxyde de sodium.

a) Reproduire et compléter le tableau suivant :

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

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

X : nombre de moles d'ester formé.

b) Tracer la courbe $X = f(t)$. Echelles : 1cm pour 1 heure ; 2cm pour 0,01 mole

c) Calculer la vitesse moyenne d'estérification entre les instants $t_1 = 2$ heures et

$t_2 = 6$ heures.

- d) Calculer la vitesse instantanée d'estérification à l'instant $t = 4$ heures.
- 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 $M = \frac{49}{51} M_e$, 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 Felhing.
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 10

On étudie la réaction d'hydrolyse du saccharose. Pour cela, on part de 100 cm^3 d'une solution contenant 34.2 g de saccharose et on porte dans un tableau la quantité de saccharose hydrolysé en fonction du temps. On obtient le tableau suivant :

T (min)	0	40	80	120	160	190	220
n (mol)	0	0.135	0.25	0.35	0.44	0.50	0.55

C_s : concentration du saccharose hydrolysé en fonction du temps

- 1- Ecrire l'équation bilan de la réaction
- 2- Calculer les concentrations du saccharose restant, aux instants considérés.
- 3- Tracer la courbe donnant les variations de la concentration du saccharose en fonction du temps (prendre comme échelle : 0.5 cm pour 10 minutes et 2 cm pour 0.1 mol/L).
- 4- Définir la vitesse de disparition du saccharose et déterminer sa valeur à l'instant $t = 120$ minutes.
- 5- Définir et déterminer graphiquement le temps de demi – réaction:

EXERCICE 11 :

Lorsqu'une personne boit de la boisson alcoolisée, l'éthanol arrivé dans l'estomac passe peu à peu dans le sang.

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

T (min)	0	2	4	6	10	20
C (mol/L)	2	1.42	1	0.72	0.36	0.05

- a- Définissez puis déterminez la vitesse moyenne de disparition de l'alcool dans l'estomac entre les dates 6 minutes et 10 minutes. Précisez l'unité choisie.
- b- On suppose que dans l'intervalle de temps considéré, cette vitesse est sensiblement constante. A quelle date, à partir de l'instant de consommation choisi comme origine des temps, la concentration de l'alcool dans l'estomac est-elle égale à 0.5 mol/L.
- 2- Vingt (20) minutes après que la personne a avalé la boisson, la majeure partie de l'alcool passée dans le sang est alors $c = 0.025$ mol/L. Sachant que la législation fixe un seuil légal de 0.5 g/L pour les automobilistes, la personne est-elle autorisée à conduire ?

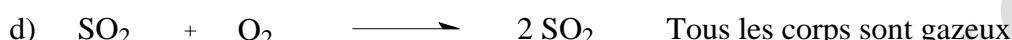
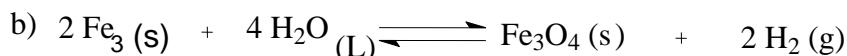
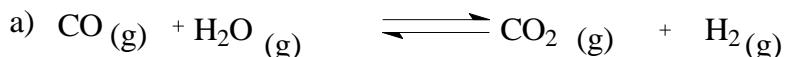
On donne : les masses molaires atomiques en g/mol : M(Na)= 23 ; M(H)= 1 ; M(O)= 16 ;

$M(C) = 12$.

Série d'exercices sur l'équilibre chimique

EXERCICE 1 :

Calculer la variance des systèmes en équilibre suivants :



EXERCICE 2 :

La constante d'équilibre de la réaction : $2 \text{CO} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2$ a pour valeur 0,63 à 986 °C . On place dans un récipient à cette température un mélange de 1 mole de vapeur d'eau et 3 moles d'oxyde de carbone, la pression étant 2 atm .

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

EXERCICE 3 :

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

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 $V=5\text{L}$; donner sa dimension.

EXERCICE 4 :

On fait agir un acide carboxylique A sur un alcool B . On obtient le corps E de formule $\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{C}_2\text{H}_5$

- 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 5 :

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

1-écrire l'équation bilan de la réaction et rappeler brièvement quelques caractéristiques de cette réaction.

2-On a mélangé 0,6 mol d'acide acétique et 0,6 mol d'éthanol. Déterminer :

a) La composition du mélange à l'équilibre.

b) La constante d'équilibre relative aux concentrations K_c .

c) A ce mélange à l'équilibre, on ajoute 1 mol d'éthanol. Déterminer la composition du mélange lors du nouvel état d'équilibre.

EXERCICE 6 :

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 $27^\circ C$, sous une pression $P = 1 \text{ atm}$, $K_p = 0,17$ (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 $27^\circ C$.

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

EXERCICE 7 :

Soit le mélange d'alcool éthylique et d'acide acétique , le système évolue vers l'équilibre .

A l'équilibre à $15^\circ C$, 1 l de solution renferme 15g d'alcool éthylique , 20g d'acide acétique , 56g d'acétate d'éthyle et 12g d'eau .

a) Calculer la constante d'équilibre K_c .

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

Déterminer les concentrations en acide , alcool , ester et eau du nouvel équilibre qui s'établit

EXERCICE 8:

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 $54^\circ C$, 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) $N=14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $O=16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

EXERCICE 9

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 $\frac{2}{3}$ 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 10

On réalise l'estérification de l'éthanol par l'acide acétique en opérant dans un solvant inert. Si on part de 3 moles d'alcool pur et de 3 moles d'acide pur, quelle est la composition du mélange à l'équilibre ? Que vaut K_c ?

En fait on part d'une solution contenant 2 G d'acide et 92 G d'alcool et d'une solution contenant 4 g d'eau et 180 g d'acide. Quelle est la composition du mélange.

EXERCICE 11

On met en présence 254 g de diiode et 2 g de dihydrogène et mélange à 450°C jusqu'à l'établissement de l'équilibre. Le mélange contient 1,27 g de diiode. Quelle est la composition exprimée en moles, du mélange ? Calculer la constante d'équilibre Kc et en déduire la constante KP.

Quels sont les facteurs à choisir pour déplacer cet équilibre.

On donne $M(I) = 127 \text{ g/mol}$

EXERCICE 12

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 ce 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 13

On considère l'équilibre chimique homogène en phase gazeux :



Exprimer la constante d'équilibre K_P en fonction du coefficient α et de la pression P régnant à l'équilibre.

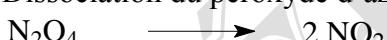
Sachant qu'à une certaine température de 20°C , 40% de PCl₅ sont dissociés sous une pression de 2 atmosphères. Calculer K_P et K_c à cette température. On donne : R = 8,32 U.S.I constante des gaz parfaits.

Trouver la composition du mélange lorsque le coefficient de dissociation vaut $\alpha = 60\%$.

Déterminer le coefficient de dissociation lorsque la pression à l'équilibre vaut P = 1 atm.

EXERCICE 14 :

Dissociation du peroxyde d'azote :



On prend 18,4 g de N₂O₄. Lorsque l'équilibre est atteint à 27°C sous une pression 1atm, le mélange occupe un volume de 5,9 L.

En utilisant la loi des gaz parfaits, déterminer le nombre total de moles gazeuses en présence. En déduire le coefficient de dissociation α à 27°C.

Trouver K_P à 27°C. On donne : R = 0,082 L.atm/ mole.degréKelvin ;

M(N) = 14 ; m(O) = 16.

EXERCICE 15

La constante K_c de la réaction d'estérification entre l'acide éthanoïque (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 16

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

1-écrire l'équation bilan de la réaction et rappeler brièvement quelques caractéristiques de cette réaction.

2-On a mélangé 0,6 mol d'acide acétique et 0,6 mol d'éthanol. Déterminer :

a)La composition du mélange à l'équilibre.

b) La constante d'équilibre relative aux concentrations Kc.

c)A ce mélange à l'équilibre, on ajoute 1 mol d'éthanol. Déterminer la composition du mélange lors du nouvel état d'équilibre.

EXERCICE 17

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



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

1- Calculer la constante d'équilibre relative aux concentrations Kc sachant que le coefficient de dissociation est $\alpha=40\%$;en déduire K_p

2- Exprimer K_p en fonction de α et de la pression totale P.

3- Calculer la pression totale ainsi que les pressions partielles des différents gaz.

EXERCICE 18

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 : $1,05 \cdot 10^3 \text{ g.L}^{-1}$

-3-méthylbutan-1-ol : $0,81 \cdot 10^3 \text{ g.L}^{-1}$

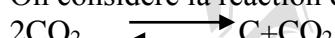
a)Quelle est, en mol la composition du mélange initial ?

b) Calculer la constante d'équilibre Kc 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.

EXERCICE 19

On considère la réaction d'équilibre suivante :



1-Calculer la variance de ce système.

2-On introduit à 800°C,1 mol de monoxyde de carbone dans un réacteur de volume invariable. A l'équilibre, la quantité de dioxyde de carbone formé est 0,095 mol. La pression totale du mélange gazeux $P=0,796 \text{ atm}$.

a) Quelle est la composition du système à l'équilibre ?

b) Calculer la constante d'équilibre relative aux pressions partielles K_p .

EXERCICE 20

Pour réaliser la synthèse de l'ammoniac selon la réaction :



On chauffe à 400°C un mélange formé de 28g de diazote et 6g de dihydrogène. A l'équilibre, il reste 13,44g de diazote ;la pression totale est 300atm.

1-Déterminer la pression partielle de chacun des gaz à l'équilibre.

2-Calculer la constante d'équilibre relative aux pressions partielles K_p .

3-Dans l'intervalle de température $298\text{K} \leq T \leq 400\text{K}$, la constante K_p varie avec la température

absolue suivant la loi : $\ln K_p = -23,83 + \frac{1,11 \cdot 10^4}{T}$

Calculer K_p à la température de 127°C.

On donne $M(N)=14$; $(H)=1$

Solutions aqueuses – notion de pH Série

Exercice 1

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

Exercice 2

Dans une fiole jaugée de 250ml, on met :

- 25ml de solution de NaCl à $0,8 \text{ mol.L}^{-1}$
- 50 ml de solution de CaBr₂ à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$
- 3.10^{-2} mol de chlorure de calcium
- 10,3g 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 3

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

- $5^\circ\text{C} : K_e = 1,8.10^{-15}$
- $37^\circ\text{C} : K_e = 1,9.10^{-14}$
- $60^\circ\text{C} : K_e = 9,6.10^{-14}$

- 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 : 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 : pH + pOH = pKe

EXERCICE 4 :

À 25°C , une solution (S) est telle que $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} = 6,5.10^2$.

Déterminer pour (S) les concentrations de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ et le pH.

EXERCICE 5 :

Le pH de l'eau pure varie avec la température selon la relation :

$$\text{pH} = \frac{1415}{T} + 2,24 \quad \text{avec} \quad T(\text{K}) = t(\text{°C}) + 273,15$$

- 1- Calculer le pH de l'eau à 30°C et 50°C .
- 2- En déduire le Ke à 30°C .

EXERCICE 6:

Une solution commerciale d'acide phosphorique (H_3PO_4) a une masse volumique $\rho = 1580 \text{ Kg/m}^3$; elle contient 74 % de masse en H_3PO_4 .

1- Calculer la quantité de matière de H_3PO_4 dans 1L de solution commerciale.

2- Quel volume d'eau faut-il ajouter à 30 cm³ de la solution commerciale pour obtenir une solution de concentration $C = 1 \text{ mol/L}$.

ON DONNE : (en g/mol) : P : 31 O : 16 H : 1

EXERCICE 7 :

On dissout une masse m_1 de sulfate de cuivre penta hydraté ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) dans un volume $V_1 = 500 \text{ cm}^3$ d'eau. La solution obtenue (S_1) a pour concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

1- Déterminer la masse m_1 .

2- On préleve $V_0 = 10 \text{ mL}$ de S_1 que l'on place dans une fiole jaugée à 100 mL.

On y ajoute, jusqu'au trait de jauge, une solution S_2 de sulfate de sodium (Na_2SO_4) de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol/L}$. La solution finale, notée S_3 a un pH = 7.

a) Ecrire les équations bilan de dissolution dans l'eau de $CuSO_4$ et Na_2SO_4 .

b) Donner la composition de la solution S_3 et vérifier son électroneutralité.

ON DONNE :

- $CuSO_4$ est constitué d'ions Cu^{2+} et SO_4^{2-}
- Na_2SO_4 est constitué d'ions Na^+ et SO_4^{2-}
- en g/mol : Cu : 65,5 ; S : 32 ; O : 16 ; H : 1

EXERCICE 8 :

1 – Ecrire l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

2 – Qu'appelle-t-on « Produit ionique de l'eau » ?

3 – Ecrire l'équation d'Electroneutralité pour l'eau pure.

4 – L'étude du pH de l'eau pure en fonction de la température a donné les résultats suivants :

Température (°c)	10	20	25	40	50
pH	7,27	7,08	7	6,77	6,63
[H_3O^+] en mol /L					
[OH^-] en mol / L					
Produit ionique (K _e)					

a) Reproduire et compléter le tableau. On justifiera les calculs.

b) Comment varie le produit ionique En fonction de la température ?

EXERCIE 9:

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

EXERCIE 10 :

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

ACIDE FORT – BASE FORTE

EXERCICE : 1

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

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

EXERCICE : 2

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

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

EXERCICE : 3

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

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

EXERCICE : 4

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

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

EXERCICE : 5

Dans un bécher, on mélange les solutions aqueuses suivantes :

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

EXERCICE : 6

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

Calculer le pH respectif de chacune de ces solutions.

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

EXERCICE : 7

Une solution commerciale d'acide nitrique contient en masse 62% d'acide nitrique HNO₃ pur et une masse volumique de 1420 kg.m⁻³.

- a- Exprimer la concentration en acide de cette solution. Vérifier que
 $C = 14 \text{ mol.L}^{-1}$
- b- Quelle quantité de cette solution faudrait-il utiliser pour préparer 250 cm³ d'une solution d'acide nitrique à 0,14 mol.L⁻¹
- c- Calculer le pH de la solution préparée en b.

EXERCICE:8

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

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

EXERCICE : 9

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

Sur 3,7 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 cm³ de la solution d'acide chlorhydrique obtenue, on verse 100 cm³ d'une solution d'acide nitrique de concentration $C_2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et de pH = 2,7.
 - a- Montrer que l'acide nitrique est un acide fort et écrire l'équation bilan de son ionisation dans l'eau.
 - b- Quel est le pH du mélange obtenu ?

EXERCICE 10 :

1- A une solution S₁ d'hydroxyde de sodium, de volume V₁ = 45 cm³, on ajoute 250 cm³ d'eau.

La solution S₂ obtenue a un pH = 10.

- a) Déterminer la concentration C₂ de S₂.
 - b) Déterminer la concentration C₁ et le PH de S₁.
- 2- On dispose d'une solution S₃ d'hydroxyde de calcium de Concentration C₃ = 10⁻³ mol/L.
- On place dans une fiole jaugée à 100 cm³, 10 mL de S₂ et 50 mL de S₃. On complète avec de l'eau.
- a) Quelle masse d'hydroxyde de calcium a-t-on introduite dans la fiole ?
 - b) Déterminer le PH et vérifier l'électroneutralité de la solution finale.

EXERCICE 11 :

Dans 100 cm³ d'eau, on dissout 10 cm³ de chlorure d'hydrogène gazeux.

On obtient une solution aqueuse notée (S). on donne : $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$

- 1- Déterminer la concentration C et le PH de la solution S.
- 2- On verse dans (S) un volume V₁ = 400 cm³ d'une solution de chlorure de sodium de concentration C₁ = 5 · 10⁻⁴ mol/L. Déterminer le PH et la composition de la nouvelle solution .

EXERCICE 12 :

1- On mélange 200 mL de solution A d'acide chlorhydrique de PH = 2,5 à 300 mL d'une solution B

d'acide chlorhydrique de pH inconnu. Le mélange a un PH = 2,8. En déduire le pH de la solution B.

2- On mélange 300 mL d'acide Iodhydrique de pH = 3 et 700 mL d'une solution d'acide HCl de pH = 4. Quel est le pH du mélange ?

EXERCICE 13 :

On fabrique une solution (S) en mélangeant une solution de HCl à C₁ mol/L et une solution de HNO₃ à C₂ mol/L.

1- Ecrire les équations de dissolution des solutés cités dans l'eau. Que peut-on dire de ces réactions?

2- On verse, dans 100 mL de (S) une solution de nitrate d'argent (AgNO₃) en excès.

On obtient un précipité blanc de chlorure d'argent (AgCl) de masse m = 717 mg .

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

b) En déduire C₁.

3- La solution (S) à un PH = 1,1. En déduire [H₃O⁺] dans (S) et la valeur de C₂.

EXERCICE 14 :

Une solution S₁ d'acide chlorhydrique de volume V₁ = 0,5 L, a un PH₁ = 1,4.

1-Quelle est la concentration C₁ de S₁?

2- Quel volume de gaz HCl a-t-on dissout dans l'eau ?

3-On dilue au centième la solution S₁. On obtient la solution S₂.

Déterminer C₂ et pH₂ de S₂.

4- Quel volume d'eau faut-il ajouter à S₁ pour obtenir une solution S₃ de pH₃ = 3 ?

EXERCICE 15 :

Au labo, une bouteille d'acide chlorhydrique possède les inscriptions ci-dessous.

On extrait de la bouteille 15 cm³ de produit que l'on complète à 500 cm³ avec de l'eau pure.

Déterminer la concentration C de la solution fabriquée.

$$\rho = 1190 \text{ Kg.m}^{-3} \quad \% \text{ masse acide} = 37 \% \quad M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$$

EXERCICE 16 :

On dispose d'une solution (1) d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration

C₁ = 5. 10⁻³ mol/L et une solution (2) d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration

C₂ = 10⁻³ mol/L.

1- Calculer le PH de chacune de ces solutions.

2- On mélange un volume V₁ = 10 mL de la solution (1) avec un volume V₂ = 50 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.

$$\underline{\text{on donne : température : } 25^\circ \text{C. } K_e = 10^{-14}}$$

REACTION ACIDE FORT – BASE FORTE

EXERCICE1 :

On dispose de trois solutions aqueuses :

La solution S_1 ($C_1 = 98 \cdot 10^{-3}$ g/L ; $V_1 = 10$ mL) d'acide sulfurique.

La solution S_2 ($C_2 = 10^{-4}$ mol/L ; $V_2 = 20$ mL) d'acide iodhydrique.

La solution S_3 ($C_3 = 10^{-3}$ mol/L ; $V_3 = 20$ mL) d'Hydroxyde de Calcium.

1- Ecrire 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) Ecrire 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 2 :

À $V_A = 40$ cm³ d'une solution de HCl à $C_A = 0,1$ mol/L, on ajoute $V_B = 60$ cm³ 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 $C_B = 0,05$ 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.

EXERCICE3 :

Dans $V_B = 20$ cm³ 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 (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 → 2 cm³ ; 1 cm → 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 4:

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 5 :

On dispose de trois solutions aqueuses :

La solution $S_1(C_1 = 10^{-3} \text{ mol/L}; V_1 \text{ inconnu})$ 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_4 est neutre :

a) Déterminer V_1 .

b) Donner la composition du mélange.

EXERCICE 6:

On dose 50 cm^3 d'une solution de chaux éteinte (Hydroxyde de Calcium) de concentration C , avec de l'acide nitrique de concentration $0,090 \text{ mol/L}$. Il se produit un saut de pH pour un volume $V = 12 \text{ cm}^3$. Déterminer C .

EXERCICE 7

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 bêcher 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.

- b) Tracer sur un papier millimétré la courbe $pH = f(V_A)$
- c) Utiliser cette courbe pour déterminer le volume V_A^E d'acide versé à l'équivalence
- d) En déduire la concentration inconnue C_B .

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

- a) Calculer le volume de chacune d'elles à utiliser
- b) Quelle sera la concentration de cette solution en chlorure de sodium?

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

Échelle: 1cm pour 1cm^3 de volume ; 1cm pour une unité de pH

EXERCICE 8

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 ?

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?

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

b) Quel sera le pH du mélange?

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

Acide faible – Base faible – K_a – pK_a

EXERCICE 1 :

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 démi-équations protoniques.

4 - Déterminer la composition de la solution. Calculer le coefficient d'ionisation, le K_a , et le PK_a du couple de NH_4Cl .

EXERCICE 2 :

1- Déterminer l'acide conjugué des bases suivantes : NO_2^- ; NH_3 ; Cl^- ; CN^- ; ClO^- ; OH^- ; $(\text{CH}_3)_3\text{N}$; N^- ; amphion.

2- Déterminer la base conjuguée des acides suivants : HCOOH ; H_2O ; H_2SO_4

EXERCICE 3 :

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 $V_B = 1 \text{ L}$.

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

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 4 :

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

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

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 $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$.

b) 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 5 :

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

1- Déterminer la concentration C d'une solution de HCOOH de $\text{PH} = 3,1$.

2- On mélange une solution **A** ($C_A = 10^{-2}$ mol/L ; $V_A = 0,5$ L) de HCOOH avec une solution **B** ($C_B = 10^{-1}$ 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 $C = 10^{-2}$ mol/L. Donner la composition du mélange.

EXERCICE 6 :

Une solution d'ammoniac NH_3 (pH = 11,2 ; pKa = 9,2)

1- Déterminer le rapport $r = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$

2- En déduire le pourcentage de NH_3 ayant réagit.

EXERCICE 7 :

une solution **S1** ($V_1 = 20$ cm³ ; pH₁ = 3) d'un acide est dilué pour obtenir une solution **S2** ($V_2 = 200$ cm³ ; pH₂ = 3,5). L'acide est-il fort ou faible ?

EXERCICE 8 :

1- Déterminer la concentration **C** d'une solution de NH_4Cl de pH = 5,6. pKa = 8,6.

2- Déterminer la concentration **C** d'une solution de NH_3 de pH = 10. pKa = 8,6.

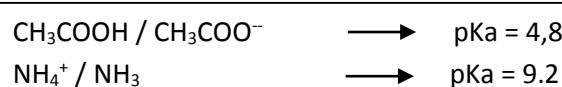
3- Déterminer la concentration **C** d'une solution de HCOONa de pH = 13,5. pKa = 3,8.

EXERCICE 9 :

Six bêchers contiennent un même volume **V** de solutions différentes mais de même Concentration $C = 10^{-2}$ 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 éthanoïque CH_3COOH
- * Acide chlorhydrique HCl
- * Ammoniac NH_3
- * Hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$

N° bêcher	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 bêcher.

EXERCICE 10:

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

3- Donner la composition de la solution de KCN.

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

EXERCICE:11

Trois flacons (solutions) S_1 , S_2 et S_3 , contiennent arbitrairement de l'éthylamine, de l'hydroxyde de calcium et de l'hydroxyde de sodium. Ces solutions ont la même concentration. On mesure le PH initiale ces solutions, puis le PH des solutions obtenues après les avoir dilués dix fois. (voir tableau)

1- Identifier les trois solutions.

2- Quelle est la concentration de ces solutions ?

	S_1	S_2	S_3
pH initial	11,7	12	11,2
pH final	10,7	11	10,5

EXERCICE:12

On dispose des solutions suivantes :

A	B	C	D	E
NaCl	NaOH	CH ₃ COOH	HCl	CH ₃ COONa
$C_A = 10^{-3}$ mol/L	$C_B = 10^{-2}$ mol/L	$C_C = 10^{-2}$ mol/L	$C_D = 10^{-3}$ mol/L	$C_E = 10^{-2}$ mol/L

On mesure indifféremment les pH de ces solutions. On trouve les valeurs suivantes : 3 ; 3,4 ; 7 ; 8,4 ; 12. Attribuer à chaque solution son pH.

EXERCICE:13

Une solution S_1 ($V_1 = 20 \text{ cm}^3$, $\text{PH}_1 = 3$) d'un acide est diluée pour obtenir une solution S_2 ($V_2 = 200 \text{ cm}^3$, $\text{PH}_2 = 3,5$). L'acide est-il faible ou fort ?

EXERCICE 14:

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 ; $V_2 = 10 \text{ mL}$) de cyanure de potassium.

Le mélange du pH = 5.

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

2 - 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 :

$$\frac{[CN^-]}{[HCN]} = Q \cdot \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

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 : $K_1 = Ka = 10^{-9,2}$ pour NH_4^+/NH_3 ;

$K_2 = Ka = 10^{-8,6}$ pour HCN/CN⁻

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

EXERCICE 15

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 gL⁻¹ le lait caille.

L'acide lactique ou acide 2-hydroxypropanoïque de formule brute C₃H₆O₃ est un acide faible.

1-

- Donner la formule semi-développée de l'acide lactique.
 - Quelles fonctions chimiques possède-t-il ?
- 2- La molécule est-elle chirale ? Justifier votre réponse. Donner la représentation conventionnelle des deux structures spatiales.
- 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 $C_B = 0,050 \text{ molL}^{-1}$ est effectué en présence de phénophthaléine. L'équivalence est atteinte pour un volume de soude $V_{BE} = 8,2 \text{ mL}$.

- Déterminer la concentration en acide lactique du lait.
- Déterminer la concentration massique contenue dans un litre de ce lait.
- Ce lait est-il frais ? Pourquoi ?

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

EXERCICE 16

- 1- Une bouteille commerciale d'un litre de vinaigre à 6° contient 60g d'acide éthanoïque. Le pH de ce vinaigre, mesuré à l'aide d'un pH-mètre vaut 2,3.
- Déterminer la concentration molaire initiale en acide éthanoïque du vinaigre étudié.
 - Ecrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau.
 - Quelle est la concentration molaire finale en ions oxoniums dans le vinaigre
- 2- On introduit ensuite dans le vinaigre, sans variation de volume, une masse $m = 1,00 \text{ g}$ de benzoate de sodium solide ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{Na}$) jouant le rôle de conservateur.
- Ecrire l'équation de la réaction acido-basique susceptible de se produire.
 - Déterminer la concentration molaire initiale en ions benzoate dans le vinaigre.

Données: $M(H) = 1,0 \text{ gmol}^{-1}$, $M(C) = 12 \text{ gmol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ gmol}^{-1}$; $M(Na) = 23 \text{ gmol}^{-1}$

EXERCICE 7

Une solution (S) contient un mélange d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium. Son volume total est $V = 20 \text{ mL}$. Les concentrations en ions éthanoate et en acide éthanoïque 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 $C_B = 10^{-1} \text{ molL}^{-1}$; $V_B = 2 \text{ mL}$

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

Réaction acido-basique : Solution tampon

EXERCICE 1 :

On dispose des solutions suivantes de même concentration :

A de HCl ; **B** de NH_3 ; **C** de HCOOH ; **D** de NaOH ; **E** de HCOONa

1- Quels mélanges peut-on effectuer pour préparer 150 cm^3 d'une solution tamponnée à $\text{pH} = 3,8$?

2- Même question pour $\text{pH} = 9,2$.

On donne :

$$\text{pKa} = 3,8 \dots \text{HCOOH / HCOO}^-$$

$$\text{pKa} = 9,2 \dots \text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$$

EXERCICE 2 :

Une solution **S₁** ($V_1 = 20 \text{ cm}^3$; $\text{pH}_1 = 3$) d'un acide

est dilué pour obtenir une solution **S₂** ($V_2 = 200 \text{ cm}^3$; $\text{pH}_2 = 3,5$).

L'acide est-il fort ou faible ?

EXERCICE 3 :

Dans une solution **A** ($V_A = 50 \text{ Cm}^3$; $C_A = 10^{-2} \text{ mol/L}$) d'acide chloroéthanoïque de $\text{pKa} = 2,9$, 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 4 :

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 ; $C_A = 0,1 \text{ mol/L}$).

$V_A(\text{cm}^3)$:	0	1	3	5	7	9	11	1	15	16
pH mélange :	11,	11,	11,	11,	11,	10,	10,	10,4	10,	9,

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

1- Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.

2- Justifier que **BH** est une base Faible. Préciser son couple.

- 3-** Ecrire l'équation bilan de la réaction acido basique.
4- Déterminer graphiquement le pKa du couple de BH.
5- Déterminer la concentration C_B de la solution de BH. (2 méthodes).
6- Donner la composition du mélange pour
 a) $V_A = 5 \text{ Cm}^3$ **b)** $V_A = 20 \text{ Cm}^3$ **c)** $V_A = V_{1/2E}$ **d)** $V_A = V_{AE}$

7 - vers quelle valeur tend le pH du mélange si on continue d'ajouter la solution d'HCl ?

EXERCICE 5:

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 (cm ³)	0	5	9	15	16	17	18	19	20	21	25	30
PH _{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 $\text{PH} = f(\text{V}_Y)$. Echelle : 1cm pour 2 cm^3 ; 1 cm pour l'unité 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 .

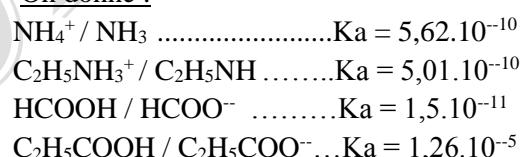
6- On admet que X est HCOONa et Y est HCl :

 - Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage.
 - Donner la composition du mélange pour $\text{V}_Y = 17\text{ cm}^3$.

On donne :

$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$	$\text{Ka} = 5,6$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}$	$\text{Ka} = 5,0$
$\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$	$\text{Ka} = 1,5$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH} / \text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$	$\text{Ka} = 1,2$

On donne :



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 (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- Montrer que la concentration de la solution B est $C_B = 10^{-2}$ mol/L.
 - 4- Tracer la courbe $pH = f(V_A)$.
ECHELLE : 1 cm → 2 cm³ ; 1 cm → 1 unité de pH
 - 5- Par la méthode des tangentes parallèles, déterminer graphiquement le point d'équivalence E .

6- En déduire C_A.

EXERCICE 7

1 - On considère une solution (S₁) d'acide éthanoïque et une solution (S₂) d'éthanoate de sodium de même concentration (C₁ = C₂).

a- Ecrire les équations bilans traduisant les équilibres chimiques en solution du couple CH₃COOH/ CH₃CO⁻ pour (S₁) et (S₂).

b- Donner l'expression de la constance d'acidité K_A de ce couple.

2 – On prélève un volume V_B = 20 mL de la solution (S₁) de concentration molaire C₁ inconnue que l'on place dans un becher. On ajoute progressivement à l'aide d'une burette graduée, une solution (S₃) d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C₃ = 10⁻² mol.L⁻¹. On mesure les valeurs du pH en fonction du volume V_B d'hydroxyde de sodium versé et on obtient le tableau suivant :

V _B (mL)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	10,5	11	11,50	12	13	14
pH	2,9	3,7	4,1	4,3	4,5	4,7	4,8	5	5,2	5,5	5,9	6,9	10,7	11,3	11,6	11,9	12,1

- a) Faire le dispositif expérimental et annoter-le.
- b) Ecrire l'équation – bilan de la réaction chimique responsable de l'évolution du pH.
- c) Tracer la représentation graphique de pH = f(V_B).

Echelles 2 cm → 1 mL

1 cm → 1 unité de pH.

- d) Déterminer graphiquement le point équivalent E en précisant ses coordonnées (V_{BE} ; Ph_e). En déduire la concentration molaire C₁.
- e) A partir de la courbe, déterminer la valeur du pK_A du couple CH₃CO₂H/CH₃CO⁻.
- f) Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible à l'aide de la courbe.

3 – On veut préparer un volume V = 100 mL d'une solution tampon de pH = 4,8.

a- Quelles sont les propriétés d'une telle solution ?

b- En utilisant les solutions (S₁) ; (S₂) et (S₃) précitées précédemment, indiquer une méthode pour préparer une telle solution (volumes à prélever et solutions à mélanger).

4 – On dispose de trois indicateurs colorés : l'hélianthine (3,2 – 4,4) ; le bleu de bromothymol (6 – 7,6) et le phénolphthaléine (8 – 10).

- a- Représenter sur la courbe pH = f(V_B) les zones de virage des indicateurs colorés.
- b- Lequel des trois indicateurs colorés faut-il utiliser pour effectuer le dosage ? Justifier.

EXERCICE 8

1- On mesure le pH d'une solution aqueuse S d'un acide de formule HA de concentration molaire C_a = 8,25.10⁻³ mol/L. On trouve pH = 2,1.

1-1 Montrer que l'acide HA est un acide fort.

1-2 Ecrire l'équation bilan de la réaction de l'acide HA sur l'eau.

2- On se propose de déterminer la formule de cet acide. Pour cela, on prélève V_a = 20 mL de l'acide HA que l'on introduit dans un bêcher. On ajoute, à l'aide d'une burette graduée, un volume V_b (mL) d'une solution d'hydroxyde de sodium de pH = 12. On obtient le tableau de mesure suivant :

V _b (mL)	0	2	6	10	14	15	15,5	16	16,4	16,5	16,8	17	18	19	20	22
---------------------	---	---	---	----	----	----	------	----	------	------	------	----	----	----	----	----

pH	2,1	2,2	2,4	2,7	3,2	3,5	3,8	5	6,2	7	8,3	8,8	10,5	10,9	11,1	11,3
----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	---	-----	---	-----	-----	------	------	------	------

2-1 Comment peut-on mettre en évidence le caractère ionique de chacune des solutions ?

2-2 Tracer la courbe $pH = f(V_b)$. *Echelle : 1cm pour une unité de pH et 1 cm pour 2 mL.*

2-3 Déterminer les coordonnées du point d'équivalence E et en déduire la concentration molaire C_a de la solution d'acide.

3- En évaporant l'eau de la solution obtenue à l'équivalence, on recueille 14,025 mg du composé ionique.

3-1 Déterminer la masse molaire de l'acide HA et l'identifier grâce au tableau suivant :

HA	HCl	HBr	HI	H_2SO_4	HNO_3
M_{HA} (g/mol)	36,5	81	128	98	63

3-2 En déduire la masse d'acide HA utilisé pour obtenir un litre de la solution acide.

Données : Masse molaire en g/mol :

$M_H = 1$; $M_{Na} = 23$; $M_{Cl} = 35,5$; $M_{Br} = 80$; $M_I = 127$; $M_S = 32$; $M_N = 14$; $M_O = 16$